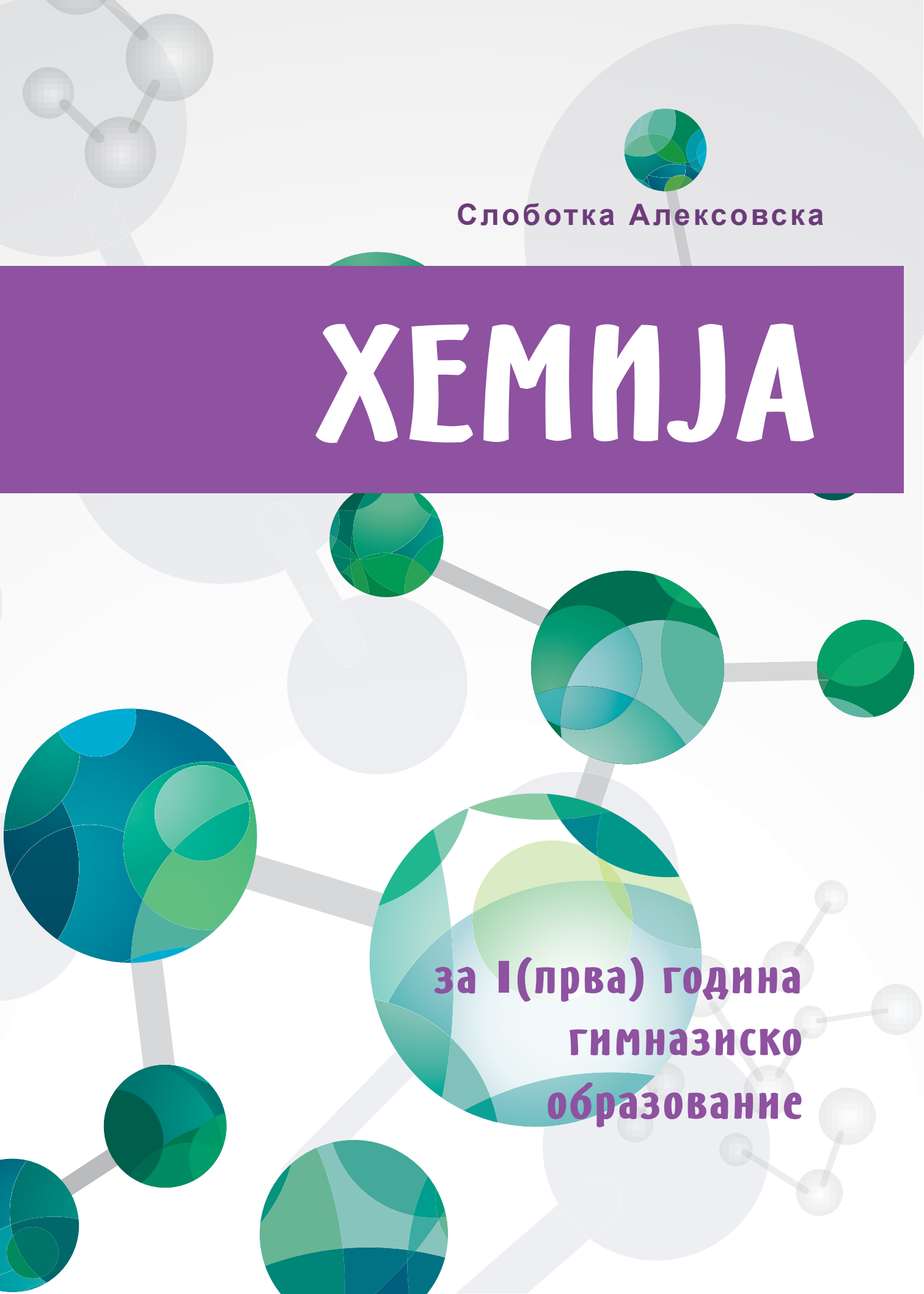




Слоботка Алексовска

ХЕМИЈА

за I (прва) година
гимназиско
образование

ХЕМИЈА

ЗА I (ПРВА) ГОДИНА
гимназиско образование



ПРОСВЕТНО ДЕЛО
Скопје, 2025

Рецензенти:

проф. д-р Наташа Ристовска, УКИМ - ПМФ, Скопје

проф. д-р Ахмед Јашари, ДУТ - ПМФ, Тетово

Гордана Геческа, СУГС Гимназија
„Раде Јовчевски - Корчагин“ ,Скопје

Со одлука на Националната комисија за учебници во Република Северна Македонија, донесена на ден 27.08.2025 година, заведена под бр. 26-943/1 на ден 27.08.2025 година од Министерство за образование и наука на Република Северна Македонија, Педагошка служба, се одобрува употребата на учебникот по наставниот предмет Хемија за I (прва) година гимназиско образование.

СОДРЖИНА

1. 1. ГРАДБА НА АТОМ	10
Честички во состав на атомот	10
Атомски број и масен број.....	12
Изотопи и изобари	14
1.2. ГРАДБА НА ЕЛЕКТРОНСКАТА ОБВИВКА.....	18
Градба на електронската обвивка и квантни броеви	18
Квантни броеви	20
1. Главен квантен број (n)	20
2. Орбитален квантен број (l).	20
3. Магнетен квантен број (m_l)	20
4. Спински квантен број (m_s)	21
Атомски орбитали	22
1.3. ЕЛЕКТРОНСКА КОНФИГУРАЦИЈА	25
Правила за распоред на електроните во орбиталите ..	25
Електронска конфигурација и начини на нејзино запишување	26
Валентни електрони и стабилна електронска конфигурација	28
1.4. ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ	30
Структура на Периодниот систем на елементите	30
Врска меѓу електронската конфигурација и структура на Периодниот систем на елементите	31
s, p, d и f блокови на елементи.....	35
Периодично изменување на својствата на елементите	36
Периодично изменување на металните/неметалните својства на елементите	40
2.1. ЈОНСКА ВРСКА	44
Општи принципи за хемиското сврзување и видови хемиски врски.....	44
Јонска врска.....	46
Општи својства на јонски градените супстанции.....	51

2.2. КОВАЛЕНТНА ВРСКА	53
Единични ковалентни врски во хомоатомски молекули	53
Двојни и тројни ковалентни врски во хомоатомски молекули	56
Должина и јачина на ковалентната врска	58
Ковалентни врски во хетероатомски молекули	59
2.3. МЕЃУМОЛЕКУЛСКИ ИНТЕРАКЦИИ	62
Меѓумолекулски интеракции	62
Водородна врска	64
Ковалентни супстанци во цврста агрегатна состојба	66
2.4. МЕТАЛНА ВРСКА	70
Метални кристали	70
Врска меѓу градбата на металите и нивните својства	71
3.1. ОКСИДИ	76
Поим и поделба на оксидите	76
Номенклатура на оксидите	77
Добивање оксиди	79
Хемиски својства на оксидите	80
Оксиди во состав на стакленичките гасови	82
3.2. ХИДРОКСИДИ	86
Добивање хидроксиди	87
Својства на хидроксидите	89
3.3. КИСЕЛИНИ	94
Состав на киселините и нивна класификација	94
Номенклатура на неорганските киселини	94
Добивање киселини	98
Својства на киселините	99
Киселините и животната средина	103

3.4. СОЛИ.....	107
Номенклатура на солите	108
Добивање соли.....	113
Својства на солите.....	115
4.1. ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ, ЕДИНИЦИ И МЕЃУНАРОДЕН СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ (SI)	124
Физички величини и нивни единици во SI	124
Помали и поголеми единици од основната единица	126
4.2. РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА И РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА.....	131
Атомска единица за маса и релативна атомска маса	131
Релативна молекулска маса и нејзино пресметување	132
4.3 КОЛИЧЕСТВО СУПСТАНЦА И МОЛ	136
4.4. МОЛАРНА МАСА.....	140
4.5. МОЛАРЕН ВОЛУМЕН.....	146
Авогадров закон и моларен волумен.....	146
4.6. ПРЕСМЕТУВАЊЕ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ	152
Односи и удели.....	152
Пресметување на квантитативен состав на соединение врз основа на хемиска формула.....	154
Определување емпириска и вистинска формула врз основа на квантитативни податоци за соединението	159
ТЕРМИНОЛОШКИ РЕЧНИК	167

Предговор

Овој учебник е наменет за учениците од **прва година гимназиско образование**. Учебникот е пишуван во согласност со концепцијата за изработка на учебник и со наставната програма по Хемија за I година гимназиско образование.

Наставната програма по Хемија за прва година гимназиско образование се состои од четири теми: 1. Градба на атом и Периоден систем на елементите; 2. Хемиски врски; 3. Неоргански соединенија; 4. Хемиско сметање, кои се конципирани преку резултати од учење, содржини, поими, стандарди за оценување и активности. Затоа, **учебникот се состои од истите четири теми кои се опфатени со наставната програма и истите содржини**. Во учебникот, на почетокот на секоја тема се наведени резултати од учењето што ќе ги постигне ученикот по изучувањето на темата, како и поимите со кои ќе се сретнат-учениците. Насловите на содржините во самата тема се, исто така, соодветни на содржините од наставната програма, а низ текстот јасно се нагласени поимите кои учениците треба да ги усвојат.

Така, покрај тоа што го содржат основниот текст, темите избобилуваат и со **голем број слики, табели, шеми, експерименти и решени примери на задачи**. Сето ова е со цел учениците полесно да ги разберат и научат сложените научни факти.

Решените примери се така осмислени што ја даваат методологијата на решавање на задачата, заедно со размислувањата и поврзувањето на фактите. На ваков начин учениците не само што ќе го учат материјалот, туку и ќе учат како да учат, т.е. како да ги поврзуваат научените факти и да ги применат на конкретен пример и во нова ситуација.

Експериментите дадени во наставните содржини имаат за цел да му дадат на ученикот појасна претстава за својствата на супстанците и на хемиските процеси во кои учествуваат супстанците. После секој експеримент дадено е негово објаснување и изведени се заклучоци, темелени на експериментот, за својството и процесот за кои станува збор. Најважно е, преку експериментите, учениците да сфатат дека експериментот е едно од најважните методско-дидактички средства во изучувањето на хемијата. Покрај тоа, експериментите имаат за цел да ја поттикнат љубопитноста и истражувачкиот дух кај учениците.

На крајот од содржините дадени се **Прашања и задачи**, како и посебно издвоен дел со наслов **Истражувај**. Прашањата и задачите се согласно различните нивоа од Блумовата таксономија, додека пак истражувањата имаат за цел да развиваат

способности кај учениците за истражување, за решавање проблеми и за изработка на проекти, како и за развој на вештините за користење на информатичките технологии.

На некои места во текстот, во т.н. **Дознај повеќе** издвоени се важни факти, занимливости или научни новини поврзани со основниот текст. Нивната улога е да им ја доближат хемијата на учениците, да ја популаризираат и да ги заинтересираат за стекнување нови знаења. Ученикот не треба да ги учи, но пожелно е да ги прочита.

Учебникот завршува со **Терминолошки речник** во кој се дефинирани поимите што се сретнуваат во овој учебник.

Драги и почитувани ученици, се надевам дека овој учебник ќе ви овозможи да ги стекнете потребните знаења од областа на хемијата потребни за вашето натамошно образование. Покрај тоа, се надевам дека кај вас ќе ја поттикне љубовта кон науката, особено кон хемијата, и ќе ве мотивира да истражувате и да доаѓате до нови сознанија. Ви посакувам успешна работа!

Авторот

ГРАДБА НА АТОМ И ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ

Ош како ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да го опишеш Радерфордовиот модел за градба на атомот со неговите градбени честички, да правиш разлика меѓу атомски број и масен број и меѓу изотопи и изобари и да пресметаш релативна атомска маса на природен хемиски елемент;
- да го објасниш значењето на квантните броеви и нивната меѓусебна поврзаност, да дефинираш и да претставиш атомска орбитала и да ја опишеш енергетската состојба на електронот во даден атом преку вредностите на квантните броеви;
- да го примениш квантномеханичкиот модел за градбата на електронската обвивка и да ја претставиш електронската конфигурација на атомите на различни хемиски елементи;
- да правиш врска меѓу електронска конфигурација, Периоден систем на елементите и начинот на кој периодично се изменуваат некои својства на елементите и нивните елементарни супстанции.

Поими:

атом, Радерфордов атомски модел, атомско јадро, електронска обвивка, протон, неутрон, електрон, атомски број, масен број, нуклид, изотопи, изобари, релативна атомска маса, Боров атомски модел, квантномеханички модел, принцип на неопределеност, главен квантен број, орбитален квантен број, магнетен квантен број, спински квантен број, електронски слој, енергетско ниво, електронски потслој, атомска орбитала, s-орбитала, p-орбитали, d-орбитали, f-орбитали, дегенерирани орбитали, принцип на Паули, пополнета атомска орбитала, полупополнета атомска орбитала, празна атомска орбитала, спарени електрони, Хундово правило, електронска конфигурација, валентни електрони, стабилна електронска конфигурација, Периоден систем на елементите, периода, група, s-елементи, p-елементи, d-елементи, f-елементи, атомски радиус, јонизациска енергија, афинитет кон електронот, електронегативност.

1. 1. ГРАДБА НА АТОМ

Потсети се!

- Која е основната градбена честичка од која е изградена материјата?
- Од кои честички се состои атомот и според што се разликуваат меѓу себе?
- Што е атомски број, а што е масен број?
- Што се изотопи, а што се избари?

Честички во состав на атомот

Уште во основното образование се запозна со поимот **атом** како основна градбена честичка на материјата. Пред да навлеземе во посуштинско објаснување на градбата на атомот, т.е. на неговата електронска обвивка, ќе се потсетиме и ќе ги прошириме основните знаења за градбата на атомот.

Поимот атом првпат го спомнале старогрчките филозофи Леукип и Демокрит, но во науката го вовел Далтон во 1808 година, кој ги сметал атомите за најмали неделиви честички од кои е изградена сета материја во природата. Своите размисли тој ги сумирал во основните тези на т.н. **атомска теорија за материјата**.

Далтонова атомска теорија - основни тези:

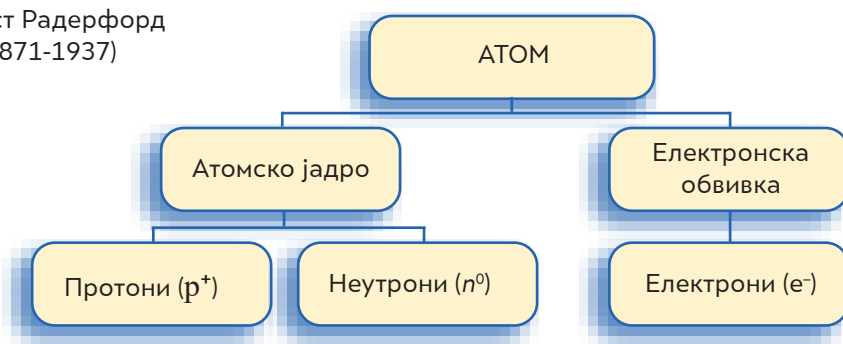
- Најмалите честички од кои се изградени елементите се нарекуваат атоми.
- Атомите од кои е изграден еден елемент се идентични, а се разликуваат од атомите на другите елементи.
- Кога атомите се сврзуваат меѓу себе, се образуваат соединенија. Едно определено соединение секогаш содржи определен број атоми од определени елементи.
- При хемиските реакции доаѓа до прегрупирање на атомите, но притоа самите атоми не претрпуваат промени, т.е. не го губат својот идентитет.

Далтоновата теорија била темел за натамошен развој на идејата за атомот како основна градбена честичка на материјата. Интензивниот развој на науката во првата половина на минатиот век довел до многу научни откритија што ја смениле претставата за атомот како неделива честичка. Така, се покажало дека атомот е делива честичка и дека се состои од уште помали честички коишто меѓу себе **се разликуваат според масата и полнежот**. Со откритието на честичките во составот на атомот (субатомските честички) биле предложени различни модели за градбата на атомот, т.е. за местоположбата на честичките во составот на атомот. Еден од поважните модели е моделот што го предложил Ернест Радерфорд, кој според него се нарекува **Радерфордов атомски модел**.



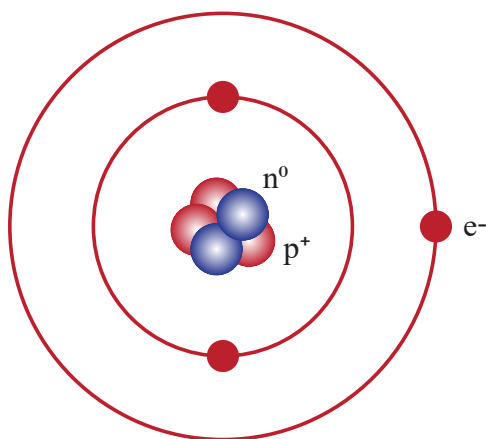
Слика 1.1.
Ернест Радерфорд
(1871-1937)

Радерфорд извел експеримент со кој покажал дека протоните се концентрирани во средиштето на атомот, а електроните се движат околу јадрото со огромна брзина по произволни кружни патеки, слично како планетите околу Сонцето. Затоа овој модел за атомот се нарекува планетарен модел. Според Радерфордовиот атомски модел, атомот е составен од **атомско јадро** и **електронска обвивка**. Најнапред се сметало дека атомското јадро го сочинуваат само **протони (p^+)**, но подоцна се открило дека во атомското јадро се присутни и друг вид честички, **неутрони (n^0)**. Електронската обвивка е изградена од **електрони (e^-)**.



Слика 1.2. Шематски приказ за градбата на атомот и честичките во неговиот состав.

Протонот и неутронот имаат приближно иста маса, а електронот има занемарливо мала маса во однос на нив (помала за околу 1 840 пати). Оттука може да се заклучи дека масата на атомот е концентрирана, главно, во атомското јадро. Од друга страна, радиусот на атомското јадро е $10^4 - 10^5$ пати помал во однос на радиусот на атомот, па затоа атомското јадро има многу голема густина (околу 10^{14} g/cm^3).



Слика 1.3. Радерфордов атомски модел

Честичките од кои е изграден атомот се разликуваат и според електричниот полнеж. Протоните се честички со позитивен полнеж, неутроните не се наелектризирани, а електроните се честички со негативен полнеж. Електричниот полнеж на протонот и електронот е еднаков според апсолутната вредност. Бидејќи **атомот во целина е електронеутрална честичка**, јасно произлегува дека бројот на протони во јадрото и на електрони во електронската обвивка е еднаков.

Атомски број и масен број

Бројот на неутроните во јадрото на атомот може да биде различен од бројот на протоните и електроните, бидејќи со тоа не се нарушува електронеутралноста на атомот. Како што веќе си учел, атомот може да прими или да испушти определен број електрони, при што се добиваат јони. Меѓутоа, бројот на протоните во јадрото на определен атом не се менува. Токму затоа, најсуштествената карактеристика на еден атом е **бројот на протоните во атомското јадро**, кој го определува **идентитетот на атомот**. **Бројот на протоните во атомското јадро се нарекува атомски број и се бележи со Z** . Всушност, атомскиот број покажува на кој елемент му припаѓа атомот со тој атомски број. Оттука, како што веќе знаеш, поимот **елемент** се дефинира **како множество атоми со ист атомски број**.

Важна карактеристика на атомот е и т.н. **масен број (A)**, кој претставува збир од бројот на протоните и неутроните во јадрото.

$$A = Z + N_{\text{(неутрони)}}$$

масен број на број на
број протони неутрони

Атомскиот и масениот број се бележат пред симболот на елементот на следниов начин:



Примери: $^{14}_7\text{N}$; $^{16}_8\text{O}$; $^{27}_{13}\text{Al}$; $^{59}_{26}\text{Fe}$;

Решен пример 1.1.

Бројот на протони во атомското јадро на бакарот изнесува 29, а бројот на неутрони 34. а) Кои се атомскиот и масениот број на атомот на бакарот? Како ќе ги запишеш атомскиот и масениот број на бакарот?

Решение: Бројот на протони во јадрото е, всушност, атомскиот број. Значи, $Z = 29$. Масениот број, A , е збир од бројот на протони и неутрони во атомското јадро. Во овој случај $A = 29 + 34 = 63$. Атомскиот и масениот број ќе ги запишеме на следниов начин:



Ако се познати масениот и атомскиот број за некој атом, лесно може да се пресмета бројот на неутрони, како и обратно, ако се познати масениот број и бројот на неутрони, може да се пресмета атомскиот број.

Решен пример 1.2.

Пресметај го бројот на неутрони во атомот на фосфорот врз основа на следниов запис: ${}^{31}_{15}\text{P}$.

Дадено е:

$$Z = 15;$$

$$A = 31$$

Се бара:

$$N(n^0) = ?$$

Решение:

$$A = Z + N(n^0)$$

$$N(n^0) = A - Z$$

$$N(n^0) = 31 - 15 = 16$$

Одговор: $N(n^0) = 16$

Решен пример 1.3.

Масениот број на атомот на кобалт изнесува 59, а бројот на неутрони во јадрото 32. Колку изнесува бројот на протони и бројот на електрони во атомот на кобалт?

Дадено е:

$$A = 59;$$

$$N(n^0) = 32$$

Се бара:

$$N(p^+) = ?$$

$$N(e^-) = ?$$

Решение:

Бројот на протони е, всушност, атомскиот број.

$$Z = A - N(n^0) = 59 - 32 = 27$$

$$N(p^+) = 27$$

Бројот на електрони во атомот е еднаков на бројот на протони, што значи во овој случај $N(\text{електрони}) = 27$.

Одговор: $N(p^+) = N(e^-) = 27$

Решен пример 1.4.

Масениот број на некој атом изнесува 23. Бројот на неутроните е за еден поголем од бројот на протоните во атомот. Определи колку изнесува бројот на електроните во атомот.

Дадено е:

$$A = 23;$$

$$N(n^0) = N(p^+) + 1$$

Решение:

Се бара:

$$N(e^-) = ?$$

$$A = N(p^+) + N(n^0)$$

$$A = N(p^+) + N(p^+) + 1$$

$$23 = 2 N(p^+) + 1$$

$$22 = 2 N(p^+)$$

$$N(p^+) = 11$$

Бројот на електроните во атомот е еднаков на бројот на протоните.

Одговор: $N(e^-) = 11$

Изотопи и изобари

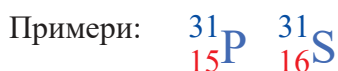
Бројот на неутрони во јадрото на еден ист елемент може да биде ист со бројот на протони, но и различен. Множество атоми со определен број протони и определен број неутрони се нарекува **нуклид**. Нуклидите што имаат еднаков број протони, а различен број неутрони, што значи **еднаков атомски број, а различен масен број, се нарекуваат изотопи**. Очигледно, изотопите се нуклиди на еден ист хемиски елемент.

Примери:



Изотопите на водородот имаат и посебни имиња: ${}^1_1\text{H}$, протиум; ${}^2_1\text{H}$, деутериум и ${}^3_1\text{H}$, тритиум. Протиумот е единствен пример за нуклид кој во своето јадро не содржи неутрон.

Постојат и нуклиди што имаат еднаков масен број, а различен атомски број. Тие се нарекуваат **изобари**. За разлика од изотопите, изобарите се нуклиди на различни хемиски елементи.



Решен пример 1.5.

Кои од следниве нуклиди: $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{11}_5\text{B}$; $^{60}_{27}\text{Co}$; $^{59}_{26}\text{Fe}$; $^{60}_{28}\text{Ni}$; $^{26}_{12}\text{Mg}$; $^{10}_5\text{B}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; се изотопи, а кои се избари?

Решение: Изотопи се нуклиди на ист хемиски елемент бидејќи имаат ист атомски број. Од дадените нуклиди, изотопи се: $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; $^{26}_{12}\text{Mg}$; како и $^{10}_5\text{B}$ и $^{11}_5\text{B}$. Избари се нуклиди на различни елементи, односно тоа се нуклиди со ист масен број, а различен атомски број. Од дадените нуклиди, избари се $^{60}_{27}\text{Co}$ и $^{60}_{28}\text{Ni}$.

Во природата хемиските елементи се среќаваат како смеси од изотопи. Во изотопската смеша, секој од изотопите на елементот е застапен со различен количествен удел, x . Секој од изотопите има своја релативна атомска маса, па оттука, **релативната атомска маса на природниот елемент е збир од производите на релативните атомски маси на поодделните изотопи и нивните количествени удели во изотопската смеша:**

$$A_r(\text{E}) = x(^x\text{E}) \cdot A_r(^x\text{E}) + x(^y\text{E}) \cdot A_r(^y\text{E}) + x(^z\text{E}) \cdot A_r(^z\text{E}) + \dots$$

На пример, релативната атомска маса на природниот водород, кој во природата се среќава во вид на изотопска смеша од три изотопа, ќе се пресмета според следниов израз:

$$A_r(\text{H}) = x(^1\text{H}) \cdot A_r(^1\text{H}) + x(^2\text{H}) \cdot A_r(^2\text{H}) + x(^3\text{H}) \cdot A_r(^3\text{H})$$

Пресметувањето ќе го претставиме со следниов решен пример.

Решен пример 1.6.

Хлорот во природата се среќава како смеша од изотопот ^{35}Cl чија релативна атомска маса изнесува 34,97, кој е застапен со 75,53 % во изотопската смеша, и изотопот ^{37}Cl со релативна атомска маса 36,97 и количествен удел од 24,47 %. Колку изнесува релативната атомска маса на природниот хлор?

Дадено е:

$$A_r(^{35}\text{Cl}) = 34,97$$

$$x(^{35}\text{Cl}) = 75,53 \% = 0,7553$$

$$A_r(^{37}\text{Cl}) = 36,97$$

$$x(^{37}\text{Cl}) = 24,47 \% = 0,2447$$

Се бара:

$$A_r(\text{Cl}) = ?$$

Решение: Во задачата се дадени релативните атомски маси на двата изотопа на хлорот, како и нивните количествени удели, што значи дека може директно да се примени изразот за пресметување на релативната атомска маса на хлорот. Во равенката за пресметување на релативната атомска маса уделите се внесуваат само со бројна вредност, што значи дека најнапред треба да се ослободиме од процентот.

$$A_r(\text{Cl}) = x(^{35}\text{Cl}) \cdot A_r(^{35}\text{Cl}) + x(^{37}\text{Cl}) \cdot A_r(^{37}\text{Cl})$$

$$A_r(\text{Cl}) = 0,7553 \cdot 34,97 + 0,2447 \cdot 36,97 = 35,46$$

Одговор: $A_r(\text{Cl}) = 35,46$

Добиениот резултат е логичен, бидејќи бројната вредност за релативната атомска маса на хлорот е поблиска до вредноста за релативната атомска маса на изотопот што е застапен со поголем количествен удел во изотопската смеса. Имено, релативната атомска маса на елементот не може да биде ниту поголема од онаа на изотопот со најголема релативна атомска маса ниту помала од онаа на изотопот со најмала релативна атомска маса.

Дознај повеќе!

Изотопите што содржат голем број неутрони во атомското јадро се нестабилни и спонтано се разложуваат со радијација (зрачење). Затоа ваквите изотопи се нарекуваат радиоактивни изотопи (радиоизотопи). Радиоизотопите наоѓаат различна примена. Изотопот на ураниум, ^{235}U , се користи во реакторите на нуклеарните електрани и нуклеарните подморници. Изотопот ^{60}Co наоѓа голема примена во медицината за лекување на болните од рак, бидејќи клетките од ракот се уништуваат со зрачењето што се ослободува при распаѓањето на овој нестабилен изотоп.

Староста на различни археолошки ископини (коски, фосили, јаглени и др.) се определува според застапеноста на изотопот на јаглерод ^{14}C во нив. Тој е еден од изотопите што се застапени во изотопската смеса на природниот јаглерод. Изотопот ^{14}C радиоактивно се распаѓа, но тоа се одвива многу бавно. Научниците утврдиле дека за да се распадне половина од појдовното количество на ^{14}C (без оглед колкаво е тоа), потребни се 5 700 години. Овој изотоп на јаглеродот го има и во живите организми, бидејќи јаглеродот е основен елемент на органските соединенија во секој жив организам. Додека се живи, количеството на ^{14}C во растенијата и во животните е константно, бидејќи колкаво количество од овој изотоп се внесува од околината, толкаво количество и се распаѓа. Но кога живите организми умираат, тие веќе не внесуваат јаглерод. Затоа, количеството на ^{14}C се намалува. Мерејќи го преостанатото количество на изотопот ^{14}C , може да се определи староста на остатоците од живите организми. Затоа оваа метода се нарекува определување на староста со ^{14}C .

Прашања и задачи

1. Селенот е важен додаток во исхраната, бидејќи се смета дека може да спречува некои видови болести. Атомот на селенот содржи 34 протони и 46 неутрони. Колку изнесува атомскиот, а колку масениот број на селенот?
2. Напиши ги комплетните хемиски симболи (со атомскиот и масениот број) на следниве нуклиди: а) силициум со атомски број 14 и 15 неутрони; б) сулфур со масен број 32 и 16 неутрони; в) хром со 24 електрони и 28 неутрони.
3. Следниве нуклиди: $^{32}_{15}\text{P}$; $^{131}_{53}\text{I}$; $^{60}_{27}\text{Co}$; $^{59}_{26}\text{Fe}$; $^{99}_{43}\text{Tc}$ наоѓаат широка примена во медицината. Определи го бројот на протони, неутрони и електрони за секој од овие нуклиди.
4. Според што се разликуваат изотопите на аргон: ^{36}Ar ; ^{38}Ar ; ^{40}Ar ?
5. Кои од следниве нуклиди $^{59}_{26}\text{Fe}$; $^{54}_{24}\text{Cr}$; $^{58}_{26}\text{Fe}$; $^{58}_{28}\text{Ni}$ се изотопи, а кои се изобари?
6. Стронциумот има четири изотопи со следниве релативни атомски маси и количествени удели, изразени во проценти: 83,9134 (0,56 %); 85,9094 (9,86 %); 86,9089 (7,00 %) и 87,9056 (82,58 %). Пресметај ја релативната атомска маса на стронциумот.
7. Неонот е благороден (инертен) гас што се користи во гасните ласери. Тој се сретнува во три природни изотопи, чии релативни атомски маси и количествени удели се: $A_r(^{20}\text{Ne}) = 19,99$ и $x(^{20}\text{Ne}) = 90,92\%$; $A_r(^{21}\text{Ne}) = 20,99$ и $x(^{21}\text{Ne}) = 0,257\%$; и $A_r(^{22}\text{Ne}) = 19,99$ и $x(^{22}\text{Ne}) = 8,82\%$. Пресметај ја релативната атомска маса на природниот неон.
8. Среброто што се среќава во природата се состои од два изотопа. Едниот изотоп има релативна атомска маса 106,9 и застапеност 51,84 %. Колку изнесува релативната атомската маса на другиот изотоп? $A_r(\text{Ag}) = 107,87$
9. Релативната атомска маса на природниот магнезиум изнесува 24,31. Во природата е застапен со три изотопи: ^{24}Mg со $A_r(^{24}\text{Mg}) = 23,99$ и $x(^{24}\text{Mg}) = 78,99\%$; ^{26}Mg со $A_r(^{26}\text{Mg}) = 25,98$ и $x(^{26}\text{Mg}) = 11,01\%$ и ^{25}Mg со $A_r(^{25}\text{Mg}) = 24,99$. Колку изнесува количествениот удел на ^{25}Mg во изотопската смеса?

1.2. ГРАДБА НА ЕЛЕКТРОНСКАТА ОБВИВКА

Потсети се!

- Како се претставува атомот со Радерфордовиот атомски модел?
- Зошто Радерфордовиот атомски модел се нарекува планетарен модел?
- Како се опишува градбата на електронската обвивка со електронски слоеви?

Градба на електронската обвивка и квантни броеви

За хемичарите, од посебен интерес е градбата на електронската обвивка, бидејќи хемиските врски се образуваат со размена на електрони (примање, испуштање) и со образување заеднички електронски парови меѓу атомите што ја образуваат хемиската врска. Затоа, за структурата на атомот и за изградбата на електронската обвивка биле дадени повеќе различни модели. Веќе видовме дека според Радерфордовиот атомски модел, масата на атомот е концентрирана во атомското јадро, а електроните кружат околу јадрото, слично на планетите околу Сонцето. Меѓутоа, овој модел не бил во согласност со законите на класичната физика според кои електронот, при кружење околу јадрото, ќе зрачи електромагнетна енергија, поради што неговата патека ќе станува спирална, па во еден момент атомот ќе се уништи при судир на електронот со јадрото. Ова би значело дека атомите се нестабилни честички, што секако не е точно бидејќи сета материја е изградена од атоми.

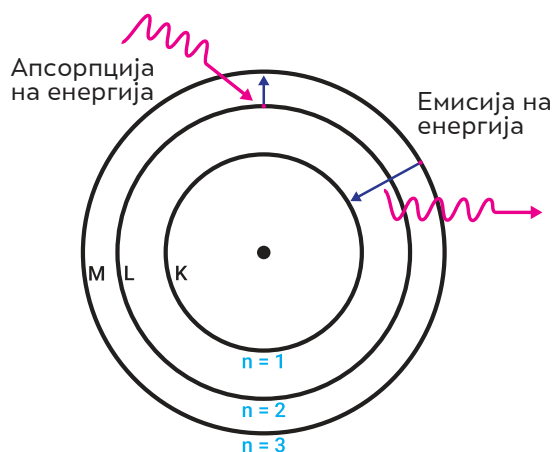
Научниците долго време се обидуваа да најдат теориски модел за градбата на електронската обвивка што ќе ги поврзе и ќе ги објасни експерименталните факти за енергијата на електроните во електронската обвивка и за нивното однесување. Во првата половина на дваесеттиот век, научниците успеале да стигнат до повеќе важни откритија во врска со градбата на материјата и нејзината интеракција со светлината. Најважното од сите овие откритија е откритието на физичарот Макс Планк во 1900 година, според кое, енергијата може да биде апсорбирана или емитирана само во строго определени „пакети“, т.е. количества енергија. Најмалиот енергетски пакет на електромагнетното зрачење се нарекува квант. Промената на енергијата на зрачење (апсорпција или емисија) може да биде еднаква само на целобројни вредности на енергијата на квантот. Имајќи го предвид ова, Нилс Бор дал модел за градба на атомот на водород, кој, според него, се нарекува Боров атомски модел. Со овој модел Бор се обидел Радерфордовиот модел да го искombинира со идејата за квантизација на енергијата. Тој се темели врз следниве постулати:

- Електронот се движи околу јадрото по точно определени кружни патеки, кои се нарекуваат орбити. За разлика од кружните патеки во Радерфордовиот атомски модел, според Боровиот атомски модел, орбитите во кои е дозволено да се најде електронот не се произволни, туку се со одредена енергија. Тоа значи дека се наоѓаат на определени енергетски нивоа, односно дека се квантизирани. Енергетските нивоа се означуваат со

броеви 1, 2, 3 ... или со букви, K, L, M ...

Кога се движи по дозволените орбити, електронот не зрачи енергија.

- Електронот може да премине во следната орбита или во други орбити со повисока енергија само доколку апсорбира точно определено количество енергија, што е еднакво на разликата во енергијата меѓу орбитата во која преминува и онаа во која се наоѓал. Кога електронот преминува од орбита на повисоко енергетско ниво во орбита на пониско енергетско ниво, се емитуира енергија во вид на светлина.



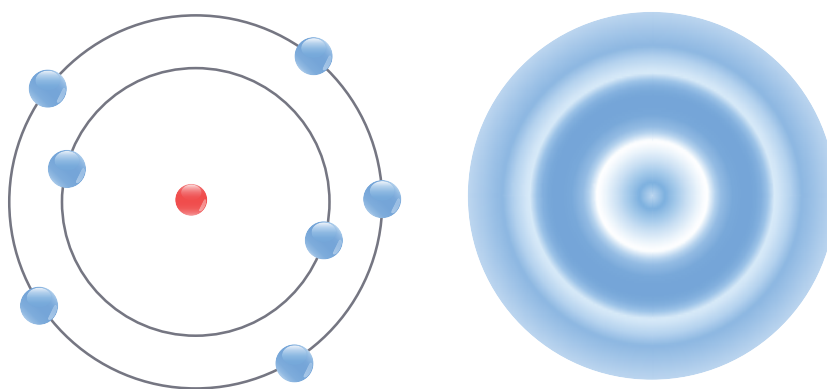
Слика 1. 4. Боров атомски модел. Електронот може да се најде само во некоја од орбитите, а не и во просторот меѓу нив.

Главното значење на Боровиот атомски модел се состои во тоа што Бор вовел енергетски нивоа (квантизација на енергијата на електронот) во електронската обвивка. Главниот недостаток, пак, се состоел во тоа што не можел да објасни зошто електронот не зрачи енергија кога се движи по орбитите.

Во 1926 година Ирвин Шредингер го предложил т.н. квантомеханички модел за градбата на електронската обвивка на атомот. Тој се темели врз Боровиот атомски модел, но во него е земена предвид двојната природа на електронот, односно фактот дека електронот истовремено се однесува и како честичка и како бран. Од двојната природа на електронот произлегува и т.н. **принцип на неопределеност**, кој го формулирал Вернер Хајзенберг. Според овој принцип, поради двојната природа на електронот, **невозможно е истовремено и точно да се определи брзината на електронот (т.е. неговиот импулс) и неговата положба во просторот**.



Слика 1.5. Ирвин Шредингер (Erwin Schrödinger, 1887 – 1961)



Слика 1.6. Сливовит приказ за споредба меѓу Боровиот и Шредингеровиот атомски модел (десно).

Квантномеханичкиот модел, како и Боровиот атомски модел, е математички и неговите теориски основи се многу сложени, но заклучоците што следуваат од него е неопходно да се познаваат за да се добие појасна слика за градбата на електронската обвивка на атомот. Основните поставки на овој модел се следниве:

- Електроните околу јадрото не се движат по определени орбити, туку образуваат електронски облак.
- Електронските облаци образуваат електронски слоеви што се наоѓаат на определени енергетски нивоа.
- Делот од просторот во кој е најголема веројатноста да се наоѓа електронот се нарекува **атомска орбитала**.

Квантни броеви

Според квантномеханичкиот модел, состојбата на електронот во еден атом е определена со четири квантни броја.

1. Главен квантен број (n)

Главниот квантен број (кој е воведен уште во Боровиот атомски модел) го определува растојанието на определен електронски слој од јадрото, т.е. го определува енергетското ниво. Колку што е електронскиот слој односно електронот поблиску до јадрото, толку е помала неговата енергија, што значи дека е поголема неговата стабилност. Главниот квантен број може да добива вредности 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... Тие може да се означуваат и со буквите: K, L, M, N, O, P, Q.

2. Орбитален квантен број (l).

Овој квантен број ги определува енергетските поднивоа во рамките на едно енергетско ниво. Имено, во рамките на слоевите постојат потслоеви со определена енергија, кои, всушност, претставуваат определени орбитали. За определена вредност на главниот квантен број, вредностите што може да ги добие орбиталниот квантен број се движат од 0 до $n - 1$. Според тоа, l може да добива бројни вредности: 0, 1, 2, 3, 4 итн. На овие бројни вредности им одговараат соодветни букви со кои се означуваат орбиталите.

Вредност за l : 0, 1, 2, 3, 4..., $n-1$

Ознака за орбиталата: s, p, d, f, g...

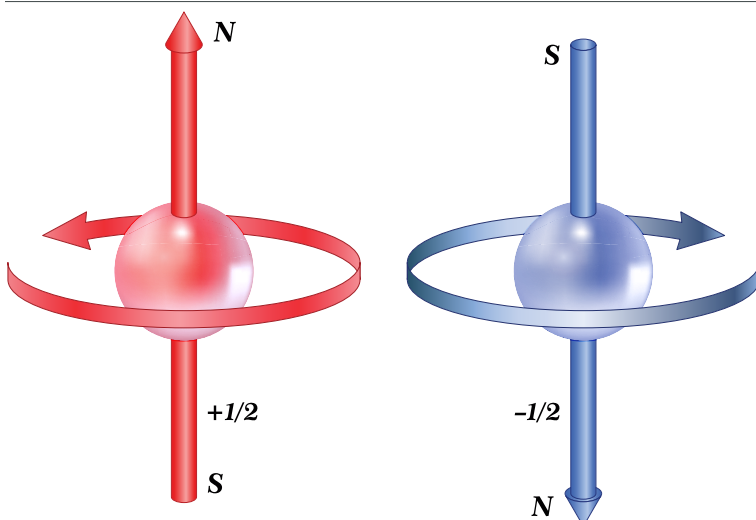
3. Магнетен квантен број (m_l)

Магнетниот квантен број се должи на фактот што секој електрон, како наелектризирана честичка, при движење околу атомското јадро создава сопствено магнетно поле. Овој квантен број ја определува ориентацијата на орбиталата во просторот во присуство на други орбитали во потслојот. Магнетниот квантен број добива бројни вредности што се движат од $-l$... 0... $+l$, што значи дека за определена вредност на l , можни се $2l + 1$ вредности за m_l .

4. Спински квантен број (m_s)

Овој број е во врска со ротацијата на електронот околу сопствената оска, која може да се одвива во насока на движењето на стрелката на часовникот или во спротивна насока. Поради ваквата ротација, електронот се однесува како мал магнет со северен и јужен пол, при што добива определен т.н. спински магнетен момент. Спинскиот квантен број може да има само две вредности, $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$.

Од табела 1.1. лесно може да се забележи дека можните вредности за орбиталниот и за магнетниот квантен број зависат од вредноста на главниот квантен број. Да го разгледаме тоа на следниов пример:



Слика 1.7. Сликониот приказ за спинот на електронот.

Табела 1.1. Квантните броеви, нивните ознаки и вредности.

Квантен број	Ознака	Вредности
Главен квантен број	n	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... ∞ K, L, M, N, O, P, Q...
Орбитален квантен број	l	0, 1, 2, 3, 4..., $n-1$ s, p, d, f, g...
Магнетен квантен број	m_l	$-l \dots 0 \dots +l$
Спински квантен број	m_s	$-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$

Решен пример 1.7.

Кои се вредностите што ќе ги добијат орбиталниот и магнетниот квантен број ако главниот квантен број изнесува 4?

Решение:

За $n = 4$, орбиталниот квантен број може да ги добие следниве вредности: 0, 1, 2 и 3.

За $l = 0$, магнетниот квантен број може да добие само една вредност, а тоа е 0. За $l = 1$, можни се три вредности $-1, 0, +1$, додека, пак, за $l = 2$, можни се пет вредности $(-2, -1, 0, 1, 2)$, а за $l = 3$, можни се седум вредности $(-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3)$. Спинскиот квантен број може да добие вредност $-\frac{1}{2}$ или $+\frac{1}{2}$. Значи:

$$n = 4 \Rightarrow l = 0 \Rightarrow m_l = 0$$

$$l = 1 \Rightarrow m_l = -1, 0, +1$$

$$l = 2 \Rightarrow m_l = -2, -1, 0, +1, +2$$

$$l = 3 \Rightarrow m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$$

$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ или } +\frac{1}{2}$$

Очигледно, некои комбинации на квантни броеви се можни, а некои не се. Тоа ќе го видиме на следниов пример:

Решен пример 1.8.

Кои од следниве комбинации на квантни броеви не се можни?

а) $n = 2$; $l = 3$; $m_l = 0$; $m_s = \frac{1}{2}$ б) $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = -\frac{1}{2}$

в) $n = 3$; $l = 2$; $m_l = -3$; $m_s = \frac{1}{2}$ г) $n = 6$; $l = 1$; $m_l = -1$; $m_s = 0$

Решение: Комбинацијата под а) не е можна бидејќи за $n = 2$, орбиталниот квантен број l не може да има вредност 3. Дозволените вредности за l , кога $n = 2$, се 0 и 1.

Комбинацијата под в) не е можна, бидејќи за $l = 2$ можните вредности за m_l се движат од -2 до $+2$, а во оваа комбинација вредноста за m_l изнесува -3 . Не е можна ниту комбинацијата под г) бидејќи m_s не може да добие вредност 0. Единствени можни вредности за спинскиот квантен број се $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$. Комбинацијата по б) е можна.

Атомски орбитали

Кажавме дека според квантномеханичкиот модел за градбата на атомот, **атомска орбитала претставува дел од просторот во кој е најголема веројатноста да се наоѓа електронот**. Вредностите што може да ги добие орбиталниот квантен број го определуваат видот на орбиталите. Ако е $l = 0$, станува збор за s-орбитала; $l = 1$, p-орбитала; $l = 2$, d-орбитала и $l = 3$, f-орбитала. Всушност, во атомите на досега познатите елементи, највисоката вредност за главниот квантен број изнесува 7, додека, пак, за орбиталниот квантен број таа изнесува 3, односно постојат само s-, p-, d- и f-орбитали.

Како што кажавме, вкупниот број вредности што може да ги добие магнетниот квантен број изнесува $2l + 1$. Оттука може да се изведат следниве заклучоци:

- За која било вредност на главниот квантен број може да постои само **една s-орбитала** (пр., 1s, 2s... 4s... 7s);
- За $n \geq 2$, постојат **три p-орбитали** за секое n ;
- За $n \geq 3$ постојат **пет d-орбитали** за секое n ;
- За $n \geq 4$ постојат **седум f-орбитали** за секое n .

Атомските орбитали се претставуваат како комбинација од главен и орбитален квантен број. Вообичаено, главниот квантен број се означува со број, а орбиталниот со буква. Магнетниот квантен број се означува како долен десен индекс до соодветната ознака за орбиталата. Така, на пример, ако $n = 6$; $l = 1$; $m_l = -1$, ознаката за орбиталата ќе биде $6p_{-1}$. Од друга страна, од ваквиот начин на запишување лесно може да се изведе заклучок за вредноста на главниот квантен број и на орбиталниот квантен број, како и за вредноста на магнетниот квантен број. Да ги разгледаме следниве примери:

Решен пример 1.9.

Кои се вредностите за главниот, орбиталниот и за магнетниот квантен број за следниве атомски орбитали: а) $3d_1$, б) $4s$, в) $5f_{-2}$?

Решение:

а) $n = 3; l = 2; m_l = 1$.

б) $n = 4; l = 0; m_l = 0$. Вредноста за m_l не е дадена во записот, но за s -орбиталата постои само една вредност за l , која изнесува 0 ($l = 0$), па оттука се подразбира дека и вредноста за $m_l = 0$.

в) $n = 5; l = 3; m_l = -2$.

Решен пример 1.10.

Запиши ги ознаките за орбиталите чии вредности за главниот, орбиталниот и за магнетниот квантен број се: а) $n = 2; l = 1; m_l = -1$; б) $n = 6, l = 0; m_l = 0$ в) $n = 3; l = 2; m_l = 2$

Решение:

а) $2p_{-1}$; б) $6s$; в) $3d_2$

Атомските орбитали имаат определена енергија што зависи од тоа на кое енергетско ниво и подниво припаѓа една атомска орбитала. Енергијата на орбиталата е пропорционална на збирот од нејзиниот главен и орбитален квантен број ($n + l$). Колку што е овој збир помал, толку орбиталата има помала енергија. Доколку за две орбитали овој збир е еднаков, пониска по енергија е онаа орбитала што има помала вредност за главниот квантен број.

Решен пример 1.11.

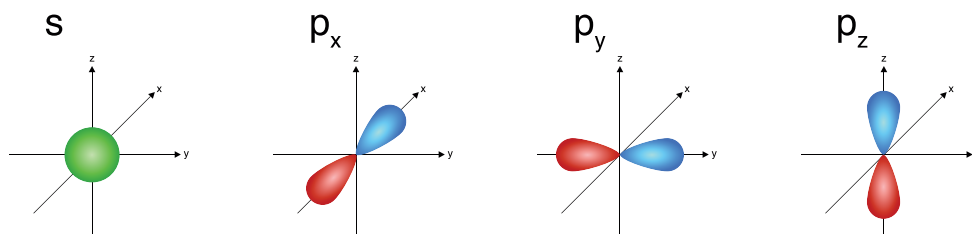
Која од следниве орбитали има пониска енергија: а) $3d$ или $4s$, б) $4f$ или $7s$?

Решение: а) За $3d$ -орбиталата $n = 3, l = 2$ така што $n + l = 5$. За $4s$ -орбиталата $n = 4, l = 0$, а $n + l = 4$. Според тоа, пониска енергија има $4s$ -орбиталата, бидејќи збирот од $n + l$ е помал за оваа орбитала во споредба со оној за $3d$ -орбиталата.

б) За $4f$ -орбиталата $n = 4, l = 3$ така што $n + l = 7$. За $7s$ -орбиталата $n = 7, l = 0$, а $n + l = 7$. Ако збирот на $n + l$ е ист за две различни орбитали, тогаш помала енергија има орбиталата чиј главен квантен број има помала вредност. Оттука, можеме да заклучиме дека $4f$ -орбиталата има пониска енергија од $7s$ -орбиталата.

Орбиталите што имаат еднакви вредности за n и за l имаат и еднаква енергија. Ваквите орбитали се нарекуваат **дегенерирани орбитали**. Очигледно, дегенерираните орбитали се разликуваат само според вредноста за магнетниот квантен број. На пример, сите пет 3d-орбитали меѓу себе се дегенерирани, но не се дегенерирани со 4d- или со 5d-орбиталите.

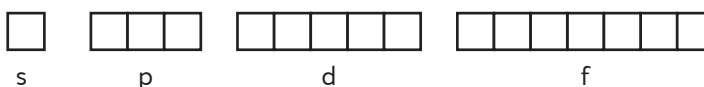
Орбиталите (поточно нивните гранични површини) заземаат определена форма во просторот, која можеме да ја претставиме графички. На слика 1.8. е даден графички приказ на s-орбиталата и на трите p-орбитали.



Слика 1.8. Графички приказ на s-орбиталата и на трите p-орбитали.

Орбиталите честопати ги претставуваме и со квадратчиња. Дегенерираните орбитали ги цртаме со споени квадратчиња.

На пример:



Прашања и задачи

1. Напиши ги сите вредности што би можеле да ги добијат орбиталниот и магнетниот квантен број за: а) $n = 2$; б) $n = 3$; в) $n = 5$.
2. Колку изнесува вредноста за главниот квантен број ако највисоката вредност за орбиталниот квантен број во тој слој изнесува 3?
3. Колку изнесува вредноста на орбиталниот квантен број за s-орбиталата? Дали таа вредност е иста за s-орбиталите со различни главни квантни броеви?
4. Определи кои од следниве комбинации се можни, а за тие што не се можни, објасни зошто мислиш така.
 а) $n = 3$; $l = 2$; $m_l = 0$; $m_s = \frac{1}{2}$ б) $n = 4$; $l = -4$; $m_l = 0$; $m_s = -\frac{1}{2}$
 в) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = 4$; $m_s = \frac{1}{2}$ г) $n = 2$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = 1$
5. Означи ја орбиталата за која: а) $n = 6$; $l = 2$; $m_l = -2$; б) $n = 3$; $l = 1$; $m_l = 0$; в) $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$; г) $n = 7$; $l = 1$; $m_l = -1$; д) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = -2$;
6. Кои се вредностите за главниот, орбиталниот и за магнетниот квантен број за следниве орбитали: а) $5d_{-2}$; б) $2s$; в) $4f_3$; г) $3p_1$; д) $4d_0$?
7. Колку вкупно орбитали постојат за $l = 2$? Според што се разликуваат тие и како се означуваат?
8. Која од следниве орбитали има пониска енергија: а) $3d$ или $4p$; б) $2s$ и $3s$; в) $4f$ и $5s$; г) $7p$ и $5d$?
9. Дали s-орбиталите од различните електронски слоеви имаат иста енергија? Образложи го одговорот.
10. Објасни зошто се меѓусебно дегенерирани петте $5d$ -орбитали?
11. Во атомот на кадмиум има $3d$ -орбитали и $4d$ -орбитали. Дали $3d$ -орбиталите се дегенерирани со $4d$ -орбиталите? Образложи го одговорот.

1.3. ЕЛЕКТРОНСКА КОНФИГУРАЦИЈА

Потсети се!

- Што се валентни електрони?
- Која електронска конфигурација се смета за стабилна?
- Колку електрони имаат благородните гасови во последниот електронски слој?

Правила за распоред на електроните во орбиталите

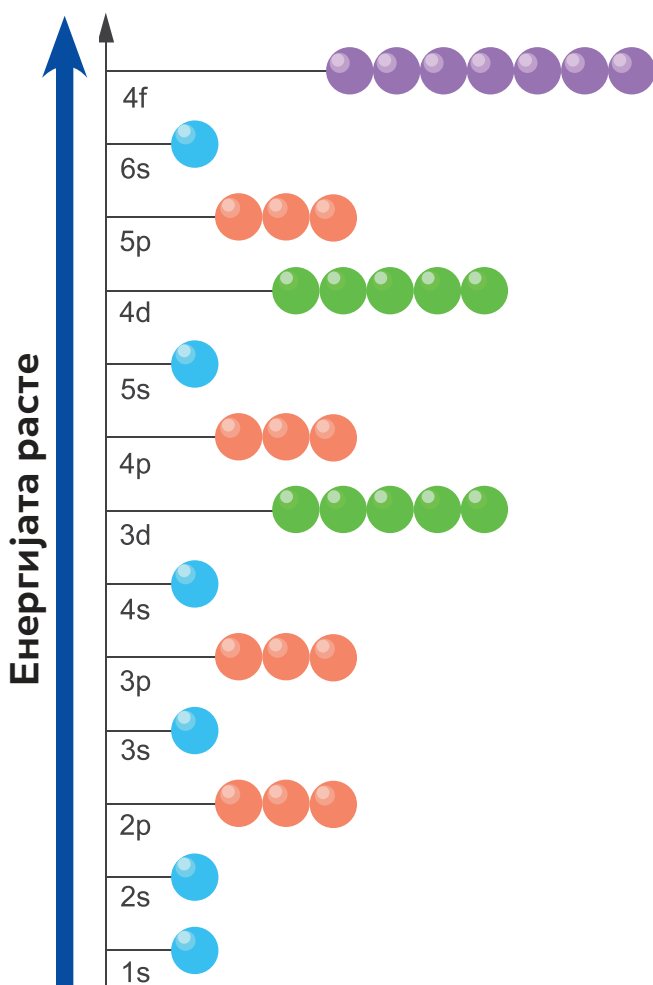
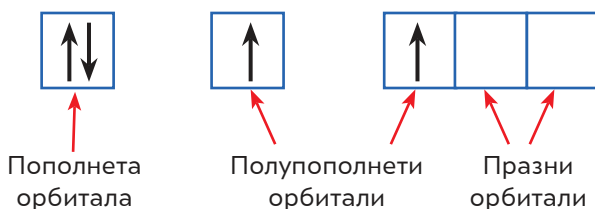
Од посебно значење за хемијата е да се знае според кој редослед се пополнуваат орбиталите со електрони, бидејќи електроните во орбиталите од највисокиот електронски слој учествуваат во образување хемиски врски. Пополнувањето на орбиталите со електрони, пред сè, го следи општиот принцип што владее во природата, а според кој состојбата на системот е постабилна доколку системот е со пониска енергија. Затоа, орбиталите во атомот се пополнуваат со електрони според растењето на нивната енергија (од оние со пониска енергија кон оние со повисока). Видовме дека енергијата на орбиталата зависи од збирот на главниот и на орбиталниот квантен број $n + l$. Имајќи ги предвид правилата за растење на енергијата на орбиталите, може да се состави следниов редослед:

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

Енергијата на орбиталите расте

Друг важен принцип што треба да се има предвид за да се разбере пополнувањето на орбиталите со електрони е **принципот на Паули**. Овој принцип гласи: **Во еден атом не е можно да постојат два електрона со исти вредности за сите четири квантни броја**. Паулиев принцип е логичен, бидејќи ако сите четири квантни броја се исти, тогаш станува збор за еден ист електрон. Од овој принцип јасно следува дека ако за два електрона првите три од четирите квантни броја се еднакви, тие мора да се разликуваат според вредноста за четвртиот, т.е. според спинскиот квантен број. Бидејќи за спинскиот квантен број се можни само две вредности, следува дека **во една орбитала не може да има повеќе од два електрона**. Доколку во орбиталата има два електрона, **тие мора да имаат различни вредности за спинскиот квантен број**. Електроните што се наоѓаат во иста орбитала ги нарекуваме **спарени електрони**. Значи, една орбитала може да биде **празна**, **полупополнета** (со еден електрон) или **пополнета** (со два спарени електрона). За разлика од пополнетите орбитали, во полупополнетите орбитали од ист потслој електроните се со ист спин, или, како што се вели, со паралелни спинови.

На пример:



Слика 1.9. Редослед на атомските орбитали според растење на нивната енергија.

Основниот принцип според кој се пополнуваат орбиталите со електрони е растењето на нивната енергија. Но како што знаеме, постојат орбитали што имаат иста енергија коишто се нарекуваат дегенерирани орбитали. Како се пополнуваат со електрони дегенерираните орбитали? Следното правило е токму во врска со пополнувањето на дегенерираните орбитали со електрони, искажано во т.н. **Хундово правило: Дегенерираните орбитали се пополнуваат најпрво сите со по еден електрон, а потоа со уште еден.** На ваков начин, всушност, се намалуваат одбивните заемодејства меѓу истоимено наелектризираните електрони, при што атомот се стабилизира.

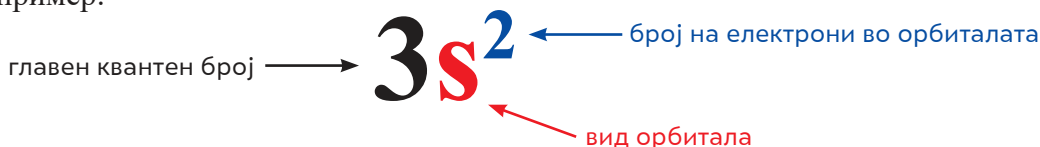
Електронска конфигурација и начини на нејзино запишување

Распоредот на електроните во орбиталите според правилата за нивно пополнување (растење на енергијата, принцип на Паули и Хундово правило) се нарекува **електронска конфигурација**. Со поимот електронска конфигурација се означува, всушност, структурата на електронската обвивка.

Атомите на различните елементи содржат различен број електрони, којшто во неутрален атом мора да биде еднаков со бројот на протони, односно со атомскиот број. Електрон-

ската конфигурација на атомите на елементите може да се претстави на неколку начини, но без разлика на кој начин ќе ја прикажеме, секогаш треба да се имаат предвид правилата за пополнување на орбиталите. Електронската конфигурација најчесто се претставува така што најпрво со број се запишува главниот квантен број, потоа до него со букви се запишува орбиталата, а бројот на електрони се запишува како горен десен индекс.

На пример:

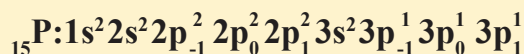


Еден од начините за претставување на електронската конфигурација на атомите на елементите е во т.н. **долга форма**. При овој начин на прикажување на електронската конфигурација се пишуваат сите орбитали, вклучително и дегенерираните, при што се запазува Хундовото правило.

Решен пример 1.12.

Напиши ја во долга форма електронската конфигурација на атомот на фосфор.

Решение: Во Периодниот систем на елементите фосфорот се наоѓа на реден број 15, што значи дека неговиот атомски број изнесува 15. Тоа значи дека тој има 15 протони во атомското јадро, но и 15 електрони во електронската обвивка. Овие 15 електрони треба да ги распоредиме во орбиталите според растењето на нивната енергија. Најпрво орбиталите ги запишуваме според растење на нивната енергија, запишувајќи ги и дегенерираните орбитали. Потоа редоследно ги пополнуваме со по два електрона, внимавајќи последните неколку да бидат распоредени според Хундовото правило. Вкупниот број електрони што сме ги распределиле во атомските орбитали мора да е 15.

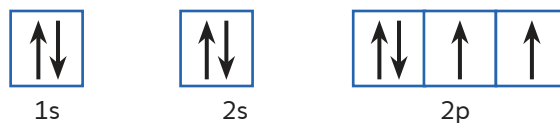


Електронската конфигурација честопати ја запишуваме во т.н. **скратена форма**, така што се не се запишуваат дегенерираните орбитали, туку само ознаката за орбиталата и вкупниот број електрони во дегенерираните орбитали. Електронската конфигурација на фосфор, од решениот пример 1.9, во скратена форма ќе ја запишеме како: ${}_{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Понекогаш прикажувањето на електронската конфигурација на атомот на некој елемент може уште повеќе да се скрати, така што се пишува само електронската конфигурација на највисокото енергетско ниво, а пред неа, во аглести загради, се пишува симболот на благородниот гас со неговиот атомски број, што му претходи на тој елемент во Периодниот систем. На пример: ${}_{15}\text{P}: [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.

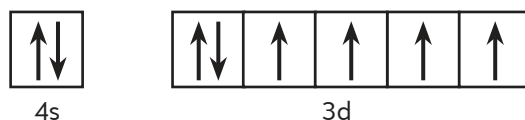
Покрај ваквите начини на запишување на електронската конфигурација, многу често се користи и графичко прикажување. Притоа, орбиталите се претставуваат со квадратчиња, а електроните се запишуваат со стрелки. Дегенерираните орбитали, како што кажавме претходно, се запишуваат со квадратчиња што се споени, со што симболично се означува дека тие имаат иста енергија.

На пример: ${}_8\text{O}$



Со графичкото прикажување најчесто се претставува само највисокиот електронски слој. На пример:

${}_{26}\text{Fe}: [{}_{18}\text{Ar}]4s^23d^6$



Да ги разгледаме различните начини на запишување на електронската конфигурација на следниов решен пример.

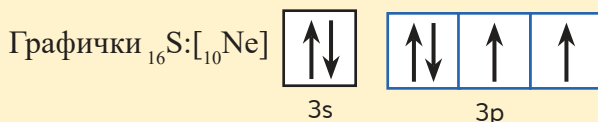
Решен пример 1.13.

Претстави ја електронската конфигурација на атомот на сулфур на сите различни начини со кои може да се запише. Атомскиот број на сулфурот е 16.

Решение:

Во долга форма: ${}_{16}\text{S}: 1s^22s^22p_{-1}^22p_0^22p_1^23s^23p_{-1}^23p_0^13p_1^1$

Во скратена форма: ${}_{16}\text{S}: 1s^22s^22p^63s^23p^4$ или ${}_{16}\text{S}: [{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^4$



Валентни електрони и стабилна електронска конфигурација

Електроните во последниот електронски слој имаат највисока енергија, па затоа полесно може да учествуваат во образување хемиски врски. Затоа, електроните што се наоѓаат во последниот електронски слој се нарекуваат **валентни електрони**. Валентните електрони на некој атом можеме да ги одредиме според неговата електронска конфигурација. На пример, електронската конфигурација на атомот на силициум, кој има вкупно четиринаесет електрони, е следнава: ${}_{14}\text{Si}: 1s^22s^22p^63s^23p_{-1}^13p_0^1$. Последниот електронски слој е со главен квантен број 3 и во него има вкупно 4 електрони. Значи, силициумот има четири валентни електрони.

Атомите кај кои на највисокото енергетско ниво (слојот со највисок главен квантен број) сите орбитали се целосно пополнети со два спарени електрона, се исклучително стабилни. Затоа електронската конфигурација на таквите атоми се нарекува **стабилна електронска конфигурација**. Стабилна електронска конфигурација имаат благородните (инертни) гасови што се наоѓаат во осумнаесеттата група во Периодниот систем. Со исклучок на хелиумот чија електронска конфигурација е $1s^2$ (целосно пополнет прв слој!), сите други благородни гасови во последниот електронски слој имаат електронска конфигурација ns^2np^6 , што значи осум електрони на највисокото енергетско ниво.

Прашања и задачи

1. Во кои од следниве графички записи за електронска конфигурација е прекршен Паулиевият принцип, а во кои е прекршено Хундовото правило?



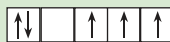
(a)



(б)



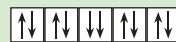
(в)



(г)



(д)



(f)

2. Напиши ја во долга и во скратена форма електронската конфигурација на атомот на: а) флуор; б) натриум; в) алуминиум; г) скандиум; д) бариум. Определи го бројот на валентни електрони во секој од атомите.
3. Колку вкупно електрони има во атом чија електронска конфигурација е: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$? Кои од нив се валентни електрони?
4. Колку полуполнети орбитали има во атомот на: а) бор; б) калиум; в) бром; г) манган.
5. Кои елементи ја имаат следнава електронска конфигурација: а) $1s^2 2s^2 2p^3$; б) $[_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^5$; в) $[_{18}\text{Ar}]4s^1$; г) $[_{18}\text{Ar}]4s^2 3d^5$?
6. Напиши ја во долга форма електронската конфигурација на атомот на никел, а потоа графички претстави го последниот електронски слој.
7. Претстави го графички последниот електронски слој на атомите со следниве електронски конфигурации: а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. За секој од примерите определи го бројот на валентни електрони.
8. Која од следниве електронски конфигурации: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ е стабилна електронска конфигурација?

1.4. ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ

Потсети се!

- Според кој критериум Менделеев ги класифицирал елементите што тогаш биле познати?
- Според што се класифицираат денес елементите во Периодниот систем?
- Кои низи од Периодниот систем се периоди, а кои се групи?
- Како се изменуваат металните/неметалните својства на елементите по групи и по периоди?

Структура на Периодниот систем на елементите

За откритието, градбата и значењето на Периодниот систем на елементите учеше во претходните години од твоето образование. Учеше и за тоа дека, најчесто, во квадратчињата за секој елемент во Периодниот систем се дадени податоци за некои својства на атомот на елементот, како и за некои физички карактеристики на неговата елементарна супстанца. Сега, познавајќи го начинот на изградба на електронската обвивка на атомите на елементите, односно нивната електронска конфигурација, можеме да направиме споредба на електронската конфигурација на елементите со структурата на таблицата на Периодниот систем на елементите. Тоа ќе ти овозможи подобро да ги сфатиш значењето и информациите што ги дава местоположбата на секој од елементите во Периодниот систем. Периодниот систем на елементите, всушност, е најсовршената класификација што ја направил човекот и најважната алатка во изучувањето на хемијата, бидејќи градбата на електронската обвивка на атомите на елементите директно се отсликува во структурата на таблицата на Периодниот систем на елементите. Но најнапред, да се потсетиме каква е структурата на таблицата на Периодниот систем на елементите.

Во Периодниот систем на елементите се распоредени досега познатите 118 хемиски елементи. Од нив, 92 се среќаваат во природата, а другите се вештачки добиени во лабораторија. Како што веќе знаеш, современата таблица на Периодниот систем е структурирана во хоризонтални низи – **периоди** и вертикални низи – **групи**, а елементите се **подредени според растењето на атомскиот број на елементот**. Од атомскиот број зависи местоположбата на елементот во Периодниот систем на елементите, па затоа атомскиот број се нарекува и **реден број на елементот**.

Периодите се означуваат со броеви од 1 до 7, или со букви од латиницата: K, L, M, N, O, P и Q. Најчесто во таблицата на Периодниот систем на елементите посебно се издвоени две серии од по 14 елементи, кои ѝ припаѓаат на шестата, односно на седмата периода и се нарекуваат лантаноиди и актиноиди, соодветно. Во поновите периодни системи на елементите, групите се означуваат со броеви од 1 до 18 напишани со арапски цифри. Сепак, сè уште во голем број периодни системи се применува означување на групите со броеви од еден до осум, но со римски цифри (I – VIII), при што цифрата е проследена со латинична буква A

или В. Ова значи дека кога се означуваат со римски цифри, постои поделба на А и В групи. Постојат различни препораки за тоа кои групи елементи ќе се означат со А, а кои со В, но првата и втората група секогаш се означуваат со А. Во некои периодни системи групите 3 – 10 се означуваат со А, групите 11 – 17 со В и групата во која се сместени благородните (инертни) гасови се означува само како VIIIВ група. Во други, пак, периодни системи, групите 13 – 18 се означуваат со А (слика 1.10). Групата VIII (било да е означена со А или со В), се состои од по три елементи од 8, 9 и 10 група, кои се нарекуваат тријади (тријада на железо, тријада на рутениум итн.).

Periodic table showing elements grouped by Roman numerals (I through VIII). The table includes the main body of elements, lanthanoids, and actinoids. Groups are labeled as IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, and VIII (which includes groups 8, 9, and 10).

Слика 1.10. Периоден систем на елементите со различен начин на означување на групите.

Во последно време се препорачува и т.н. Периоден систем во долга форма во кој лантаноидите и актиноидите не се посебно издвоени (слика 1.11).

Long-form periodic table of elements. The lanthanoids and actinoids are integrated into the main body of the table, following the standard periodic table layout but without separate rows for them.

Слика 1.11.

Врска меѓу електронската конфигурација и структура на Периодниот систем на елементите

Како што кажавме, за да ја сфатиме структурата на Периодниот систем на елементите и периодниот закон, треба да го споредиме изградувањето на електронските слоеви на атомите на елементите (електронската конфигурација), со градбата на Периодниот систем. За таа цел,

најнапред ќе го споредиме пополнувањето на електронските слоеви со електрони и бројот на елементи во секоја од периодите. Притоа треба да имаме предвид дека бројот на електрони во атомот е еднаков со бројот на протони (атомскиот, т.е. редниот број) и дека кај секој следен елемент, бројот на протони се зголемува за еден, но исто така и бројот на електрони.

Првиот електронски слој ($n = 1$) содржи само една орбитала, $1s$, во која може да има најмногу **два електрона**. Затоа, првата периода од Периодниот систем на елементите содржи **два елемента**, водород ($1s^1$) и хелиум ($1s^2$).

Вториот електронски слој ($n = 2$) ги содржи орбиталите $2s$ и $2p$. Имајќи предвид дека постојат три дегенерирани $2p$ -орбитали, вкупниот број орбитали во овој слој изнесува четири (една s - и три p -орбитали), а **вкупниот број електрони во целосно пополнети $2s$ - и $2p$ -орбитали изнесува осум**. Затоа, втората периода во Периодниот систем содржи **осум елементи**.

Третиот електронски слој ($n = 3$) ги содржи орбиталите $3s$, $3p$ и $3d$. Во $3s$ - и $3p$ -орбиталите може да се сместат вкупно осум електрони, а во петте дегенерирани $3d$ -орбитали максимум десет електрони. Меѓутоа, како што кажавме, $4s$ -орбиталата има пониска енергија од $3d$ -орбиталите, па затоа таа прва ќе се пополнува со електрони, со што започнува да се пополнува четвртиот слој. Затоа, третата периода во Периодниот систем содржи вкупно **осум елементи, толку колку што има вкупно електрони во $3s$ - и $3p$ -орбиталите**. Орбиталите $3d$ се пополнуваат со електрони по $4s$ -орбиталата.

Понатаму, пополнувањето на електронските слоеви продолжува на сличен начин, според истите правила, т.е. следејќи го зголемувањето на енергијата на орбиталите. Споредбата на изградбата на Периодниот систем со правилата за пополнување на електронските слоеви е сумирана во табела 1.2.

Табела 1.2. Споредба меѓу градбата на Периодниот систем и пополнувањето на орбиталите со електрони.

Електронски слој	Редослед на пополнување на орбиталите со електрони	Вкупен број електрони	Периода	Вкупен број елементи во периодата
K ($n = 1$)	1s	2	1	2
L ($n = 2$)	2s 2p	8	2	8
M ($n = 3$)	3s 3p	8	3	8
N ($n = 4$)	4s 3d 4p	18	4	18
O ($n = 5$)	5s 4d 5p	18	5	18
P ($n = 6$)	6s 4f 5d 6p	32	6	32
Q ($n = 7$)	7s 5f 6d 7p	32	7	32

Како што може да се забележи од табелата, **бројот на периодата одговара на главниот квантен број (бројот на слојот) на највисокото енергетско ниво што се пополнува со електрони**. Секоја периода започнува со елемент кај кој почнува да се пополнува s -орбита-

ла, а завршува со елемент кај кој р-орбиталите се целосно пополнети со електрони (во табелата се означени со задебелени бројки и букви). Исклучок е првата периода, која завршува со хелиумот, каде што се пополнува 1s-орбиталата, бидејќи во првиот слој нема р-орбитали.

Очигледно, бројот на елементите во една периода одговара на вкупниот број електрони што може да се содржат во орбиталите во определениот енергетски слој. Така, првата периода содржи два елемента, втората и третата по осум (овие периоди се нарекуваат мали периоди), четвртата и петтата содржат по 18 елемента, а шестата и седмата по 32 елемента. Овие периоди се нарекуваат големи периоди. Значи, редоследот на пополнување на Периодниот систем со елементи ги следи правилата за пополнување на орбиталите со електрони, односно електронската конфигурација.

Ако се разгледа електронската конфигурација на елементите од иста група, може да се забележи дека кај секој следен елемент во групата има еден електронски слој повеќе, односно главниот квантен број е поголем за единица. Но **сите елементи од иста група имаат ист број електрони во последниот, највисок според енергијата електронски слој.** Значи, во секоја група од Периодниот систем се наоѓаат елементи што имаат слична електронска конфигурација. На пример, сите елементи од тринаесеттата група во последниот слој имаат електронска конфигурација ns^2np^1 , при што вредноста за n расте од 2 до 7 за секој следен елемент во групата.

Од сето ова може да се заклучи дека врз основа на местоположбата на елементот во Периодниот систем, може да се напише неговата електронска конфигурација, а и обратно, знаејќи ја електронската конфигурација на елементот, може да се определи неговата местоположба во Периодниот систем на елементите. Да го разгледаме тоа во следниов пример:

Решен пример 1.14.

Напиши ја електронската конфигурација на елементот што се наоѓа во четвртата периода и седмата група и определи за кој елемент станува збор.

Решение:

Ако елементот се наоѓа во четвртата периода, тоа значи дека благородниот гас со кој завршува третата периода е аргон, кој има електронска конфигурација $_{18}A_r$: $1s^22s^22p^63s^23p^6$. Следната орбитала, која според растењето на енергијата се пополнува со електрони, е 4s- орбиталата, која може да прими два електрона (1 и 2 група), а потоа од 3 до 12 група се пополнуваат со електрони петте дегенерирани 3d-орбитали. Секоја од 3d-орбиталите, според Хундовото правило, се пополнува најпрво со по еден електрон, а потоа со спарување на електроните. Елементот се наоѓа во седма група, па ако се знае дека во првата и втората група се пополнува со два електрона 4s-орбиталата и дека во следните пет групи 3d-орбиталите се пополнуваат сите со по еден електрон, може да се заклучи дека електронската конфигурација на елементот е: $[_{18}A_r]4s^23d^5$. Според електронската конфигурација, атомскиот број на елементот е 25, што значи станува збор за елементот манган.

Решен пример 1.15.

Во која група и периода се наоѓа елементот чија електронска конфигурација е: $[_{10}\text{Ne}]3s^23p^3$. Определи за кој елемент станува збор.

Решение:

Елементот со електронска конфигурација $[_{10}\text{Ne}]3s^23p^3$ е од третата периода бидејќи главниот квантен број за електроните на највисокото енергетско ниво е 3. Бидејќи елементот содржи пет валентни електрони (два во s-орбиталата и три електрони во p-орбиталите), тој се наоѓа во петнаесетта група од Периодниот систем на елементите. Имено, групите кај кои на највисокото енергетско ниво се пополнуваат p-орбиталите, добиваат броеви од 13 до 18. Редниот број на елементот е 15, што значи дека станува збор за фосфор.

Електроните во последниот електронски слој имаат највисока енергија, па затоа полесно може да учествуваат во образување хемиски врски. Затоа, електроните што се наоѓаат во последниот електронски слој се нарекуваат **валентни електрони**. Ова стриктно важи за елементите кај кои на највисоко енергетско ниво се пополнуваат со електрони s-орбиталата и p-орбиталите. Кај елементите кај кои се пополнуваат со електрони d-орбиталите, валентни електрони се електроните во s-орбиталата со највисок главен број, но и во d-орбиталите со главен квантен број за единица помал од тој на s-орбиталата. Причина за ова е редоследот на пополнување на орбиталите со електрони според растење на енергијата, за кој стана збор претходно.

Ако за означување на групите во Периодниот систем се користат броеви од I до VIII, бројот на валентните електрони одговара на бројот на групата. Кога групите се означуваат со броеви од 1 до 18, бројот на валентни електрони одговара на групата, но сè до 8-та група. Кај 9-та, 10-та и 11-та група, состојбата е посложена и овде нема да ја дискутираме, но ќе кажеме дека елементите од 9-та и 10-та група, најчесто се двовалентни, а тие од 11-та група се едновалентни, но бакарот е почесто двовалентен, а златото тривалентно. Бројот на валентни електрони за елементите од 12-та до 18-та група се добива така што од бројот на групата се одзема бројот 10. Покрај тоа, максималната можна валентност на елементите од иста група (со некои исклучоци) одговара на бројот на валентни електрони. Оттука лесно може да се заклучи дека елементите од иста група ќе градат слични типови соединенија. На пример, елементите од групите IIIA и IIIB, односно 3-та и 13-та група градат оксиди чии општи формули се X_2O_3 . Значи, знаејќи ја местоположбата на елементот во Периодниот систем, може да се предвиди неговото хемиско однесување како и главните типови соединенија што може да ги образува. Исклучоците се однесуваат на кислород и флуор. Имено, кислородот е двовалентен, а флуорот е секогаш едновалентен.

Решен пример 1.16.

Колку валентни електрони и во кои орбитали се наоѓаат тие ако елементот се наоѓа во а) 4-та група; б) 17-та група.

Решение:

- а) Ако елементот се наоѓа во 4-та група, тогаш тој има 4 валентни електрони. Два од четирите електрони се наоѓаат во s-орбитала, а другите два во две од петте дегенерирани d-орбитали.
- б) Бројот на валентни електрони за елемент што се наоѓа во 17-та група ќе го најдеме така што од бројот на групата ќе го извадиме бројот 10, односно $17 - 10 = 7$. Од седумте валентни електрони, два се наоѓаат во s-орбитала, а пет во трите дегенерирани p-орбитали.

s, p, d и f блокови на елементи

Во зависност од тоа која орбитала на највисокото енергетско ниво е делумно или целосно пополнета со електрони, елементите се поделени во блокови. Разликуваме 4 вида орбитали, па затоа разликуваме s-елементи; p-елементи; d-елементи и f-елементи. Оние елементи кај кои на највисокото енергетско ниво се пополнува s-орбиталата со еден или со два електрона се нарекуваат **s-елементи**. Блокот s-елементи го сочинуваат водородот, алкалните и земноалкалните елементи. Хелиумот, според електронската конфигурација, исто така е s-елемент, но според своите својства е многу сличен со благородните (инертните) гасови, па затоа секогаш се разгледува заедно со нив.

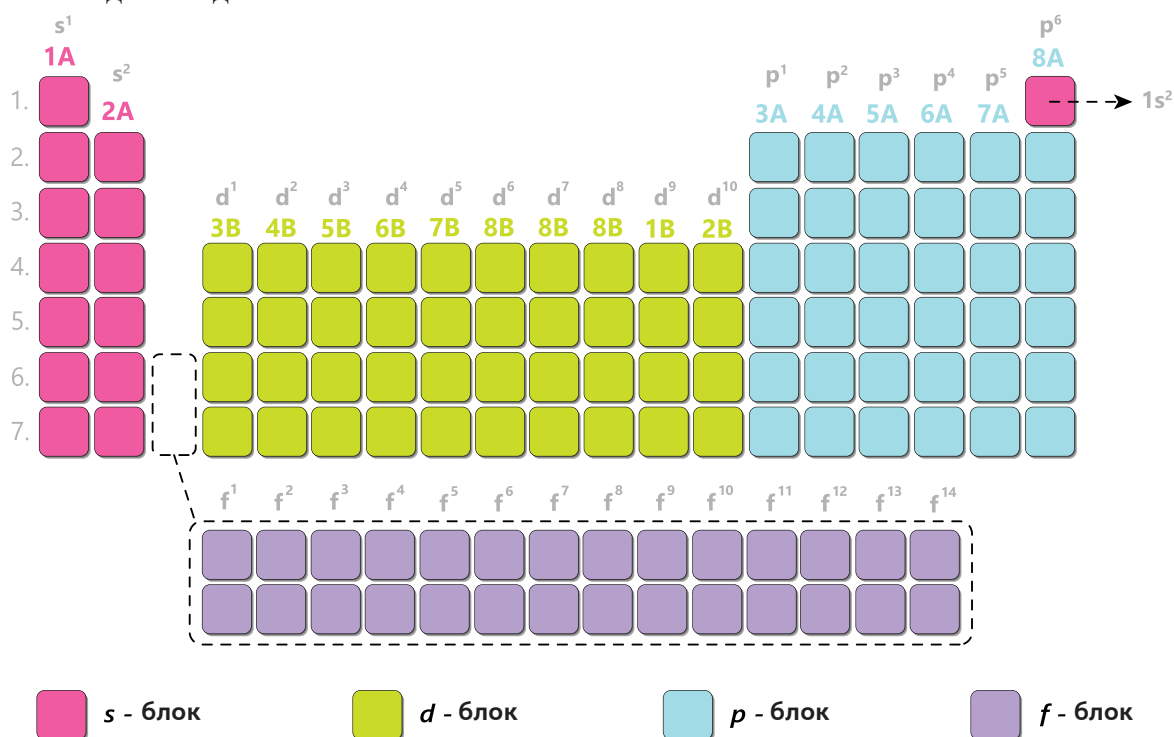
Во **p-елементи** се вбројуваат елементите кај кои на највисокото енергетско ниво се пополнуваат p-орбиталите. За секое енергетско ниво (освен за првото) има по три дегенерирани p-орбитали во кои може да се сместат вкупно шест електрони, по два во секоја орбитала. Затоа, во секоја периода (освен во првата) има по шест p-елементи кај кои постепено се пополнуваат p-орбиталите со електрони од еден до шест. Значи, p-елементите се распоредени во шест групи и во шест периоди, почнувајќи од втората периода заклучно со седмата периода.

Електронската конфигурација кај која s-орбиталата и p-орбиталите со највисок главен квантен број се целосно пополнети со електрони е типична за благородните гасови. Освен кај хелиумот чија електронска конфигурација е $1s^2$ (т.н. дублет), сите благородни гасови во последниот електронски слој имаат електронска конфигурација **ns^2np^6** . Тоа значи дека тие имаат осум електрони, т.н. **октет**, т.е. четири пара електрони со спротивни спинови (спарени електрони). Стабилноста на инертните гасови, всушност, се должи токму на оваа исклучително стабилна електронска конфигурација.

Во **d-елементи** спаѓаат елементите кај кои на највисокото енергетско ниво се пополнуваат d-орбиталите (3d, 4d, 5d и 6d). Како што видовме, според орбиталниот квантен број се можни пет дегенерирани d-орбитали (за $l = 2$, вкупниот број вредности за m_l е $2l + 1 = 5$) во

кои може да се сместат вкупно десет електрони. Токму затоа, во една периода може да има десет d-елементи.

Кај **f-елементите** на највисокото енергетско ниво се пополнуваат f-орбиталите ($l = 3$). Бидејќи за орбитален квантен број 3 постојат седум f-орбитали во кои може да се сместат вкупно 14 електрони, постојат и 14 f-елементи во соодветната периода. Всушност, во овие елементи спаѓаат две серии од по 14 елементи: **лантаноиди** и **актиноиди**. Поголемиот дел од актиноидите се добиени вештачки.



Слика 1.12. s, p, d и f блокови на елементи.

Периодично изменување на својствата на елементите

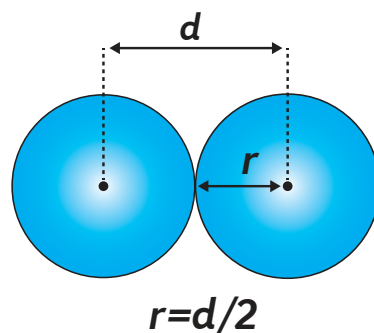
Како што видовме, градбата на електронската обвивка на атомите на елементите периодично се повторува, а тоа е отсликано во таблицата на Периодниот систем на елементите. Бидејќи својствата на елементите и на нивните елементарни супстанции зависат од електронската конфигурација на нивните атоми, се очекува дека тие периодично ќе се изменуваат кога ги разгледуваме по периоди и по групи. Речиси правилно се изменуваат следниве својства на елементите:

- Релативните атомски маси;
- Атомските радиуси;
- Енергиите на јонизација;
- Афинитетот кон електронот;
- Електронегативноста;
- Металните т.е. неметалните својства.

Подолу ќе го разгледаме изменувањето на сите овие својства по групи (одгоре надолу) и по периоди (одлево надесно).

Релативните атомски маси, главно, **растат и по група и по периода**. Ова се должи на фактот што елементите во Периодниот систем се подредени според растењето на нивните атомски броеви. Со растењето на атомските броеви, се очекува да растат и масените броеви и релативните атомски маси. Сепак, поради тоа што елементите во природата постојат во вид на смеси од изотопи, постојат неколку исклучоци. На пример, релативната атомска маса на кобалтот е поголема од онаа на никелот, иако никелот има поголем реден број.

Поимот **атомски радиус** ја опишува големината на еден атом, а покажува колку се оддалечени електроните во највисокото енергетско ниво од јадрото. Атомскиот радиус се пресметува како половина од растојанието меѓу јадрата на два атома на ист елемент што се допираат, претпоставувајќи дека атомите имаат сферен облик (слика 1.13).



Слика 1.13. Атомскиот радиус е половина од меѓујадреното растојание на два истородни атома.

Атомските радиуси растат одејќи надолу по група, а се намалуваат по периода од лево кон десно. Со секоја нова периода започнува да се пополнува нов електронски слој.

Поради тоа, кај секој следен елемент во една група има еден електронски слој повеќе. Затоа, атомските радиуси растат одејќи надолу по група, одгоре надолу. Напротив тоа, одејќи надесно по периода, атомските радиуси се намалуваат. Причината за ваквиот тренд не е толку очигледна, но сепак може едноставно да се објасни. Одејќи надесно по периода, кај секој следен елемент, бројот на протони во јадрото се зголемува за еден, а исто така и бројот на електрони, кои се сместуваат во истиот електронски слој. Како резултат на тоа, електростатските привлечни сили меѓу јадрото и електронската обвивка се зголемуваат, а тоа резултира со намалување на атомските радиуси.

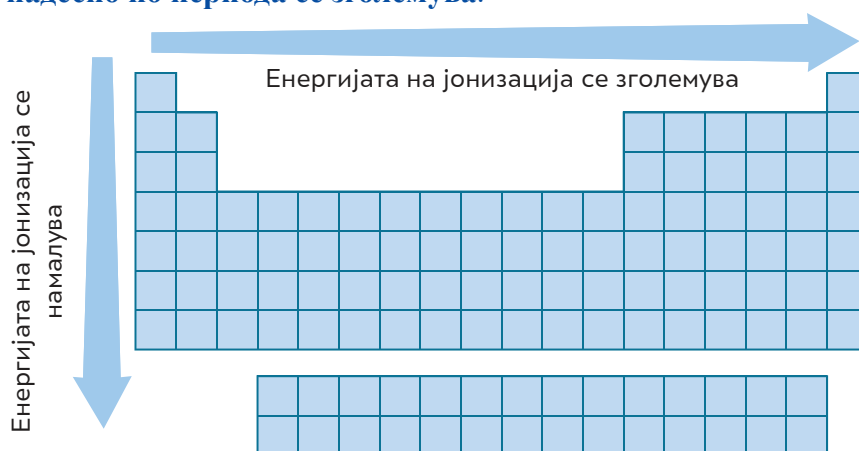


Слика 1.14. Атомски радиуси на s- и p-елементите.

Како последица од изменувањето на атомските радиуси по групи и по периоди, периодично се менува и една друга важна величина, а тоа е **енергијата на јонизација (јонизациска енергија)**.

Енергија на јонизација е енергијата што е потребна да му се доведе на атомот на некој елемент во гасовита агрегатна состојба, со цел од него да се отстрани електрон.

Ако се отстранува само еден електрон, тогаш станува збор за прва енергија на јонизација; за уште еден – втора енергија на јонизација итн. За еден ист елемент, секоја следна енергија на јонизација е повисока. Се разбира, станува збор за отстранување електрон од последниот електронски слој. Колку е подалеку тој слој од јадрото, толку електроните се послабо привлекувани од него, па затоа ќе може полесно да се отстранат. Според тоа, со растењето на радиусот на атомот, се намалува енергијата што е потребна за да се отстрани електронот. Значи, генерално, одејќи **надолу по група, енергијата на јонизација се намалува, а надесно по периода се зголемува**.



Слика 1.15. Генерален тренд на изменување на енергијата на јонизација по групи и по периоди.

Уште една друга важна величина што периодично се изменува како последица на изменувањето на електронската конфигурација на елементите и нивните атомски радиуси е величината **афинитет кон електронот (електронски афинитет)**.

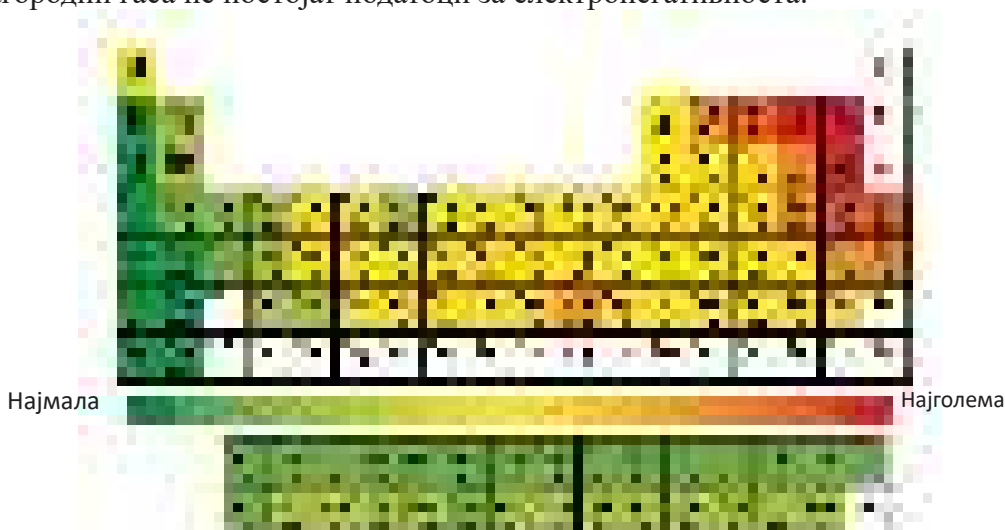
Афинитет кон електронот е енергијата што атомот, на елемент во гасовита агрегатна состојба, ја разменува со околината кога прима електрон.

Афинитетот кон електронот не се менува толку правилно по групи и по периоди, но сепак, генерално, можеме да кажеме дека **по периода се зголемува, а по група се намалува**.

Веќе знаеш дека постојат неполарни и поларни ковалентни врски. Важен поим поврзан со поларноста на хемиските врски е поимот **електронегативност**. Овој поим не се однесува на изолиран атом, како што е тоа во случајот на енергијата на јонизација и афинитетот кон електронот, туку на атом сврзан со ковалентна врска со атом на друг елемент.

Електронегативноста е мерка за способноста на атомот на некој елемент да ги привлекува кон себе електроните од заедничките електронски парови образувани со атом на друг елемент.

Колку е помал радиусот на атомот, толку неговото јадро е поблизу до заедничкиот електронски пар, па затоа посилно го привлекува. Атомските радиуси надолу по група растат, а по периода (од лево кон десно) се намалуваат. Според тоа, **надесно по периода електро-негативноста расте, а надолу по група се намалува**. На слика 1.16. се дадени познатите електро-негативности на елементите во Периодниот систем. Како што може да се забележи, флуорот има најголема електро-негативност, а франциумот најмала. За некои елементи не се дадени вредности за електро-негативноста. Најголемиот број од нив се вештачки добиени и имаат многу кратко време на постоење. Како што може да се види од слика 1.16, и за првите три благородни гаса не постојат податоци за електро-негативноста.



Слика 1.16. Електро-негативности на елементите во Периодниот систем.

Својствата на атомите на елементите што досега ги разгледавме се во врска со местоположбата на елементот во Периодниот систем, односно со неговата електронска конфигурација. Да го разгледаме тоа низ следниов пример.

Решен пример 1.17.

Дадени се следниве електронски конфигурации: а) $[\text{Ne}]3s^2$; б) $[\text{Ne}]3s^23p^5$; в) $[\text{Ne}]3s^23p^4$. Како се менуваат атомските радиуси на атомите со овие електронски конфигурации, нивните енергии на јонизација и електро-негативности?

Решение: Според дадените електронски конфигурации, лесно може да се заклучи дека тие се конфигурации на елементи од иста периода, бидејќи за сите нив главниот квантен број на последниот електронски слој е 3. Значи, менувањето на атомските радиуси, енергиите на јонизација и електро-негативноста треба да го разгледуваме по периода, од лево кон десно. Елементот со електронска конфигурација под а) се наоѓа во втора група, оној со конфигурација под б), во 17-та група, а оној со конфигурација под в) во 16-та група. Атомските радиуси надесно по периода се намалуваат, а енергиите на јонизација и електро-негативностите се зголемуваат. Според тоа, можеме да кажеме дека атомските радиуси се менуваат според следниов редослед: $a > в > б$, додека, пак, за менувањето на енергиите на јонизација и електро-негативностите редоследот е: $a < в < б$.

Периодично изменување на металните/неметалните својства на елементите

Периодичната измена на енергиите на јонизација, афинитетот кон електронот и електронегативноста доведува и до периодично изменување на хемиското однесување на елементите. Типично својство на елементите што ги нарекуваме метали е лесно да ги оддаваат електроните што се наоѓаат во последниот електронски слој. Тоа значи дека металите, за разлика од неметалите, имаат ниски вредности за енергијата на јонизација, ниски вредности за афинитетот кон електронот и ниски вредности за електронегативноста. Оттука, лесно може да се заклучи дека **по периода (одлево надесно) се намалуваат металните својства на елементите, а по група (одгоре надолу) растат**. Се разбира, со растењето на металните својства се намалуваат неметалните, и обратно. Изменувањето на својствата што ги разгледавме, како и на металните и неметалните својства, сумарно се претставени на слика 1.17.



Слика 1.17. Изменување на својствата на елементите по група и по периода.

Врз основа на сето ова, можеме да заклучиме дека најтипичните метали се наоѓаат лево, долу во Периодниот систем на елементите, а најизразитите неметали горе, десно. Најизразитиот метал е франциум, а најизразитиот неметал е флуор. Дobar пример, пак, за зголемувањето на металните својства на елементите надолу по група се елементите е 15-та група: азотот и фосфорот се неметали, арсенот и антимонот се семиметали, а бизмутот е метал.

Прашања и задачи

1. Електронската конфигурација на атомот на еден елемент е $[_{18}A_r]4s^23d^1$. Во која периода и во која група се наоѓа овој елемент?
2. Напиши ја електронската конфигурација на елементот што се наоѓа во втората група и петтата периода.
3. Кои орбитали може да се пополнуваат со електрони кај елементите што се наоѓаат во шестата периода?
4. Колку вкупно p-елементи постојат во Периодниот систем на елементите?
5. Колку максимум електрони може да се сместат во дегенерираните f-орбитали?
6. Во колку групи има d-елементи? Образложи го одговорот.
7. Кој има поголем атомски радиус: As или Bi? Образложи го одговорот.
8. Кој од следниве атоми има најмал атомски радиус: Li, Na, K, B, N?
9. Како се менуваат атомските радиуси кај лантаноидите, од Ce до Lu?
10. Врз основа на местото во Периодниот систем, подреди ги следниве елементи според растењето на нивната енергија на јонизација: Mg, P, S, Al, Na.
11. Кој има поголем афинитет кон електронот, флуор или берилиум? Образложи го одговорот.
12. Врз основа на местото во Периодниот систем, подреди ги следниве елементи според намалувањето на нивната електронегативност: Ge, Sn, Si, C, Pb.
13. Зошто за хелиумот, неонот и аргонот нема вредности за електронегативноста?
14. Какви својства (метални или неметални) очекуваш да има елементот што се наоѓа во петтата периода и четиринаесеттата група од Периодниот систем?
15. На што се должи слабата реактивност на благородните гасови?

Истражувај!

Одбери хемиски елемент од Периодниот систем чиј реден број е еднаков со твојот реден бројот во дневникот на класот и подготви компјутерска презентација за атомските својства (атомски број, релативна атомска маса, електронска конфигурација, број на валентни електрони, атомски радиус, енергија на јонизација и електронегативност), како и за поважните физички и хемиски својства на неговата елементарна супстанца и нејзината примена.





ХЕМИСКИ ВРСКИ

Ош како ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да го објасниш образувањето јонска врска преку шематско претставување и со електронски конфигурации на атомите и јоните и да ги објасниш физичките својства на јонски градените супстанци правејќи врска со нивната градба;
- да го објасниш образувањето ковалентна врска преку шематско претставување со луисовски симболи и луисовски формули и со електронски конфигурации на атомите на елементите и препокривање на атомските орбитали;
- да правиш разлика меѓу σ -врска и π -врска, меѓу единична, двојна и тројна врска и меѓу неполярна и поларна ковалентна врска;
- да ги објасниш карактеристиките на различните видови интеракции меѓу молекулите (вандервалсовски сили, лондоновски сили, водородна врска) и да правиш врска меѓу својствата на супстанците и нивната внатрешна градба;
- да го објасниш образувањето (постоењето) метална врска и метални кристали со помош на моделот за „електронски гас“ и да правиш врска меѓу металната врска и спроводливоста кај металите.

Поими:

хемиска врска, јонска врска, јон, катјон, анјон, полнеж, електростатски сили, јонски кристал, јонска кристална решетка, елементарна ќелија, формулна единица, ковалентна врска, луисовски симболи, луисовски формули, заеднички електронски пар, σ -врска, π -врска, единична врска, двојна врска, тројна врска, неполярна ковалентна врска, поларна ковалентна врска, несврзувачки електронски пар, вандервалсовски сили, лондоновски сили, водородна врска, аномалија на водата, кристал, аморфна супстанца, атомски/ ковалентни кристали, молекулски кристали, јонски кристали, метална врска, метални кристали, метална кристална решетка, „електронски гас“, делокализирани електрони.

2.1. ЈОНСКА ВРСКА

Потсети се!

- Какви видови хемиски врски познаваш?
- Како се образува јонска врска?
- Што се катјони, а што се анјони?

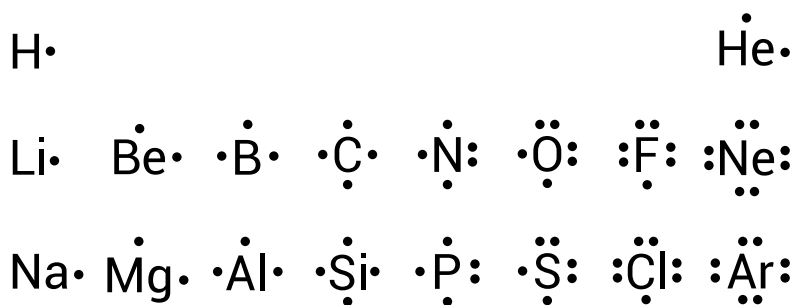
Општи принципи за хемиското сврзување и видови хемиски врски

Основните познавања за образување хемиски врски веќе ги стекна во досегашното образование. Се запозна и со основните карактеристики на јонската и на ковалентната врска. Сега, откако подетално ја изучи градбата на електронската обвивка, знаењата за образувањето на хемиските врски ќе ги продлабочиме и ќе ги објасниме, имајќи ја предвид електронската конфигурација на атомите што ја образуваат хемиската врска.

Супстанците што се сретнуваат во природата, било да се соединенија или прости (елементарни) супстанции, се состојат од атоми што се поврзани меѓу себе на определен начин (исклучок се благородните гасови). Кога образуваат соединенија или елементарни супстанции, атомите се сврзуваат меѓу себе со **хемиски врски**.

Начинот на кој атомите се сврзани меѓу себе има силно влијание врз хемиските и физичките својства на супстанците. Дури и кога станува збор за супстанции со ист состав, различните начини на сврзување на атомите доведуваат до различни својства на супстанците. На пример, и графитот и дијамантот претставуваат чист јаглерод, но нивните својства многу се разликуваат поради различниот начин на сврзување на јаглеродните атоми.

Постојат различни начини на кои може да се сврзат атомите, но во основата на сите нив лежат **електростатски заемодејства (интеракции)**. Всушност, хемиските врски се образуваат **со заемодејство на валентните електрони** меѓу атомите што ја градат врската. За полесно да се претстават заемодејствата на валентните електрони и образувањето хемиски врски, како што веќе си учел, вообичаено се користат т.н. електронски, или луисовски симболи. Овие симболи ги предложил научникот Луис, кој се занимавал со изучување на хе-

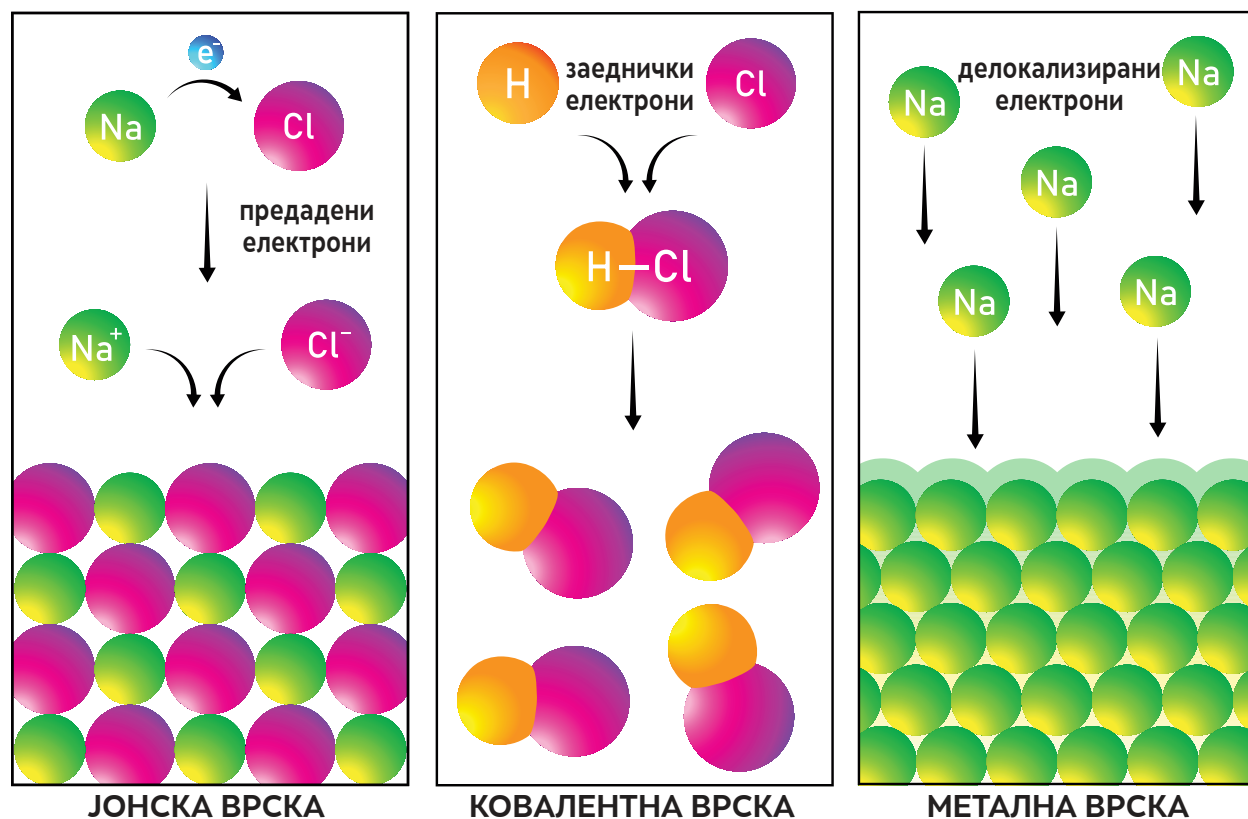


Слика 2.1. Луисовски симболи за елементите од првите три периоди во Периодниот систем.

миските врски, па во негова чест електронските симболи се наречени луисовски симболи. Во луисовските симболи со хемискиот симбол се означува јадрото на атомот и сите други електрони, освен валентните. Валентните електрони се запишуваат со точки покрај симболот на хемискиот елемент. Притоа, спарените електрони се запишуваат со пар од точки, а неспарените електрони само со една точка. Луисовските симболи за елементите од првите три периоди се дадени на слика 2.1.

При електронските заемодејства, атомите што учествуваат во образување на хемиската врска се стремат да постигнат стабилна електронска конфигурација со осум електрони во последниот електронски слој (октет), каква што постои кај благородните гасови (или дублет, како кај хелиумот). На таков начин тие постигнуваат електронска конфигурација која е најстабилна и со најниска енергија. Електронскиот октет се состои од 4 електронски пара, од кои еден во s-орбиталата и три во трите p-орбитали. Стремежот на атомите при образувањето на хемиските врски да постигнат октет се нарекува октетно правило. Ова правило го вовел Луис. Октетното правило најмногу е применливо за s- и за p-елементите, додека за d-елементите е применливо само во некои случаи, бидејќи за нив важат други правила за кои овде нема да стане збор.

Заемодејството на валентните електрони може да се одвива на различни начини, па затоа се образуваат и различни видови хемиски врски. Постојат, главно, три различни типа хемиски врски: јонска, ковалентна и метална врска (слика 2.2.). Понатаму ќе стане збор за основните принципи на образување на хемиските врски кај сите три типа хемиско сврзување.

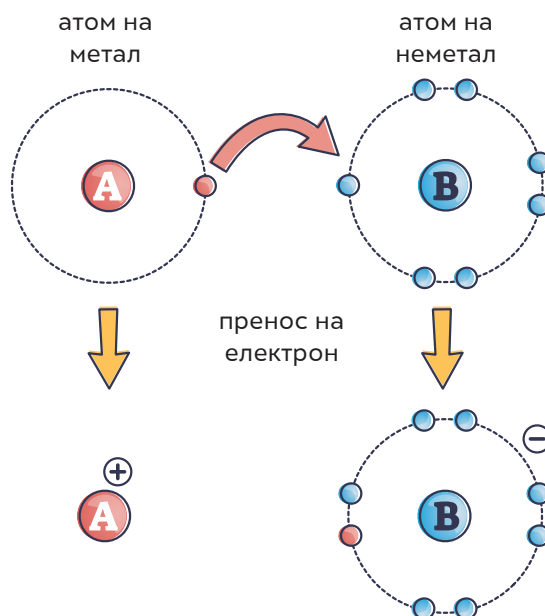


Слика 2.2. Видови хемиски врски.

Јонска врска

Веќе знаеш дека јонската врска се образува **меѓу типичен метал и типичен неметал**. Како што видовме во претходната тема, металите имаат ниски вредности за енергијата на јонизација, како и за афинитетот кон електронот, а неметалите, пак, имаат високи вредности за енергиите на јонизација, а најголем број од нив имаат и висок афинитет кон електронот. Имајќи ги предвид овие две величини, можеме да заклучиме дека металите се стремат да оддаваат електрони, а неметалите да примаат. Покрај тоа, атомите на елементите на типичните метали имаат мал број валентни електрони, а оние на типичните неметали имаат голем број валентни електрони. Затоа, за да постигнат стабилна електронска конфигурација на благороден (инертен) гас, на металите им е полесно да испуштаат електрони отколку да примаат. Обратно, на неметалите им е полесно да примаат отколку да испуштаат електрони. Токму затоа, кога доаѓа до реакција меѓу метал и неметал, атомот на **металот оддава електрони, при што поминува во позитивно наелектризиран јон, катјон**, а атомот на **неметалот ги прима оддадените електрони, при што поминува во негативно наелектризиран јон, анјон** (слика 2.3.). Образувањето јонска хемиска врска на ваков начин е карактеристична за металите од 1-ва и 2-ра група и за некои метали од 3-та и од 13-та група од Периодниот систем, како и за неметалите од 17-та, 16-та и 15-та група.

Бројот на оддадените електрони од атомите на металот, односно на примените електрони од атомите на неметалот, зависи од нивната електронска конфигурација на највисокото енергетско ниво, која, пак, соодветствува на бројот на валентни електрони. Со оддавање електрон/и од атомот на металот, се образува катјон, кој добива електронска конфигурација на благородниот гас што се наоѓа пред него во Периодниот систем, а со примање електрон/и, од атомот на неметалот, се образува соодветен анјон кој добива електронска конфигурација на благородниот гас што се наоѓа по него во Периодниот систем. Да го разгледаме ова со следниве примери:



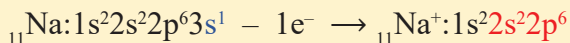
Слика 2.3. Шематски приказ за образување катјон и анјон со пренос на електрон од атом на метал, на атом на неметал.

Решен пример 2.1.

а) Кои се електронските конфигурации што ги добиваат јоните на натриумот и хлорот кога образуваат натриум хлорид?

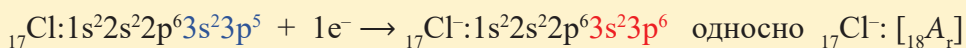
Решение: Електронската конфигурација на атомот на натриум е: ${}_{11}\text{Na}:1s^22s^22p^63s^1$, што значи дека атомот треба да оддаде еден електрон за да може добиениот катјон да

постигне стабилна електронска конфигурација со осум електрони (октет) во последниот електронски слој.



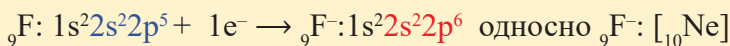
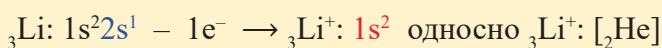
Ваква електронска конфигурација има атомот на благородниот гас неон, па според тоа, може да напишеме: ${}_{11}\text{Na}^+:[{}_{10}\text{Ne}]$

Електронската конфигурација на атомот на хлор е: ${}_{17}\text{Cl}:1s^22s^22p^63s^23p^5$, што значи дека атомот на хлорот треба да прими еден електрон за да постигне стабилна електронска конфигурација соодветна на благородниот гас аргон.



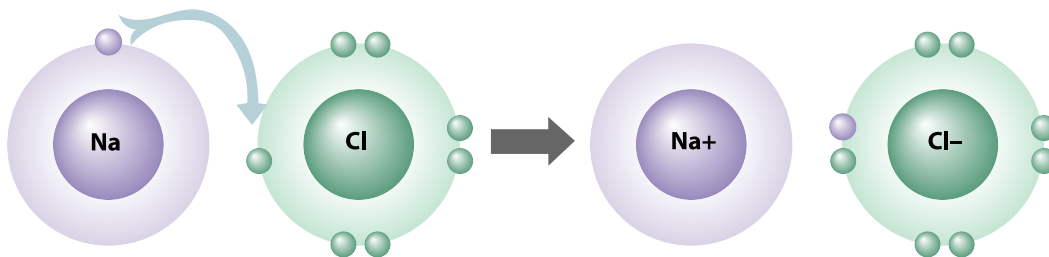
б) Кои се електронските конфигурации што ги добиваат јоните на литиумот и флуорот кога образуваат литиум флуорид?

Решение: Имајќи ги предвид размислувањата од претходниот пример, за овој случај може да напишеме:



Како што може да се забележи од примерот 2.1.б), катјонот на литиум не постигнува октет, туку дублет, но оваа електронска конфигурација е стабилна електронска конфигурација за првиот електронски слој што ја има атомот на благородниот гас хелиум. Катјонот на некој елемент има ист атомски број со атомот од кој се добил, но помал број електрони од него. Анјонот на некој елемент исто така има ист атомски број со атомот од кој се добил, но поголем број електрони од него.

Образувањето катјони и анјони со размена на електрони честопати се претставува шематски. На пример, размената на електрони меѓу натриумот и флуорот и образувањето на соодветните јони е даден на слика 2.4.



Слика 2.4. Размена на електрони меѓу атомот на натриум и атомот на флуор и образување на Na^+ катјон и F^- анјон.

Во испуштањето/примањето на електрони може да учествуваат и повеќе атоми од металот или од неметалот, бидејќи сите испуштени електрони од атомот/атомите на металот мора да бидат примени од атомот/атомите на неметалот. Тоа ќе го разгледаме низ следниве примери, користејќи луисовски симболи.

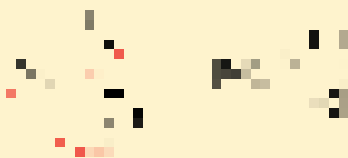
Решен пример 2.2.

Со примена на луисовски симболи, шематски претстави го образувањето јонски врски меѓу а) магнезиум и хлор; б) калциум и азот

Решение:

а) Најпрво ќе ја напишеме електронската конфигурација на атомите на магнезиумот и на хлорот: $_{12}\text{Mg}:[_{10}\text{Ne}]3s^2$ и $_{17}\text{Cl}:[_{10}\text{Ne}]3s^23p^5$.

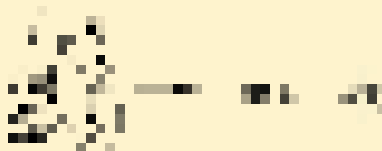
Електронската конфигурација на магнезиум ни покажува дека тој треба да испушти два електрона за да добие електронска конфигурација на инертниот гас неон. Меѓутоа, од електронската конфигурација на хлорот може да се заклучи дека тој треба да прими само еден електрон за да добие електронска конфигурација на инертниот гас што следува по него, аргон. Значи, двата испуштени електрона од магнезиумот треба да ги примат два атома хлор, при што ќе се добие магнезиумов катјон и два хлоридни анјона. Со луисовски симболи ова ќе го претставиме на следниов начин:



или:



б) Електронската конфигурација на калциумот е: $_{20}\text{Ca}:[_{18}\text{Ar}]4s^2$, а на азотот: $_{7}\text{N}:[_{2}\text{He}]2s^22p^3$. Кога ќе испушти два електрона, калциумот ќе добие стабилна електронска конфигурација на инертниот гас аргон. Но за да постигне азотот стабилна електронска конфигурација на неон (инертниот гас што следува по него во Периодниот систем), тој треба да прими три електрони. Два атома азот треба да примат вкупно шест електрони што може да ги добијат од три атома калциум.



Во примерите што ги разгледавме, добиените јони потекнуваат од поединечни атоми, па затоа се нарекуваат едноатомски јони. Меѓутоа, постојат јонски соединенија што не се изградени од едноатомски јони, туку се изградени од јони, кои претставуваат групации од повеќе атоми. На пример, соединението Na_2SO_4 е јонско соединение изградено од натриумови (Na^+) јони и сулфатни јони (SO_4^{2-}) јони, во кои, пак, сулфурните и кислородните атоми се поврзани меѓу себе со ковалентна врска. Без разлика дали станува збор за едноатомски јони или јони што се полиатомски групации, меѓу катјоните и анјоните дејствуваат силни **електростатски (кулоновски) привлечни сили**. Овие сили овозможуваат различните јони

да се поврзат меѓу себе и да го образуваат јонското соединение. Оттука, за јонската врска може да кажеме дека:

Хемиската врска што настанува како резултат на електростатско привлекување меѓу јони со спротивен полнеж се нарекува јонска врска.

Да разгледаме примери за образување јонска врска и јонски соединенија.

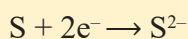
Решен пример 2.3.

Објасни како ќе се образува јонска врска во јонското соединение калиум сулфид;

Решение: Калиумот се наоѓа во 1-ва група во Периодниот систем, што значи дека има еден валентен електрон. Со испуштање на валентниот електрон, атомот на калиум ќе премине во калиумов катјон со електронска конфигурација на благородниот гас аргон. ${}_{19}\text{K}^{+}:[{}_{18}\text{Ar}]$.



Сулфурот се наоѓа во 16-та група во Периодниот систем на елементите, што значи дека неговиот атом содржи шест валентни електрони. Нему му се потребни два електрона за да премине во сулфиден анјон и да постигне стабилна електронска конфигурација на благородниот гас аргон: ${}_{16}\text{S}^{2-}:[{}_{18}\text{Ar}]$.



Овие два електрона мора да ги прими од два атома калиум. Калиумовите катјони и сулфидните анјони меѓусебно се привлекуваат со електростатски сили и образуваат јонско соединение. Формулата на јонското соединение образувано од калиум и сулфур е K_2S .

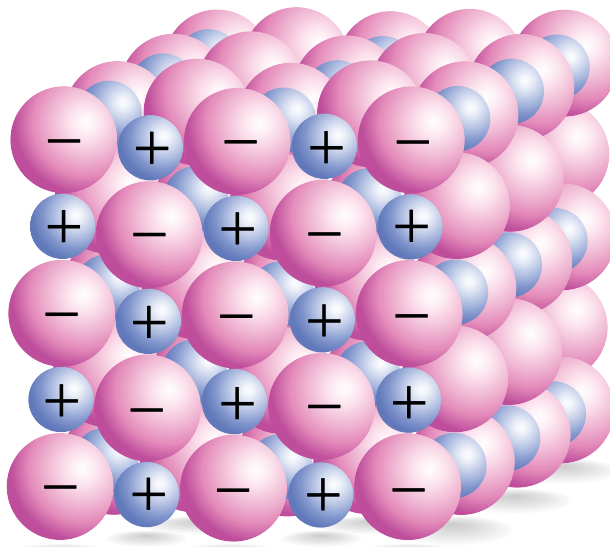
Јонска кристална решетка

Електростатските сили дејствуваат во сите правци во просторот. Јонските супстанции се образувани од множество позитивни и негативни јони подредени на начин што овозможува максимално привлекување меѓу разноимените полнежи, а минимално одбивање меѓу истоимените полнежи. Тоа овозможува честичките да добијат најниска можна енергија, а со тоа и најголема стабилност. Ова значи дека различно наелектризираните јони се ориентираат и се распоредуваат едни околу други во сите правци. Ваквиот распоред се прави на точно определен начин во просторот, при што се образува супстанца во цврста агрегатна состојба – **кристал**. Значи, **јонските соединенија не образуваат молекули**, туку кристали. Затоа, наместо поимот молекула, кога сакаме да го претставиме квалитативниот и квантитативниот состав на јонски градените супстанции, го користиме поимот **формулна единица**, со кој, всушност, се означува емпириската формула на соединението.

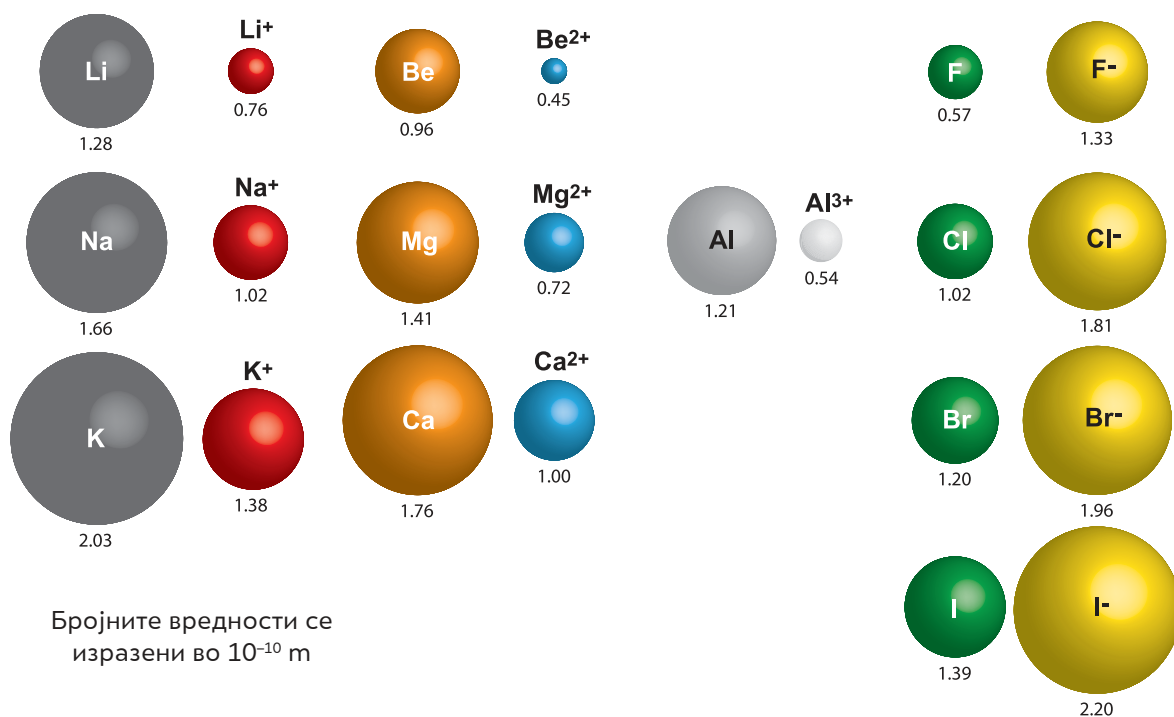
Кристалите имаат правилна внатрешна градба што може да се замисли како тродимензионална мрежа од точки, наречена **кристална решетка**. Ако во точките на кристалната

решетка замислиме дека се наоѓаат градбените единки, тогаш зборуваме за **кристална структура**. Кај јонските соединенија, градбените единки се јони, па затоа во овој случај станува збор за **јонска кристална решетка**, а добиениот кристал се нарекува **јонски кристал**. Најмалиот дел од кристалот со определен распоред на градбените единки, кој се повторува низ целиот кристал, се нарекува **елементарна ќелија**. Елементарната ќелија има форма на призма (најчесто четиристрана), која може да биде или правилна (само со прави агли) или коса.

Каква ќе биде структурата на кристалот, во голема мера зависи од големината на радиусите на јоните што го изградуваат кристалот. Со поимот **јонски радиус** се означува радиусот на јонот во јонската кристална решетка. Тој се дефинира **како растојание од атомското јадро до најоддалечениот електронски слој во јонот**. Катјоните имаат помали радиуси од атомите од кои се добиени, а анјоните поголеми. Генерално, катјоните на елементите од една периода се помали од анјоните на елементите од истата периода. Ако некој елемент образува катјони со различен полнеж, тогаш колку што е поголем полнежот, толку е помал јонскиот радиус на катјонот, на пример, $r(\text{Fe}^{3+}) < r(\text{Fe}^{2+})$.

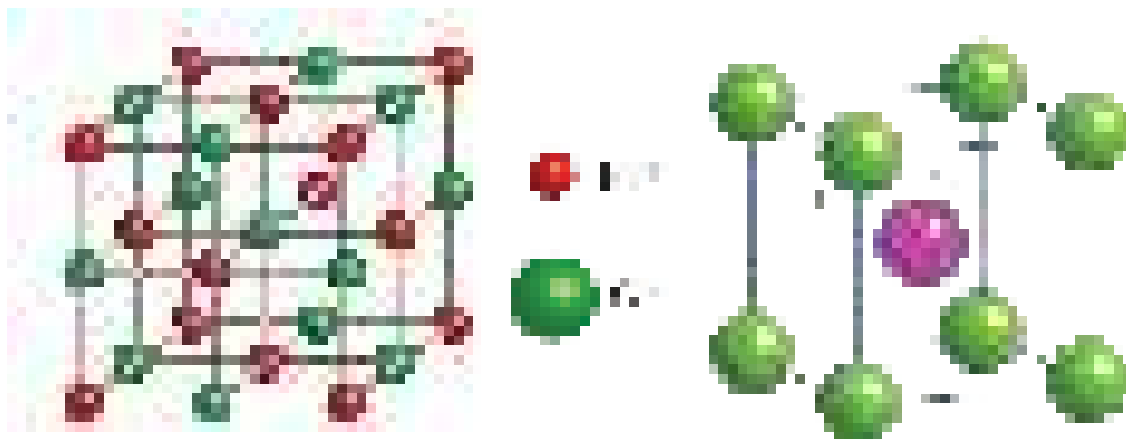


Слика 2.5. Модел на јонска кристална структура.



Слика 2.6. Споредба на јонските радиуси на некои катјони и анјони со атомските радиуси на атомите од кои се добиени.

Бројот на јони што се ориентираат околу јоните со спротивен полнеж се нарекува **координациски број**, а зависи од односот на радиусите на катјонот и анјонот (r^+/r^-). На пример, координацискиот број на натриумовите и на хлоридните јони во натриум хлоридот е 6, бидејќи секој еден јон е опкружен со шест спротивно наелектризирани јони. Меѓутоа, координацискиот број на цезиум во цезиум хлоридот (CsCl) изнесува 8, бидејќи радиусот на Cs^+ е значително поголем од оној на натриумот.

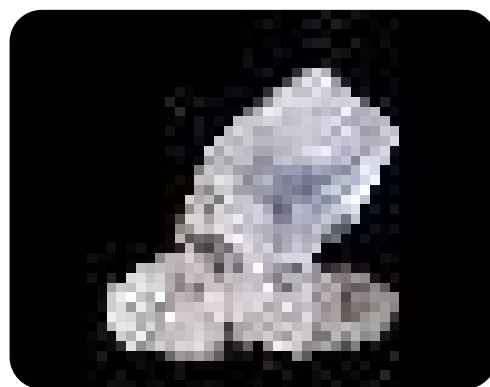


Слика. 2.7. Споредба на јонските кристални структури на NaCl и CsCl.

Општи својства на јонски градените супстанции

Познато е дека својствата на супстанциите зависат од хемискиот состав и од начинот на хемиското сврзување. Затоа, јонски градените соединенија имаат некои заеднички својства. Кажавме дека јонски градените супстанции образуваат јонски кристали. Според тоа, при собни услови (нормален атмосферски притисок и температура од 25 °C), **јонски градените соединенија се во цврста агрегатна состојба**. Меѓу јоните во јонскиот кристал дејствуваат силни електростатски привлечни сили, па затоа **типичните јонски соединенија најчесто имаат високи температури на топење**, а следствено и на вриење. На пример, ако загреваш неколку зрнца готварска сол и шеќер, ќе забележиш дека шеќерот брзо ќе се стопи, но не и солта. Солта е јонски градено соединение, но не и шеќерот.

Друго важно општо својство на јонски градените супстанции е нивната растворливост во вода. **Јонски градените супстанции лесно се раствораат во вода**. Кога ќе се растворат во вода или, пак, кога ќе се стопат, се разложуваат на јоните од кои се изградени. Бидејќи јоните се наелектризирани честички, **растоите и водните раствори на јонски градените супстанции спроведуваат електричество**. Внимавај, во цврста состојба тие не спроведуваат електричество, туку само во растоп и растворени во вода.



Слика 2.8. Кристали на природен натриум хлорид.

Прашања и задачи

1. Кои од следниве парови елементи се сврзуваат со јонска врска: а) N и O; б) C и F; в) Cs и N; г) P и Br; д) Rb и F; е) Ba и O?
2. Напиши ја електронската конфигурација на следниве јони и определи кои од нив имаат електронска конфигурација на благороден гас: а) Sr^{2+} ; б) Ti^{2+} ; в) Se^{2-} ; г) Br?
3. Напиши ја електронската конфигурација на секој од јоните во следниве јонски соединенија: а) SrO ; б) RbCl ; в) CsF ; г) K_2S ; д) BaSe ; е) NaBr .
4. Кај кои од следниве соединенија катјонот и анјонот имаат иста електронска конфигурација: а) NaCl ; б) Na_2O ; в) CaO ; г) Mg_3N_2 ; д) SnBr_2 ; е) KBr ?
5. Определи ја формулата на јонското соединение добиено при реакција на калциум и флуор, според местоположбата на овие елементи во Периодниот систем.
6. Користејќи луисовски симболи, шематски претстави го образувањето на јонските соединенија од следниве парови елементи: а) Mg и O; б) Ca и S; в) Sr и Cl; г) Rb и Br; д) Ca и P; е) Na и O.
7. Напиши најмалку пет формули на јонски соединенија во чиј состав влегува полиатомска групација.
8. Следниве честички, коишто припаѓаат на ист елемент, подреди ги според растење на радиусот на честичката (од помал кон поголем радиус): а) I^- , I^+ , I; б) Fe^{2+} , Fe^{3+} , Fe; в) S, S^{2-} ; г) Cu^+ , Cu^{2+} , Cu.
9. Што се подразбира под поимот јонска кристална решетка?
10. Објасни зошто јонски градените супстанции при собни услови се во цврста агрегатна состојба.
11. Дали може температурата на топење на јонско соединение при собни услови да изнесува 15°C ? Образложи го одговорот.

2.2. КОВАЛЕНТНА ВРСКА

Потсети се!

- Кои видови елементи образуваат ковалентна врска?
- Какви видови честички се образуваат кога атомите се сврзуваат со ковалентна врска?
- Како атомите на елементите што се сврзуваат со ковалентна врска постигнуваат електронска конфигурација на благороден гас?

За образувањето ковалентна врска, веќе стекна основни познавања во претходните години од образованието. Научи дека ковалентната врска се образува, главно, меѓу атоми на неметали, при што се образуваат **молекули**. Покрај тоа, веќе знаеш дека и при образување на овој вид хемиска врска, главна тенденција е постигнување на стабилна електронска конфигурација на благороден гас на атомите што ја образуваат врската. Но, за разлика од јонската врска, овде конфигурацијата на благороден гас се постигнува со образување на **заеднички електронски пар/парови** меѓу атомите што се сврзуваат.

Со едноставниот шематски приказ за образување заеднички електронски парови, користејќи **луисовски симболи**, веќе се запозна. Освен со Луисовата теорија за образување заеднички електронски парови, изучувањето на ковалентната врска ќе го прошириме земајќи ги предвид орбиталите што учествуваат во образување на заедничките електронски парови. Всушност, ковалентната врска настанува со препокривање на некои од орбиталите во највисокото енергетско ниво на атомите што се сврзуваат. Орбиталите што се препокриваат се полупополнети орбитали (орбитали што содржат само еден т.н. неспарен електрон) од двата атома, при што доаѓа до нивно спарување. Електроните што се спаруваат мора да се со спротивни спинови (едниот со спин $+1/2$, а другиот со спин $-1/2$). Образованите заеднички електронски парови се под влијание на јадрата на двата атома поради што се образува молекула.

Образувањето на соединенијата со ковалентна врска ќе го објасниме со повеќе примери. Притоа, покрај луисовските симболи, за кои веќе стана збор, ќе научиш и како се пишуваат **луисовски формули**. Образовањето на ковалентната врска ќе го објасниме и со препокривање на орбиталите што учествуваат во образување на врската.

Единишни ковалентни врски во хомоатомски молекули

Образувањето на ковалентните врски ќе го разгледаме тргнувајќи од наједноставни примери, како што се ковалентните врски во хомоатомските молекули. Наједноставна молекула е, секако, молекулата на водород, па нашето разгледување на ковалентната врска, како со образување на заедничките електронски парови, така и со препокривање на орбиталите, ќе го започнеме токму со водородот преку следниов решен пример.

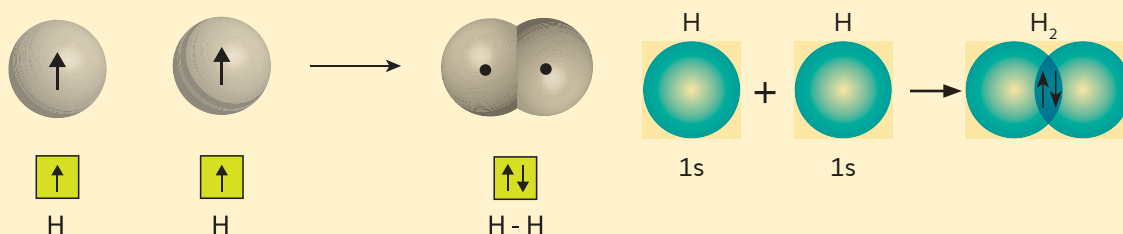
Решен пример 2.4.

Образување на молекулата на водород, H_2

Секој од двата водородни атома што ја образуваат молекулата на водород имаат електронска конфигурација $1s^1$. Тоа значи дека на секој водороден атом му недостасува уште еден електрон за да постигне електронска конфигурација на благородниот гас хелиум. Тоа, според теоријата на Луис, го постигнуваат со образување на еден заеднички електронски пар.



Всушност, при образување на молекулата на водородот доаѓа до препокривање на полупополнетите $1s$ -орбитали. Тоа може да се претстави на следниов начин:



При претставување на образувањето ковалентна врска, освен луисовски симболи, користиме и **луисовски формули**. Тие се запишуваат на неколку начини. На пример, луисовската формула за молекулата на водород може да ја запишеме како во решениот пример , но исто така и без круговите, односно како **H:H**. Покрај тоа, знаејќи дека **еден заеднички електронски пар се претставува со една валентна цртичка**, молекулата на водородот може да ја запишеме и на следниов начин **H—H**. Понатаму ќе разгледаме и други начини на запишување луисовски формули.

При образување на молекулата на водородот се препокриваат две s -орбитали. Освен две s -орбитали, може да се препокриваат и две p -орбитали; s -орбитала и p -орбитала итн. и да образуваат ковалентна врска. Да го разгледаме тоа во следниве примери.

Решен пример 2.5.

Образување на молекулата на хлор, Cl_2

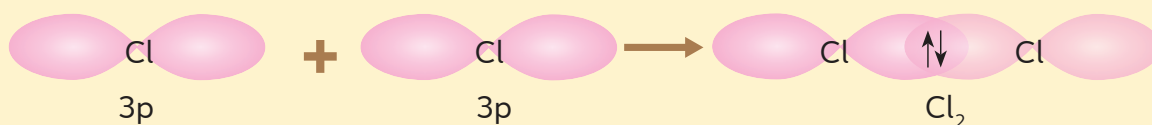
Електронската конфигурација на хлорот е ${}_{17}Cl: [{}_{10}Ne]3s^23p^5$ или



Значи, на секој од двата хлорни атома му недостасува еден електрон за да постигне електронска конфигурација на благородниот гас аргон, $[{}_{18}Ar]$. Затоа, атомите на хлорот се сврзуваат меѓу себе со образување на еден заеднички електронски пар.



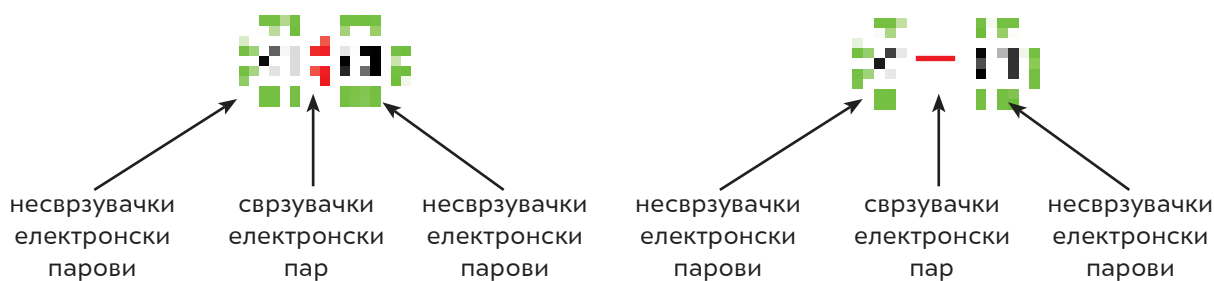
Ако ги изброиме електроните околу секој од хлорните атоми во молекулата на хлор, ќе забележиме дека секој од нив има осум електрони, односно го исполнува октетното правило. Се разбира, заедничкиот електронски пар го броиме и за двата атома. Заеднички електронски пар се образува со челно препокривање на полупополнетите 3p-орбитали од двата атоми хлор, како што е претставено со следниов приказ.



Освен како што е претставена во примерот, молекулата на хлор со луисовски формули се претставува и на следниве начини:

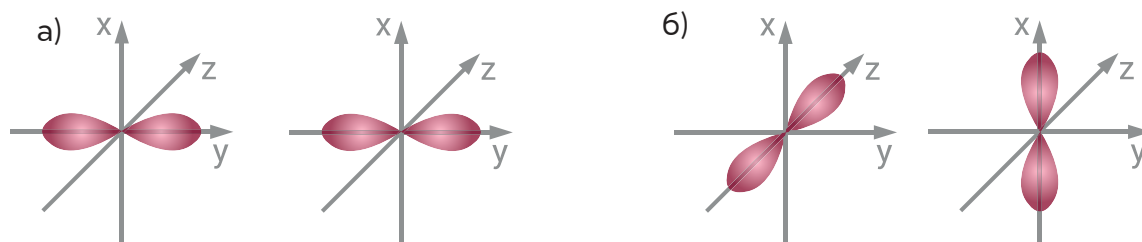


Ако се разгледаат луисовските формули за молекулата на хлор, ќе се забележи дека електронскиот октет е образуван од четири пара електрони, од кои само еден ја образува хемиската врска. Електронскиот пар што учествува во образување на хемиската врска се нарекува **сврзувачки електронски пар**. Понатаму ќе видиме дека меѓу два атома може да има и повеќе од еден сврзувачки електронски пар. Електронските парови, пак, што не учествуваат во образување на хемиската врска, но учествуваат во образувањето на електронскиот октет, се нарекуваат **несврзувачки електронски парови**.



Слика 2.9. Сврзувачки електронски пар и несврзувачки електронски парови во молекулата на хлор.

Во примерите 2.4. (образување на молекулата на водород) и 2.5. (образување на молекулата на хлор), со препокривање на орбиталите, се образува само еден заеднички пар. **Врската што е образувана само од еден заеднички електронски пар се нарекува единична врска или сигма врска (σ -врска)**. Како што знаеме, постојат три p-орбитали коишто во просторот, една во однос на друга, се поставени под права агол. Затоа, кога се препокриваат p-орбиталите од атомите на хлор, тие мора да се ориентирани една во однос на друга во правец на иста оска. Во спротивно, не е можно да се препокријат (слика. 2.10).



Слика 2.10. а) Поволна ориентација;
б) неповолна ориентација на р-орбиталите за да се препокријат.

Всушност, σ -врска е онаа врска што настанува со препокривање на орбиталите во правец на т.н. интернуклеарна оска, односно правата што ги поврзува јадрата на двата атома. Ова значи дека за разлика од јонската врска, ковалентната врска е насочена во просторот, па затоа молекулите имаат определена геометрија.

Двојни и тројни ковалентни врски во хомоатомски молекули

Покрај еден заеднички електронски пар, при сврзување на некои атоми може да се образуваат и два или три електронски пара меѓу атомите што ја образуваат хемиската врска. Да го разгледаме тоа на следниве примери.

Решен пример 2.6.

Образување на молекулата на кислород, O_2

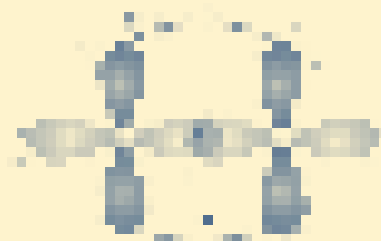
Електронската конфигурација на кислородот е ${}_8O: 1s^2 2s^2 2p_1^2 2p_0^1 2p_{-1}^1$, или претставена графички: ${}_8O: \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$

Очигледно во атомите на кислородот има две полуполнети р-орбитали, а на секој од кислородните атоми му недостасуваат два електрона за да постигнат електронска конфигурација на благородниот гас неон. Затоа, атомите на кислородот се поврзуваат меѓу себе со препокривање на полуполнетите р-орбитали, при што образуваат два заеднички електронски пара. Со лувисовски симболи и формули тоа може шематски да се прикаже на следниов начин:

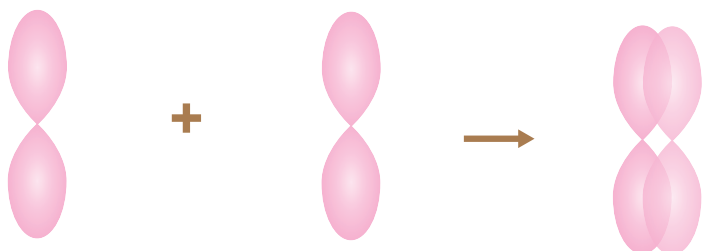


Секој од кислородните атоми постигнува октет што се состои од два сврзувачки и два несврзувачки електронски пара.

За да се добијат два заеднички електронски пара, мора да се препокријат по две р-орбитали од секој атом кислород, односно два пара р-орбитали.



Ковалентната врска образувана од два заеднички електронски пара се нарекува **двојна врска**. Таа се состои од две врски, од кои едната е **σ -врска**, а другата е **π -врска**. Треба да се напомене дека σ -врската е примарна, т.е. без таа да постои, π -врска не е можно да се образува. **π -врската се образува со странично препокривање на орбиталите**, како што е прикажано на слика 2.11., π -врска може да се образува со препокривање на p-орбиталите или на d-орбиталите, но не и на s-орбиталите, кои може да учествуваат само во образување на σ -врска. Во просторот, σ -врската и π -врската се поставени нормално една во однос на друга. π -врската се формира над и под рамнината во која лежат јадрата на атомите и σ -врската.



Слика. 2.11. Странично препокривање на p-орбиталите

Како што кажавме, при сврзување на некои атоми може да се образуваат и три електронски пара меѓу атомите што ја образуваат хемиската врска. Да го разгледаме тоа во примерот на образување на молекулата на азот.

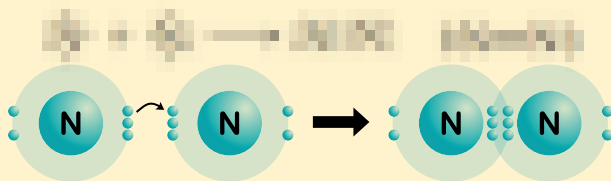
Решен пример 2.7.

Образување на молекулата на азот, N_2

Електронската конфигурација на азотот е ${}_7N: 1s^2 2s^2 2p_1^1 2p_0^1 2p_{-1}^1$, или



На секој од двата атома на азот што ја образуваат врската му недостасуваат три електрони за да постигне електронска конфигурација на неон. Затоа, атомите на азотот ќе се сврзат меѓусебно со три заеднички електронски пара, кои се образуваат со препокривање на трите поуполнети p-орбитали.



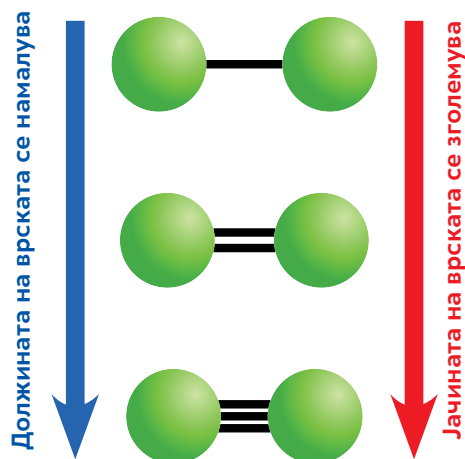
Секој од атомите на азотот постигнува октет, кој се состои од три сврзувачки електронски пара и еден несврзувачки електронски пар. Сврзувачките електронски парови се образуваат со препокривање на трите поуполнети p-орбитали.



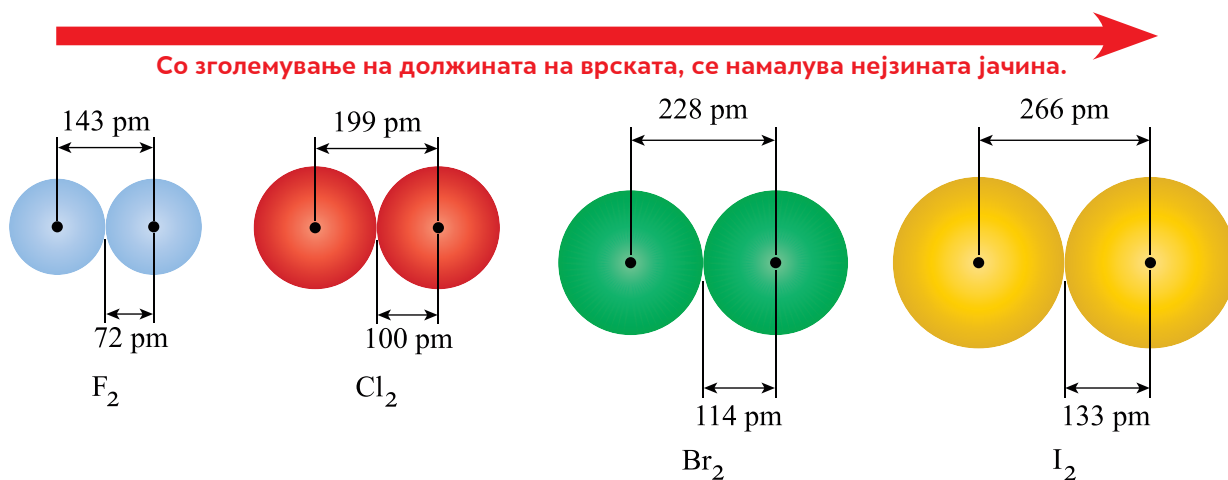
Врската што се образува со три заеднички електронски пара се нарекува **тројна врска**. Таа се состои од една σ -врска и две π -врски, меѓусебно поставени нормално едни во однос на други во просторот.

Должина и јачина на ковалентната врска

Што се однесува до јачината на врската, треба да се знае дека π -врската е послаба од σ -врската, па затоа кога се раскинуваат двојната и тројната врска, најпрво се кинат π -врските, а дури потоа σ -врската. Меѓутоа, **тројната врска е посилна од двојната, а таа, пак, од единичната, бидејќи во образување на врската учествуваат повеќе електронски парови** (слика 2.12). Покрај тоа, за да се образува двојната или тројната врска со странично препокривање на орбиталите, атомските јадра мора да дојдат на пократко растојание, што значи дека заедничките електронски парови ќе бидат посилно држени од јадрата на атомите. Всушност, **колку една врска е пократка, толку е посилна**, бидејќи електронските парови се поблизу до атомските јадра на атомите што ја образуваат врската. Должината, пак, на врската зависи од радиусите на атомите што ја образуваат таа врска (слика 2.13). Затоа, кога ја споредуваме должината и јачината на единичната, двојната и тројната врска, треба да имаме предвид дека таква споредба може да правиме само ако во образувањето на единичната, двојната и на тројната врска учествуваат исти видови атоми (на пример: $C-N$, $C=N$, $C\equiv N$).



Слика 2.12. Со зголемување на редот на врската (единична, двојна, тројна) се зголемува нејзината јачина



Слика 2.13. Со зголемување на должината на врската, се намалува нејзината јачина.

Во претходните три примери за ковалентни врски во хомоатомски молекули, електронските парови (без разлика колку се на број) се наоѓаат на еднакво растојание од јадрата на двата атома. Затоа, ваквата врска се нарекува **неполарна врска**.

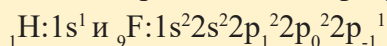
Ковалентни врски во хетероатомски молекули

Ковалентна врска може да се образува и меѓу различни видови атоми. Да разгледаме неколку вакви примери:

Решен пример 2.8.

Образување молекула флуороводород HF

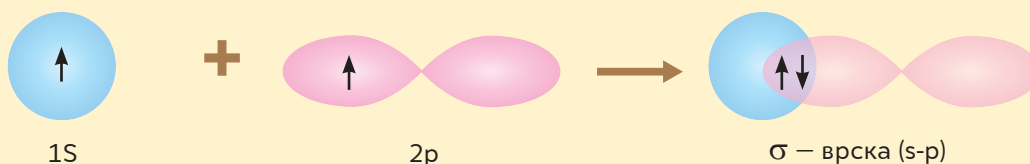
Електронските конфигурации на атомите на водород и флуор се следниве:



Кога образуваат хемиска врска, водородот ќе се стреми да постигне електронска конфигурација на хелиум, а флуорот на неон. И двата атома тоа можат да го постигнат со образување на еден заеднички електронски пар и образување единична врска.



При образување на молекулата HF, се препокрива полуполнетата s-орбитала на водородот со полуполнетата p-орбитала на флуорот, при што меѓу нив се образува сигма-врска. Тоа може шематски да се прикаже на следниов начин:



Во овој пример ковалентната врска се образува меѓу различни атоми, кои, покрај другото, се разликуваат и според својата **електронегативност**. Како што кажавме претходно, електронегативноста е мерка за способноста на атомот на еден елемент да ги привлекува заедничките електронски парови од врската образувана со друг атом. Тоа значи дека атомот на поелектронегативниот елемент посилно ќе ги привлекува кон себе заедничките електронски парови од образуваната ковалентна врска. Поради тоа, електронскиот пар нема да се најде на еднакво растојание од јадрата на двата атома, туку ќе биде поблизу до атомот на поелектронегативниот елемент, па затоа на тој дел од хемиската врска ќе има парцијално (делумно) негативен полнеж, а на другиот атом парцијално позитивен полнеж. Ваквата врска се нарекува **поларна ковалентна врска**. Парцијалните полнежи се означуваат со δ^- и δ^+ над симболот на атомот со парцијално негативен, односно парцијално позитивен полнеж (слика 2. 14.).



Слика 2.14. а) Означување на парцијалните полнежи на поларна врска;
б) поларни врски во некои молекули претставени со молекулски модели.

Врската H–F е силно поларна бидејќи постои голема разлика во електронегативноста на флуорот (флуорот е најелектронегативен елемент!) и водородот. Всушност, еден од показателите за тоа дали ќе се образува јонска или ковалентна врска е разликата во електронегативностите меѓу атомите што ја образуваат хемиската врска. Ако таа разлика е поголема од 2, тогаш врската се смета за јонска. Кога се сврзуваат атоми со блиски вредности за електронегативностите, чија разлика е помала од 0,4 врската се смета за неполарна ковалентна врска. Кај хомоатомските молекули, пак, таа изнесува нула. Доколку разликата во електронегативностите на атомите што ја образуваат врската е помеѓу 0,4 и 2, врската се смета за поларна ковалентна врска. Се разбира, ова се само ориентациони вредности. Колку е поголема разликата во електронегативностите, толку врската е пополарна.

Како и во хомоатомските молекули, така и во хетероатомските молекули може да се образуваат двојни и тројни врски меѓу атомите што ја образуваат врската. Да го разгледаме тоа на следниов пример.

Решен пример 2.9.

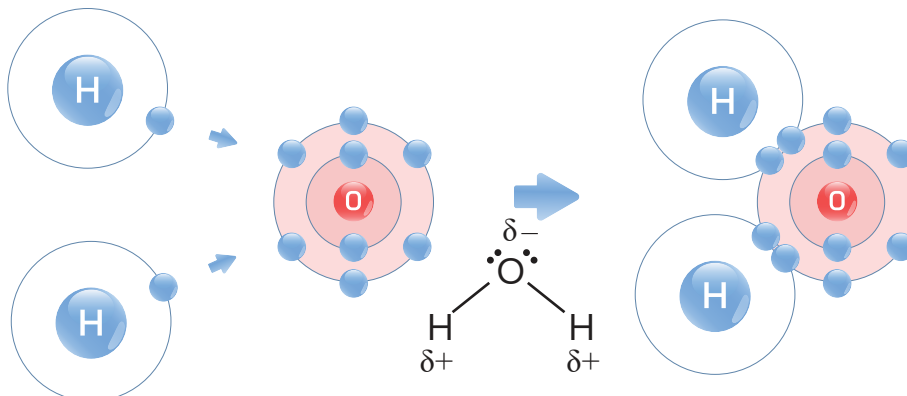
Образување на молекулата на јаглерод диоксид, CO₂

Електронските конфигурации на атомите на јаглерод и кислород се следниве:

${}_6\text{C}: [{}_2\text{He}]2s^2 2p^2$ и ${}_8\text{O}: [{}_2\text{He}]2s^2 2p^4$. На јаглеродниот атом му недостасуваат 4 електрони за да постигне електронска конфигурација на благородниот гас неон, а на секој од кислородните атоми му недостасуваат два електрона. Според тоа, јаглеродот со секој од кислородните атоми ќе образува двојна врска, која се состои од една σ -врска и една π -врска.



Покрај тоа, хетероатомските молекули најчесто се повеќеатомски. На следнава слика шематски е претставено образувањето на молекулата на вода, која е триатомска молекула.



Слика 2.15. Шематски приказ за образување на молекулата на вода.

Како што може да се забележи од овој шематски приказ, кислородниот атом се сврзува со единична ковалентна врска со секој од двата водородни атома. Обете врски се поларни ковалентни врски, со парцијално негативен полнеж на кислородниот атом и парцијално позитивен полнеж на секој од водородните атоми.

Прашања и задачи

1. Кои од следниве парови елементи се сврзуваат со ковалентна врска: а) Р и Cl; б) В и Br; в) О и S; г) N и Ba; д) Na и H?
2. Кои атомски орбитали учествуваат во образувањето на ковалентната врска во следниве молекули: а) HBr; б) FCl; в) I₂?
3. Каква врска се образува кога се препокриваат s-орбитали на два атома?
4. Како се ориентирани во просторот p-орбиталите што образуваат σ-врска?
5. Како се образува π-врска?
6. Претстави го со луисовски симболи и формули образувањето на следниве молекули: а) HCl; б) H₂S; в) Br₂; г) CH₄; д) NH₃; е) P₄; ж) HCN.
7. Претстави го образувањето на ковалентните врски со електронски конфигурации на атомите на елементите и препокривање на атомските орбитали за следниве молекули: а) F₂; б) N₂; в) HCl.
8. Подреди ги следниве врски според растењето на должината на врска и според растењето на јачината на врска: а) C–N; б) C=N; в) C≡N.
9. Подреди ги следниве хемиски врски според растењето на поларноста на врска: а) F–O; б) F–H; в) F–F; г) O–H.

2.3. МЕЃУМОЛЕКУЛСКИ ИНТЕРАКЦИИ

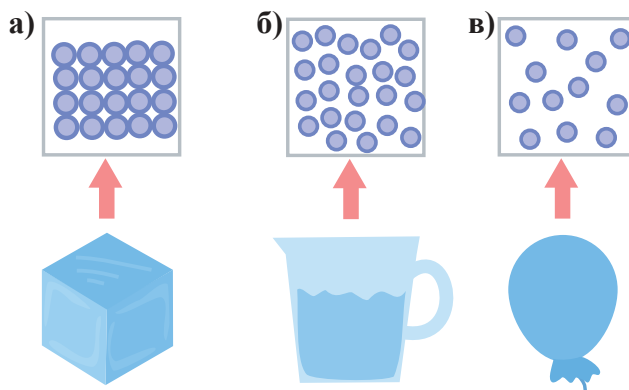
Потсети се!

- Кои се главните карактеристики на супстанците во гасовита, течна и цврста агрегатна состојба?
- Во каква агрегатна состојба се наоѓаат јонски градените супстанции при собни услови?
- Што се кристали?
- Што е кристална решетка?

Меѓумолекулски интеракции

Кажавме дека супстанците што се образувани со јонска врска на собни услови се наоѓаат во цврста агрегатна состојба, бидејќи меѓу разноимените јони дејствуваат силни електростатски привлечни сили. За разлика од јонски градените супстанции, на собни услови се сретнуваат ковалентни супстанции во сите три агрегатни состојби.

Како што знаеш, гасовитите супстанции немаат ниту сопствена форма ниту сопствен волумен. Нивните молекули се движат хаотично во сите правци. Главна карактеристика на гасовите е нивната тенденција да го заземат целиот простор што им е на располагање. Супстанците во течна агрегатна состојба имаат сопствен волумен, но немаат сопствена форма, туку ја заземаат формата на садот во кој се наоѓаат. Супстанците, пак, во цврста агрегатна состојба имаат и сопствен волумен и сопствена форма.



Слика 2.16. Агрегатни состојби на материјата
а) цврста; б) течна; в) гасовита.

Кај ковалентните супстанции, агрегатната состојба, при исти надворешни услови, зависи од „големината“ на молекулата, т.е. од нејзината релативна молекулска маса, како и од нејзината структура и од видот на **меѓумолекулските интеракции** (заемодејства) што дејствуваат меѓу нејзините молекули.

При образување на различни ковалентни супстанции, меѓу молекулите се јавуваат различни заемодејства. Според спомнатите својства, очигледно е дека интеракциите меѓу молекулите на гасовите се најслаби. Посилни од нив се интеракциите што дејствуваат меѓу молекулите на течните супстанции, но сепак не се толку силни за да имаат течностите сопствена форма како што имаат супстанците во цврста агрегатна состојба. Поради дејствувањето на посилни заемодејства отколку кај гасовите, молекулите на течностите образуваат групации, т.н. гроздови или кластери, во кои бројот на молекули постојано се менува. Најсилни се

интеракциите што постојат меѓу честичките на супстанците во цврста агрегатна состојба, што овозможува тие да бидат близу една до друга и да имаат сопствен волумен и сопствена форма.

Постојат различни видови меѓумолекулски интеракции, но најчесто станува збор за т.н. **вандервалсовски интеракции (вандервалсовски сили)** или за т.н. **водородна врска**. Без разлика за каков вид меѓумолекулски интеракции станува збор, треба да се има предвид дека тие не се хемиски врски, туку се заемодејства меѓу веќе образувани молекули. Иако овие интеракции имаат електростатска природа, тие се многу послаби од јонската и од ковалентната хемиска врска. Меѓутоа, тие имаат силно влијание врз својствата на супстанците, како, на пример, врз нивната растворливост во определени растворувачи, температурата на топење, температурата на вриење итн.

Со поимот вандервалсовски сили се опфатени повеќе различни видови интеракции меѓу честичките на една супстанца или на различни супстанци, но овде накусо ќе разгледаме само две од нив.

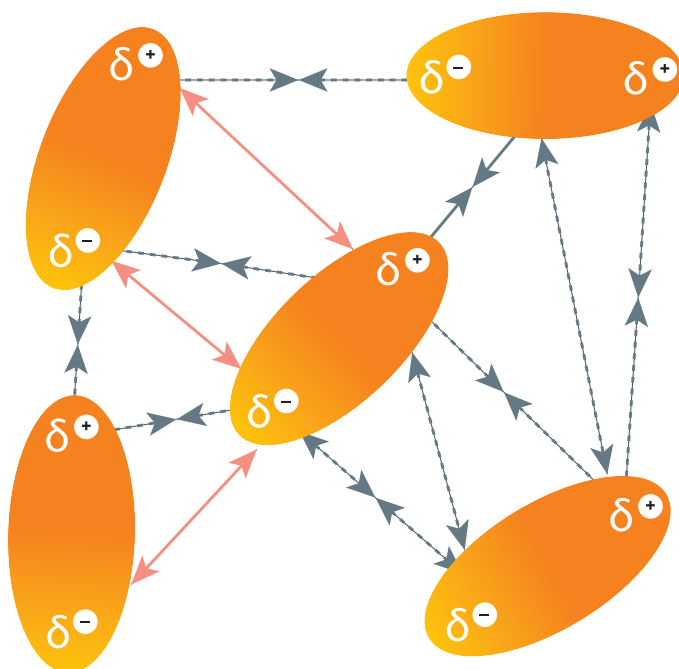


Слика 2.17. Лондоновски сили меѓу неполарни молекули. Моментната поларизација овозможува молекулите меѓусебно да се привлекуваат.

Кај супстанците изградени од неполарни молекули (во која било од трите агрегатни состојби), меѓу молекулите дејствува еден вид вандервалсовски сили што се нарекуваат **лондоновски (дисперзиски) сили**. Овие сили дејствуваат така што молекулите краткотрајно (моментно) се поларизираат со што се овозможува тие да дојдат во поблизок контакт едни со други (слика 2.17). Лондоновските сили зависат од површината и од обликот на молекулите.

Поларните молекули стапуваат во меѓусебни интеракции (т.н. дипол-дипол интеракции), така што едни во однос на други се ориентираат со спротивно наелектризираните парцијални полнежи (слика 2.18.) Секако, овие интеракции се посилни од лондоновските сили.

Поларните молекули што заемодејствуват може да се од ист вид, односно од иста супстанца, но и од различни супстанци. Затоа супстанците



Слика 2.18. Ориентација на поларните молекули едни во однос на други.

изградени од поларни молекули се раствораат во растворувачи што се, исто така, изградени од поларни молекули.

Водородна врска

Посебен вид интеракција меѓу поларни молекули е т.н. **водородна врска**, која се јавува кај некои супстанции во течна и/или во цврста агрегатна состојба. **Водородната врска се образува со заемдејство меѓу водородниот атом од молекула во која тој е сврзан за атом со голема електронегативност (на пример F, O, N и др.) и друг таков електронегативен атом што содржи несврзувачки електронски пар/парови од молекула на истата супстанца или на друга супстанца.** Имено, молекулите во кои водородот е сврзан за атом со голема електронегативност се поларни, со парцијално позитивен полнеж на водородниот атом и парцијално негативен полнеж на атомот со голема електронегативност. Поради тоа, водородниот атом стапува во интеракција со несврзувачките електронски парови на атомот на електронегативен елемент од друга молекула на истата супстанца или на некоја друга супстанца. На слика 2.19 е прикажано водородно сврзување меѓу истоимени молекули (H_2O , HF и NH_3) и меѓу разноимени молекули (H_2O и NH_3).



Слика 2.19. Водородни врски меѓу молекули на иста супстанца и меѓу молекули на различни супстанции.

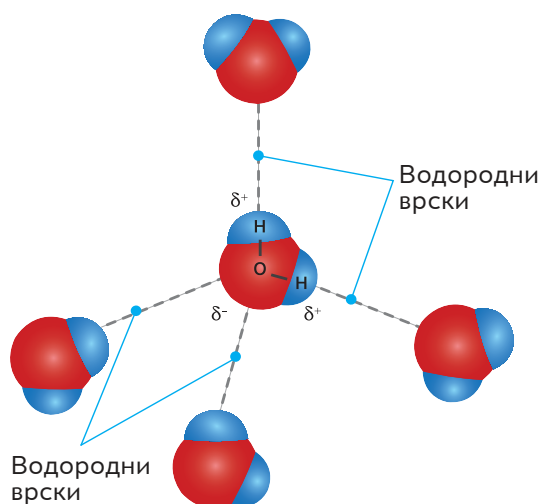
Водородната врска е значително посилна од вандервалсовските интеракции, но главно е значително послаба од ковалентната врска. Сепак, таа има силно влијание врз својствата на супстанците чии молекули се сврзани со водородни врски, како што е, на пример, водата. Секоја од молекулите на водата може да образува четири водородни врски со други молекули вода (слика 2.20) коишто се мошне силни. Затоа, молекулите на водата се здружени меѓу себе во поголеми групации, од кои постојано некои молекули вода се отцепуваат, а други се присоединуваат.

Водата е изградена од мали молекули, но има релативно висока температура на вриење. Причината за тоа се силните водородни врски што постојат меѓу молекулите на водата. За да можат молекулите на водата да ја напуштат течната фаза и да поминат во гасна фаза, треба најнапред да се раскинат водородните врски меѓу нив. Бидејќи водородните врски се посилни од вандервалсовските сили, за раскинување на водородните врски е потребна поголема

енергија, во споредба со енергијата потребна да се раскинат силите меѓу молекули сврзани со вандервалсовски сили, што имаат блиска релативна молекулска маса со онаа на водата. Освен водата и други супстанции кај кои постои можност за водородно сврзување, имаат повисока температура на вриење во однос на супстанциите со блиски вредности за релативната молекулска маса, а кај кои не се образуваат водородни врски. Истото се однесува и за температурите на топење на цврсти супстанции во кои постои водородно сврзување.

Супстанциите чии молекули со водата можат да образуваат водородни врски се добро растворливи во вода (на пример, етанол). Исто така, и други супстанции што меѓу себе образуваат водородни врски, се раствораат едни во други.

Разликите во водородните врски во течната вода и во мразот се причина за т.н. **аномалија на водата**. Течната вода има поголема густина од мразот (слика 2.21), која е најголема на $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$. Водата е единствен пример на супстанца што има помала густина во цврста агрегатна состојба, во однос на течна. Мразот има помала густина од течната вода, бидејќи за иста маса мраз и течна вода, волуменот на мразот е поголем од волуменот на течната вода. Причината за ова се разликите во водородните врски што постојат во мразот и течната вода. Во мразот молекулите на водата, меѓу кои дејствуваат водородни врски, се правилно подредени, но со шуплини меѓу нив, што доведува до зголемување на волуменот на мразот во однос на течната вода (слика 2.21), додека, пак, во течната вода, со водородните врски се образуваат групации од молекули вода, без поголеми шуплини меѓу нив.

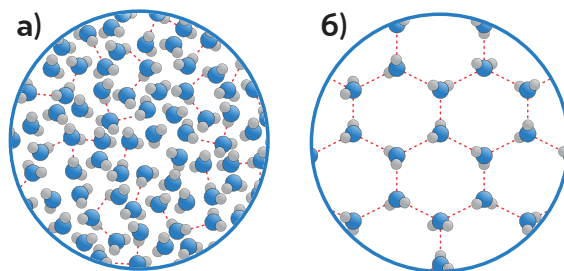


Слика 2.20. Водородни врски меѓу молекулите на водата.



Слика 2.21. Аномалија на водата. Водата е единствена позната супстанца што има поголема густина во течна агрегатна состојба во споредба со цврста агрегатна состојба.

Од примерот со аномалијата на водата може да се заклучи дека водородните врски се важни за постоењето живот на Земјата. Поради помалата густина на мразот, тој останува на површината на реките, езерата и мориња, а водата со најголема густина на $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$ останува во долните слоеви под мразот. Водата во долните слоеви овозможува да постои живот во водите. Кога не би било така (кога мразот би имал поголема густина од течната вода), водата би замрзнувала од дното нагоре, мразот во големите длабочини никогаш не би можел да се стопи, па водниот жив свет не би постоел. Значењето на водородните врски за постоењето на живиот свет е огромно, бидејќи тие се присутни во многу биолошки важни супстанции, како, на пример, во протеините и во молекулите на RNA и DNA, за што ќе учиш понатаму.

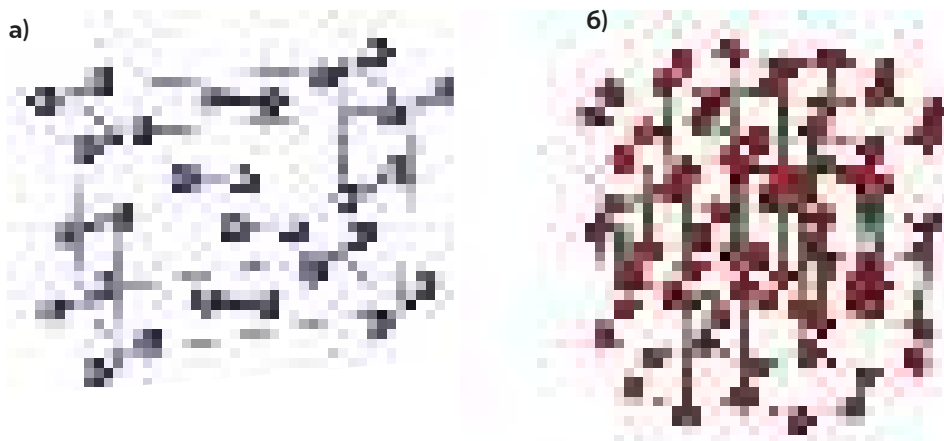


Слика 2.22. Водородно сврзување меѓу молекулите на водата во а) течна агрегатна состојба и б) цврста агрегатна состојба (мраз).

Ковалентни супстанции во цврста агрегатна состојба

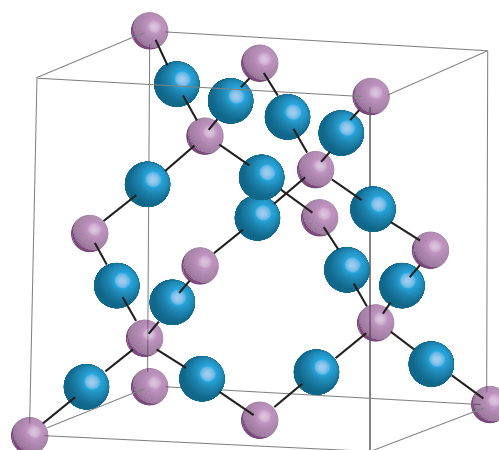
Веќе научи дека сите јонски супстанции на собни услови се во цврста агрегатна состојба, со правилна внатрешна градба, при што образуваат кристали. Правилна внатрешна градба се сретнува и кај голем број други цврсти супстанции што не се изградени со јонска врска. Без разлика на видот на честичките и на силите што дејствуваат меѓу нив, цврстите супстанции што имаат правилна внатрешна градба се нарекуваат **кристални супстанции** или **кристали**. Меѓутоа, постојат и цврсти супстанции што немаат правилна внатрешна градба, иако во некои случаи може да имаат надворешна форма што наликува на кристал. Цврстите супстанции што немаат правилна внатрешна градба се нарекуваат **аморфни супстанции**. Кај овие супстанции постои, всушност, правилна, средена структура само во мал дел од супстанцијата. Тие се среќаваат многу поретко од кристалните.

Во зависност од видот на честичките и од интеракциите меѓу нив, разликуваме четири вида кристали. Во **јонските кристали** што претходно ги спомнавме, градбените единки се јони коишто меѓу себе се држат со кулоновски сили (јонска врска). Ковалентните соединенија во цврста агрегатна состојба може да се изградени или од молекулски кристали или од атомски кристали. **Молекулски кристали** се оние кристали кај кои градбените честички во кристалот се молекули. Молекулите во кристалот меѓу себе се сврзани или со водородни врски или со вандервалсовски привлечни сили. Примери за молекулски кристали се: мраз, јод, сулфур, фосфор итн. (слика 2.23.) Интеракциите меѓу градбените единки кај молекулските кристали се послаби отколку кај јонските, па затоа супстанциите изградени од молекулски кристали, особено оние во кои дејствуваат вандервалсовски сили, имаат ниски температури на топење и вриење, крти се, а некои од нив сублимираат.



Слика 2.23. Кристална структура на молекулски кристали на
а) јод, во кои меѓу молекулите I_2 дејствуваат вандервалсовски сили;
б) мраз, каде што молекулите на водата (претставени со црвени топчиња) се
сврзани со водородни врски (претставени со цртчики).

Градбените честички во **атомските (ковалентни) кристали** се атоми коишто меѓу себе се сврзани со ковалентни врски. Примери за вакви супстанции се: дијамант, силициум карбид, силициум диоксид, бор нитрид и др. Бидејќи во атомските кристали атомите се сврзани со ковалентни врски коишто по својата природа се многу силни, ваквите супстанции се одликуваат со голема тврдост (дијамантот е најтврдата супстанца!), со високи температури на топење и не се раствораат во вода.



Слика 2.24. Кристална структура на силициум диоксид.

За да направиме споредба на некои од својствата на досега спомнатите видови кристални супстанции (за четвртиот вид кристали, т.н. метални кристали, ќе стане збор во следната содржина), ќе го изведеме следниов експеримент.

Експеримент

Потребен прибор и супстанции: три чаши од 50 mL, лажички, стаклени прачки, три епрувети, дрвена штипка, шпиритусна ламба, натриум хлорид, сулфур во прав, графит во прав, дестилирана вода.

Постапка: Во три чисти чаши од 50 mL се става, поодделно, половина лажичка натриум хлорид, сулфур во прав и графит во прав. Во секоја од чашите се става дестилирана вода и со чиста стаклена прачка се промешува содржината на секоја од чашите. Што се случува? Која од супстанците во чашите ќе се раствори во водата?

Потоа во три епрувети се става, поодделно, малку (на врвот од лажичката) од секоја од овие три супстанции. Секоја од епруветите внимателно се загрева на шпиритусна ламба. Која од супстанците ќе се стопи?

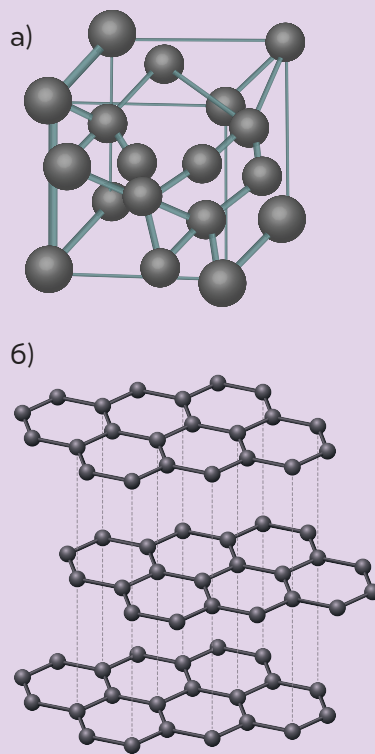
Од изведениот експеримент може да се заклучи дека во вода се раствора единствено натриум хлоридот. Натриум хлоридот е јонски градена супстанца што образува јонски кристали, па затоа се раствора во вода, која, како што веќе научи, е изградена од поларни молекули. Во молекулите на сулфурот постојат неполарни ковалентни врски, па затоа во цврста агрегатна состојба тие се сврзани меѓу себе со слаби лондоновски сили, образувајќи молекулски кристал. Поради неполарниот карактер на сулфурот, тој не се раствора во водата. Графитот е изграден од атоми на јаглерод и образува атомски кристал, па затоа не е растворлив во вода.

При загревањето на супстанците на шпиритусна ламба, се забележува дека сулфурот брзо се топи. Тоа се должи токму на тоа што образува молекулски кристал, а молекулските кристали, како што кажавме, имаат ниски температури на топење.

Дознај повеќе!

Дијамант и графит

Дека навистина својствата на супстанците зависат, освен од составот, во голема мера и од структурата, може да се види во примерот на дијамантот и графитот. Овие две супстанции се изградени од атоми на јаглерод, но претставуваат две различни елементарни (прости) супстанции, бидејќи имаат различни својства. Тоа се должи на различниот начин на поврзување на јаглеродните атоми, односно на нивната различна структура. Различните елементарни супстанции на еден ист елемент се нарекуваат алотропски модификации. Во структурата на дијамантот секој јаглероден атом е сврзан со ковалентни врски со четири други јаглеродни атоми, што значи дека тој кристализира како атомски (ковалентен) кристал. Токму затоа тој има висока температура на топење и најголема тврдина од сите познати супстанции. Можеме да сметаме дека дијамантот претставува една циновска молекула изградена од голем број јаглеродни атоми (C_n). За разлика од дијамантот, во графитот секој јаглероден атом е поврзан со ковалентни врски со три други јаглеродни атоми во една рамнина, па затоа се вели дека структурата на графитот е слоевита. Меѓу поодделните слоеви дејствуваат слаби вандервалсовски сили, поради што лесно може да се одделуваат поодделните слоеви (со графитот се пишува!). Меѓутоа, низ целата структура на графитот постојат делокализирани електрони (кои ќе ги спомнеме кај металната врска). Токму затоа графитот е добар спроводник на електричество.



Кристална структура на
а) дијамант и б) графит

Течни кристали

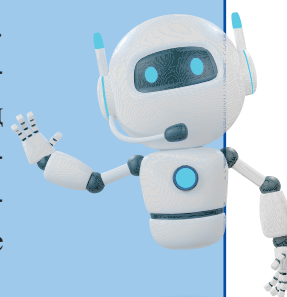
Постојат супстанции што наликуваат на течности и течат како нив, но имаат правилен распоред на честичките, т.е. правилна внатрешна градба како кристалните цврсти супстанции. Затоа, овие супстанции се нарекуваат течни кристали. Честичките на течните кристали имаат форма на стапчиња. Ваквите супстанции наоѓаат голема практична примена, бидејќи од нив се изработуваат екраните на телевизорите, компјутерите, рачните часовници итн., а се означуваат со кратенката LCD (liquid crystal display).

Прашања и задачи

1. Каков вид меѓумолекулски интеракции постојат меѓу молекулите на следниве супстанции: а) CH_4 ; б) CHCl_3 ; в) HF ; г) N_2 ; д) P_4 ?
 2. Меѓу кои од следниве молекули се можни водородни врски а) CH_3OH и H_2O ; б) HF и CH_4 ; в) CH_3COOH и H_2O .
 3. Какви сили дејствуваат меѓу молекулите на метан, CH_4 ? Објасни го одговорот.
 4. Кои од следниве супстанции се раствораат во вода: а) H_2S ; б) Li_2CO_3 ; в) C_2H_6 ; г) SiC .
 5. Состави табела во која ќе ги внесеш општите својства на јонски градените супстанции, ковалентните супстанции што образуваат молекулски кристали и ковалентните соединенија што образуваат атомски кристали. Наведи најмалку еден пример за соодветна супстанца, за секоја од овие групи.
- Објасни зошто пластично шише наполнето целосно со вода и ставено во замрзнувач го зголемува волуменот кога водата ќе замрзне.
6. Една супстанца се топи на 80°C , а врие на 218°C . Супстанцата е крта и не се раствора во вода. Одговори од каков вид честички е изградена оваа супстанца и какви заемодејства постојат меѓу нив.
 7. Најди податоци за температурите на топење на супстанците што ги користеше при изведба на експериментот (натриум хлорид, сулфур и графит), спореди ги и изведи соодветни заклучоци.

Истражувај!

Истражувај на тема „Аномалија на водата – причини и последици“. Користејќи различни извори, пред сè, интернет, најди подетални информации за причините за аномалијата на водата, како и за последиците од оваа појава, односно за ефектите врз живиот свет, но и за негативните ефекти што може да ги предизвика во техниката и во бродскиот сообраќај. Од резултатите од истражувањето подготви презентација што ќе ја претставиш пред твоите соученици.



2.4. МЕТАЛНА ВРСКА

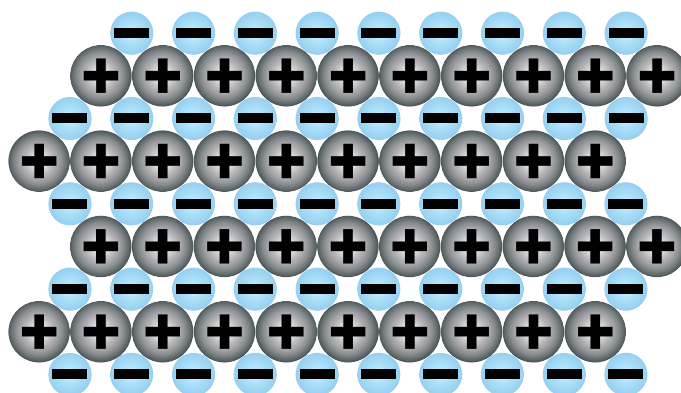
Потсети се!

- Од кои градбени честички се состојат јонските, молекулските и ковалентните кристали?
- Кои се општите физички својства на металите?

Метални кристали

Уште на почетокот на оваа тема кажавме дека постојат три типа хемиски врски. Ги изучувавме јонската и ковалентната врска, а сега ќе стане збор за третиот вид хемиска врска, која се нарекува **метална врска**.

Теоријата за образување метална врска е мошне сложена, но сепак постои и еден едноставен модел за металната врска со кој може да се објаснат дел од својствата на металите, како, на пример, топлинската и електричната спроводливост. Тоа е т.н. **модел за „електронски гас“**, што се темели врз фактот дека металите лесно оддаваат електрони, па затоа валентните електрони ги напуштаат сопствените атоми и се **делокализираат** низ целиот кристал образувајќи т.н. **електронски гас**. На ваков начин се образуваат катјони на металите, кои имаат електронска конфигурација на инертен гас и **делокализирани електрони**. Ова може да се замисли како да се катјоните на металот „потопени“ во море од подвижни електрони (слика 2.25).



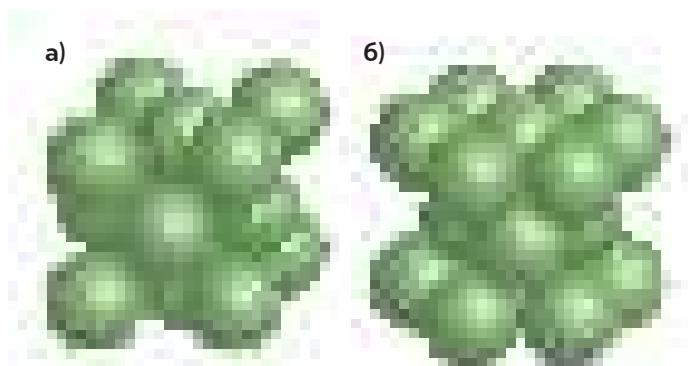
Метален катјон



Електрон

Слика 2.25. Метална врска претставена со моделот на електронски гас.

Металните катјони образуваат кристална решетка во која тие се густо спакувани, а околу нив, низ целата кристална решетка се движат валентните електрони налик на гас од електрони. Ваквата кристална решетка се нарекува **метална кристална решетка**. Металите образуваат метални кристални решетки, во облик на коцка (кубични) или во облик на правилна шестострана призма (хексаго-



Слика 2.26. Густо пакувани метални кристални решетки а) кубична; б) хексагонална.

нални), бидејќи овие геометриски форми овозможуваат најгусто пакување на градбените честички (слика 2.26).

Металот во целина е електронеутрален бидејќи меѓу јоните од металот и делокализираните електрони се јавуваат електростатски привлечни сили. Во овој случај, сите електрони (електронскиот гас) се привлекувани од катјоните на металите во кристалната решетка.

Врска меѓу градбата на металите и нивните својства

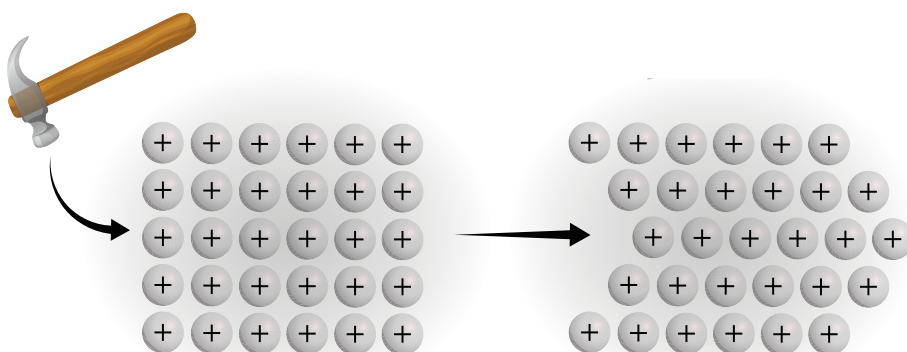
Како и кај другите видови супстанции, така и кај металите својствата зависат од нивната градба. Да разгледаме некои од нивните својства што се последица од нивната градба.

Сите метали, освен живата, на собни услови се во цврста агрегатна состојба бидејќи образуваат метални кристали. Причините за течната агрегатна состојба на живата се многу сложени и за нив нема да дискутираме.

- Металите се добри спроводници на електричество и топлина поради лесната подвижност на електроните во нивната метална кристална решетка. Најдобар спроводник на електричество е среброто (слика 2.27).
- Најголем број од металите имаат високи температури на топење и на вриење. Ова може да се објасни со густото пакување на градбените честички во кристалната решетка и со силните привлечни сили меѓу катјоните на металот и електроните што се делокализирани низ целата структура.
- Металите имаат високи густини токму поради нивните густо спакувани метални кристални решетки.
- Повеќето метали се лесно ковливи, што значи дека можат да се обликуваат со примена на надворешна сила, т.е. со ковење (слика 2.28). Покрај тоа, тие се и лесно растегливи, што значи дека може да се извлекуваат во тенки жици под дејство на сила. Овие својства може да се објаснат со поместување на слоевите од металот, при што се задржуваат силните интеракции меѓу градбените честички.



Слика 2.27.
Среброто е најдобар
електроспроводник.

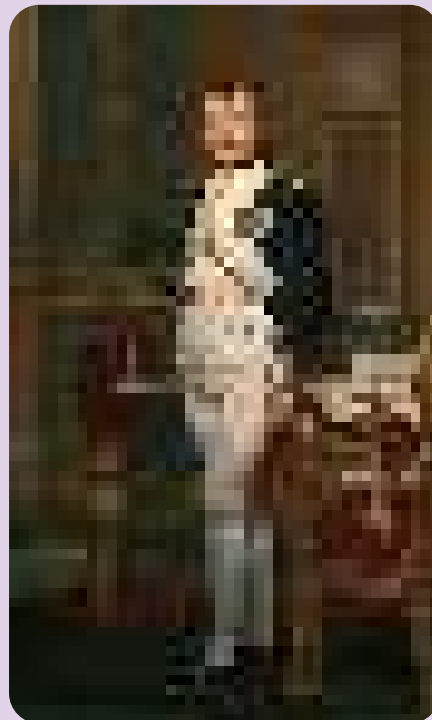


Слика 2.28. Со примена на сила слоевите од металната кристална решетка се поместуваат, но меѓу градбените честички на металот сè уште дејствуваат силни интеракции.

Дознај повеќе!

Некои метали можат да образуваат различни кристални структури во зависност од температурата. Така на пример, на собна и на повисока температура калајот образува кубични кристали со изразени метални својства. Овој калај се нарекува β -калај или бел калај. Но под $13\text{ }^{\circ}\text{C}$ калајот преминува во т.н. α -калај или сив калај, образуван од тетрагонални кристали. Белиот и сивиот калај се алотропски модификации на калајот, но тие значително се разликуваат во своите својства. Металните својства, како сјајност и ковливост, на белиот калај, целосно се губат кога тој преминува во сив калај, бидејќи сивиот калај е ронлив и прашест.

Претворбата на бел калај во сив калај била позната уште од средниот век и се нарекувала „калајна чума“, бидејќи била причина за уништување на оргулите во катедралите во Европа. Зиме катедралите не се загревале, па цевките на оргулите направени од калај се ронеле како последица на неговата претворба од бел во сив калај. Се претпоставува дека „калајната чума“ е една од причините за поразот на војската на Наполеон во Русија. Имено, копчињата на шинелите на војската на Наполеон биле направени од калај, а борбите се воделе во периодот на руската зима!



Наполеон Бонапарта
(1769 – 1821)

Прашања и задачи

1. Објасни ја металната врска со моделот на електронски гас.
2. Какви геометриски форми може да имаат металните кристални решетки?
3. Металниот магнезиум под дејство на механичка сила многу лесно се обликува во различни форми, додека, пак, магнезиум флуоридот при примена на сила, се крши. Објасни ги причините за ваквата разлика во нивното однесување.
4. Половина од должината на една метална прачка е изложена на сонце, а другата половина е во сенка. По извесно време, ако се допре делот од прачката што не е изложен на сонце, ќе се почувствува дека тој се загреал. Објасни ја причината за ова.
5. Состави табела во која ќе ги внесеш општите својства на металите и за секое својство посочи метал кај кој соодветното својство е најизразено. За оваа задача побарај податоци од интернет.

Дознај повеќе!

Еден од металите што наоѓа голема примена во индустријата и во секојдневниот живот е алуминиумот. Тој има мала густина ($2,7 \text{ g/cm}^3$), може да се истегнува и извлекува во тенки фолии, да се кове, итн. Покрај тоа, тој е и извонреден спроводник на електричност, па затоа неговата примена е разнообразна.

Алуминиумот најчесто се добива од неговиот минерал боксит ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), којшто се среќава во истоимената руда. Добивањето на алуминиум од бокситната руда вклучува повеќе чекори. Рудата најнапред се загрева во раствор од натриум хидроксид при што се добива натриум алуминат, кој со третман со киселина преминува во алуминиум хидроксид. Со дехидратација на алуминиум хидроксидот се добива алуминиум оксид, од кој со електролиза со растопен криолит (минерал на алуминиумот, Na_3AlF_6) се добива алуминиум. Меѓутоа, температурата на која се одвива процесот изнесува 1000°C , за што се троши и големо количество електрична енергија. Ова значи дека овој процес е многу скап. За да се добие 1 mol алуминиум потребни се 297 kJ енергија.

И покрај големата потрошувачка на енергија за производство на алуминиумот, тој многу се користи, а и не се смета за многу скап метал. Причината за тоа е можноста тој да се рециклира. За таа цел најчесто се користат отпадоците од лименки што се користат како амбалажа на различни пијалаци. Лименките се собираат, се гмечат и се сечат, а потоа се загреваат до температурата на топење на алуминиумот која изнесува 660°C . За добивање на 1 mol алуминиум со рециклирање, се трошат само $26,1 \text{ kJ}$ енергија што е $8,8\%$ од енергијата потребна за неговото добивање од бокситната руда. Значи, со рециклирањето на алуминиумот се заштедува 91% од енергијата потребна за негово добивање! Затоа собирањето на лименки за рециклирање на алуминиум е обврска на сите совесни луѓе!





НЕОРГАНСКИ СОЕДИНЕНИЈА

Ош како ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да го објасниш составот на оксидите, да класифицираш оксиди, правилно да ја применуваш номенклатурата на оксидите и да демонстрираш, да објаснуваш и да претставуваш со хемиски равенки реакции за добивање оксиди и карактеристични хемиски реакции на оксидите;
- да го објасниш составот на хидроксидите, правилно да ја применуваш номенклатурата на хидроксидите и да демонстрираш, да објаснуваш и да претставуваш со хемиски равенки реакции за добивање хидроксиди и карактеристични хемиски реакции на хидроксидите;
- да го објасниш составот на киселините, да класифицираш киселини, правилно да ја применуваш номенклатурата на киселините и да демонстрираш, да објаснуваш и да претставуваш со хемиски равенки реакции за добивање киселини и карактеристични хемиски реакции на киселините;
- да го објасниш составот на солите, да класифицираш соли, правилно да ја применуваш номенклатурата на солите и да демонстрираш, да објаснуваш и да претставуваш со хемиски равенки реакции за добивање соли и карактеристични хемиски реакции на солите.
- да развиеш свесност, одговорност и грижа за заштита на животната средина од загадување и одржување здрава и чиста животна средина.

Поими:

оксид, метален оксид, неметален оксид, киселински оксид, базен оксид, амфотерен оксид, неутрален/индиферентен оксид, стакленички гасови, ефект на стаклена градина, хидроксид, хидроксидна група, база, киселина, киселински остаток, бескислородна киселина, кислородна киселина, реакција на неутрализација, кисели дождови, закиселување на океани, сол, бинарна сол, двојна сол, тројна сол, нормална сол, хидроген сол, хидроксид сол, кристалохидрат.

3.1. ОКСИДИ

Потсети се!

- Која супстанца е неопходна за процесот на горење?
- Кои соединенија се добиваат при согорување на елементарните супстанции?
- Што се оксиди?
- Според кои критериуми може да се класифицираат оксидите?

Поим и поделба на оксидите

Со основите за главните групи неоргански соединенија веќе се запозна во основното образование. Во оваа тема ќе ги прошириме и ќе ги продлабочиме знаењата за оксидите, хидроксидите, киселините и солите, започнувајќи од оксидите.

Како што веќе знаеш, **оксидите се бинарни соединенија (соединенија изградени од два елемента) на кислородот со некој друг елемент**. Кислородот образува бинарни соединенија речиси со сите елементи од Периодниот систем на елементите. Само мал број бинарни соединенија на кислородот не се вбројуваат во оксиди. Тоа се водород пероксид (H_2O_2), кој е, всушност, киселина, неговите соли, пероксиди, и бинарното соединение на кислородот со флуорот. Зошто овие соединенија не спаѓаат во оксиди, ќе сфатиш понатаму кога ќе се запознаеш со поимот оксидациски број. Засега е доволно да знаеш дека кислородот во оксидите е двовалентен.

Според тоа за каков вид елемент е сврзан кислородот кога образува оксид, односно според составот на оксидот, оксидите може да се поделат на **метални оксиди** и **неметални оксиди**. Освен според составот, оксидите може да ги поделиме и според нивното хемиско однесување. Поделбата на оксидите е дадена во табела 3.1.

Табела 3.1. Поделба на оксидите според составот и според хемиските својства.

О К С И Д И					
Поделба според составот		Поделба според хемиското однесување			
неметални	метални	киселински	базни	амфотерни	неутрални (индиферентни)

Поделбата на оксидите според составот е сосема јасна, но поделбата на оксидите според нивното хемиско однесување ќе ја објасниме малку подетално.

- **Киселински оксид е оксид којшто во реакција со вода образува киселина и/или реагира со бази и базни оксиди образувајќи соли.** Оксидите кои со водата образуваат киселини се нарекуваат анхидриди на киселини. Типични примери за киселински оксиди се: CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 и други. Сите наведени примери се оксиди на неметали, но не смееме погрешно да заклучиме дека киселински оксид може да биде само неметален оксид. Така, и некои метални оксиди, особено на елементите од d-блокот, се однесуваат како киселински оксиди. Такви примери се CrO_3 , Mn_2O_7 и други.

- **Базен оксид е оксид којшто во реакција со вода образува база и/или реагира со киселини и киселински оксиди и образува соли.** Типични примери за базни оксиди се: Na_2O , MgO , CaO , BaO , Fe_2O_3 , NiO и други. Очигледно, базните оксиди се оксиди на метали. Но внимавај, не се сите метални оксиди базни!
- **Амфотерен оксид е оксид којшто се однесува и како киселински и како базен оксид, односно реагира и со киселини и со бази.** Примери за амфотерни оксиди се: Al_2O_3 , ZnO , SnO , PbO и други. Амфотерните оксиди се оксиди на метали.
- **Неутрален (индиферентни) оксид е оксид којшто не реагира ниту со вода, ниту со киселини, ниту со бази.** Неутралните оксиди според својот состав се оксиди на неметали. Мал број оксиди се неутрални, а типични примери се CO , N_2O , NO и други.

Номенклатура на оксидите

Оксидите се именуваат така што прво се наведува името на елементот што го гради оксидот, веднаш до него, во мала заграда и со римски цифри се пишува валентноста на тој елемент и на крајот одделно се пишува зборот **оксид**. Римската цифра се пишува *слеано* до симболот на елементот што го гради оксидот, бидејќи се однесува на неговата валентност. Погрешно е ако, на пример, оксидот Fe_2O_3 (железо(III) оксид) се именува само како железо оксид, бидејќи постои и друг оксид на железото со формула FeO , кој се именува железо(II) оксид. Ако елементот има постојана валентност, тој гради само еден оксид, па затоа не е потребно да се пишува валентноста.

Во употреба е уште една номенклатура што најчесто се користи за оксидите на неметалите и за киселински оксиди на некои метали. Според оваа номенклатура, пред името на елементот и пред зборот оксид се ставаат префикси изведени од грчкиот јазик, што укажуваат на бројот на атоми од елементот што го образува оксидот и бројот на кислородни атоми. Ако во оксидот има само еден атом од неметалот, префиксот *моно-* не се пишува, но тоа не важи за кислородот.

Табела 3.2. Примери за номенклатура на оксиди.

Формула	Име	Формула	Име
Оксиди на елементи со променлива валентност			
Cr_2O_3	хром(III) оксид	PbO_2	олово(IV) оксид
Cu_2O	бакар(I) оксид	CoO	кобалт(II) оксид
N_2O_5	азот(V) оксид	Mn_2O_7	манган(VII) оксид
Оксиди на елементи со постојана валентност			
Li_2O	литиум оксид	ZnO	цинк оксид
CaO	калциум оксид	Al_2O_3	алуминиум оксид
BaO	бариум оксид	Sc_2O_3	скандиум оксид
Оксиди на неметали			
N_2O	дiazот монооксид	P_2O_5	дифосфор пентаоксид
CO	јаглерод монооксид	SO_3	сулфур триоксид
Cl_2O_7	дихлор хептаоксид	BrO_2	бром диоксид

Во табела 3.2. се дадени примери за номенклатура на оксиди со променлива и со постојана валентност, како и примери за номенклатура на неметални и киселински оксиди.

Имајќи ги предвид овие правила, да разгледаме примери за составување формули на оксиди според дадено име, но и за правилно именување на оксидите врз основа на дадена формула.

Решен пример 3.1.

Кои се имињата на следниве оксиди: а) Co_2O_3 ; б) CdO ?

Решение:

а) Името на елементот што го образува оксидот е кобалт. Кобалтот има променлива валентност, па затоа за точно да го прочитаеме името на оксидот, мора да ја определиме валентноста на кобалтот во овој оксид. Знаеме дека кислородот е двовалентен, а исто така и дека производот од неговата валентност и неговиот индекс во формулата на оксидот мора да биде еднаков на производот од индексот и валентноста на елементот што го образува оксидот. Значи:

$$\begin{array}{c} \text{Co}_2\text{O}_3 \\ \text{I} \quad \text{II} \\ 2 \cdot x = 3 \cdot 2 \\ x = 3 \end{array}$$

Според тоа, името на оксидот е: **кобалт(III) оксид**.

б) Ова е формула на оксид на кадмиумот (Cd), којшто се наоѓа во 12-та група во Периодниот систем. Кадмиумот нема променлива валентност, па затоа името на овој оксид е: **кадмиум оксид**.

Решен пример 3.2.

Која е формулата на: а) калај(IV) оксид; б) итриум оксид; в) диазот триоксид?

Решение:

а) Калајот е елемент со променлива валентност, а според даденото име, во овој оксид тој е четиривалентен. Производот од валентноста и индексот на калајот (ќе го означиме со x) во формулата на оксидот, мора да е еднаков на производот од валентноста на кислород и неговиот индекс (y) Значи:

$$\begin{array}{c} \text{Sn}_x\text{O}_y \\ \text{IV} \quad \text{II} \\ 4 \cdot x = 2 \cdot y \end{array}$$

Но бидејќи не ни се познати индексите ниту за калајот ниту за кислородот, ќе побараеме НЗС од нивните валентности. За 4 и 2, НЗС е 4. Оттука,

$$4 : 4 = 1 \quad \text{и} \quad 4 : 2 = 2$$

Значи, индексот за калајот е 1, а за кислородот 2. Според тоа, формулата на калај(IV) оксид е **SnO_2** .

б) Според даденото име на оксидот, можеме да заклучиме дека итриумот нема променлива валентност. Тој се наоѓа во 3-та група во Периодниот систем на елементите, па според тоа, тој е тривалентен. За 3 и 2, НЗС е 6, па оттука

$$6 : 3 = 2 \text{ и } 6 : 2 = 3$$

Индексот за итриум е 3, а за кислород 2. Според тоа, формулата на итриум оксид е Y_2O_3 .

в) Од името на соединението заклучуваме дека во една молекула на оксидот бројот на атоми на азот е два, а на кислород е три. Значи, формулата на овој оксид е N_2O_3 .

Добивање оксиди

Оксидите може да се добијат на различни начини. Најголем број метали и неметали во атмосфера на кислород или воздух директно се соединуваат со кислородот, при што образуваат оксиди. Овој начин на добивање оксиди ќе го разгледаме со следниве експерименти.

Експеримент 3.1.

Добивање оксиди со директно соединување на елементарна супстанца со кислород

а) Добивање магнезиум оксид

Потребен прибор и супстанции: метална машичка, шпиритусна ламба, саатно стакло, магнезиумова лента, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Со метална машичка се зема парче магнезиумова лента и се внесува во пламен. Што се забележува? Добиената бела супстанца се собира на саатно стакло.

б) Добивање сулфур диоксид

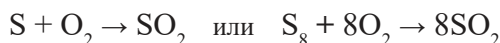
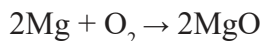
Потребен прибор и супстанции: лажичка за согорување, шпиритусна ламба, стаклено шише, сулфур во прав, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Во лажичка за согорување се става малку сулфур во прав и лажичката се загрева на шпиритусна ламба додека да се запали. Потоа запалениот сулфур се внесува во стаклено шише. Кога ќе се собере доволно гас, шишето се затвора со тапа.

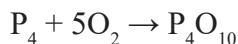
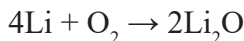
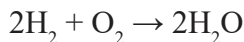


При согорување на магнезиум се ослободува блескава бела светлина.

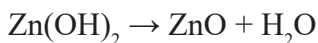
Од овие експерименти може да се заклучи дека како металите, така и неметалите може да согоруваат во кислород и да образуваат оксиди. При согорувањето на магнезиумот, тој се сврзува со кислородот од воздухот, при што се образува бел прав од магнезиум оксид, додека, пак, при согорувањето на сулфурот се образува гасовит сулфур диоксид. Овие реакции можеме да ги претставиме со следниве хемиски равенки:



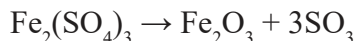
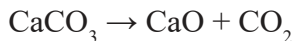
Има и голем број други примери за добивање оксиди со директно соединување на елементарна супстанца со кислород. На пример:



Друг начин за добивање оксиди е со дехидратација (издвојување вода) при загревање на некои хидроксиди. На пример:



Оксидите честопати се добиваат и со разложување на соли при нивно загревање (термичко разложување). На пример:



Хемиски својства на оксидите

Бројот на оксиди е многу голем бидејќи речиси сите елементи образуваат најмалку еден оксид, а некои и повеќе. Затоа, тие се разликуваат според физичките својства, но уште повеќе според нивните хемиски својства. Во природата може да се сретнат оксиди во различни агрегатни состојби. На пример, најзастапениот оксид во природата (водата) при собни услови е течност, јаглерод диоксидот, пак, е гасовита супстанца, а силициум диоксидот, кој е најзастапен оксид во Земјината кора, е во цврста агрегатна состојба. Некои оксиди се обоени. На пример, азот диоксид е црвено-кафеаво обоен гас, бакар(II) оксид е црна прашеста супстанца, жива(II) оксид е цврста супстанца со црвена боја итн.

Меѓутоа, многу поважни од физичките својства се хемиските својства на оксидите. Според хемиските својства, оксидите ги поделивме во четири групи, пред сè, врз основа на нивните реакции со вода, киселини и бази. Дел од хемиските својства ќе разгледаме преку следниве експерименти.

Експеримент 3.2.

Реакции на оксидите со вода

а) Реакција на магнезиум оксид со вода

Потребен прибор и супстанции: лажичка, саатно стакло, капалка, стаклена прачка, дестилирана вода, лакмусова хартија, заштитни очила и ракавици.

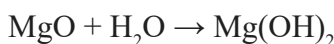
Постапка: На саатно стакло се става малку магнезиум оксид, а потоа се дотура малку дестилирана вода. Се премешува со стаклена прачка и во добиениот раствор се става парче лакмусова хартија. Што се забележува?

б) Реакција на сулфур диоксид со вода

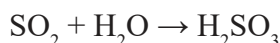
Потребен прибор и супстанции: стаклено шише наполнето со сулфур диоксид, дестилирана вода, лакмусова хартија, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Во стакленото шише наполнето со сулфур диоксид се става малку дестилирана вода. Шишето се затвора со тапа и се протресува. Потоа во шишето се става парче лакмусова хартија. Што се забележува?

Од експериментот 3.2. а) може да се заклучи дека магнезиум оксидот реагира со водата, а растворот на добиеното соединение ја обојува лакмусовата хартија сино. Тоа значи дека MgO е базен оксид, бидејќи при неговата реакција со вода се добива магнезиум хидроксид. Реакцијата можеме да ја претставиме со следнава равенка:



Од експериментот 3.2. б) може да се заклучи дека сулфур диоксидот реагира со водата, а растворот на добиеното соединение лакмусовата хартија ја обојува црвено. Тоа значи дека SO_2 е киселински оксид, бидејќи при неговата реакција со вода се добива сулфуреста киселина.



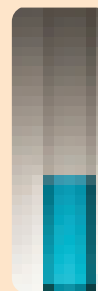
И други базни оксиди реагираат со водата и образуваат хидроксида. Меѓутоа, постојат базни оксиди што не реагираат со водата, но ги класифицираме како базни бидејќи реагираат со киселини. Да го разгледаме тоа со следниов експеримент:

Експеримент 3.3.

Реакција на бакар(II) оксид со хлороводородна киселина

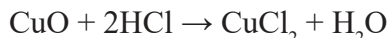
Потребен прибор и супстанции: метална лажичка, епрувета, мала чаша, капалка или Пастерова пипета, бакар(II) оксид, разреден раствор на хлороводородна киселина, дестилирана вода, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Со врвот од метална лажичка се зема малку бакар(II) оксид и се става во епрувета. Со капалка се зема од растворот од разредена хлороводородна киселина што се наоѓа во чаша, а потоа се додава кон епруветата со бакар(II) оксид, со постојано протресување на епруветата. Потоа во епруветата се капнува малку дестилирана вода. Што се забележува?

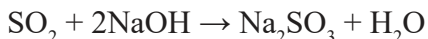


При додавање HCl кон црниот прав од бакар(II) оксид, почнува да се одвива хемиска реакција што се забележува со образување зелен раствор, кој на крајот од реакцијата, кога

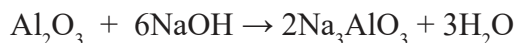
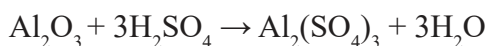
ќе се додаде дестилирана вода, се обојува сино. Бакар(II) оксидот реагира со киселината, што значи тој е базен оксид. При оваа реакција, всушност, се добива бакар(II) хлорид, кој е растворлив во вода, а неговиот воден раствор има сина боја. Реакцијата може да ја претставиме со следнава равенка:



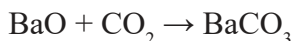
За разлика од базните оксиди, киселинските оксиди реагираат со бази. На пример:



Амфотерните оксиди, пак, реагираат и со киселини и со бази. На пример:



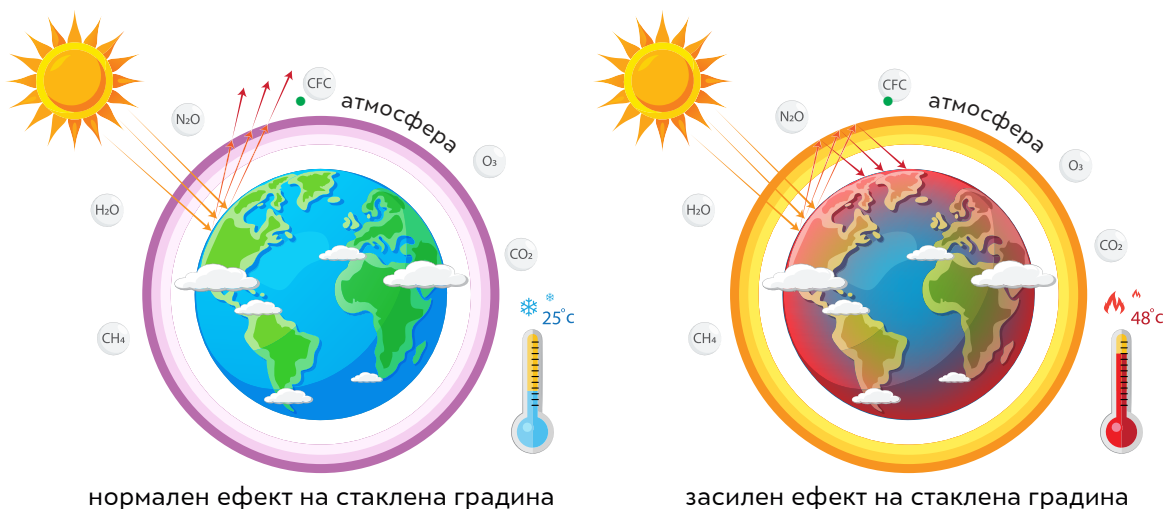
Овде ќе кажеме уште и дека киселинските и базните оксиди реагираат меѓу себе и образуваат соли. На пример:



Оксиди во состав на стакленичките гасови

Видовме дека оксидите се голема и разновидна група неоргански соединенија, па затоа голем број од нив наоѓаат различна примена во секојдневниот живот, во техниката и технологијата. Сепак, две соединенија што спаѓаат во оксиди се од посебно значење за човекот и за сиот жив свет. Тоа се водата и јаглерод диоксидот. Значењето на водата е повеќе од очигледно, но и јаглерод диоксидот, од повеќе аспекти, има огромно значење. Како што е познато, јаглерод диоксидот и водата се неопходни супстанции за процесот на фотосинтеза со кој сончевата светлина се искористува за синтеза на шеќери, кои се првите супстанции во синџирот на исхрана.

Покрај оваа важна улога, јаглерод диоксидот и водната пареа се едни од гасовите што придонесуваат за одржување на просечната температура на површината на Земјата. За загревање на атмосферата и земјината површина придонесуваат инфрацрвените зраци од сончевата светлина, кои кога ќе паднат на земјината површина се рефлектираат од неа. Некои од гасовите што се присутни во атмосферата го апсорбираат инфрацрвеното зрачење, па поради тоа ова зрачење не се враќа во вселената, туку се задржува на Земјата. Овој процес овозможува да се одржи температурата на површината на Земјата на просечна вредност од 15 °C, која доколку тој не би се случувал, би изнесувала -18 °C. Ваквиот ефект е сличен на ефектот што се случува во стаклените градини, па затоа гасовите што имаат способност да го апсорбираат инфрацрвеното зрачење, односно што ја апсорбираат топлината што се рефлектира од површината на Земјата се нарекуваат **стакленички гасови**, а самиот ефект се нарекува **ефект на стаклена градина**. Главни стакленички гасови се водната пареа, јаглерод диоксидот, диазот монооксидот, метанот, т.н. фреони (CFCs) и др., од кои најзначаен е јаглерод диоксидот.



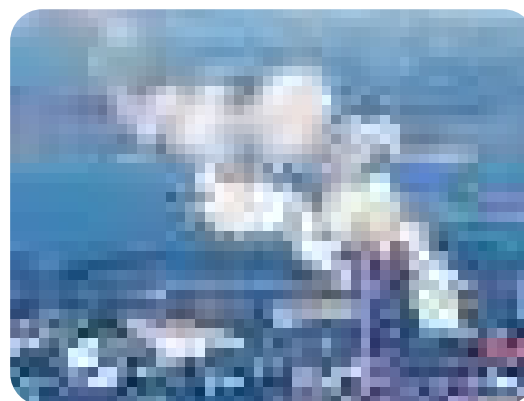
Слика 3.1. Ефект на стаклена градина

Во природата, со процесите од јаглеродниот циклус, постојано се одржува нивото на јаглерод диоксид во атмосферата, бидејќи тој е неопходен за одржување на животот на Земјата. Меѓутоа, развојот на индустријата во последното столетие и активностите на човекот во голема мера ја нарушуваат природната рамнотежа. Издувните гасови од моторните возила и од индустриските постројки го менуваат составот на воздухот и ја зголемуваат концентрацијата на стакленички гасови. Ако концентрацијата на стакленички гасови, од кои најважен е CO_2 , значително се зголеми, ќе дојде до појава на **засилен ефект на стаклена градина**. Засиленiot ефект на стаклена градина заедно со некои други појави може да предизвика поголемо количество топлинско зрачење од површината на Земјата да се задржува во атмосферата. Поради тоа, може да дојде до зголемување на просечната температура на Земјата. Оваа појава се нарекува глобално затоплување. Најопасната последица од глобалното затоплување е зголемување на нивото на морињата, како последица од топењето на мразот во поларните предели. Очигледно, глобалното затоплување предизвикува климатски промени што можат да предизвикаат и промени во екосистемите.

Причината за зголемување на содржината на стакленички гасови во атмосферата и последиците од тоа, се состои во тоа што сè уште главен извор за добивање енергија во светот се фосилните горива



Слика 3.2. Глобалното затоплување предизвикува забрзано топење на мразот во поларните предели.



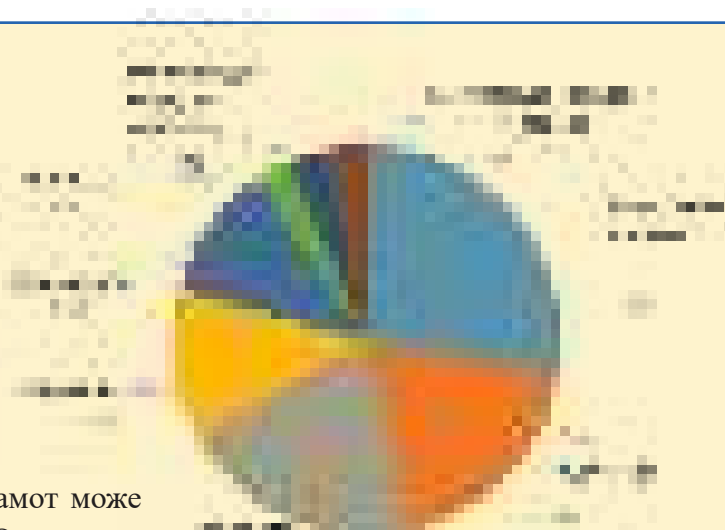
Слика 3.3. Зголемената емисија на стакленички гасови од индустријата придонесува за климатските промени на Земјата.

(јаглен, нафта, нафтени деривати и природен гас). Тие се користат во индустријата, во сообраќајот, за загревање на домовите итн. Но со нивото согорување се ослободува големо количество јаглерод диоксид и други стакленички гасови, кои предизвикуваат глобално затоплување. Согорувањето на биомасата и несоодветниот третман на отпадот, исто така, придонесуваат за зголемување на содржината на стакленички гасови и за појава на засилен ефект на стаклена градина.

Во следниов пример ќе разгледаме кои стопански дејности се најголеми емитери на јаглерод диоксид.

Решен пример 3.3.

Врз основа на следниов пита-дијаграм а) изведи заклучок за тоа која стопанска дејност најмногу емитира CO_2 ; б) пресметај колку m^3 CO_2 емитираат електраните и топланите, ако вкупната емисија од сите извори изнесува 300 m^3 .



Решение: а) Од пита-дијаграмот може да се забележи дека најмногу CO_2 , во споредба со другите стопански дејности, се емитира од електраните и топланите.

б) Дадено е:

$$\varphi(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} = 27 \% = 0,27$$

$$I(\text{вкупно}) = 300 \text{ m}^3$$

Се бара:

$$I(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} = ?$$

$$\varphi(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} = \frac{I(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}}}{I(\text{вкупно})}$$

$$I(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} = \varphi(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} \cdot I(\text{вкупно})$$

$$I(\text{CO}_2)_{\text{елек.} + \text{топл.}} = 0,27 \cdot 300 \text{ m}^3 = 81 \text{ m}^3$$

Во последниве децении се воведуваат законски регулативи и се преземаат определени мерки за намалување на емисијата на јаглерод диоксид и други стакленички гасови во атмосферата. Освен ова, неопходно е кај секој човек да се развива свеста за личното влијание и одговорност за овој проблем и за личниот ангажман за ублажување на последиците од него.

Прашања и задачи

1. Класифицирај ги следниве оксиди како метални и неметални: SrO ; SeO_2 ; N_2O ; Cl_2O_7 ; MnO_2 ; Cr_2O_3 ; SnO ; Co_2O_3 ; BrO_2 ; V_2O_5 .
2. Напиши формули на најмалку два базни, киселински, амфотерни и неутрални оксиди.
3. Напиши ги формулите на следниве оксиди: а) калиум оксид; б) манган(III) оксид; в) осмиум(VIII) оксид; г) антимо(V) оксид; д) кадмиум оксид; е) дибром монооксид; ж) калај(IV) оксид; з) хлор диоксид; с) берилиум оксид; ш) ванадиум(III) оксид; и) сулфур триоксид.
4. Именувај ги следниве оксиди: а) SeO_2 ; б) As_2O_3 ; в) Bi_2O_3 ; г) HgO ; д) Ag_2O ; е) N_2O_3 ; ж) TiO_2 ; з) MnO_2 ; с) WO_3 ; ш) Re_2O_7 ; и) P_4O_6 .
5. Манган(II) оксид е нерастворлив во вода. Како можеш да докажеш дека овој оксид е базен оксид? Напиши соодветна израмнета равенка на реакција за твојот доказ.
6. Напиши израмнети равенки за реакциите на директно соединување со кислород на: а) натриум; б) калциум; в) цинк; г) железо; д) фосфор.
7. Базните, како и амфотерните оксиди, се оксиди на метали. Според што можеш да ги разликуваш базните од амфотерните оксиди?
8. Напиши израмнети равенки за реакциите на: а) бариум оксид и сулфурна киселина; б) јаглерод диоксид и калциум хидроксид; в) диазот пентаоксид и вода; г) стронциум оксид и вода; д) магнезиум оксид и сулфур триоксид.
9. Кои оксиди се застапени во т.н. стакленички гасови?
10. За да се намали емисијата на стакленички гасови од автомобилите, во последнава деценија се препорачува употреба на електрични возила. Меѓутоа, електраните се најголеми емитери на CO_2 . Кои од следниве видови електрани: хидроелектрана, термоелектрана, ветроелектрана, нуклеарна електрана, соларна електрана, се емитери на CO_2 ?
11. Според пита-дијаграмот даден погоре, за колку пати повеќе се емитува CO_2 од градежниот сектор во однос на меѓународниот воздушен сообраќај?

Истражувај!

Побарај информации за просечната температура во нашата држава во зимскиот и во летниот период, како и преку целата година во последните пет децении. Вредностите за просечната температура претстави ги графички и изведи заклучок за тоа дали во последните пет децении има значителни температурни промени. Доколку има промени во просечната температура, размисли кои се можните причини за тоа и предложи соодветни решенија.

3.2. ХИДРОКСИДИ

Потсети се!

- Која е формулата на хидроксидната група?
- Што се хидроксиди?
- Што се бази?
- Состав на хидроксидите и нивна номенклатура

Покрај оксидите, друга важна и голема група неоргански соединенија се хидроксидите. За хидроксидите веќе учеше во основното образование и знаеш дека сите хидроксиди се соединенија што содржат **хидроксидна/и група/и (-OH)**. Значи, за да класифицираме едно соединение како хидроксид, треба да го разгледаме неговиот состав. Според хемискиот состав, **хидроксидите се соединенија изградени од метал и една или повеќе хидроксидни групи**. Според тоа, неорганските хидроксиди можеме да ги претставиме со општа формула $M(OH)_x$.

Некои хидроксиди се образувани со јонска врска. Таквите хидроксиди се изградени од катјони на металот и хидроксидни анјони, OH^- . Во неоргански хидроксиди се вбројува и еден хидроксид, кој наместо метален катјон, содржи т.н. амониум катјон, NH_4^+ . Всушност, вакво соединение не постои во ниту една агрегатна состојба, но во водни раствори постојат NH_4^+ и OH^- јони. За ваквите раствори велиме дека се раствори на амониум хидроксид, па затоа, од практични причини, запишуваме формула NH_4OH и ја именуваме како амониум хидроксид. Голем број хидроксиди, пак, се ковалентни соединенија во кои постои една или повеќе $M-OH$ врски.

Номенклатурата на хидроксидите е многу едноставна. Хидроксидите се именуваат слично како оксидите. Најпрво се наведува името на металот што го гради хидроксидот, веднаш до него, во мала заграда, се пишува валентноста на металот што ја има во тој хидроксид (ако елементот нема променлива валентност, таа не се пишува), а потоа одделно се додава зборот **хидроксид**. Бројот на OH -групи во хидроксидите соодветствува на валентноста на металот, бидејќи OH -групата е едновалентна. Примери за номенклатурата на хидроксидите се дадени во табела 3.3, а со решените примери ќе покажеме како се составува формула на хидроксид според дадено име и како се именува хидроксид според дадена формула.

Табела 3.3. Номенклатура на хидроксиди

Формула	Име	Формула	Име
$Cr(OH)_3$	хром(III) хидроксид	$Mn(OH)_2$	манган(II) хидроксид
$Sn(OH)_4$	калај(IV) хидроксид	$Al(OH)_3$	алуминиум хидроксид
$Cd(OH)_2$	кадмиум хидроксид	$TlOH$	талиум(I) хидроксид

Решен пример 3. 4.

Именувај ги следниве хидроксиди: а) $\text{Co}(\text{OH})_3$; б) RbOH

Решение: а) Станува збор за хидроксид на кобалтот. За да го напишеме точното име на овој хидроксид, најпрво мора да ја најдеме валентноста на кобалтот. Знаеме дека $-\text{OH}$ групата е едновалентна, а исто така и дека производот од валентноста и индексот на хидроксидната група мора да биде еднаков со производот од валентноста на металот, која во овој случај ќе ја означиме со x , и неговиот индекс во формулата. Значи:

$$\begin{array}{c} x \quad 1 \\ \text{Co}(\text{OH})_3 \\ x \cdot 1 = 1 \cdot 3 \\ x = 3 \end{array}$$

Според тоа, името на овој хидроксид е: **кобалт(III) хидроксид**.

б) Станува збор за хидроксид на рубидиумот, а тој нема променлива валентност. Рубидиумот се наоѓа во прва група од Периодниот систем на елементите, а како што знаеш, сите елементи од првата и втората група имаат постојана валентност. Според тоа, овој хидроксид ќе го именуваме како **рубидиум хидроксид**.

Решен пример 3. 5.

Напиши ги формулите на следниве хидроксиди:

а) никел(II) хидроксид; б) скандиум хидроксид

Решение: а) Од името на хидроксидот може да се заклучи дека во овој хидроксид никелот е двовалентен, што значи дека во овој хидроксид за никелот се сврзани две OH -групи. Значи, формулата на никел(II) хидроксид е **$\text{Ni}(\text{OH})_2$** .

б) За да ја составиме формулата на овој хидроксид, треба да ја најдеме валентноста на скандиумот. Тој се наоѓа во 3-тата група во Периодниот систем на елементите. Елементите од третата група имаат постојана валентност која е еднаква на бројот на групата што значи дека скандиумот е тривалентен. Според тоа, скандиумот сврзува три OH -групи, па оттука формулата на скандиум хидроксид е **$\text{Sc}(\text{OH})_3$** .

Добивање хидроксиди

Со еден начин од начините за добивање хидроксиди се запознавме кај оксидите. Тоа е **реакцијата на базен оксид со вода**. На пример:



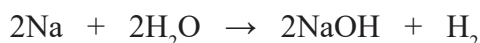
Хидроксидите на алкалните и на земноалкалните метали може да се добијат и при реакција на металот што го гради хидроксидот со вода. Да го разгледаме тоа со следниов експеримент.

Експеримент 3.4.**Реакција на натриум со вода**

Потребен прибор и хемикалии: стаклена када, стаклена прачка, пинцета, мало парче натриум, раствор од фенолфталеин, течен детергент, ракавици, заштитни очила.

Постапка: Стаклената када се полни до половина со вода, се капнуваат неколку капки индикатор фенолфталеин, се додава малку течен детергент (со цел да не се лепи натриумот за сидовите од кадата) и нежно се промешува со стаклена прачка. Со пинцета внимателно се зема едно мало парче натриум и се пушта во кадата со вода. Што се забележува?

Знаеш дека натриумот е многу реактивен метал и бурно реагира со водата (затоа се чува во петролеј). При реакцијата на натриум со вода се добива натриум хидроксид, којшто е растворлив во вода и претставува база. Затоа, откако ќе се стави парчето натриум во водата во која има индикатор фенолфталеин, растворот се обојува виолетово, што значи дека средината е базна. Освен натриум хидроксид, при реакцијата се добива и водород, кој може и да се запали, бидејќи реакцијата е силно егзотермна. Оваа реакција може да ја претставиме со следнава равенка:

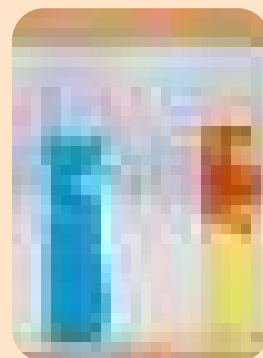


Друг начин за добивање хидроксиди е со реакција меѓу раствор на сол и база, кој ќе го разгледаме со следниов експеримент.

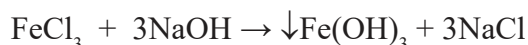
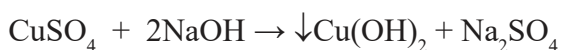
Експеримент 3.5.**Добивање нерастворливи хидроксиди од раствор на сол и база**

Потребен прибор и хемикалии: две епрувети, пипети, раствор од бакар(II) сулфат, раствор од железо(III) хлорид, раствор од натриум хидроксид, ракавици, заштитни очила.

Постапка: Во една епрувета со пипета се става околу 1 cm³ раствор од бакар(II) сулфат, во друга 1 cm³ раствор од железо(III) хлорид. Во секоја епрувета се става околу 1 cm³ разреден раствор од натриум хидроксид. Што се забележува?



Кога во растворот од бакар(II) сулфат ќе се додаде раствор од натриум хидроксид, се образува светлосин талог од бакар(II) хидроксид, а кога во растворот од железо(III) хлорид ќе се додаде раствор од натриум хидроксид, се образува црвено-кафеав талог од железо(III) хидроксид. Равенките на овие реакции се:

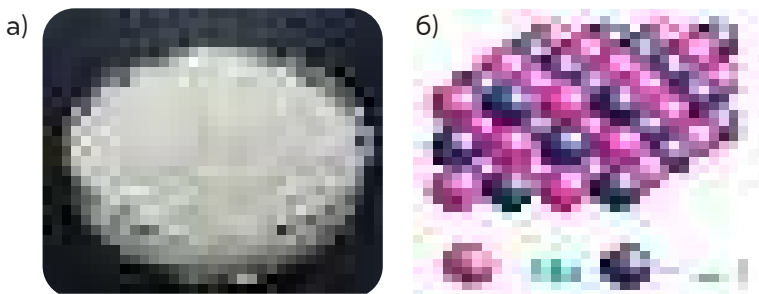


(↓ означува дека при реакцијата се образува слабо растворлива цврста супстанца, односно талог)

Својства на хидроксидите

Кажавме дека некои хидроксиди се јонски градени, додека, пак, други се ковалентни соединенија. Јонски градени се, на пример, хидроксидите на алкалните метали. Веќе знаеме дека јонски градените супстанци се во цврста агрегатна состојба и образуваат јонски кристали (слика 3.5.). Јонски градените хидроксиди се раствораат во вода, при што правилната градба на јонскиот кристал се растура, па во водниот раствор постојат катјони на металот и хидроксидни анјони. Хидроксидите што се растворливи во вода, како што веќе знаеш, се нарекуваат **базии**. За значењето на овој поим и за тоа кои други супстанци, освен хидроксидите растворливи во вода, претставуваат бази, ќе учиш понатаму. Бидејќи растворите на хидроксидите се базни (како добиениот раствор на NaOH во експериментот 3.4), во овие раствори лакмусовата хартија се обојува сино, фенолфталеинот виолетово, универзалниот индикатор темносино итн. При растворање на некои хидроксиди во вода, се ослободува топлина.

Всушност, сите хидроксиди, на собни услови, се во цврста агрегатна состојба, но голем број од нив се слабо растворливи во вода и нив не ги нарекуваме бази. Некои од слабо растворливите хидроксиди се обоени, како, на пример, хидроксидите од експериментот 3.5. Уште на почетокот на оваа содржина нагласивме дека во неоргански хидроксиди се вбројува и т.н. амониум хидроксид. Објаснивме и дека, всушност, вакво соединение не постои, туку дека во водни раствори постојат NH_4^+ и OH^- јони. Ваквите раствори се добиваат со растворање на амонијак (NH_3 , гас со остар, задушлив мирис) во вода, при што се случува хемиска реакција меѓу амонијакот и водата. Обично велиме дека при реакција на амонијакот со вода се добива амониум хидроксид, но тој веднаш се разложува на јони, па затоа амониум хидроксидот не може да се изолира. Но, растворот на амонијак во вода покажува базни својства, што може да се заклучи со примена на индикатор. Ако водниот раствор на амонијак благо се загрее од него ќе почне да се издвојува амонијакот. Но, ако кон отворот на садот се доближи навлажнета лакмусова хартија, таа ќе се обои сино, што значи дека се добила база. Затоа велиме дека амонијакот и неговиот воден раствор имаат базни својства.



Слика 3.5. а) Кристали од натриум хидроксид;
б) Кристална структура на натриум хидроксид.

Тоа што е заедничко за сите хидроксиди, било да се во цврста агрегатна состојба или во раствор, е присуството на хидроксидната ($-\text{OH}$) група. Хидроксидите имаат многу заеднички хемиски својства, а **носител на заедничките својства на хидроксидите е хидроксидната група.**

Некои хидроксиди и нивните раствори, особено оние на алкалните и земноалкалните метали, се многу реактивни и претставуваат силно корозивни супстанци. Имено, тие ги нагризуваат кожата, дрвото, хартијата, текстилот, косата, мастите итн. Затоа при работа со

бази, особено ако се концентрирани, треба многу да се внимава и да се преземат соодветни мерки за заштита.

Хидроксидите стапуваат во голем број реакции, а тука ќе спомнеме неколку од нив.

Една од најважните реакции во која стапуваат базите е реакцијата со киселини, која како што веќе знаеш, се нарекува реакција на неутрализација. Реакцијата на неутрализација подетално ќе ја објасниме кај киселините, а овде ќе ја разгледаме со следниов едноставен експеримент.



Слика 3.6. На шишињата со цврст натриум хидроксид (каустична сода), како и на оние со негови концентрирани раствори, задолжително стои знакот за корозивна супстанца.

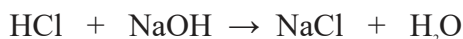
Експеримент 3.6.

Реакција на база со киселина

Потребен прибор и хемикалии: епрувета, две пипети, универзален индикатор, разреден раствор од хлороводородна киселина и разреден раствор од натриум хидроксид со иста концентрација како киселината, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Со чиста и сува пипета се одмеруваат 5 mL раствор од HCl и се префрлаат во епрувета. Се додаваат неколку капки универзален индикатор. Каква е бојата на растворот? Со друга чиста и сува пипета се одмеруваат 5 mL раствор од NaOH и се додаваат во епруветата со растворот од HCl, а потоа епруветата се протресува. Каква боја добива растворот? Што може да се заклучи од овој експеримент?

Пред да се додаде раствор од натриум хидроксид, бојата на растворот на HCl во присуство на универзален индикатор е црвена. Откако кон растворот на HCl ќе се додаде растворот од NaOH и епруветата ќе се протресе, бојата на растворот станува зелена. Универзалниот индикатор е зелено обоен во неутрални раствори, што значи дека натриум хидроксидот целосно изреагирал со хлороводородната киселина, односно киселината се неутрализира со базата. Равенката на оваа реакција ќе ја претставиме со следнава равенка:



Ако кон добиениот неутрален раствор се додадат уште неколку капки раствор од NaOH бојата на индикаторот ќе се промени во сина, бидејќи во растворот сега има вишок од базата.

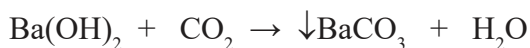
Освен во реакции со киселини, хидроксидите стапуваат и во реакции со киселински оксиди и образуваат соли. Тоа може да се покаже со следниов едноставен експеримент.

Експеримент 3.7.**Реакција на хидроксид со киселински оксид**

Потребен прибор и хемикалии: епрувета со раствор од бариум хидроксид, пипета, пластична цевка, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Во голема епрувета се става разреден раствор од бариум хидроксид и со пластична цевка, со уста, се вдувува воздух во растворот. Што се забележува?

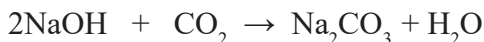
Кога се вдувува воздух во растворот од бариум хидроксид, доаѓа до негово заматување, т.е. до образување бел талог. Всушност, при ова доаѓа до реакција на бариум хидроксидот со јаглерод диоксидот што го издишуваме, при што се образува бариум карбонат, кој е слабо растворлив во вода. Реакцијата може да се претстави со следнава равенка:



Ваква реакција може да се случува и меѓу некои хидроксиди во цврста агрегатна состојба со јаглерод диоксидот од воздухот. На пример, натриум хидроксидот реагира со јаглерод диоксидот од воздухот, при што на површината на неговите кристали се образува натриум хидрогенкарбонат. Реакцијата може да се претстави со следнава равенка:



Од водни раствори на натриум хидроксид, со CO_2 се добива натриум карбонат.



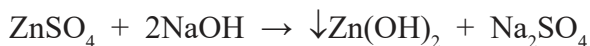
Реакциите на хидроксидите со киселини и со киселински оксиди се карактеристични за сите хидроксиди. Но постојат и хидроксиди, кои освен со киселини, реагираат и со бази. За таквите хидроксиди велите дека имаат амфотерни својства. Постојат повеќе вакви хидроксиди, меѓу кои $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Амфотерните својства на хидроксидите ќе ги разгледаме со следниов експеримент.

Експеримент 3.8.**Реакција на цинк хидроксид со киселини и бази**

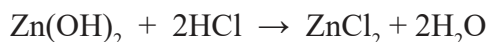
Потребен прибор и хемикалии: две епрувети, пипети, раствор од цинк сулфат, разреден раствор од натриум хидроксид, разреден раствор од хлороводородна киселина, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Во две епрувети се ставаат приближно 2 mL раствор од цинк сулфат. Во двете епрувети, со пипета, капка по капка, се додава раствор од натриум хидроксид сè додека се таложи бел талог од цинк хидроксид. Потоа во едната епрувета се додава раствор од хлороводородна киселина, а во другата раствор од натриум хидроксид. Што се забележува?

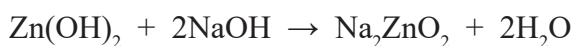
Кога кон растворот на цинк сулфат се додава раствор од натриум хидроксид, во двете епрувети се образува бел талог од цинк хидроксид.



Кога во едната епрувета кон талогот од цинк хидроксид се додаде раствор од хлороводородна киселина, талогот ќе се раствори, што значи дека се случила хемиска реакција меѓу цинк хидроксидот и киселината. Равенката на оваа реакција е:



Меѓутоа, талогот од цинк хидроксид се раствора и кога кон него ќе додадеме раствор од натриум хидроксид. Тоа значи дека цинк хидроксидот реагира освен со HCl, и со NaOH. Оваа реакција може да ја претставиме со следнава равенка:



Хидроксидите наоѓаат голема примена. Натриум хидроксид и калиум хидроксид наоѓаат примена во средствата за чистење керамика, стакло, санитарни уреди, пластични материјали итн., бидејќи не ги раствораат пластиката, стаклото и керамиката, а ги разложуваат органските материи, особено маснотиите. Врз нивната способност да реагираат со масстите и маслата се базира и нивната примена во производството на сапуни. Покрај тоа, тие наоѓаат примена и за третман на отпадни води. Алуминиум хидроксидот се користи, исто така, при пречистување на водата и како полнител во индустријата за хартија.

Калциум хидроксидот се користи во градежништвото. Магнезиум хидроксидот заедно со некои други хидроксиди влегува во состав на лековите што го неутрализираат вишокот желудочна киселина, т.н. антациди, како и во лаксативите, лекови против опстипација.

Прашања и задачи

- Именувај ги следниве хидроксиди: а) Co(OH)_3 ; б) Sn(OH)_2 ; в) Ga(OH)_3 ; г) Be(OH)_2 ; д) Au(OH)_3 ;
- Напиши ги хемиските формули на следниве хидроксиди: а) бизмут(III) хидроксид; б) литиум хидроксид; в) стронциум хидроксид; г) лантан(III) хидроксид; д) сребро хидроксид.
- Напиши израмнета равенка на реакција меѓу а) калиум оксид и вода; б) стронциум оксид и вода.
- Напиши израмнета равенка на реакција меѓу а) олово(II) нитрат и калциум хидроксид; б) никел(II) сулфат и натриум хидроксид; в) кобалт(III) нитрат и калиум хидроксид; г) натриум карбонат и калциум хидроксид; д) сребро нитрат и амониум хидроксид.
- Напиши израмнета равенка на реакција меѓу: а) никел(II) хидроксид и сулфурна киселина; б) алуминиум хидроксид и хлороводородна киселина; в) калиум хидроксид и фосфорна киселина.

6. Напиши израмнета равенка на реакција меѓу: а) натриум хидроксид и сулфур диоксид; б) бакар(II) хидроксид и јаглерод диоксид; в) стронциум хидроксид и сулфур триоксид.
7. Малтерот е смеса од калциум хидроксид (т.н. гасена вар), песок и вода. При стоење на воздух, оваа смеса се стврдува. Одговори на следниве прашања и задачи: а) Која компонента од малтерот е одговорна за неговото стврдување? б) Која супстанца од воздухот е неопходна за стврдување на малтерот? в) Напиши израмнета равенка на реакција меѓу двете супстанции што се неопходни за стврдување на малтерот.
8. 'Рѓата е смеса од железни оксиди и хидроксиди формирани со реакција на железото со кислородот од воздухот, обично во присуство на вода. Најважната состојка на 'рѓата е хидратиран железо(III) оксид ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$), а содржи и железо(III) хидроксид. Предложи супстанции со кои би можеле да се отстранат дамките од 'рѓа на облеката.
9. Натриум хидроксид и калиум хидроксид играат клучна улога во третманот на отпадните води, помагајќи во отстранувањето на органските загадувачи и на отровните тешки метали, како што се олово, кадмиум, жива и др. Во отпадните индустриски води тешките метали се присутни во вид на нивни растворливи соли. Објасни како со натриум хидроксид или калиум хидроксид се отстрануваат тешките метали од отпадните индустриски води. Напиши израмнети равенки на реакции за отстранување олово, кадмиум и жива со раствор од калиум хидроксид.
10. За да се намали емисијата на стакленички гасови и да се намали глобалното затоплување, научниците ја истражуваат употребата на метални хидроксиди, особено калциум хидроксид, како средство за зафаќање и складирање јаглерод диоксид (CO_2), кој се испушта во воздухот од индустриските постројки. Напиши ја равенката на реакцијата меѓу калциум хидроксид и јаглерод диоксид. Што треба да се направи доколку сакаме повторно да го добиеме складираниот јаглерод диоксид?

Истражувај!

Истражувај на тема „Примена на хидроксиди во производството на сапуни“ и подготви презентација.

3.3. КИСЕЛИНИ

Потсети се!

- Кој елемент го содржат сите неоргански киселини?
- Што се киселини врз основа на нивниот состав?
- Како се поделени киселините според составот на киселинскиот остаток?

Состав на киселините и нивна класификација

За киселините веќе учеше во основно образование. Овде ќе ги прошириме знаењата за киселините, без притоа да навлегуваме во теориите за киселини и бази, за кои ќе учиш во повисоките години од образованието. Покрај тоа, овде ќе стане збор само за неорганските киселини.

Најнапред да се потсетиме што се киселини врз основа на нивниот состав. Како што веќе знаеш, сите киселини во својот состав содржат водород, што може лесно да се заклучи врз основа на формулите на киселините. На пример: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HBr , H_3PO_4 , H_2S итн. Од овие формули може да се заклучи дека во молекулите на неорганските киселини водородниот атом е сврзан или за атом на неметал или за атомска група што содржи кислород. Атомот или атомската група со кои е сврзан водородот се нарекува **киселински остаток**. Оттука може да заклучиме дека **киселините се соединенија изградени од водород и киселински остаток**.

Според составот на киселинскиот остаток, киселините се поделени на **бескислородни и кислородни**. Во табела 3.4. се дадени примери за поделбата на киселините на бескислородни и кислородни.

Табела 3.4. Поделба на неорганските киселини на бескислородни и кислородни.

Бескислородни киселини	Кислородни киселини
HF	HNO_3
HCl	H_2SO_4
HBr	H_3PO_4
HI	H_4SiO_4
H_2S	HNO_2

Номенклатура на неорганските киселини

Од формулите дадени погоре, лесно може да се забележи дека секоја формула започнува со симболот на водород. Бројот на водородните атоми во една молекула од киселината е различен за различни киселини. Знаејќи дека водородот е едновалентен, лесно можеме да заклучиме колкава е валентноста на киселинскиот остаток. Кога се изучува номенклатурата на киселините, добро е истовремено да се учат и имињата на киселинските остатоци на киселините, бидејќи тие произлегуваат од името на киселината. Прво ќе го разгледаме именувањето на бескислородните киселини и на нивните киселински остатоци.

Бескислородните киселини се именуваат така што се наведува името на елементот што ја гради киселината додавајќи му наставки **-о** и **водородна**, а потоа одделно зборот **киселина**. Имињата на **киселинските остатоци на бескислородните киселини** се обра-

зуваат така што кон името или кон основата на името на елементот што ја гради киселината се додава наставка **-ид**. Примери за именување на бескислородните киселини и нивните киселински остатоци се дадени во табела 3.5.

Табела 3.5. Номенклатура на бескислородни киселини и на нивните киселински остатоци.

Формула	Име на киселина	Име на киселински остаток
HF	флуороводородна киселина	флуорид
HCl	хлороводородна киселина	хлорид
HBr	бромоводородна киселина	бромид
HI	јодоводородна киселина	јодид
H ₂ S	сулфуроводородна киселина	сулфид
HCN	цијановодородна киселина	цијанид

Некои елементи образуваат само една кислородна киселина, но најчесто еден ист елемент образува повеќе од една кислородна киселина, коишто во најголем број случаи се разликуваат според бројот на кислородните атоми во киселинскиот остаток. **Киселината што содржи најголем број кислородни атоми** се именува така што кон името на елементот што ја гради киселината (сулфур, азот, фосфор, арсен, итн.) се додава наставка **-на** или **-ова** и одделно зборот **киселина**. Елементот што ја образува киселината во ваквата киселина е во својата највисока валентност. Ваквата киселина понекогаш се нарекува основна киселина за тој елемент. Оваа номенклатура важи и за киселините на елементите што образуваат само една кислородна киселина. Имињата на киселинските остатоци на ваквиот тип киселини се образуваат така што кон латинската основа на името на елементот се додава наставката **-ат**.

Кислородните киселини со помал број кислородни атоми од основната киселина се именуваат така што кон името на елементот што ја гради киселината се додава наставката **-еста** и одделно зборот **киселина**. Имињата, пак, на нивните киселински остатоци се образуваат така што кон латинската основа на името на елементот што ја гради киселината се додава наставка **-ит**. Формулите и имињата на некои поважни кислородни киселини и на нивните киселински остатоци се дадени во табела 3.6.

Табела 3.6. Номенклатура на некои поважни кислородни киселини и на нивните киселински остатоци.

Формула	Име на киселина	Име на киселински остаток
HNO ₃	азотна киселина	нитрат
HNO ₂	азотеста киселина	нитрит
H ₂ SO ₄	сулфурна киселина	сулфат
H ₂ SO ₃	сулфуреста киселина	сулфит
H ₃ AsO ₄	арсенова киселина	арсенат
H ₃ AsO ₃	арсенеста киселина	арсенит
H ₂ CO ₃	јаглородна киселина	карбонат

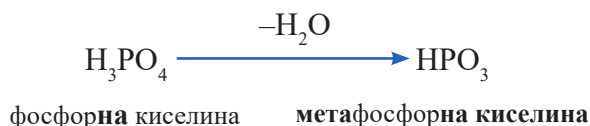
Исклучок од ова правило се прави при именување на киселините на елементите од 17-тата група во Периодниот систем на елементите, кои образуваат повеќе од две кислородни киселини. За нив, киселината со најголем број кислородни атоми во името го добива префиксот **пер-**, а другиот дел од името е ист како кај киселините што завршуваат на -на или -ова. Киселината со најмал број кислородни атоми во името го содржи префиксот **хипо-**, а другиот дел од името е ист како кај киселините што завршуваат на наставка-та -еста. Имињата на нивните киселински остатоци ги задржуваат соодветните префикси. Овие правила најдобро може да се воочат на примерот на киселините на хлорот (флуорот не гради кислородни киселини!) даден во табела 3.7.

Табела 3.7. Номенклатура на кислородните киселини на хлор и на нивните киселински остатоци.

Формула	Име на киселина	Име на киселински остаток
HClO_4	перхлорна киселина	перхлорат
HClO_3	хлорна киселина	хлорат
HClO_2	хлореста киселина	хлорит
HClO	хипохлореста киселина	хипохлорит

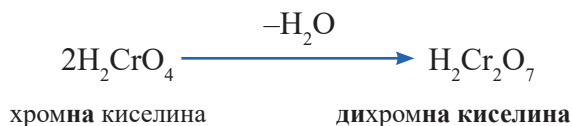
Освен досега спомнатите типови кислородни киселини, постојат и други, не толку честити, типови кислородни киселини што може да се изведат од киселините што содржат три водородни или два водородни атома во една молекула од киселината.

Од киселините што содржат три водородни атома во една молекула од киселината може да се добијат киселини што во своето име го содржат префиксот **мета-**. Овие киселини се добиваат со дехидратација од основната киселина (која содржи три водородни атома во една молекула) во количествен однос 1 : 1. На пример, од фосфорната киселина може да се добие **метафосфорна киселина**.



Префиксот **мета-** се содржи и во името на киселинскиот остаток.

Од киселините што содржат два или три водородни атома во една молекула од киселината со дехидратација, но во количествен однос 2 : 1 (киселина : вода), се изведуваат т.н. **дикиселини** или **пирокиселини**. На пример:



Освен префиксот **ди-**, другиот дел од името е ист како кај киселината од која е изведена дикиселината. На пример, дикиселината изведена од сулфурестата киселина се именува **дисулфуреста киселина**. Префиксот **ди-** се задржува и во името на киселинскиот остаток.

На крај да кажеме и дека постојат т.н. **тиокиселини** што се изведуваат кога еден или повеќе кислородни атоми во некоја кислородна киселина ќе се заменат со сулфур. Имињата на овие киселини, како и на нивните киселински остатоци, се образуваат со додавање префикс којшто го кажува бројот на атомите на кислородот заменети со сулфур и зборот **тио-**. На пример, ако еден кислороден атом во молекулата на сулфурна киселина се замени со еден атом на сулфур, се добива киселина со формула $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, која се именува како **тиосулфурна киселина**, а ако се заменат два атома кислород со два атома сулфур во арсенова киселина, се добива **дитиоарсенова киселина** со формула $\text{H}_3\text{AsO}_2\text{S}_2$.

Номенклатурата на киселините ќе ја разгледаме со следниве примери.

Решен пример 3. 6.

Именувај ги следниве киселини: а) H_3SbO_4 ; б) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

Решение: а) Со формулата H_3SbO_4 е претставена киселина на антимон. Антимонот е елемент од 15-тата група во Периодниот систем, заедно со фосфорот и арсенот. Нивните основни киселини имаат формули H_3PO_4 и H_3AsO_4 . Според тоа, можеме да заклучиме дека станува збор за основната киселина на антимон, која се именува како **антимонова киселина**.

б) Формулата $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ упатува на киселина на сулфур, која бидејќи содржи два атома сулфур, би можела да биде или дикиселина или тиокиселина. Меѓутоа, доколку е тиокиселина, бројот на кислородни атоми ќе биде помал отколку во основната киселина, бидејќи тиокиселините се добиваат со замена на кислородните атоми со атоми на сулфур. Според тоа, станува збор за дикиселина, односно за **дисулфурна киселина**.

Решен пример 3. 7.

Напиши ги формулите на следниве киселини: а) пербромна киселина; б) метаборна киселина.

Решение: а) Бромот е елемент од 17-тата група во Периодниот систем на елементите како и хлорот. По аналогија со формулите и имињата на кислородните киселини на хлорот, формулата на пербромна киселина е **HBrO_4** .

б) Формулата на метаборна киселина ќе ја изведеме знаејќи ја формулата на борна киселина и знаејќи што се метакиселини. Формулата на борна киселина е H_3BO_3 . Ако од една молекула борна киселина се отстрани една молекула вода, се добива метаборна киселина, чија формула е **HBO_2** .

Добивање киселини

Кога ги изучувавме оксидите, видовме дека **киселинските оксиди реагираат со вода и образуваат кислородни киселини**. Да го разгледаме тоа со следниов експеримент.

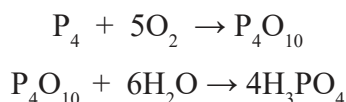
Експеримент 3.9.

Добивање фосфорна киселина

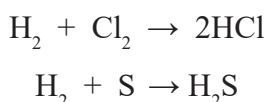
Потребен прибор и супстанции: лажичка за согорување, шпиритусна ламба или гасен пламеник, тегла од околу 100 mL, црвен фосфор во прав, дестилирана вода, сина лакмусова хартија, ракавици, лабораториски очила. Експериментот се изведува во дигестор.

Постапка: Во лажичка за согорување се става црвен фосфор во прав. Лажичката за согорување се внесува во пламенот од шпиритусната ламба или пламеникот, при што фосфорот се пали. Лажичката се внесува вертикално во теглата во која претходно има ставено малку дестилирана вода и се остава да стои над површината од водата неколку минути. Потоа теглата се затвора со капак и интензивно се протресува за да може насобраниот гас да се раствори во водата. Во теглата се внесува парче сина лакмусова хартија. Што се забележува?

При горење на црвениот фосфор се добива неговиот оксид тетрафосфор декаоксид, кој во реакција со водата образува фосфорна киселина, па затоа сината лакмусова хартија се обојува црвено. Равенките на овие реакции се:



Бескислородните киселини може да се добијат при директна реакција на водород со неметалот што ја гради киселината. На пример:



Друг начин за добивање киселини, како кислородни, така и бескислородни, е со реакција на сол и киселина. На пример, со реакција на натриум хлорид и концентрирана сулфурна киселина се добива хлороводородна киселина.

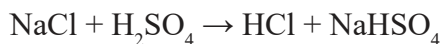
Експеримент 3.10.

Добивање хлороводородна киселина

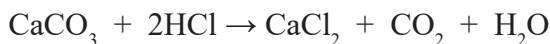
Потребен прибор и супстанции: епрувета, лажичка, пипета, пинцета, сина лакмусова хартија, натриум хлорид, концентрирана сулфурна киселина, дестилирана вода, ракавици, лабораториски очила. Експериментот се изведува во дигестор.

Постапка: Во епрувета се става половина лажичка натриум хлорид и кон него со пипета се додаваат неколку капки концентрирана сулфурна киселина. Кон отворот на епруветата со пинцета се принесува парченце син лакмус претходно натопен со дестилирана вода. Што се случува со бојата на сината лакмусова хартија?

Очигледно, сулфурната киселина реагира со натриум хлоридот, при што се ослободува гасовит хлороводород, кој со вода образува хлороводородна киселина. Затоа сината лакмусова хартија ја менува бојата во црвена. Равенката на реакцијата е следнава:



Една важна реакција меѓу сол и киселина е реакцијата меѓу карбонати и киселини. Карбонатите, како што знаеш, реагираат со повеќето неоргански киселини, при што се добива јаглеродна киселина, која веднаш се разложува на јаглерод диоксид и вода. На пример:



За еколошкото значење на реакцијата меѓу карбонати и киселини ќе стане збор подоцна.

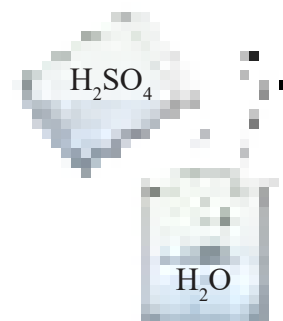
Својства на киселините

Слично како оксидите и хидроксидите, и киселините имаат низа заеднички својства. Сите киселини имаат кисел вкус, од каде што им потекнува и името. Повеќето киселини се безбојни течности со остар мирис. Постојат неколку исклучоци, како, на пример, фосфорната киселина (H_3PO_4), која е цврста супстанца. Некои концентрирани киселини, како што се HCl , H_2SO_4 и HNO_3 , на воздух чадат. Всушност, како што можевме да заклучиме од претходниот експеримент, хлороводородната киселина се добива кога гасот хлороводород (HCl) ќе се „раствори“ во вода. Во растворите на киселините лакмусовата хартија, индикаторите како метил-портокалово и метил-црвено, универзалниот индикатор, се обојуваат црвено.

Повеќето концентрирани неоргански киселини се многу корозивни супстанции, а во допир со кожата предизвикуваат изгореници.

Треба многу да се внимава при разредување на концентрираните киселини, особено кога станува збор за сулфурната киселина. При разредувањето на сулфурната киселина се ослободува големо количество топлина. Затоа, **при разредувањето на сулфурната киселина секогаш, во тенки млазови, се додава киселината во водата, а не обратно**. Сулфурната киселина има многу поголема густина од водата, па ако се става вода во киселината, водата останува на површината, а поради ослободената топлина таа прска заедно со капки сулфурна киселина.

Концентрираната сулфурна киселина впира влага од околината, поради што велиме дека е хигроскопна супстанца. Освен тоа, таа може да ја одзема водата сврзана во супстанците. Затоа велиме дека таа има дехдратациски својства. Во ова може да се увериме ако врз малку шеќер капнеме неколку капки концентрирана сулфурна киселина. По извесно време, шеќерот (чија молекула се состои од јаглерод, водород и кислород) ќе поцрни поради тоа што киселината одзема вода (водород и кислород, во однос 2:1) и останува само јаглерод.



Слика 3.7. При разредување на сулфурната киселина, секогаш киселината се става во вода, а не обратно!

Сите киселини се ковалентно градени супстанции, т.е. се состојат од молекули. Во молекулите на кислородните киселини водородните атоми се сврзани со атоми на кислородот, а во бескислородните со атомот на неметалот (слика 3.8). Хемиските врски што ги образува водородот со кислородот, како и со неметалот во бескислородните киселини, се силно поларни. Ова се должи на значителната разлика во електронегативностите меѓу водородот и кислородот, т.е. водородот и неметалот во бескислородните киселини.



Слика 3.8. Молекулни модели на кислородни и бескислородни киселини.

Киселините лесно се раствораат во вода. При нивното растворање во вода, поради изразената поларност на врските со водородот и кислородот, т.е. неметалот во бескислородните киселини, молекулите на киселините се разложуваат. За процесот на разложување на некои супстанции во вода ќе учим понатаму, но овде треба да нагласиме дека при разложувањето на киселините во вода се добиваат H^+ катјони и анјони на киселинскиот остаток. Присуството на водородни атоми во киселините, односно на H^+ катјони во нивните водни раствори е причина за заедничките хемиски својства на киселините. Значи, **носител на заедничките својства на киселините е водородот**. Ова ќе го докажеме со експериментите за нивните хемиски својства.

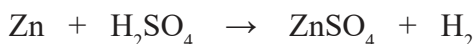
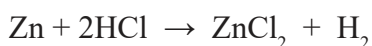
Експеримент 3.11.

Реакции на киселините со метали

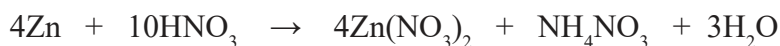
Потребен прибор и супстанции: шест зрнца цинк, шест зрнца бакар, сталка за епрувети, вкупно 12 епрувети, заштитни очила и ракавици.

Постапка: Шест епрувети се полнат до половина од волуменот со определен разреден раствор, и тоа: две со HCl ; две со H_2SO_4 и две со HNO_3 . Други шест епрувети се полнат до $1/3$ од волуменот со соодветен концентриран раствор и тоа две со HCl ; две со H_2SO_4 и две со HNO_3 . По едно парче цинк се става во три од епруветите со секоја од разредените киселини, а во другите три се става во секоја по едно парче бакар. Истата постапка се повторува и со растворите со концентрирани киселини. Реакциите со концентрираните киселини се изведуваат во дигестор.

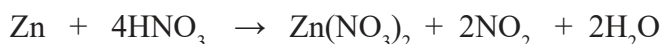
Од изведените експерименти сигурно забележа дека цинкот реагира со сите три киселини, и кога се разредени, како и кога се концентрирани. Во секоја од епруветите се ослободуваат меурчиња од гас. Во реакциите на цинкот со разредена и со концентрирана хлороводородна киселина, како и со разредена и со концентрирана сулфурна киселина, гасот што се ослободува е водород. Всушност, при овие реакции, цинкот го заменува водородот од киселината, при што се добива соодветна сол и се издвојува гасовит водород. Тоа може да се докаже ако кон отворот од епруветата при-несеме запалено чкорче, при што ќе се слушне слаб пукот. Реакциите можеме да ги претставиме со следниве равенки:



Продуктите што ќе се добијат при реакција на цинкот со разредена азотна киселина зависат од тоа колку е разредена киселината. Ако е многу разредена, се добиваат следниве продукти:



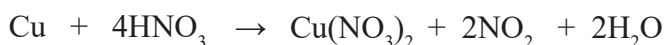
Со концентрираната азотна киселина цинкот ослободува црвено-кафеав гас. Тој гас е азот диоксид. Овој гас е отровен, па затоа реакцијата се изведува во дигестор. Равенката на реакцијата е следнава:



Од изведениот експеримент може да се заклучи дека бакарот не реагира ниту со разредена ниту со концентрирана хлороводородна киселина. Исто така, бакарот не реагира ниту со разредена сулфурна киселина. Меѓутоа, реагира со концентрирана сулфурна киселина, при што се ослободува гас сулфур диоксид. Равенката на реакцијата е следнава:



Бакарот реагира и со разредена и со концентрирана азотна киселина. Тој реагира со концентрираната азотна киселина на ист начин како што реагира и цинкот, со ослободување на отровниот гас азот диоксид. Равенката на реакцијата е следнава:



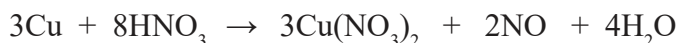
При реакција, пак, на бакарот со разредена азотна киселина се ослободува гасот азот моноксид. Равенката на реакцијата е следнава:



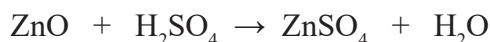
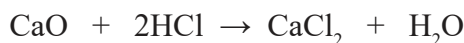
Слика 3.9. Цинкот реагира со хлороводородната киселина ослободувајќи водород.



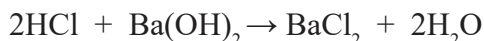
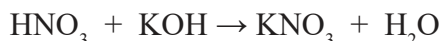
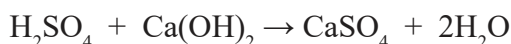
Слика 3.10. Бакарот реагира со концентрирана азотна киселина при што се ослободува азот диоксид (NO_2) кој е многу отровен гас со црвено-кафеава боја.



Освен со металите, киселините реагираат и со металните оксиди, при што се образува соодветна сол и се ослободува вода. На пример:



Кога станува збор за киселините, мора да се навратиме и на **реакцијата на неутрализација**, за која веќе стана збор кај хидроксидите. Кажавме дека реакцијата на неутрализација е реакција меѓу киселина и база при која се образува сол и вода. На пример:

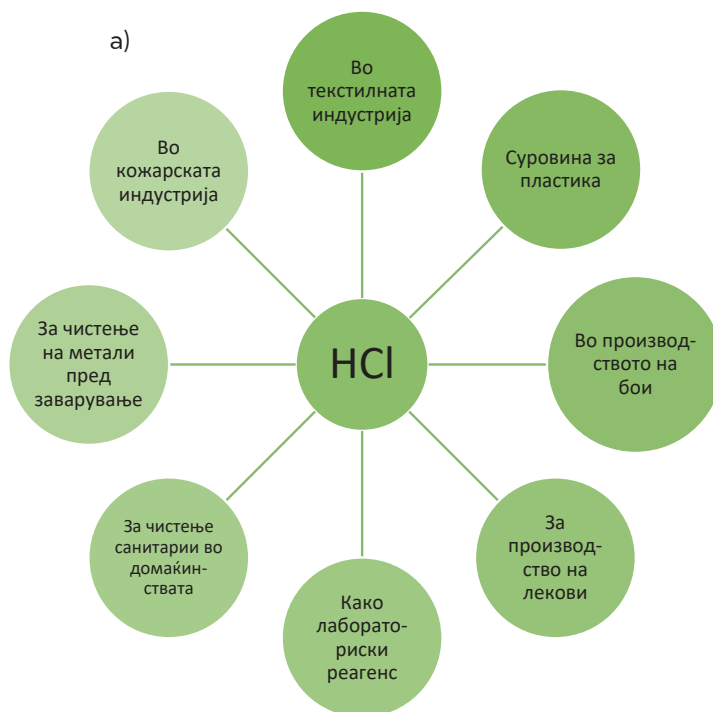


Очигледно, при реакција на неутрализација на различни киселини и бази се добиваат различни соли, но во сите реакции на неутрализација се добива вода.

Откако кажавме кои се носители на базните и на киселите својства на базите и киселините и кои честички се присутни во нивните водни раствори, можеме да кажеме дека **при реакциите на неутрализација H^+ јоните од киселината се сврзуваат со OH^- јоните од базата и образуваат вода**. Равенката на оваа реакција е:

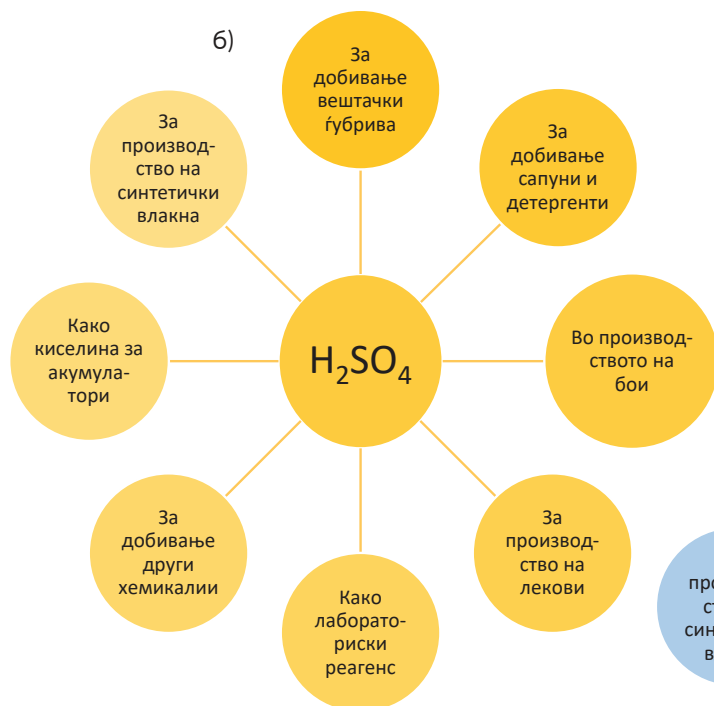


Киселините се многу важни супстанции што наоѓаат широка примена во лабораторијата, индустријата и во секојдневниот живот. Поважните примени на хлороводородната, сулфурната и азотната киселина се претставени на сликите 3.11 а), б) и в). Примената на киселините не треба да ја запомнуваш, туку само да имаш претстава колку е голема нивната важност за индустријата, експериментирањето во лабораториите и секојдневниот живот на човекот.

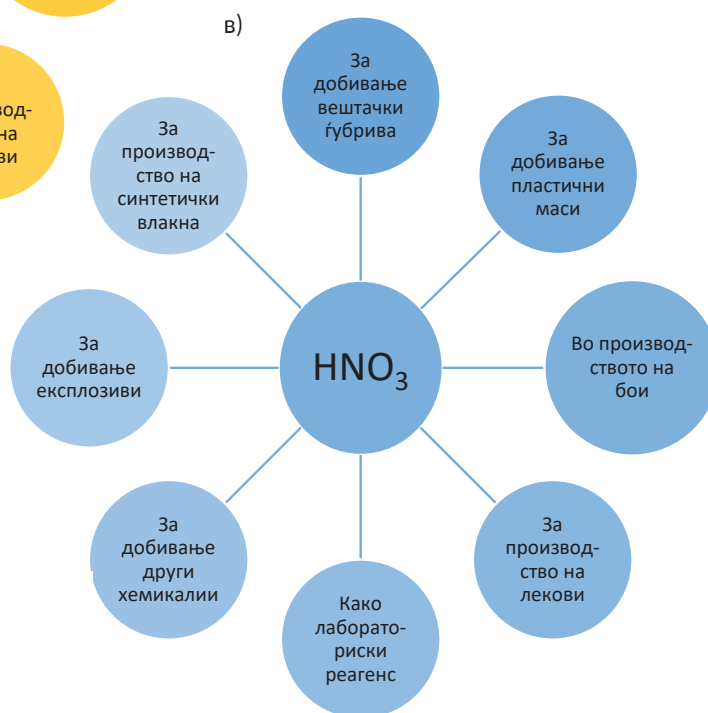


Слика 3.11 а)

Примена на: HCl во лабораторијата, индустријата и домаќинството.



Слика 3.11
б) Примена на H_2SO_4 во лабораторијата, индустријата и домаќинството.



Слика 3.11 в) Примена на: HNO_3 во лабораторијата, индустријата и домаќинството.

Киселините и животната средина

Покрај глобално затоплување за кое зборувавме претходно, загадувањето на атмосферата со неконтролирано испуштање стакленички гасови доведува до појава на т.н. **кисели дождови**. Кажавме дека ослободените гасови од индустријата и од согорувањето на фосилните горива во термоелектраните и во домаќинствата, како и издувните гасови од автомобилите, го зголемуваат нивото на јаглерод диоксид, сулфур диоксид и азотни оксиди. Овие гасови реагираат со водната пареа и дождовните капки и образуваат киселини. На пример:



При некои атмосферски услови може SO_2 да стапи во реакција со кислородот од воздухот и водната пареа и да образува сулфурна киселина.



Покрај тоа, азотните оксиди при реакција со некои честички присутни во атмосферата може да образуваат азотеста киселина и азотна киселина.

Образуваните киселини во атмосферата се раствораат во дождовницата и паѓаат на земјата. **Дождовницата што содржи растворени киселини добиени со реакција на атмосферската вода и гасовитите оксиди што се загадувачи на воздухот се нарекува кисел дожд.**

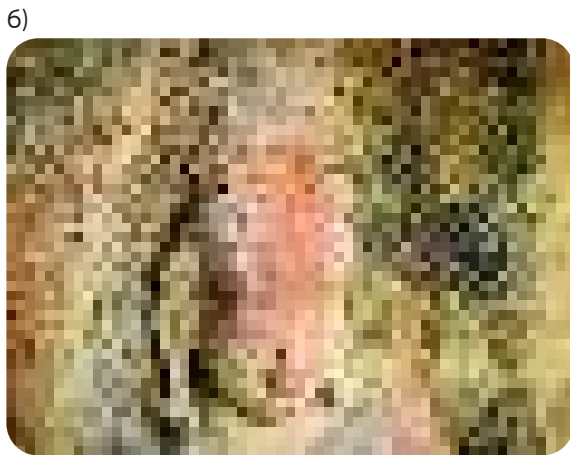
Штетните последици од киселите дождови се разнообразни и огромни. Киселите дождови го менуваат природниот хемиски состав на почвата на која паѓаат (таа станува покисела), како и на подземните води, поради што се намалуваат резервите на вода за пиење. Тие ги оштетуваат лисјата на дрвјата, а некаде и цели шуми остануваат без лисја. Поради зголемената киселост на почвата, некои растенија престануваат да виреат. Киселите дождови го менуваат и составот на потоците, реките и езерата, а поради овие промени, во водните екосистеми голем број риби и други животински видови изумираат. Покрај тоа што им нанесуваат огромни штети на екосистемите, киселите дождови предизвикуваат и економски штети, уништувајќи ги објектите и спомениците.

Друг проблем поврзан со зголемената емисија на јаглерод диоксид во воздухот и неговата способност со водата да образува киселина е појавата на закиселување (ацидификација) на морињата и океаните. Од вкупниот јаглерод диоксид создаден од човековите активности, околу 25 % се апсорбира од океанот, со што се ублажуваат ефектите од глобалното затоплување. Сепак, вишокот CO_2 го менува хемискиот баланс на морската вода, што резултира со зголемена киселост (намалување на рН-вредноста). Ова е голем проблем не само за морскиот живот туку и глобално, бидејќи во јаглеродниот циклус којшто овозможува одржување на нивото на CO_2 на Земјата, учествува и CO_2 од океаните.

Јаглерод диоксидот и морската вода реагираат со нерастворливиот калциум карбонатот во морињата и океаните, според следнава равенка:



За разлика од калциум карбонатот, добиената сол $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ е растворлива во вода. Зна-



Слика 3.12. Последици од киселите дождови: а) врз шумите; б) врз објектите.

чи, со закиселувањето на океаните се раствора калциум карбонатот. Но морските животни, како што се коралите, школките, морските ежови и др., го користат за да ги изградат своите скелети и другите тврди делови од телото. Затоа, овие видови се директно загрозувани од закиселувањето на океаните, а глобално и морските екосистеми. Во текот на 20 век е забележано намалување на рН-вредноста од 0,1, што претставува зголемување на киселоста на океанот од околу 30 %.

Се очекува киселоста на океаните двојно или тројно да се зголеми до 2100 година, со што морските екосистеми ќе се најдат во уште поголема опасност. Ова е закана и за економските активности како што се риболовот, крајбрежниот туризам итн. Поради тоа, се воведуваат законски прописи за намалување на емисијата на CO_2 и постојано се апелира на развивање на свеста на секој поединец за личната одговорност за ова прашање.

Прашања и задачи

1. Наведи неколку примери на кислородни и на бескислородни киселини.
2. Именувај ги следниве киселини: а) H_2Se ; б) HIO_3 ; в) H_3SbS_3 ; г) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$; д) H_4SiO_4
3. Напиши ги формулите на следниве киселини: а) селенова киселина; б) телуроводородна киселина; в) хипоброместа киселина; г) дифосфорна киселина; д) тетратиоарсенова киселина.
4. Именувај ги киселинските остатоци на: а) метасилициумова киселина; б) јодеста киселина; в) селеноводородна киселина; г) дисулфуреста киселина; д) хипоброместа киселина.
5. Кои од следниве киселини не можат да образуваат дикиселини?
а) сулфурна киселина; б) арсенова киселина; в) азотна киселина; г) сулфуроводородна киселина; д) селенова киселина; е) хипохлореста киселина.
6. Поврзи го името на секоја од дадените киселини со името на нејзиниот анјон:

бромна киселина	борат
јодоводородна киселина	селенат
арсенеста киселина	карбонат
борна киселина	арсенит
јаглеродна киселина	бромат
азотеста киселина	јодид
селенова киселина	јодат
јодна киселина	нитрит
7. Напиши израмнети равенки на реакциите меѓу: а) H_2 и Br_2 ; б) N_2O_5 и H_2O ; в) Na_2S и HCl .
8. Кој гас се издвојува при реакција на магнезиум со сулфурна киселина? Напиши израмнета равенка на реакцијата.
9. Напиши ја израмнетата равенка на реакцијата меѓу бакар и концентрирана азотна киселина.

10. Напиши израмнети равенки на реакциите меѓу: а) железо и хлороводородна киселина; б) алуминиум и сулфурна киселина; в) сребро и концентрирана сулфурна киселина.
11. Која/-и од овие три киселини може да се пренесува во бакарни цистерни: а) HNO_3 ; б) HCl ; в) H_2SO_4 ? Објасни зошто!
12. Напиши израмнети равенки на реакциите меѓу: а) кобалт(III) оксид и сулфуреста киселина; б) литиум оксид и јодоводородна киселина; в) бакар(II) оксид и пербромна киселина.
13. Напиши израмнети равенки на реакции на неутрализација меѓу: а) јодоводородна киселина и калциум хидроксид; б) сулфурна киселина и калиум хидроксид; в) азотна киселина и бариум хидроксид; г) хлороводородна киселина и цезиум хидроксид.
14. Киселите дождови ја зголемуваат киселоста на почвата, поради што некои растенија послабо се развиваат или престануваат да виреат. Предложи начини за ублажување или за надминување на овој проблем. Наброј најмалку три супстанции што би ги применил за зголемување на рН-вредноста на почвата.

Истражувај!

1. Концентрираните неоргански киселини, како што се HCl , H_2SO_4 , HNO_3 и други, се силно корозивни супстанции. Азотната киселина ги разорува пластичните материјали, а смесата од концентрирана азотна и сулфурна киселина го разорува дури и тефлонот. Изведи експерименти со кои ќе провериш дали пластиката се раствора во разредена хлороводородна киселина и во разредена сулфурна киселина и изведи заклучок. Најди информации за тоа дали концентрираната сулфурна киселина ги разорува предметите направени од пластика.
2. Во една индустриска зона, фабриките испуштаат отпадни води во блиската река, за кои локалните жители претпоставуваат дека содржат сулфурна киселина. Тие се загрижени за загадувањето на реката и штетното влијание врз живиот свет. Како би можеле да се испитаат овие отпадни води во однос на нивната киселост и кои мерки треба да се преземат за да се зачува екосистемот?
3. Истражувај на тема: „Киселите дождови како причинители за уништување на шумите“. Собери податоци од различни извори за тоа како киселите дождови влијаат врз уништување на шумите и какви се последиците од нивното уништување. Од собраните податоци подготви презентација и предложи мерки за ублажување на овој проблем.
4. Научниците докажале дека поради закиселувањето на океаните, некои видови алги создаваат повеќе токсини во морската вода. Истражи за кои видови алги станува збор, какви токсини испуштаат во морската вода и какви се последиците од тоа врз другите живи организми во морскиот свет.

3.4. СОЛИ

Потсети се!

- Што содржат сите соли во својот состав?
- Што се добива при реакција на неутрализација?
- Што се добива при реакција на метал и киселина?
- Поим и поделба на солите

Солите ја сочинуваат најголемата и најзастапена група неоргански соединенија во секојдневниот живот на човекот и во индустријата. За нив веќе имаш основни познавања од основното образование, како и од претходните содржини во овој учебник, а овде ќе ги дополниме и ќе ги прошириме знаењата за солите со нови поими и содржини.

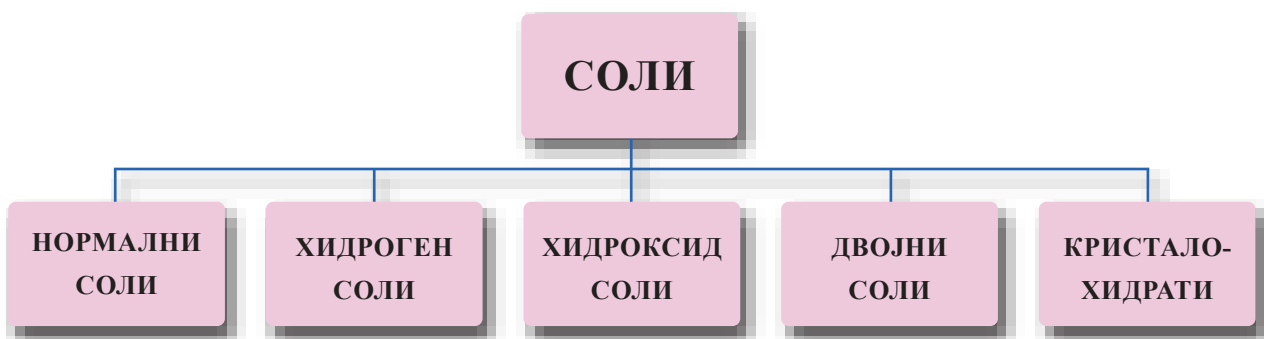
Кажавме дека неорганските соединенија се поделени на оксиди, хидроксиди, киселини и соли, главно, врз основа на нивниот состав. Ако го разгледаме составот на различните соли со кои досега се сретнавме, лесно ќе изведеме заклучок дека неорганските соли се состојат од метал или од амониум група ($-\text{NH}_4$) и киселински остаток.

Имајќи го предвид сето ова, можеме да кажеме дека **солите се соединенија што се состојат од метал (или амониум група) и киселински остаток.**

Солите може да се поделат на различни начини, но сепак, и поделбата се базира врз нивниот состав (слика 3.13). Ако солите ги разгледуваме како соединенија кај кои водородните атоми од киселината се заменуваат со атоми на метал, тогаш нив може да ги поделиме на т.н. **нормални соли** и **хидроген соли**. Освен овие соли постојат и други видови соли.

- **Нормални соли** се оние што се добиваат кога **сите водородни атоми од киселината ќе се заменат со атоми на метал**. Кај ваквите соли во киселинскиот остаток нема водород. Примери за нормални соли се: NaCl , CaCO_3 , K_2S , CuSO_4 , NH_4NO_3 , и многу други. Нормалните соли што содржат два елемента се викаат **бинарни соли** (на пример, NaCl , CuS , KBr и други).
- **Хидроген соли** се оние што **во киселинскиот остаток содржат еден или повеќе водородни атоми**. Примери за хидроген соли се: NaHCO_3 , $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, KHSO_4 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{HS})_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и други.
- Постојат и **т.н. хидроксид соли**. Овие соли **во својот состав содржат хидроксидна/-и група/-и**. Такви соли се, на пример: $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и други.
- Понекогаш во составот на солите може да влегуваат два различни метала (т.е. катјони) или два различни киселински остатока (анјони). Ваквите соли се нарекуваат **двојни** или **мешани соли**. Мешани соли се, на пример: KNaSO_4 , $\text{CaCl}(\text{ClO})$, $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$, и други. Постојат и тројни соли, Иако многу ретко се сретнуваат, постојат и **тројни соли**, со три различни катјони или анјони, како на пример: AlCaNaF_6 .

- Голем број соли што се добиваат од водни раствори во својата формулна единка содржат една или повеќе молекули вода. Ваквите соли се нарекуваат **кристалохидрати**. Има многу примери за кристалохидрати. Еве неколку: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и други.



Слика 3.13. Поделба на солите.

Номенклатура на солите

Општо правило е дека имињата на солите се образуваат од името на металот и името на киселинскиот остаток. Доколку металот има променлива валентност, таа се запишува во мала заграда со римски број, слеано со името на металот. Ова правило е доволно за да се именуваат нормалните соли. Но за другите видови соли има дополнителни правила.

Според истите општи правила се образуваат **имињата на хидроген солите**, со таа разлика што во името на киселинскиот остаток како префикс се додава зборот „**хидроген**“. Ако во киселинскиот остаток има повеќе од еден водороден атом, бројот на водородни атоми се означува со префикс на грчки јазик (ди, три) пред зборот хидроген.

Имињата на **хидроксид солите** се образуваат со додавање на зборот „**хидроксид**“, а бројот на хидроксидни групи исто така се нагласува со префикси. Во овие соли постојат два различни анјона (хидроксиден анјон и анјон на киселинскиот остаток), па затоа секој од нив се пишува одделно.

Во формулите на **двојните соли** катјоните и анјоните се запишуваат по абecedен ред, но се именуваат по азбучен ред.

Имињата на **кристалохидратите** се образуваат така што по името на безводната сол, на грчки се кажува бројот на молекули вода и кон него се додава зборот „**хидрат**“.

Во табела 3.8. се дадени примери за номенклатура на видовите соли за кои стана збор.

Табела 3.8. Примери за формули и имиња на различни видови соли.

СОЛИ			
Формула	Име	Формула	Име
Нормални соли			
Fe_2S_3	железо(III) сулфид	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	манган(II) нитрат
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	амониум карбонат	$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$	алуминиум сулфит
$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$	магнезиум перхлорат	$\text{Cr}(\text{ClO})_3$	хром(III) хипохлорит
Na_2SiO_3	натриум метасиликат	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	калиум дихромат
NiS_2O_3	никел(II) тиосулфат	$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$	кобалт(II) фосфат
Хидроген соли			
$\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$	бариум хидрогенкарбонат	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	амониум дихидрогенфосфат
$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$	железо(III) хидрогенфосфат	$\text{Cu}(\text{HS})_2$	бакар(II) хидрогенсулфид
KHSO_4	калиум хидрогенсулфат	$\text{Cr}(\text{HSeO}_4)_3$	хром(III) хидрогенселенат
Хидроксид соли			
$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$	калциум хидроксид хлорид		
$\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$	магнезиум хидроксид бромид		
$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$	бизмут(III) дихидроксид хлорид		
Двојни соли			
KNaSO_4	калиум натриум сулфат	$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	калциум магнезиум карбонат
MgNH_4PO_4	амониум магнезиум фосфат	$\text{BaNi}_2(\text{PO}_4)_2$	бариум никел(II) фосфат
$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$	калциум хипохлорит хлорид	CoNH_4PO_4	амониум кобалт(II) фосфат
Кристалохидрати			
$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	калциум хлорид дихидрат		
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	железо(II) сулфат хептахидрат		
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	натриум карбонат декахидрат		
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	кобалт(II) нитрат хексахидрат		
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	натриум тиосулфат пентахидрат		
$\text{K}_2\text{Ni}(\text{SeO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	калиум никел(II) селенат хексахидрат		
$\text{Al}(\text{NH}_4)(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	амониум алуминиум сулфат додекахидрат		

Освен овие правила, за да можеме да составиме формула на некоја сол според даденото име, како и точно да ја именуваме солта според дадената формула, треба да ги знаеме валентноста на металот и на киселинскиот остаток. Валентноста на киселинскиот остаток зависи од тоа со колку едновалентни водородни атоми е сврзан во соодветната киселина. Но кога станува збор за хидроген соли, водородот е дел од киселинскиот остаток. Затоа, валентноста на киселинските остатоци на хидроген солите се определува врз основа на бројот на заменети водородни атоми од киселината. Во табела 3.9 се дадени поважните киселини, киселинските остатоци и нивните валентности.

Табела 3.9. Поважни киселини, нивните киселински остатоци и валентностите на киселинските остатоци.

Име на киселината	Киселински остаток	Валентност на киселинскиот остаток
флуороводородна киселина (HF)	флуорид (F^-)	едновалентен
хлороводородна киселина (HCl)	хлорид (Cl^-)	едновалентен
бромоводородна киселина (HBr)	бромид (Br^-)	едновалентен
јодоводородна киселина (HI)	јодид (I^-)	едновалентен
сулфуроводородна киселина (H_2S)	хидрогенсулфид (HS^-) сулфид (S^{2-})	едновалентен двовалентен
јаглеродна киселина (H_2CO_3)	хидрогенкарбонат (HCO_3^-) карбонат (CO_3^{2-})	едновалентен двовалентен
азотна киселина (HNO_3)	нитрат (NO_3^-)	едновалентен
азотеста киселина (HNO_2)	нитрит (NO_2^-)	едновалентен
сулфурна киселина (H_2SO_4)	хидрогенсулфат (HSO_4^-) сулфат (SO_4^{2-})	едновалентен двовалентен
сулфуреста киселина (H_2SO_3)	хидрогенсулфит (HSO_3^-) сулфит (SO_3^{2-})	едновалентен двовалентен
фосфорна киселина (H_3PO_4)	дихидрогенфосфат ($H_2PO_4^-$) хидрогенфосфат (HPO_4^{2-}) фосфат (PO_4^{3-})	едновалентен двовалентен тривалентен

Забелешка: Постои и фосфореста киселина (H_3PO_3), но иако содржи три водородни атоми, таа не образува тривалентен киселински остаток. Затоа, овде нема да ги разгледуваме нејзините соли.

Именувањето на солите врз основа на дадена формула и составувањето формула на сол врз основа на познато име, ќе го разгледаме на неколку примери.

Решен пример 3. 8.

Именувај ги следниве соли: а) $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$; б) $\text{Cr}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_3$; в) $\text{Cu}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$; г) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Решение:

- а) Ова е нормална сол на фосфорната киселина (H_3PO_4), што значи киселинскиот остаток (PO_4^{3-}) е тривалентен. За точно да ја именувеме солта, мора да ја определиме валентноста на кобалтот во оваа сол. Производот од валентноста на кобалтот (која ќе ја означиме со x) и бројот на атоми на кобалтот мора да е еднаков со производот од валентност на фосфатната група и бројот на фосфатни групи.

$$\overset{x}{\text{Co}}_3(\overset{\text{III}}{\text{PO}}_4)_2$$

$$x \cdot 3 = 3 \cdot 2 \Rightarrow x = 2$$

Според тоа, солта $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$ ќе ја именувеме **кобалт(II) фосфат**.

- б) Во овој пример станува збор за хидроген сол на арсенова киселина. Формулата на арсенова киселина е H_3AsO_4 , па според тоа, киселинскиот остаток (H_2AsO_4^-) е едновалентен. Бидејќи содржи два водородни атома, овој киселински остаток се нарекува дихидрогенарсенат. Валентноста на хромот ќе ја определиме според правилото наведено во претходниот пример. Очигледно, таа изнесува три. Значи, името на солта $\text{Cr}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_3$ е **хром(III) дихидрогенарсенат**.

- в) Солта $\text{Cu}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ е двојна сол. Знаеме дека валентноста на амониум групата е еден, а валентноста на сулфатната група е два. За да ја именувеме солта, треба да ја определиме валентноста на бакарот. Во формулата на солта има две сулфатни групи, што значи производот од валентноста на сулфатната група и бројот на сулфатни групи е четири. Овој број треба да се еднаков на збирот од производот од валентноста на бакарот (ќе ја означиме со x) и бројот на атоми бакар и производот од валентноста на амониум групата по бројот на амониум групи.

$$\overset{x}{\text{Cu}}(\overset{\text{I}}{\text{NH}}_4)_2(\overset{\text{II}}{\text{SO}}_4)_2$$

$$x \cdot 1 + 1 \cdot 2 = 2 \cdot 2 \Rightarrow x = 2$$

Значи, името на солта $\text{Cu}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ е **амониум бакар(II) сулфат**. Вообичаено, при читање на имињата тие се наведуваат по азбучен ред. Но името се смета за точно ако врз основа на него може да се состави точна формула на соединението.

- г) Солта $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ е кристалохидрат. За точно да ја именувеме солта, треба да ја најдеме валентноста на железото во оваа сол. Тоа ќе го направиме според правилото наведено во примерот под а), а потоа кон името на безводната сол ќе го додадеме зборот „хепта“ (за седум молекули вода во формулната единка) и слеано со него зборот „хидрат“. Валентноста на железото е:

$$\overset{x}{\text{Fe}}_2(\overset{\text{II}}{\text{SO}}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

$$x \cdot 2 = 2 \cdot 3 \Rightarrow x = 3$$

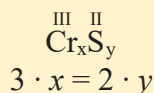
Според тоа, името на солта $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ е **железо(III) сулфат хептахидрат**.

Решен пример 3. 9.

Состави ги формулите на следниве соли: а) хром(III) сулфид; б) рубидиум хидрогенфосфат; в) амониум никел(II) борат; г) манган(II) нитрат хексахидрат.

Решение:

а) Името на киселинскиот остаток завршува на -ид, што значи дека тоа е сол на бескислородната киселина на сулфурот, H_2S . Во името на киселинскиот остаток го нема зборот „хидроген“, што значи станува збор за нормална сол. Киселинскиот остаток е двовалентен. Валентноста, пак, на хромот во оваа сол е III (таа е дадена во заградата до името на металот). Производот од валентноста и индексот на металот (x) мора да биде еднаков на производот од валентноста на киселинскиот остаток и неговиот индекс во формулата (y).

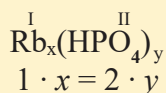


Бидејќи не ни се познати индексите ниту за хромот ниту за сулфурот, ќе побараме НЗС од нивните валентности. За 3 и за 2, НЗС е 6. Оттука,

$$6 : 3 = 2 \quad \text{и} \quad 6 : 2 = 3$$

Значи, индексот за хромот е 2, а за сулфурот е 3. Според тоа, формулата на хром(III) сулфид е Cr_2S_3 .

б) Во овој пример станува збор за хидроген сол на фосфорна киселина со рубидиум. Рубидиумот има постојана валентност, која изнесува еден. Киселинскиот остаток, именуван како хидрогенфосфат, е двовалентен. Индексите на рубидиумот и на хидрогенфосфатниот анјон ќе ги определиме според начинот даден во претходниот пример.



Очигледно, индексот за рубидиумот е 2, а за хидрогенфосфатната група е 1, па оттука формулата на рубидиум хидрогенфосфат е Rb_2HPO_4 .

в) Солта амониум никел(II) борат е двојна сол. Според името на соединението, валентноста на никелот е два, а на амониум групата секогаш е еден, па оттука збирот на нивните валентности е три. Името на киселинскиот остаток е борат, што значи дека станува збор за нормална сол на борна киселина, H_3BO_3 . Според тоа, киселинскиот остаток е тривалентен. Значи, збирот на валентностите на амониум групата и на никелот е еднаква со валентноста на киселинскиот остаток, па според тоа, формулата на оваа сол е: NH_4NiBO_3 .

г) Во овој пример станува збор за кристалохидрат на манган(II) нитрат. Од името на солта може да се заклучи дека манганот е двовалентен, а знаејќи дека нитратната група е едновалентна, формулата на безводната сол е $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$. Во името е кажано дека оваа сол кристализира со шест молекули вода во една формулна единка од солта, па оттука формулата на оваа сол е: $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Добивање соли

Со неколку начини за добивање соли веќе се запознавме кога зборувавме за својствата на оксидите, хидроксидите и киселините. Покрај тоа, со некои од начините за добивање соли се добиваат и соединенија од другите групи. Реакциите при кои се добиваат соли, а со кои се запознавме, се дадени подолу:

1. оксид на метал + киселина → сол + вода



2. оксид на неметал + база → сол + вода



3. оксид на метал + оксид на неметал → сол



4. база + киселина → сол + вода (реакција на неутрализација)



5. сол(1) + база(1) → база(2) + сол(2)



6. метал + киселина → сол + водород



7. сол(1) + киселина(1) → сол(2) + киселина(2)



Постојат уште неколку начини за добивање соли, како на пример:

8. метал + неметал → сол

9. сол(1) + сол(2) → сол(3) + сол(4)

10. метал(1) + сол(1) → метал(2) + сол(2)

Со овие начини за добивање соли ќе се запознаеме низ следниве експерименти.

Експеримент 3.12.

Реакција меѓу метал и неметал

Потребен прибор и супстанции: дигитална вага, лажички, голема епрувета, метален статив, гасен пламеник, аванче со толчник, железо во прав, сулфур во прав, заштитни очила, ракавици.

Постапка: На дигитална вага се мерат 0,5 g сулфур во прав и 0,9 g железо во прав. Двете супстанции внимателно се мешаат и се претураат во голема епрувета. Епруветата се поставува на метален статив и внимателно се загрева на пламен до усвитување. До-биената содржина во епруветата се истура во аванче и се толчи со толчник. Потоа кон неа се приближува магнет.

При реакција на метал со неметал се добиваат соли на бескислородни киселини. Во овој експеримент железото се соединува со сулфурот и образува железо(II) сулфид. Доказ дека навистина железото изреагирало е тоа што добиената супстанца не покажува магнетни својства какви што има железото. Равенката на реакцијата е следнава:



Експеримент 3.13.

Реакција меѓу раствори на две соли

Потребен прибор и супстанции: епрувети, пипети, раствори од амониум сулфид, кобалт(II) хлорид, олово(II) нитрат и калиум јодид, заштитни очила и ракавици.

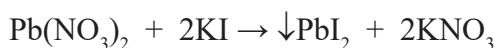
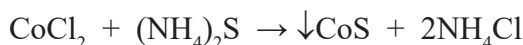
Постапка: а) Во епрувета се става раствор од кобалт(II) хлорид. Потоа внимателно се додава раствор од амониум сулфид. Што се забележува?

б) Во епрувета се става раствор од олово(II) нитрат. Потоа во епруветата се додава раствор од калиум јодид. Што се забележува?



Таложeње на олово(II) јодид

При реакциите меѓу раствори на две соли се добиваат други две соли, од кои едната е тешко растворлива во вода. Во првиот од овие експерименти се добива црн талог од кобалт(II) сулфид, а во вториот експеримент се добива жолт талог од олово(II) јодид. Равенките на реакциите се следниве:



Ако внимателно се разгледаат равенките на овие реакции, може да се воочи дека двете соли си ги замениле киселинските остатоци. Затоа ваквите реакции се нарекуваат реакции на двојна замена.

Уште во основното образование научи дека некои метали внесени во раствор на некоја сол на метал може да реагираат со солта. Притоа се образува сол на внесениот метал, а се издвојува другиот метал. Кои метали може да реагираат со кои соли, како што учеше, зависи од нивната реактивност, но за вистинските причини ќе учиш понатаму. Овој начин на добивање соли ќе го разгледаме преку следниов експеримент:

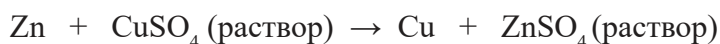
Експеримент 3.14.

Реакција меѓу метал и раствор на сол

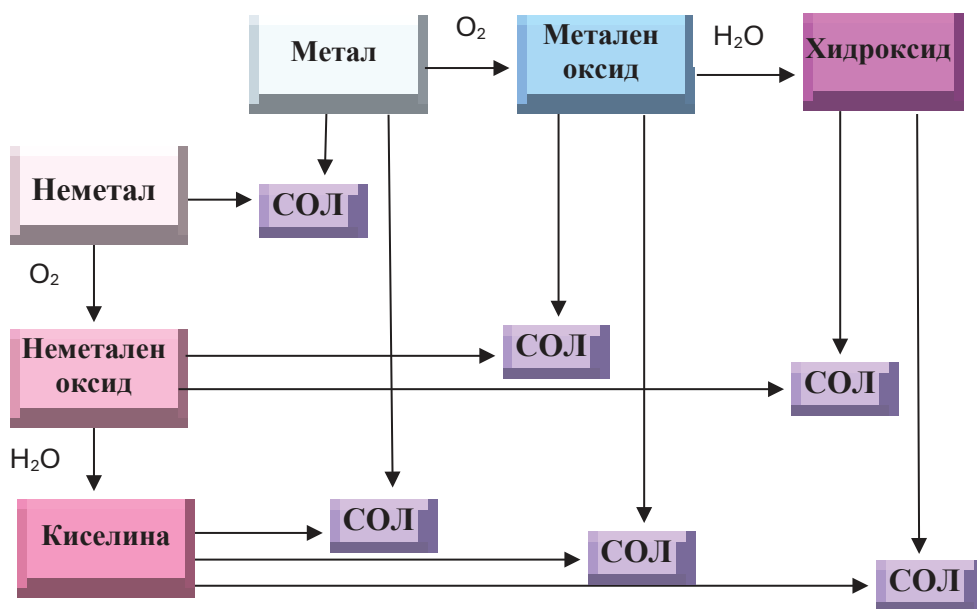
Потребен прибор и супстанции: лабораториска чаша, раствор на бакар(II) сулфат, цинкова плочка, ракавици и заштитни очила.

Постапка: Во лабораториска чаша се става раствор од бакар(II) сулфат. Потоа во растворот се става цинкова плочка. Какви промени се случуваат? Што се забележува?

Кога цинковата плочка ќе се стави во растворот од бакар(II) сулфат, бојата на растворот почнува да избледува, а ако се остави реакцијата да тече подолго време, растворот целосно ќе се обезбои. Истовремено на површината на цинковата плочка почнува да се издвојува темен талог. Всушност, ова е т.н. реакција на замена, при која цинкот го заменува бакарот во неговата сол, а се ослободува елементарен бакар. Растворот на цинк сулфат е безбоен, а растворот на бакар(II) сулфат, кој е сино обоен, постепено се обезбојува. Издвоениот црн талог е аморфен бакар. Значи, за оваа реакција можеме да ја напишеме следнава равенка:



Различните начини за добивање соли, како и врските меѓу главните групи неоргански соединенија, шематски се претставени на слика 3.14.



Слика 3.14. Шематски приказ на врските меѓу главните групи неоргански соединенија.

Својства на солите

За разлика од хидроксидите и од киселините, својствата на солите се многу разнообразни.

Најголем број соли се јонски градени супстанции и затоа голем дел од нив се растворливи во вода. Сите нитрати се растворливи во вода, како и амониум солите и солите на натриум и калиум. Соли што се слабо растворливи во вода се некои хлориди (на пример, PbCl_2 , AgCl и др.); некои бромиди и јодиди (на пример, AgBr , AgI , PbI_2 и др.); некои сулфати (на пример, CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 и др.); некои карбонати (на пример, CaCO_3 , SrCO_3 , BaCO_3 , PbCO_3 и др.); некои фосфати (на пример, FePO_4 , AlPO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и др.), хромати (на пример, PbCrO_4) и други.



Слика 3.15. Олово(II) хромат е слабо растворлива сол во вода, која се користи како жолт пигмент во сликарството.

Што се однесува до хемиските својства, тие веќе ги разгледавме кај реакциите за добивање соли, вклучително и со експериментите. Тоа се, всушност, оние реакции во кои реактант е една сол, а при реакцијата се добива друга сол. Ако ги сумираме овие реакции, можеме да кажеме дека солите стапуваат во реакции со: бази, киселини, соли и метали.

За да го утврдиш тоа што го учеше за четирите групи неоргански соединенија и за врските меѓу нив, разгледај ја следнава задача и одговори на поставените прашања.

Задача:

Бакарот е метал што наоѓа голема примена во секојдневниот живот, пред сè, како спроводник на електрицитет и топлина, во градежништвото, за изработка на легури што наоѓаат соодветна примена итн. Тој влегува и во состав на постројките од обновливите извори на енергија, а претставува трет метал (по железото и алуминиумот) што индустриски се рециклира. Бакарот наоѓа промена и во лабораториската практика, а исто така, може и лабораториски да се рециклира со серија од пет реакции, кои со заедничко име се нарекуваат бакарен круг (циклус). На следнава слика е даден шематски приказ за лабораториското рециклирање на бакарот во пет чекори.



Врз основа на овој приказ, одговори на следниве прашања:

1. Кој гас се ослободува во првиот чекор од овој циклус?
2. Каков хидроксид е $\text{Cu}(\text{OH})_2$ во поглед на неговата растворливост во вода?

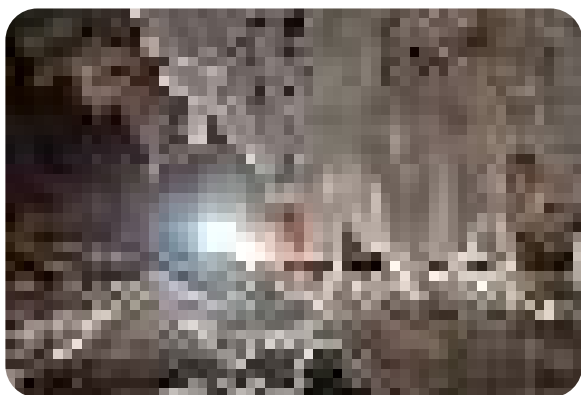
Во четвртиот чекор од овој циклус, при реакцијата на CuO со H_2SO_4 , во растворот останува неизреагирана H_2SO_4 .

3. Кој гас се ослободува кога во петтиот чекор од циклусот ќе се додаде цинк кон бакар(II) сулфат и сулфурна киселина?
4. Во кој вид реакции спаѓа реакцијата меѓу растворот од бакар(II) сулфат и цинк?
5. Како се менува бојата на растворот во текот на реакцијата во петтиот чекор?

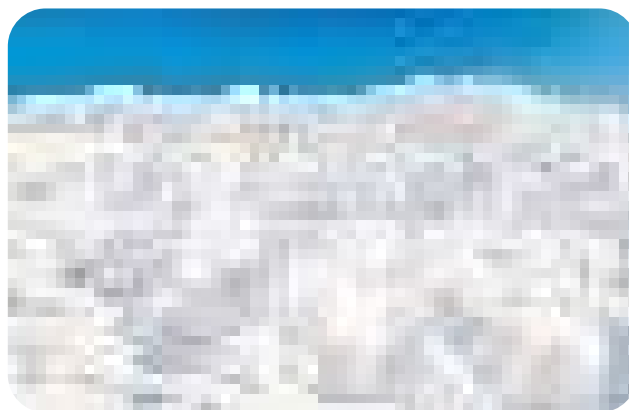
Вишокот од цинкот во петтиот чекор се отстранува со додавање HCl .

6. Зашто се користи HCl за отстранување на вишокот од цинк, а не, на пример, азотна или сулфурна киселина?
7. Напиши израмнети равенки за реакциите во сите пет чекори.

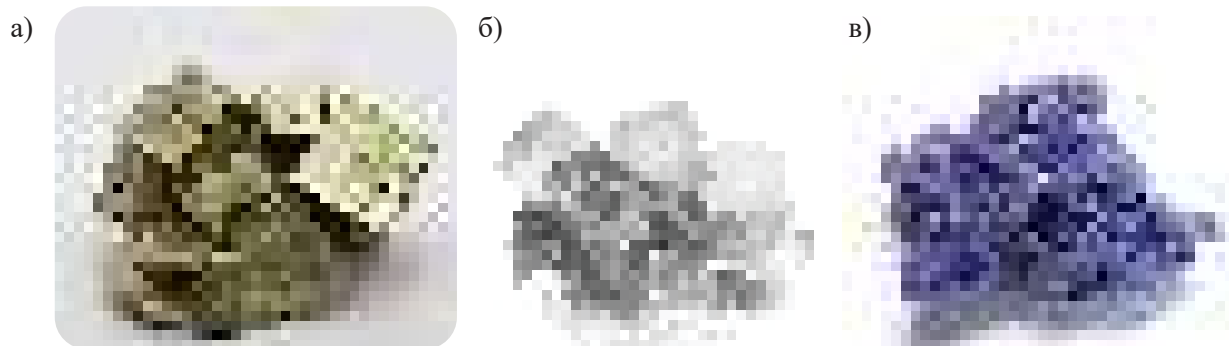
Солите се најмногубројна група неоргански соединенија и затоа често се среќаваат во природата како минерали. Едни од најзастапените соли во природата се натриум хлоридот и калциум карбонатот. Во природата натриум хлоридот го има растворен во морската вода, а се среќава и како минерал халит во наоѓалишта над и под земјата. Од калциум карбонат, познат како варовник, се состојат голем број карпи, па дури има и цели планини од варовник.



Слика 3.16. Рудник на халит (натриум хлорид).

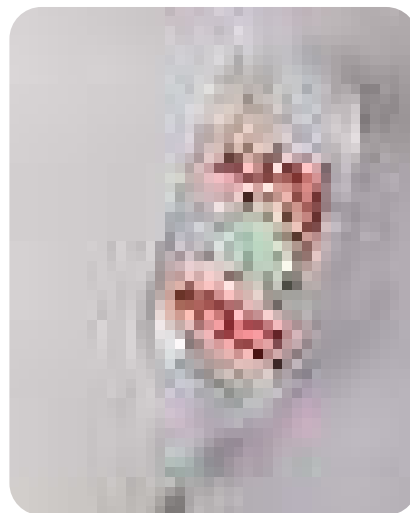


Слика 3.17. Карпа од варовник.



Слика 3.18. Минерали од соли на метали: а) пирит, FeS_2 ; б) азурит, CuCO_3 ; в) халит, NaCl .

Солите имаат разновидна и голема примена во индустријата, земјоделството, фармацијата, медицината, но и во секојдневниот живот на човекот. Една од најважните соли сигурно е натриум хлорид, позната под името готварска сол. Поради тоа што е лесно достапна и евтина супстанца, натриум хлоридот се употребува како важна суровина во хемиската индустрија. Од него се добива натриум, хлор, натриум хидроксид, натриум карбонат, хлороводородна киселина и др. Натриум хлоридот е неопходна супстанца за нормално функционирање на живите организми, па затоа ја внесуваме со исхраната. Во медицината се употребува како раствор познат под името физиолошки раствор.



Слика 3.19. Физиолошкиот раствор е 0,9 % раствор на натриум хлорид во вода.

Во секојдневниот живот честопати се среќаваме со натриум хидрогенкарбонат (NaHCO_3), сода бикарбона. Оваа сол претставува бела кристална супстанца што на зголемена температура се разложува со ослободување јаглерод диоксид. Токму поради ова својство натриум хидрогенкарбонатот се употребува за производство на прашок за печиво што се користи за нараснување на тестото во домаќинството и во пекарската индустрија.

Во табела 3.10. се дадени некои поважни соли и нивната примена. Податоците се од информативен карактер.

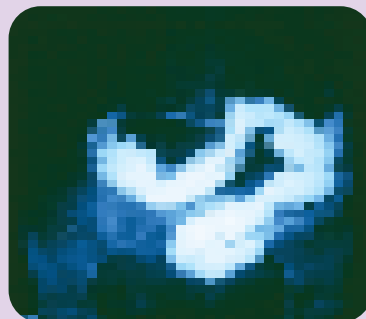
Табела 3.10. Поважни соли и нивна примена.

Сол	Примена
NaCl , натриум хлорид (готварска сол)	во исхраната како зачин; за физиолошки раствор во медицината; за производство на HCl , хлор и NaOH , итн.
NaHCO_3 , натриум хидрогенкарбонат (сода бикарбона)	во домаќинството како прашок за печиво.
Na_2CO_3 , натриум карбонат	за производство на стакло; за омекнување на водата; за производство на прашоци за перење, итн.
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (горка сол) магнезиум сулфат хептахидрат	во медицината како лаксатив и за разни тоници за нега на тело.
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, амониум сулфат	компонента во вештачките ѓубрива.
NH_4NO_3 , амониум нитрат	компонента во вештачките ѓубрива.
KNO_3 , калиум нитрат	компонента во вештачките ѓубрива; во производството на експлозиви.
SnF_2 , калај(II) флуорид	додаток во пастите за заби.
CaCO_3 , калциум карбонат (варовник)	во производството на цемент; во производството на стакло; во градежништвото; во вајарството, итн.
CaCl_2 , калциум хлорид	средство за сушење (дехидратациско средство)
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, (гипс) калциум сулфат дихидрат	во градежништвото за добивање цемент; за производство на гипсени плочи; во медицината за имобилизација на повредени екстремитети; за добивање сулфур и сулфурна киселина, итн.
AgBr , сребро бромид	за добивање фотографски филмови
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, бакар(II) сулфат пентахидрат (син камен)	во земјоделството за заштита на лозјата од штетници; во текстилната индустрија за боење на ткаенините; за нанесување бакар врз метални предмети (побакарување) и др.

Дознај повеќе!

БАРИУМ СУЛФАТ И РЕНДГЕНСКО СНИМАЊЕ НА СТОМАКОТ

Можеби сте слушнале дека при рендгенско снимање на органите за варење, пациентите најпрво мора да испијат т.н. бариумова каша. Што е тоа „бариумова каша“ и која е нејзината улога при снимањето? Како може да се пие какво било соединение на бариумот кога се знае дека бариумот и неговите соединенија се екстремно отровни?



Бариумова каша е смеса од вода, натриум сулфат и бариум сулфат. Најважната компонента од оваа смеса е бариум сулфатот. Неговата улога се состои во тоа што бариум сулфатот не ги пропушта рендгенските зраци, па затоа може да се направи снимка на желудникот и на цревата. Бариумот и неговите соединенија се екстремно отровни, но сепак бариумовата каша е сосема безбедна за здравјето на човекот. Имено, станува збор за тоа што бариум сулфатот е речиси целосно нерастворлив во вода, а во присуство на натриум сулфат неговата растворливост е уште помала. Покрај тоа, тој не реагира ни со хлороводородната киселина во желудникот, така што сосема непроменет може да помина низ органите за варење. При употребата на оваа метода, дури и штетното дејство на рендгенските зраци е минимизирано.

Прашања и задачи

- Класифицирај ги следниве соли во групи според составот: Cu_2S ; NaH_2AsO_4 ; $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{Co}(\text{ClO}_3)_3$; $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$; PbCr_2O_7 ; KNaSO_4 ; $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; NH_4ClO_4 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Sn}(\text{OH})\text{Br}$; $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$. Класификацијата претстави ја табеларно, а во неа внеси ги формулите и имињата на овие соли.
- Напиши формули на најмалку три амониумови соли и именувај ги!
- Состави ги формулите на следниве соли: а) бариум хромат; б) алуминиум флуорид; в) бакар(II) хидроксид бромид; г) натриум хидрогенантимонит; д) калциум пербромат; е) железо(II) сулфат хептахидрат; ж) манган(III) фосфат монохидрат; з) калај(IV) сулфид; с) натриум нитрит; д) олово(II) хлорид.
- Именувај ги следниве соли: а) Li_2CO_3 ; б) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$; г) Rb_2CrO_4 ; д) KNaCO_3 ; е) $(\text{NH}_4)\text{Cr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; ж) As_2S_3 ; з) HgI_2 ; с) $\text{Cd}(\text{BrO}_4)_2$; д) $(\text{NH}_4)\text{CaPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- Напиши израмнети равенки за следниве реакции: а) кадмиум хлорид и сулфуроводородна киселина; б) бакар(II) нитрат и бариум хидроксид; в) цинк и раствор од сребро нитрат; г) бакар и хлор; д) олово(II) нитрат и натриум сулфат; е) никел(II) сулфат и калиум сулфид; ж) бариум хлорид и амониум карбонат; з) арсен(III) хлорид и натриум сулфид;

Истражувај!

1. Двојните сулфати додекахидрати на едновалентен и тривалентен катјон $M^I M^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ се нарекуваат стипси. Алуминиумот гради повеќе стипси, а една од нив е стипсата со калиум. Калиум алуминиумовата стипса наоѓа примена во медицината за запирање на крвавењето, а исто така и во кожарската индустрија за штавење кожа. Таа може да се добие во лабораториски услови, тргнувајќи од алуминиумски отпадоци. Изработи проект за добивање калиум алуминиумова стипса од алуминиумски отпадоци. Најди литературни податоци за оваа постапка, собери алуминиумски отпадоци и изведи го експериментот, со преземени мерки за претпазливост. Напиши ги равенките на реакциите.
2. Во една област позната по високиот принос на земјоделски производи, земјоделците забележале дека приносот на нивните култури се намалува, иако користат органски ѓубрива. Анализата на почвата покажала недостиг на неопходните елементи за раст и развој на растенијата, како азот, фосфор и калиум. Истражи кои неоргански соли може да се употребат за да се подобри приносот и која сол врз што влијае за да се стимулира растот на растенијата.

Дознај повеќе!

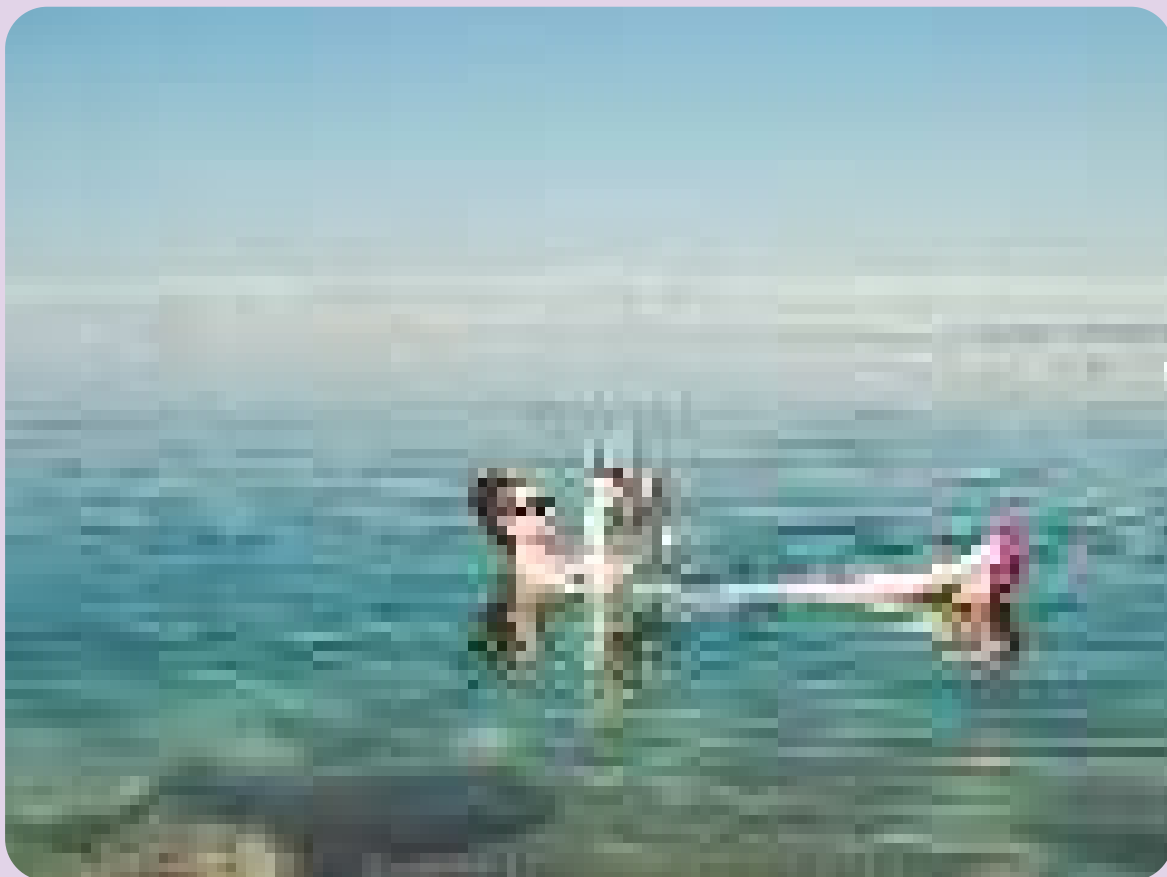
Значењето на готварската сол за животот на луѓето им било познато уште многу одамна. Зборот „сол“ потекнува од латинскиот збор „sal“ што значи продажба. Имено, римските легионери купувале сол по многу високи цени.

Морската вода претставува раствор што содржи голем количества различни соли, од кои најмногу, натриум хлорид, но исто така и магнезиум хлорид, калиум хлорид итн. Најголемо количество сол, од сите мориња, има во Мртвото Море кое се наоѓа на територијата на Израел. Во Мртвото Море се влева реката Јордан, како и некои

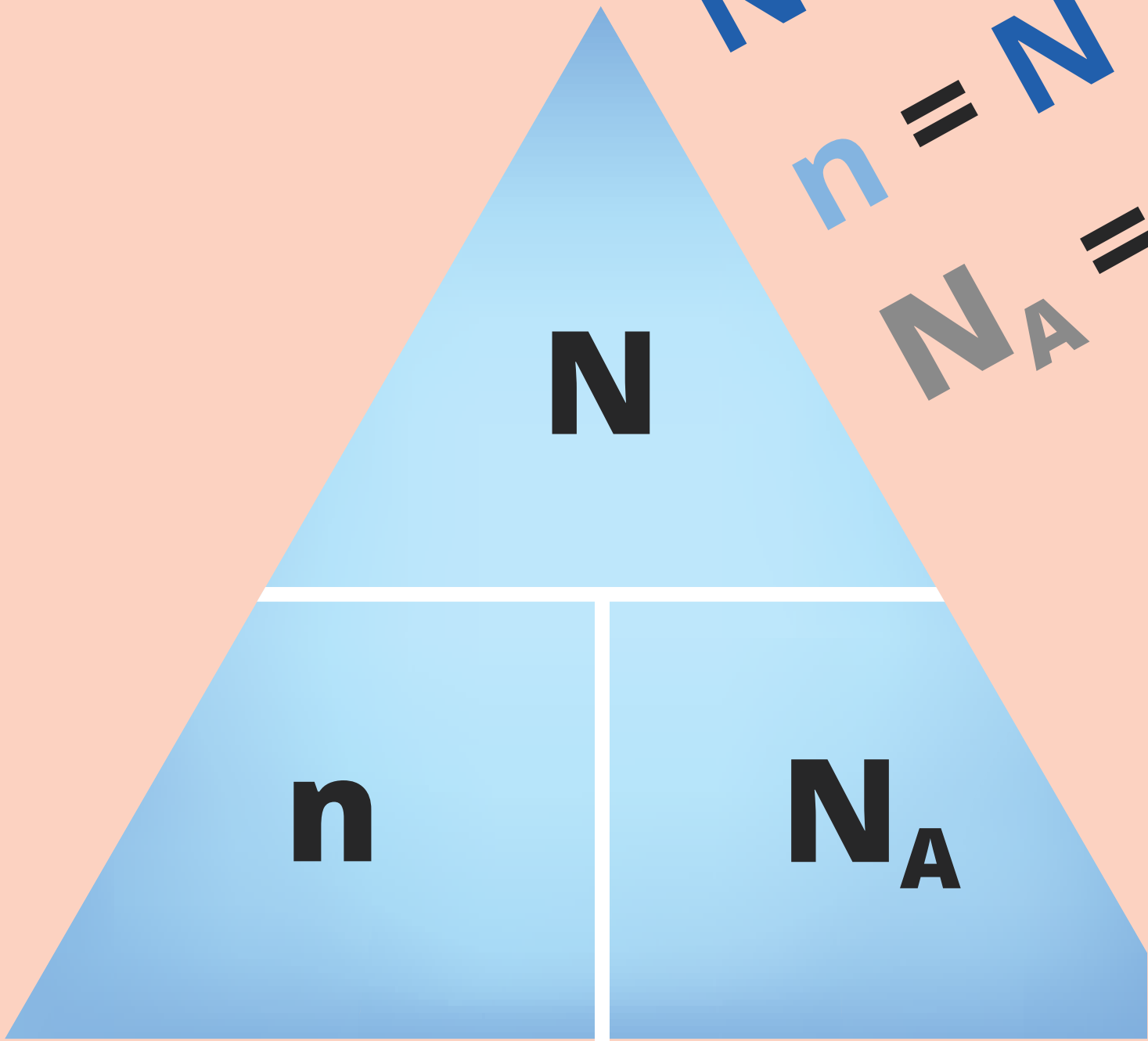


други помали притоки, но нема истекување на водата, туку се губи губи со испарување. Токму затоа доаѓа до зголемување на концентрацијата на солите. Салинитетот, односно вкупниот масен удел на соли во Мртвото Море изнесува 34,2 %. Поради големата концентрација на соли во него нема жив свет, но затоа, пак, служи Мртвото

Море служи како неисцрпен извор на различни соли. Голем број од нив се користат во фармацијата и во медицината за лекување на разни болести.



Поради големото количество растворени соли, Мртвото Море има голема густина. Неговата густина е толку голема што може да си легнете на површината на водата, да читате весник, па дури и да задремете, а да бе потонете!



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

ХЕМИСКО СМЕТАЊЕ

Ош како ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да ги наброиш основните физички величини и нивните единици од SI, правилно да ги означуваш и да претвораш единици помали во поголеми и обратно, со примена на префиксите од SI;
- да ги претставиш релативната атомска маса и релативната молекулска маса со дефинициски израз и да пресметуваш релативна молекулска маса;
- да ја изразуваш физичката величина количество супстанца и да вршиш пресметки во врска со неа;
- да ја изразуваш физичката величина моларна маса и да вршиш пресметки во врска со неа;
- да ја изразуваш физичката величина моларен волумен и да вршиш пресметки во врска со неа;
- да вршиш пресметки врз основа на хемиски формули.

Поими:

физичка величина, единица на физичка величина, Меѓународен систем на единици – SI, основни физички величини, изведени физички величини, величинска равенка, атомска единица за маса, релативна атомска маса, релативна молекулска маса, количество супстанца, број на единици, мол, Авогадров број, Авогадрова константа, моларна маса, Авогадров закон, моларен волумен, стандардни услови, количествен/молски однос, броен однос, масен однос, волуменски однос, количествен/молски удел, броен удел, масен удел, волуменски удел, вистинска формула, емпириска формула.

4.1. ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ, ЕДИНИЦИ И МЕЃУНАРОДЕН СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ (SI)

Потсети се!

- Каква наука е хемијата?
- Што е мерење?
- Како се изразуваат резултатите од мерењето?

Физички величини и нивни единици во SI

Знаеш дека хемијата е експериментална наука. При изведувањето на експериментите, ние набљудуваме, мериме, а потоа донесуваме заклучоци за определени својства на системите. **Својствата што можеме да ги измериме, односно квантитативно да ги изразиме, ги нарекуваме физички величини.** Физичките величини скратено се означуваат со латински или со грчки букви, кои може да бидат големи или мали, но ознаките за физичките величини секогаш се пишуваат со коси букви. На пример, величината маса се запишува со m , величината притисок со P , итн.

Мерењето на некоја величина претставува споредување на големината на таа величина со иста таква величина земена како стандард. Величината земена како стандард се нарекува **единица на физичката величина** (мерна единица). На пример, ако сакаш да ја измериш должината на твојата училишна клупа, тоа ќе го направиш така што ќе ја споредиш со должината на еден метар.

Ознаките за единиците на физичките величини се пишуваат со мали или со големи прави букви од латиницата. Најчесто се користи една мала буква, но во некои случаи и повеќе мали букви (на пример, mol). Големи букви се користат само во случаи кога името на единицата е изведено од името на некој научник.

Споредбата на резултатите од мерењата изведени од различни експериментатори е особено важна во науката. Затоа, во текот на историскиот развој на науката биле направени повеќе обиди за унифицирање на единиците во кои се изразуваат својствата на системите. Денес во светот се користи т.н. **Меѓународен систем на единици** (Le Système

Табела 4.1. Основни SI-величини и нивни единици

Физичка величина		Единица	
Назив	Ознака	Назив	Ознака
должина	l	метар	m
маса	m	килограм	kg
време	t	секунда	s
термодинамичка температура	T	келвин	K
количество супстанца	n	мол	mol
јачина на електрична струја	I	ампер	A
интензитет на светлина	I_v	кандела	cd

International d'Unites - скратено SI-единици). Во овој систем се избрани седум **основни величини** и нивните единици, бидејќи од нив може да се изведат сите други величини (**изведени величини**) и нивни единици. На пример, волуменот е изведена величина, бидејќи може да се изрази како трет степен од основната величина должина, т.е. $V = l^3$. Основните величини и нивните единици се дадени во табела 4.1.

Физичките величини ги претставуваме како производ од нивната бројна вредност и единицата во која се изразува таа величина.

ФИЗИЧКА ВЕЛИЧИНА = БРОЈНА ВРЕДНОСТ · ЕДИНИЦА НА ФИЗИЧКАТА ВЕЛИЧИНА

Вака изразената физичка величина се нарекува **величинска равенка**. На пример:

Величинска равенка

$$\begin{array}{ccccc} \text{физичка} & \longrightarrow & m(\text{CoSO}_4) = 7,3 \text{ g} & \longleftarrow & \text{единица на физичката} \\ \text{величина} & & \text{ознака за} & & \text{величина} \\ & & \text{супстанцата} & & \text{бројна} \\ & & & & \text{вредност} \end{array}$$

Значи, можеме да заклучиме:

Величинска равенка е равенство во кое физичката величина се изразува како производ од нејзината бројна вредност и единицата на физичката величина.

Кога физичките величини се запишуваат со величински равенки, многу е важно до ознаката за физичката величина да се означи на што се однесува физичката величина. Во хемијата најчесто тоа се некои супстанции, кои може да се запишат со нивните симболи, односно формули, но понекогаш може да се напишат и со зборови. Во величинските равенки е пожелно да се користат SI-единиците, но тука е важно да кажеме дека постојат и единици што се дозволени за употреба, но не се SI-единици. Некои од нив се дадени во табела 4.2

Табела 4.2. Некои дозволени основни и изведени единици на физички величини што не се од SI

Физичка величина			Единица на физичката величина		
Име	Симбол	Дефиниција	Име	Симбол	Врска со основната единица
температура	T		Целзиусов степен	$^{\circ}\text{C}$	$1^{\circ}\text{C} = 1\text{ K}$ ($0\text{ K} = -273,15^{\circ}\text{C}$)
маса	m		тон	t	$1\text{ t} = 10^3\text{ kg}$
време	t		минута	min	$1\text{ min} = 60\text{ s}$
време	t		час	h	$1\text{ h} = 3600\text{ s}$
волумен	V	$V = l^3$	литар	L	$1\text{ L} = 1\text{ dm}^3$
притисок	P	$P = F/A$	физичка атмосфера	atm	$1\text{ atm} = 101325\text{ Pa}$

Помали и поголеми единици од основната единица

Често пати се јавува потреба вредноста на физичката величина да ја изразиме во помали или поголеми единици наместо во основни единици. Изразувањето на величината во помала или во поголема единица е лесно ако се има предвид дека физичките величини се изразуваат како производ од бројната вредност и единицата на физичката величина. Имено, кога изразуваме некоја физичка величина во помала или во поголема единица, **вредноста на самата величина не се менува**, туку се менува само нејзината бројна вредност за онолку пати за колку што пати е помала или поголема единицата на физичката величина. На пример, должината на еден предмет мерен во метри нема да се смени (предметот ниту ќе се скуси ниту ќе се издолжи) ако се изрази во сантиметри. Тоа што ќе се смени е само начинот на кој ќе ја изразиме таа должина.

Претворање од поголема во помала единица $\Rightarrow$ бројната вредност се зголемува за онолку пати за колку што е помала единицата.

Претворање од помала во поголема единица $\Rightarrow$ бројната вредност се намалува за онолку пати за колку што е поголема единицата.

Претставките (префиксите) за помалите и поголемите единици во SI, како и умножувачките фактори се дадени во табела 4.3.

Табела 4.3. Умножувачки претставки и соодветни фактори на конверзија (претворби) за помалите и поголемите единици од основната

Помали единици од основната			Поголеми единици од основната		
Префикс	Фактор	Симбол	Префикс	Фактор	Симбол
деци	10^{-1}	d	дека	10	da
центи	10^{-2}	c	хекто	10^2	h
мили	10^{-3}	m	кило	10^3	k
микро	10^{-6}	μ	мега	10^6	M
нано	10^{-9}	n	гига	10^9	G
пико	10^{-12}	p	тера	10^{12}	T
фемто	10^{-15}	f	пета	10^{15}	P
ато	10^{-18}	a	екса	10^{18}	E
зепто	10^{-21}	z	зета	10^{21}	Z
јокто	10^{-24}	y	јота	10^{24}	Y

Претворањето на единиците на физичките величини во величинските равенки ќе го разгледаме со следниве примери.

Решен пример 4.1.

Вкупната маса на глюкоза (крвен шеќер) во човечката крв изнесува 4,75 g. Изрази ја оваа маса во: а) милиграми; б) микрограми; в) килограми.

Решение: При претворањето на мерните единици не се менува вредноста на самата физичка величина, односно производот од бројната вредност и единицата на физичката величина останува ист. Во примерите под а) и б) се бара вредноста за масата на глюкозата да се изрази во помали единици од грам. Значи, се намалува вредноста на мерната единица, па затоа бројната вредност се зголемува за онолку пати за колку што е помала единицата. Во примерот, пак, под в) масата на глюкозата треба да се изрази во килограми, т.е. во илјада пати поголема единица од грам. Затоа бројната вредност се намалува за исто толку пати.

а) (фактор на конверзија: $1 \text{ mg} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ односно $1 \text{ g} = 1 \cdot 10^3 \text{ mg}$)

$$m(\text{глюкоза}) = 4,75 \text{ g} = 4,75 \cdot 10^3 \text{ mg}$$

б) $m(\text{глюкоза}) = 4,75 \text{ g} = 4,75 \cdot 10^6 \text{ }\mu\text{g}$

в) $m(\text{глюкоза}) = 4,75 \text{ g} = 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

Решен пример 4.2.

Мери и Ахмед изведувале реакција меѓу калциум карбонат и хлороводородна киселина. Издвоеното количество јаглерод диоксид во текот на реакцијата изнесувало 3,7 mol. Изрази го ова количество во: а) mmol; б) nmol; в) kmol.

Решение:

а) Единицата mmol е илјада пати помала единица од mol. Значи, 1 mol содржи 1 000 (10^3) mmol. $n(\text{CO}_2) = 3,7 \text{ mol} = 3,7 \cdot 1000 \text{ mmol} = 3,7 \cdot 10^3 \text{ mmol}$

б) Единицата nmol е помала единица од mol. Факторот на конверзија е 10^{-9} , што значи дека $1 \text{ nmol} = 10^{-9} \text{ mol}$, односно $1 \text{ mol} = 10^9 \text{ nmol}$. Значи:

$$n(\text{CO}_2) = 3,7 \text{ mol} = 3,7 \cdot 10^9 \text{ nmol}$$

в) Единицата kmol е илјада пати поголема единица од mol. Според тоа, бројната вредност во величинската равенка треба да се намали илјада пати.

$$n(\text{CO}_2) = 3,7 \text{ mol} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ kmol}$$

Некои физички величини во математичкиот израз со кој се дефинирани содржат степени. Такви се, на пример, физичките величини плоштина ($P = l^2$) и волумен ($V = l^3$). Единиците на нивните физички величини, исто така, содржат степени. На пример, основната SI-единица за волумен е m^3 . Во ваквите случаи е важно да се има предвид дека при претворањето на основната единица во помали или во поголеми единици, треба да се знае само умножувачкиот фактор на основната единица, односно онаа што не е степенувана. Потоа

се степенуваат и бројната вредност и единицата на физичката величина. Да разгледаме неколку примери за претворање на SI-единиците за волумен во помали и поголеми единици, а потоа и за нивната врска со вонсистемската единица, литар и помалите и поголемите единици од неа.

Решен пример 4.3.

Волуменот на крвта на возрасен човек просечно изнесува 5 литри. Изрази го овој волумен во: а) m^3 ; б) mL ; в) cm^3 ; г) μL .

Решение:

- а) Од табела 4.2 може да се види дека $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$. Дециметарот е десет пати помала единица од метарот, што значи $1 \text{ dm} = 10^{-1} \text{ m}$. Значи, за кубните дециметри да ги изразиме во кубни метри, треба двете страни на ова равенство да ги степенуваме на трет степен.

$$\begin{aligned}(1 \text{ dm})^3 &= (10^{-1} \text{ m})^3 \\ 1 \text{ dm}^3 &= 10^{-3} \text{ m}^3\end{aligned}$$

Внимавај, се степенува и умножувачкиот фактор и единицата на физичката величина!!

$$5 \text{ L} = 5 \text{ dm}^3 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

- б) За вонсистемската единица литар важат истите умножувачки фактори и соодветните претставки како и оние за единиците од SI (табела 4.2). Милилитарот е илјада пати помала единица од литарот, т.е.

$$\begin{aligned}1 \text{ L} &= 1000 \text{ mL} = 10^3 \text{ mL} \\ 5 \text{ L} &= 5 \cdot 10^3 \text{ mL} = 5000 \text{ mL}\end{aligned}$$

- в) Знаеме дека $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$, според тоа, за да го изразиме литарот во cm^3 , всушност, треба dm^3 да го изразиме во cm^3 . Дециметарот е десет пати поголема единица од центиметарот,

$$1 \text{ dm} = 10 \text{ cm}$$

Значи,

$$\begin{aligned}(1 \text{ dm})^3 &= (10 \text{ cm})^3 \Rightarrow 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ cm}^3 \\ 5 \text{ dm}^3 &= 5 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 5000 \text{ cm}^3\end{aligned}$$

Може да се забележи дека умножувачкиот фактор меѓу dm^3 и cm^3 е ист како меѓу L и mL (10^3). Оттука може да заклучи дека $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$.

- г) Микролитарот (μL) е 10^6 пати помала единица од литарот. Според тоа,

$$5 \text{ L} = 5 \cdot 10^6 \mu\text{L}$$

Една важна величина во хемијата е густината. Густината се дефинира како однос меѓу масата и волуменот што го зафаќа таа маса.

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$$

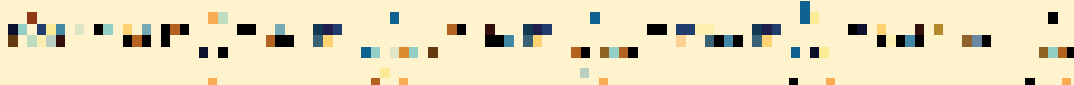
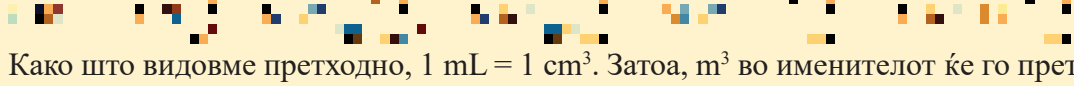
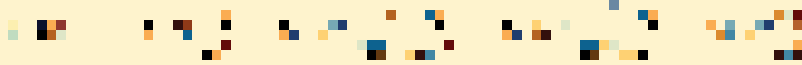
Единицата за густина во меѓународниот систем е kg/m^3 , но се користат како помали, така и поголеми единици, а за волуменот може да се користи и единицата литар и помалите и поголемите единици од литар.

При претворањето на единиците што се претставуваат со дробка (како што е тоа случај со густината), треба да се има предвид дека претворањето од помала во поголема единица во именителот го зголемува конечниот резултат, и обратно. Да го разгледаме тоа во следниов пример.

Решен пример 4.4.

Осмиумот е елементарна супстанца со најголема густина, која изнесува $22,59 \text{ kg/m}^3$. Колку изнесува оваа густина изразена во: а) kg/dm^3 ; б) g/cm^3 ; в) mg/mL ?

Решение:

- а) 
- б) 
- в) Како што видовме претходно, $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$. Затоа, m^3 во именителот ќе го претвориме во cm^3 , што соодветствува на mL .
- 

Прашања и задачи

- Следниве текстуални податоци запиши ги со соодветни величински равенки: а) количеството азотна киселина е еднакво на 7 mol ; б) волуменот на растворот од бакар(II) сулфат е еднаков на $3,5$ милилитри.
- Напиши ги ознаките за основните SI физички величини и единиците за: маса, количество супстанца и температура.
- Врз основа на математичкиот израз за физичката величина брзина, изведи ја нејзината единица во SI.
- Со величински равенки изрази: а) маса од 5 kg во грамови; б) волумен од 100 cm^3 во литри; в) количество супстанца од $7,3 \text{ mol}$ во милимолови.
- Која од следниве вредности за измерената маса на некоја супстанца претставува најмала маса а) $m(X) = 23 \text{ cg}$; б) $m(X) = 2,3 \cdot 10^3 \text{ g}$; в) $m(X) = 0,23 \text{ mg}$; г) $m(X) = 0,23 \text{ kg}$?
- Дијаметарот на еритроцитите (црвени крвни клетки) изнесува $7,62$ микрометри. Колку изнесува дијаметарот на еритроцитите изразен во: а) центиметри; б) нанометри; в) пикометри?

7. Нормалната вредност за количеството на Na^+ јони во крвта е $135 - 145 \text{ mmol}$ во 1 литар крв. Изрази го ова количество во: а) cmol ; б) kmol ; в) nmol ; г) μmol .
8. Препорачаната дневна доза од калиум (всушност, K^+ јони) изнесува $3,5 \text{ g}$. Во бананите просечно се содржи 451 mg калиум. Ако потребното количество калиум се внесува само со банани, колку банани треба да се изедат во еден ден?
9. Човечкото тело во просек содржи $5,2 \text{ dm}^3$ крв. Изрази го овој волумен во: а) mm^3 ; б) km^3 ; в) mL .
10. Атомскиот радиус на хлорот изнесува 79 pm . Под претпоставка дека атомот има форма на правилна топка, пресметај го неговиот волумен изразен во dm^3 и во милилитри.
11. На етикетата на шишето во кое имало некоја течна супстанца, меѓу другите податоци стоел и следниов податок: густина: $1,17 \text{ kg/L}$. Изрази ја оваа густина во: а) g/L и б) kg/cm^3 , пишувајќи ги соодветните величински равенки.
12. Литиумот има најмала густина од сите метали, која изнесува $0,53 \text{ g/cm}^3$. Изрази ја оваа густина во: а) mg/mL ; б) g/dm^3 ; в) kg/dm^3 .
13. Галиумот е метал што се топи од топлината на дланката. Неговата температура на топење е $29,8 \text{ }^\circ\text{C}$. Колкава е температурата на топење на галиумот изразена во келвини?
14. Температурата на топење на графитот изнесува $3652 \text{ }^\circ\text{C}$. Највисока температура на топење, пак, меѓу металите има волфрамот, која изнесува 3683 K . Која од овие две супстанции има повисока температура на топење?

4.2. РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА И РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА

Потсети се!

- Што е атом?
- Според што се разликуваат честичките во состав на атомот?
- Што е масен број?

Атомска единица за маса и релативна атомска маса

Честички од кои се смета дека се изградени хемиските елементи, според атомско-молекулска теорија за материјата, се атомите. Тие, како што знаеш, се многу мали честички, но сепак поседуваат маса што е концентрирана во атомското јадро. Затоа зборувавме и за масен број како збир од масата на протоните и неутроните. Но масата на атомите не можеме експериментално да ја измериме. Затоа, научниците нашле поедноставен начин за претставување на масата на атомите, споредувајќи ја со масата на атомот на некој избран елемент, земена како стандард. На ваков начин се добива една бездимензионална величина, која се нарекува **релативна атомска маса (A_r)**.

Во текот на развојот на науката, за споредба, биле избирани масите на атомите на различни елементи. Денес е прифатена **унифицираната единица за маса** или т.н. **јаглеродна единица** или **атомска единица за маса** (понекогаш се нарекува далтон во чест на научникот Далтон). Оваа единица се дефинира на следниов начин:

Унифицираната единица за маса претставува $1/12$ од масата на изотопот на јаглерод ^{12}C и се бележи со латиничната буква u .



Вредноста на унифицираната единица за маса изнесува $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Ваквата дефиниција на унифицираната единица за маса може да ја протолкуваме на следниов начин. Масениот број на изотопот ^{12}C покажува дека во јадрото на овој изотоп има 6 протони и 6 неутрони. Ако оваа маса се подели со 12, ќе ја добиеме просечната маса на еден нуклеон, односно на еден протон или неутрон.

Со помош на унифицираната единица за маса, релативната атомска маса се дефинира на следниов начин:

Релативна атомска маса е однос (количник) меѓу просечната маса на атомот на елементот и унифицираната единица за маса.



Релативната атомска маса покажува колку пати просечната маса на атомот на еден елемент е поголема од унифицираната единица за маса и претставува неименуван број. Таа се однесува на просечната вредност за масата на атомот на елементот, бидејќи, како што веќе научи, елементите во природата се јавуваат како смеси од изотопи. Релативните атомски маси се дадени во Периодниот систем на елементите. Вистинската маса, пак, на атомот ќе ја добиеме ако релативната атомска маса ја помножиме со унифицираната единица за маса, како што е покажано во следниов пример.

Решен пример 4.5.

Релативната атомска маса на манганот во однос на унифицираната единица за маса изнесува 54,94. Колку изнесува просечната маса на атомот на манганот изразена во грамови?

Решение:

Дадено е:

$$A_r(\text{Mn}) = 54,94$$

$$u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Се бара:

$$\bar{m}(\text{Mn}) \text{ во грамови} = ?$$

$$\text{Од изразот за релативна атомска маса } A_r = \frac{\bar{m}(\text{Mn})}{u} \Rightarrow \bar{m}(\text{Mn}) = A_r \cdot u$$

Пред да ја замениме во равенката, бројната вредност за u ќе ја изразиме во грамови.

$$u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-27} \cdot 10^3 \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\bar{m}(\text{Mn}) = A_r \cdot u$$

$$\bar{m}(\text{Mn}) = 54,94 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 91,20 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\bar{m}(\text{Mn}) = 91,20 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 9,12 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Одговор: Просечната маса на атомот на манганот изнесува $9,12 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Релативна молекулска маса и нејзино пресметување

И молекулите, како и атомите, се многу мали честички, па затоа е добро и нивната маса да ја изразиме слично како и масата на атомите. За таа цел е воведена величината **релативна молекулска маса, M_r** . Но освен соединенија изградени од молекули, кажавме дека постојат и соединенија изградени од јони, па во таков случај не зборуваме за молекули, туку за формулни единици. Затоа, освен поимот релативна молекулска маса, воведен е и поимот релативна формулска маса. Сепак, вообичаено, за сите супстанции се користи терминот релативна молекулска маса, но секако треба да имаш предвид дека постојат и такви соединенија што не се изградени од молекули.

Слично како што е дефинирана релативната атомска маса, така може да се дефинира и релативната молекулска маса (релативна формулска маса). Значи:

Релативна молекулска (формулска) маса претставува однос меѓу просечната маса на молекулата (т.е. формулната единица) и унифицираната единица за маса, u .

$$M_r = \frac{\overline{m}(\text{молек.})}{u}$$

Релативна молекулска маса, исто како и релативната атомска маса, е бездимензионална величини, како што се, впрочем, и сите т.н. релативни величини.

Молекулите се состојат од атоми, па затоа масата на молекулата ќе биде збир од масите на атомите од кои е составена. Јонски градените супстанции се состојат од јони, па за формулската маса на јонското соединение може да кажеме дека ќе биде збир од атомските маси на атомите од кои се добиле јоните. Ова смееме да го направиме бидејќи јоните се добиваат со примање или со испуштање електрони, а кажавме дека електронот има занемарливо мала маса во споредба со масата на протонот и неутронот. Затоа можеме да сметаме дека масата на јонот е приближно еднаква со масата на атомот од кој се добил.

Ако ги знаеме точната формула на едно соединение и релативните атомски маси на елементите во неговиот состав, лесно можеме да ја пресметаме релативната молекулска маса, односно релативната формулска маса. За која било супстанца, без оглед на нејзината градба, т.е. без оглед дали таа се состои од атоми или од јони, релативната молекулска маса може да се пресмета како збир од релативните атомски маси на атомите, т.е. јоните што влегуваат во составот на тоа соединение помножени со индексот на елементот во формулата:

$$M_r = i(A) \cdot A_r(A) + i(B) \cdot A_r(B) + \dots$$

Во оваа равенка, со i е означен соодветниот индекс за секој од атомите (или јоните) во формулата.

Да разгледаме неколку примери за пресметување на релативната молекулска маса.

Решен пример 4.6.

Пресметај ја релативната молекулска маса на дисулфурна киселина.

Решение: За да ја пресметаме релативната молекулска маса на дисулфурна киселина, треба точно да ја напишеме нејзината формула, која е $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Во Периодниот систем на елементите ќе ги најдеме релативните атомски маси на водород, сулфур и кислород.

Тие се:

$$A_r(\text{H}) = 1,01$$

$$A_r(\text{S}) = 32,06$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$M_r(\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 2 \cdot A_r(\text{S}) + 7 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7) = 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 32,06 + 7 \cdot 16 = 178,14$$

$$M_r(\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7) = 178,14$$

Решен пример 4.7.

Пресметај ја релативната формулска маса на алуминиум сулфат.

Решение: Најпрво треба да ја напишеме формулата на оваа сол, која е $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и во Периодниот систем да ги најдеме релативните атомски маси на елементите:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98$$

$$A_r(\text{S}) = 32,06$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

Доколку во формулата на некое соединение повеќепати се повторува определена група, како што е, на пример, во алуминиум сулфат, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, вкупниот број атоми и/или јони на секој од елементите во групата е производ од двата индекса, во и надвор од заградата.

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 32,06 + 12 \cdot 16 = 53,96 + 96,18 + 192 = 342,14$$

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342,14$$

Голем број соединенија се сретнуваат како кристалохидрати. Честопати се прават грешки при пресметување на релативната молекулска маса на кристалохидратите поради точката што се пишува во нивните формули. Во следниов пример ќе покажеме како се пресметува релативната молекулска (формулска) маса на кристалохидрат.

Решен пример 4.8.

Пресметај ја релативната формулска маса на железо(III) нитрат нонахидрат.

Решение: Најпрво ќе ја напишеме формулата на овој кристалохидрат. Таа е: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Во Периодниот систем ќе ги најдеме релативните атомски маси на елементите:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,85$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$A_r(\text{N}) = 14,07$$

$$A_r(\text{H}) = 1,01$$

Пресметувањето на релативната формулска маса може да се изведе на два начина:

$$M_r[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}] = A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{N}) + 18 \cdot A_r(\text{O}) + 18 \cdot A_r(\text{H})$$

или

$$M_r[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}] = A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{N}) + 9 \cdot A_r(\text{O}) + 9 \cdot M_r(\text{H}_2\text{O})$$

Она што е важно да се знае е дека **точката во формулата не значи множење**. Значи, како и за сите други соединенија, така и за кристалохидратите се собираат релативните атомски маси на елементите, водејќи сметка за нивниот број во формулната единка.

$$M_r[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}] = 55,85 + 3 \cdot 14,01 + 18 \cdot 16 + 18 \cdot 1,01 = 404,06$$

Со двата начина на пресметување, за релативната формулска маса на овој кристало-хидрат се добива вредноста 404,06.

$$M_r[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}] = 404,06$$

Прашања и задачи

1. Колкав број од секој атом или јон треба да земеме предвид при пресметување на релативната молекулска (формулска) маса на следниве соединенија: а) калциум карбонат; б) амониум сулфат; в) никел(II) сулфат хексахидрат; г) железо(III) хидроксид; д) фосфорна киселина; ж) манган(IV) оксид.
2. Релативната атомска маса на златото во однос на унифицираната единица за маса изнесува 196,97. Колку изнесува просечната маса на атомот на златото изразена во грамови?
3. Пресметај ги релативните молекулски (формулски) маси на следниве соединенија: а) Fe_2O_3 ; б) H_3SbO_4 ; в) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; г) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; д) Co_2S_3 ; ё) KNaSO_4 ; е) $\text{Al}(\text{OH})_3$; ж) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; з) NH_4ClO_4 ; с) H_2SiO_3 .
4. Пресметај ги релативните молекулски (формулски) маси на следниве кристалохидрати:
а) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{K}_2\text{Co}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; г) $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SeO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; д) $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; ё) $\text{MnPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; е) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; ж) $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; з) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; с) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
5. Хемиската формула на пеницилинот е $\text{C}_{16}\text{H}_{26}\text{O}_4\text{N}_2\text{S}$. Пресметај ја неговата релативна молекулска маса.
6. Главна компонента во минералот берил, кој е скапоцен камен за изработка на накит, претставува еден сложен силикат на берилиумот со формула $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$. Пресметај ја релативната молекулска маса на берилот.

Истражувај!

Побарај податоци за молекулските формули на витамините А, С, Е и D, а потоа пресметај ги нивните релативни молекулски маси.



4.3 КОЛИЧЕСТВО СУПСТАНЦА И МОЛ

Потсети се!

- Кои се основните тези на корпускуларната теорија за градба на материјата?
- Која е единицата за физичката величина количество супстанца?

Супстанците се изградени од честички, кои со заедничко име ги нарекуваме градбени единици. Градбените единици може да бидат атоми, молекули, јони, електрони, различни групации од честички итн. Во определена маса или волумен од некоја супстанца секогаш се содржи определен **број** градбени единици. За да може на погоден начин да се изрази бројот на честички во една супстанца, воведена е величината **количество супстанца**, која се бележи со ***n***. Оваа величина е најважна за хемијата бидејќи е **поврзана со бројот на градбените единици во супстанците**, а како што ќе видиме, таа лесно може да се поврзе со други важни експериментално мерливи величини.

Величината количество супстанца е една од седумте основни величини во SI, а се изразува во единица што се вика **мол**, која се бележи со **mol**. Единицата mol најпрво била дефинирана како:

Мол е количество супстанца што содржи ист број единици колку што има во 0,012 kg од изотопот на јаглеродот ^{12}C .

На пример, во еден мол железо, магнезиум, азот, кислород, вода, манган(II) сулфат, јаглерод диоксид, азотна киселина или која било друга супстанца има ист број честички еднаков со бројот на честички во 12 g од изотопот ^{12}C .



Слика 4.1.
Амадео Авогадро
(1776 – 1856)

Колку изнесува бројот на честички во 12 g од изотопот ^{12}C ? Со различни експериментални и пресметковни постапки се стигнало до бројната вредност од $6,02214076 \cdot 10^{23}$ или заокружено на **$6,022 \cdot 10^{23}$** . Овој број бил наречен **Авогадров број**, во чест на италијанскиот научник Амадео Авогадро, кој се смета за еден од основоположниците на молекулската теорија и кој го поставил т.н. Авогадров закон, за кој ќе стане збор понатаму.

Од примерите дадени погоре може лесно да се заклучи дека Авогадров број единици се содржи во еден мол од која било супстанца, па затоа, наместо за Авогадров број, може да зборуваме за **Авогадрова константа N_A** , која има вредност **$6,022 \cdot 10^{23}/\text{mol}$** . Затоа единицата mol може да ја дефинираме и на следниов начин:

Мол е количество супстанца во кое се содржи Авогадров број единици.

На пример, во еден мол од сулфурна киселина, калциум хидроксид, атоми бакар, натриумови јони итн. се содржат $6,022 \cdot 10^{23}$ соодветни единици.

Дознај повеќе!

Авогадровиот број е толку многу голем што е тешко да си замислиме толкава бројност на што и да било во нашиот макроскопски свет. Но овој број извонредно е соодветен кога се во прашање градбените честички на материјата, бидејќи тие се екстремно мали. Следниве примери може да помогнат да се добие појасна слика за тоа колку е голем Авогадровиот број: На пример, ако 1 mol парички од 1 денар се наредат едно до друго, должината на добиената низа би изнесувала повеќе од еден милион светлосни години (пат што го изминува светлината за една година, движејќи се со брзина од $3 \cdot 10^8$ m/s); ако 1 mol портокали рамномерно се распоредат на целата Земја, би се добил слој дебел 15 km; ако 1 mol таблети аспирин се наредат едена врз друга на фудбалско игралиште, ќе се добие слој висок 32 000 000 000 метри!

Авогадровата константа е универзална, што значи дека важи за која било супстанца, односно за која било дефинирана единица (атом, молекула, јон, електрон итн.). Затоа, количеството супстанца може да го претставиме со следнава величинска равенка:

$$n(B) = \frac{N(B)}{N_A}$$

каде што:

$n(B)$ – количество супстанца изразено во mol;

$N(B)$ – број на единици;

N_A – Авогадрова константа: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Како што може да се забележи, реципрочната вредност од Авогадровата константа е фактор на пропорционалност меѓу количеството супстанца и бројот на единици во тоа количество. Авогадровата константа, пак, ќе ја изразиме со следнава величинска равенка:

$$N_A = \frac{N(B)}{n(B)}$$

Ако го знаеме бројот на единици во 1 mol супстанца (моларен број единици), тогаш бројот на единици во кое било друго количество супстанца ќе биде производ од количеството супстанца и моларниот број единици. На пример: Ако во еден мол супстанца има $6,022 \cdot 10^{23}$ единици, во два мола ќе има двапати повеќе, а во десет мола ќе има десетпати повеќе итн. Математички, тоа може да го претставиме на следниов начин:

$$N(B) = n(B) \cdot N_A$$

Врз основа на овие величински равенки, може да пресметуваме број на единици (атоми, молекули, јони) знаејќи го количеството супстанца, но и обратно. Тие јасно ни покажуваат дека величината количество супстанца е поврзана директно со бројот на градбени единици. Да го разгледаме тоа низ следниве примери.

Решен пример 4.9.

Во крвната плазма на здрав возрасен човек се содржат 0,142 mol натриумови јони. Колкав број натриумови јони претставува ова количество?

Решение:

Дадено е:

$$n(\text{Na}^+) = 0,142 \text{ mol}$$

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

Се бара:

$$N(\text{Na}^+) = ?$$

Бројот на натриумови јони ќе го претставиме со следнава величинска равенка:

$$N(\text{Na}^+) = n(\text{Na}^+) \cdot N_A$$

Оттука,

$$N(\text{Na}^+) = 0,142 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 0,855 \cdot 10^{23} = 8,55 \cdot 10^{22}$$

Одговор: Бројот на натриумови јони чие количество е 0,142 mol изнесува $8,55 \cdot 10^{22}$.

Решен пример 4.10.

Аденозин трифосфат (АТР), $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3$, е најважна молекула за складирање хемиска енергија во организмот. Колкав број молекули АТР и колкав број атоми фосфор се содржат во 3,7 mol АТР?

Решение:

Дадено е:

$$n(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) = 3,7 \text{ mol}$$

Се бара:

$$N(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) = ?$$

$$N(\text{P}) = ?$$

Бројот на единици и количеството супстанца се меѓусебно поврзани со Авогадровата константа, што значи дека треба да ја примениме равенката:

$$N(\text{B}) = n(\text{B}) \cdot N_A$$

$$N(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) = n(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) \cdot N_A$$

$$N(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) = 3,7 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 22,2814 \cdot 10^{23} \approx 2,28 \cdot 10^{24}$$

Формулата на соединението покажува дека во една молекула АТР се содржат 3 атоми фосфор. Според тоа, бројот на атоми фосфор ќе биде трипати поголем од бројот на молекули АТР.

$$N(\text{P}) = 3 \cdot N(\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_6\text{O}_{13}\text{P}_3) = 3 \cdot 2,28 \cdot 10^{24} = 6,84 \cdot 10^{24}$$

Одговор: Во 3,7 mol АТР се содржат $2,28 \cdot 10^{24}$ молекули АТР и оттука $6,84 \cdot 10^{24}$ атоми фосфор.

Решен пример 4.11.

Кофеинот, $C_8H_{10}N_4O_2$, претставува супстанца што се користи како **аналгетик** (средство за смирување на болките). Колкаво количество кофеин, изразено во милимолови, претставуваат $1,8 \cdot 10^{20}$ молекули кофеин?

Решение:

Дадено е:

$$N(C_8H_{10}N_4O_2) = 1,8 \cdot 10^{20}$$

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

Се бара:

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = ?$$

Количеството кофеин ќе го претставиме со следнава величинска равенка:

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = \frac{n(C_8H_{10}N_4O_2)}{N_A}$$

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = \frac{1,8 \cdot 10^{20}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0,299 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Добиената вредност за количеството кофеин е изразена во молови, а во задачата се бара таа да биде изразена во милимолови, па затоа мора да направиме претворање на единиците.

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = 0,299 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,299 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \text{ mmol} = 0,299 \text{ mmol}$$

Одговор: Количеството кофеин што содржи $1,8 \cdot 10^{20}$ молекули кофеин изнесува 0,299 mmol.

Прашања и задачи

- Еден од гасовите што е причинител за кисели дождови е сулфур диоксид. Колкав број молекули сулфур диоксид се содржат во 2,5 mol од ова соединение?
- Колку атоми жива се содржат во една капка жива, чие количество изнесува 3,39 mmol?
- Колкаво количество шеќер (сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$) се содржи во една лажица шеќер во која бројот на молекули сахароза изнесува $2 \cdot 10^{22}$?
- Се проценува дека вкупниот број калиумови јони во телото на возрасен човек со маса од 60 kg изнесува $1,85 \cdot 10^{24}$. Пресметај колкаво количеството калиумови јони има во телото на возрасен човек.
- Ибупрофен е супстанца што дејствува како антипиретик (ја снижува телесната температура) и како **аналгетик** (ја смирува болката). Колкаво количество ибупрофен, изразено во милимолови, претставуваат $1,8 \cdot 10^{20}$ молекули од оваа супстанца?
- Колкаво е количеството на $5,64 \cdot 10^{24}$ молекули холестерол?
- Под претпоставка дека човечкото тело просечно содржи $6 \cdot 10^{23}$ клетки, пресметај:
 - колкаво е количеството клетки што се содржат во човечкото тело?
 - колкаво е количеството клетки што се содржат во сите луѓе на планетата ако бројот на луѓе на Земјата изнесува приближно $7,5 \cdot 10^9$?
- Една алуминиумска коцка содржи $5,7 \cdot 10^{29}$ атоми алуминиум. Колку киломолови алуминиум се содржат во оваа коцка?
- Сулфурот образува молекула од осум атоми. Колкав е бројот на молекули во 2,3 mol S_8 и колкав е бројот на атоми сулфур?
- Амонијакот е важна суровина за производство на вештачки ѓубрива. Колкав број молекули амонијак и колку водородни атоми се содржат во 0,5 mol амонијак?

4.4. МОЛАРНА МАСА

Потсети се!

- Која е SI-единица за величината маса?
- Како се пресметува релативна молекулска маса?

Величината количество супстанца, којашто е во директна врска со бројот на единки на супстанците, зазема централно место во хемијата, бидејќи може да се поврзе со голем број други величини што се важни за хемијата. Но таа не е директно мерлива, затоа што не постои начин да ги преброиме честичките од кои се изградени супстанците! Затоа, многу е важно количеството супстанца да го поврземе со други величини што може експериментално да ги измериме, а кои зависат од количеството супстанца. Такви величини се, на пример, масата и волуменот. Се разбира, колку поголем број честички има во една супстанца, толку е поголема нејзината маса, бидејќи самите единки имаат маса.

Постојат и величини што не зависат од количеството супстанца, како, на пример, температурата, густината, температурата на топење, температурата на вриење и др. Температурата на топење или на вриење на некоја супстанца секогаш има иста вредност, независно од нејзиното количество. На 100 °C ќе врие кое било количество вода.

Меѓутоа, во науката е секогаш важно да ги споредуваме системите што ги изучуваме. Затоа, важно е величините што зависат од количеството супстанца да може да ги изразиме со величини што нема да зависат од него. Тоа може да го направиме ако величината што зависи од количеството супстанца ја поделиме со количеството супстанца. Притоа се добиваат т.н. моларни величини. Значи, моларните величини не зависат од количеството супстанца.

Веќе се запознавме со една моларна величина. Очигледно, Авогадровата константа е моларна величина бидејќи изразува моларен број единки. Друга важна моларна величина за хемијата е **моларната маса**.

Моларната маса претставува маса на количество супстанца од еден мол.

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

каде што:

$M(B)$ – моларна маса на супстанцата;

$m(B)$ – маса на супстанцата;

$n(B)$ – количество супстанца.

Моларната маса е константа за определен вид дефинирани единки. Единицата во SI за моларната маса е kg/mol, но многу почесто се користи единицата g/mol. Кога моларната маса на супстанцата се изразува во единицата g/mol, нејзината бројна вредност е еднаква со релативната атомска маса, односно со релативната молекулска (формулска) маса. Значи, моларната маса може да се претстави на следниов начин:

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

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

Секогаш треба да се има предвид дека релативните атомски и релативните молекулски маси и соодветните моларни маси не се исти величини, туку се исти само нивните бројни вредности, доколку моларната маса се изрази во g/mol. Да разгледаме неколку примери:

Решен пример 4.12.

Колку изнесува моларната маса на а) S; б) S₈; в) Fe₂(SO₄)₃ изразена во g/mol и во kg/mol?

Решение:

- а) Моларната маса на S, изразена во g/mol, има иста бројна вредност со релативната атомска маса на S: $A_r(S) = 32,06$. Според тоа:

$$M(S) = 32,06 \text{ g/mol}$$

Ако моларната маса се изрази во kg/mol, нејзината бројна вредност нема да соодветствува со релативната атомска маса.

$$M(S) = 0,03206 \text{ kg/mol}$$

- б) Моларната маса на S₈, изразена во g/mol, има иста бројна вредност со релативната молекулска маса на S₈. Значи:

$$M_r(S_8) = 8 \cdot A_r(S) = 8 \cdot 32,06 = 256,48$$

$$M(S_8) = 256,48 \text{ g/mol} = 0,25648 \text{ kg/mol}$$

- в) Моларната маса на железо(III) сулфат, Fe₂(SO₄)₃ изразена во g/mol, има иста бројна вредност со релативната формулска маса на ова соединение. Според тоа:

$$M_r[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 32,06 + 12 \cdot 16 = 399,88$$

$$M[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 399,88 \text{ g/mol} = 0,39988 \text{ kg/mol}$$

Моларната маса е фактор на пропорционалност меѓу масата на супстанцата и нејзиното количество, односно

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

Количеството супстанца, пак, може да го изразиме како:

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

Количеството супстанца претходно го изразивме преку бројот на единици и Авогадровата константа.

$$n(B) = \frac{N(B)}{N_A}$$

Ако се споредат последните две равенки, може да се види дека нивните леви страни им се еднакви, т.е. $n(B)$. Ако левите страни на двете равенства се еднакви, тогаш мора да се еднакви и нивните десни страни, односно:

$$\frac{N(B)}{N_A} = \frac{m(B)}{M(B)}$$

Значи, количеството супстанца ги поврзува бројот на единки и масата на супстанцата во која се содржи тој број единки, преку Авогадровата константа и моларната маса на супстанцата. Еден мол од која било супстанца содржи ист број единки (Авогадров број), но масата на еден мол супстанца е различна за различни супстанции, поради тоа што тие имаат различни моларни маси.

Да разгледаме неколку примери на задачи за врската меѓу масата, количеството супстанца и бројот на единки.

Решен пример 4.13.

Лековитата компонента во аспирирот е ацетилсалицилната киселина чија хемиска формула е $C_9H_8O_4$. а) Колкаво количество ацетилсалицилна киселина се содржи во 28 g од ова соединение? б) Колкав број молекули $C_9H_8O_4$ се содржат во оваа маса од соединението?

Решение:

Дадено е:

$$m(C_9H_8O_4) = 28 \text{ g}$$

Се бара:

$$n(C_9H_8O_4) = ?$$

$$N(C_9H_8O_4) = ?$$

- а) За да го пресметаме количеството супстанца во дадена маса од супстанцата, мора најнапред да ја пресметаме моларната маса. Тоа значи дека ќе ја пресметаме релативната молекулска маса на $C_9H_8O_4$ и ќе ја изразиме во единицата g/mol.

$$M_r(C_9H_8O_4) = 9 \cdot A_r(C) + 8 \cdot A_r(H) + 4 \cdot A_r(O) = 9 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 + 4 \cdot 16 = 180,17$$

$$M(C_9H_8O_4) = 180,17 \text{ g/mol}$$

Количеството супстанца ќе го пресметаме според равенката:

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

$$n(B) = \frac{28 \text{ g}}{180,17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1554 \text{ mol}$$

- б) Знаејќи го количеството на ацетилсалицилна количина, бројот на молекули ќе го пресметаме со равенката:

$$N(B) = n(B) \cdot N_A$$

$$N(C_9H_8O_4) = 0,1554 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 0,9358 \cdot 10^{23}$$

$$N(C_9H_8O_4) = 0,9358 \cdot 10^{23} = 9,358 \cdot 10^{22}$$

Одговор: Во 28 g ацетилсалицилна киселина се содржат 0,1554 mol и $9,358 \cdot 10^{22}$ молекули од оваа киселина.

Решен пример 4.14.

Еден чип направен од силициум што се користи во интегралните кола на преносните компјутери има маса од 5,68 mg. Колку силициумови атоми се присутни во чипот?

Решение:

Дадено е:

$$m(\text{Si}) = 5,68 \text{ mg}$$

Се бара:

$$N(\text{Si}) = ?$$

Во оваа задача се бара бројот на атоми силициум што се содржат во маса од 5,68 mg. Значи, бројот на единки треба да го поврземе со масата на супстанцата. Тоа може да го направиме на два начина:

I. Задачата може да се реши во два чекора. Во првиот чекор, врз основа на познатата маса, може да го пресметаме количеството силициум. За да го пресметаме количеството силициум, треба да ја употребиме моларната маса на силициум којашто ја изразуваме во g/mol, но масата на Si е дадена во милиграми, па затоа најпрво оваа маса ќе ја претвориме во грамови.

$$m(\text{Si}) = 5,68 \text{ mg} = 5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 0,00568 \text{ g}$$

$$n(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{28,08 \text{ g/mol}} = 0,2023 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,023 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Потоа, во вториот чекор, според познатото количество супстанца и Авогадровата константа, ќе го пресметаме бројот на атоми силициум.

$$N(\text{Si}) = n(\text{Si}) \cdot N_A = 2,023 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 12,2 \cdot 10^{19} = 1,22 \cdot 10^{20}$$

II. Вториот начин е поедноставен, бидејќи задачата се решава во еден чекор, така што директно се поврзуваат бројот на единки и масата, според следнава равенка:

$$\frac{N(\text{Si})}{N_A} = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} \Rightarrow N(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si}) \cdot N_A}{M(\text{Si})}$$

$$N(\text{Si}) = \frac{5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{28,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,22 \cdot 10^{20}$$

Одговор: Во маса од 5,68 mg силициум се содржат $1,22 \cdot 10^{20}$ атоми силициум.

Забелешка: При решавањето на задачите, можеш да го користиш и едниот и другиот начин на решавање. Овде, во натамошните задачи, ќе биде применуван само вториот начин.

Решен пример 4.15.

Аспартам ($C_{14}H_{18}N_2O_5$) е вештачки засладувач, кој кога ќе се раствори во вода, посладок е за 160 пати од сахарозата (обичен шеќер). а) Колку изнесува масата на 1,56 mol аспартам? б) Колку изнесува масата на $1 \cdot 10^9$ молекули аспартам, изразена во пикограми?

Решение:

Дадено е:

а) $n(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 1,56 \text{ mol}$

б) $N(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 1 \cdot 10^9$

Се бара:

а) $m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = ?$

б) $m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = ?$

а) Најнапред ќе ја најдеме моларната маса на аспартам, а потоа масата ќе ја пресметаме како производ од количеството и моларната маса на супстанцата.

$$M(C_{14}H_{18}N_2O_5) = (14 \cdot 12,01 + 18 \cdot 1,01 + 2 \cdot 14,01 + 5 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 294,34 \text{ g/mol}$$

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = n(C_{14}H_{18}N_2O_5) \cdot M(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 1,56 \text{ mol} \cdot 294,34 \text{ g/mol} = 459,170 \text{ g}$$

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 459,170 \text{ g}$$

б) Оваа задача, како и претходната, може да се реши на два начина. Еден од начините е да се реши во два чекора, така што од податокот за бројот на молекули аспартам ќе се пресмета количеството аспартам, а потоа, знаејќи ја моларната маса, ќе се пресмета масата. Другиот начин е директно да се изрази масата, така што количеството аспартам ќе се изрази како однос од бројот на единици и Авогадровата константа.

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = n(C_{14}H_{18}N_2O_5) \cdot M(C_{14}H_{18}N_2O_5) =$$

$$= \frac{N(C_{14}H_{18}N_2O_5) \cdot M(C_{14}H_{18}N_2O_5)}{N_A}$$

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = \frac{1 \cdot 10^9 \cdot 294,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 48,88 \cdot 10^{-14} \text{ g} \approx 4,9 \cdot 10^{-13}$$

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 4,9 \cdot 10^{-13} \text{ g} = 4,9 \cdot 10^{-13} \cdot 10^{12} \text{ pg} = 0,49 \text{ pg}$$

$$m(C_{14}H_{18}N_2O_5) = 0,49 \text{ pg}$$

Одговор: а) Масата на 1,56 mol аспартам изнесува 459,170 g; б) масата на $1 \cdot 10^9$ молекули аспартам изнесува 0,49 pg.

Прашања и задачи

1. Азот диоксидот е црвено-кафеав гас којшто е многу отровен. Колкава е масата на азот диоксидот во количество од $5,3 \text{ mol}$?
2. Колкаво количество, изразено во молови, претставува еден килограм од супстанцата $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
3. Минималната дневна потреба од една биолошки важна супстанца (аминокиселината леуцин), $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{NO}_2$, изнесува $1,1 \text{ g}$. Колкаво е потребното количество од оваа киселина изразено во милимолови?
4. Една таблета за грло содржи ментол, кој има формула $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$.
 - а) Колку милимолови ментол се содржат во 5 mg ментол?
 - б) Колку изнесува масата на $1,56 \text{ mol}$ ментол?
5. Густината на една течна супстанца изнесува $1,8 \text{ g/mL}$. Колку молекули од супстанцата се содржат во волумен од 55 mL од неа?
6. Колку изнесува масата на $7,3 \cdot 10^{19}$ формулни единици натриум хлорид?
7. Се проценува дека во телото на човек со маса од 65 kg има 45 kg вода. Колкав број молекули вода содржи телото на човек од 65 kg ?
8. Една вага може да измери маса од најмалку 1 mg . Дали оваа вага може да измери маса од $2 \cdot 10^{15}$ атоми на олово?
9. Колку изнесува моларната маса на лекот диазепам ако се знае дека во $15,86 \text{ g}$ се содржат $0,0557 \text{ mol}$ диазепам?
10. Колкав број атоми се содржат во парче кобалт, во форма на квадар со димензии: $a = 3 \text{ cm}$; $b = 1 \text{ cm}$; $c = 0,5 \text{ cm}$? Густината на кобалтот изнесува $8,9 \text{ g/cm}^3$.

4.5. МОЛАРЕН ВОЛУМЕН

Потсети се!

- Во кои единици се изразува волуменот?
- Што се моларни величини?

Авогадров закон и моларен волумен

Волуменот на која било супстанца зависи од количеството супстанца. Ова уште многу одамна го востановил Авогадро, испитувајќи ги својствата на гасовите. Волуменот на еден гас, освен од количеството супстанца, зависи од притисокот и од температурата на кои се наоѓа гасот. Авогадро мерел волумени на различни гасови при иста температура и ист притисок, земајќи определени количества од гасовите. Мерењата покажале дека волуменот на гасот, при определена температура и притисок, зависи правопропорционално од количеството на гасот, односно од бројот на честички на гасот. Затоа тој поставил една хипотеза, која подоцна била прифатена како закон и во негова чест е наречен Авогадров закон. Авогадровиот закон гласи:

Еднакви волумени од различни гасови при исти услови (температура и притисок) содржат ист број единици.

или

Еднакви количества од различни гасови при исти услови (температура и притисок) зафаќаат еднакви волумени.

Од Авогадровиот закон логички следува дека определено количество гас ќе зафаќа определен волумен на определени услови (притисок и температура). За да може да ги споредуваме волумените на различни количества гас при различни услови, најпрво треба да ги дефинираме условите врз основа на кои ќе ја вршиме споредбата, а кои се нарекуваат **стандардни услови**. По договор, за стандардни услови се сметаат температура од 0 °C (273 K) и нормален атмосферски притисок (1 atm, или приближно 101325 Pa). Волуменот што го зафаќа 1 mol од кој било гас при стандардни услови изнесува 22,4 dm³, се нарекува **моларен волумен** и може да се изрази како:

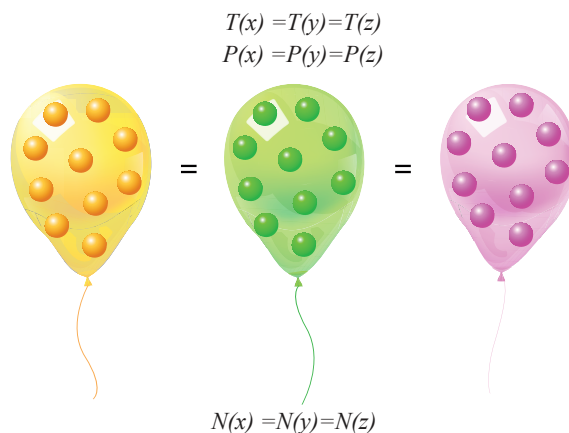
$$V_m = \frac{V(B)}{n(B)}$$

каде што:

V_m е моларен волумен; се изразува во m³/mol, но почесто во dm³/mol

$V(B)$ е волумен на супстанца;

$n(B)$ е количество супстанца.



Слика 4.2. Сливовит приказ на Авогадровиот закон: на иста температура и на ист притисок, еднаков број единици, од различни гасови зафаќаат еднакви волумени.

Значи, **моларен волумен претставува волумен на еден мол супстанца.**

Важно е да нагласиме дека вредноста за моларниот $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ се однесува **само** за гасовити супстанции што се наоѓаат при стандардни услови! Понекогаш, наместо стандардни услови, се дефинираат собни услови, кои одговараат на температура од 25°C и нормален атмосферски притисок. При овие услови моларниот волумен на гасовите изнесува $24 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Очигледно, моларниот волумен е моларна величина, и како сите други моларни величини, тој не зависи од количеството супстанца. Моларниот волумен претставува фактор на пропорционалност меѓу волуменот на гасот и неговото количество.

$$V(B) = V_m \cdot n(B)$$

Врската меѓу волуменот и количеството супстанца ќе ја разгледаме со следниве примери:

Решен пример 4.16.

Главни причинители на киселите дождови се азотните оксиди и сулфур диоксидот чие присуство во атмосферата е зголемено поради нивното присуство во издувните гасови од автомобилите и во гасовите емитирани од индустриските постројки. Колкаво количество сулфур диоксид, изразено во милимолови, претставуваат $89,2 \text{ L SO}_2$ при стандардни услови?

Решение:

Дадено е:

$$V(\text{SO}_2)_{\text{c.y.}} = 89,2 \text{ L} = 89,2 \text{ dm}^3$$

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

Се бара:

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

Моларниот волумен е фактор на пропорционалност меѓу волуменот на гасот и неговото количество, односно

$$V(B) = V_m(B) \cdot n(B)$$

Оттука

$$n(B) = \frac{V(B)}{V_m}$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{89,2 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 3,98 \text{ mol} \approx 4 \text{ mol} = 4000 \text{ mmol}$$

Одговор: Количеството на $89,2 \text{ L SO}_2$, при стандардни услови, изнесува приближно $4 \text{ mol} = 4000 \text{ mmol}$

Решен пример 4.17.

Амонијакот е важна суровина за производство на вештачки ѓубрива, како и за производство на пластични маси, експлозиви, пестициди, бои итн. Колку m^3 амонијак, мерен при стандардни услови, зафаќаат $9,7 \text{ mol}$ од овој гас?

Решение:

Дадено е:

$$n(\text{NH}_3) = 9,7 \text{ mol}$$

Се бара:

$$V(\text{NH}_3)_{\text{с.у.}} = ?$$

Волуменот на амонијакот ќе го пресметаме според величинската равенка:

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m$$

Моларниот волумен на амонијакот (како и на секој друг гас) при стандардни услови изнесува $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$V(\text{NH}_3) = 9,7 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 217,28 \text{ dm}^3$$

Волуменот треба да се изрази во m^3 . Знаејќи дека $1 \text{ dm} = 10^{-1} \text{ m} \Rightarrow (1 \text{ dm})^3 = (10^{-1} \text{ m})^3$, односно $1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$.

$$V(\text{NH}_3) = 217,28 \text{ dm}^3 = 217,28 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \approx 0,22 \text{ m}^3$$

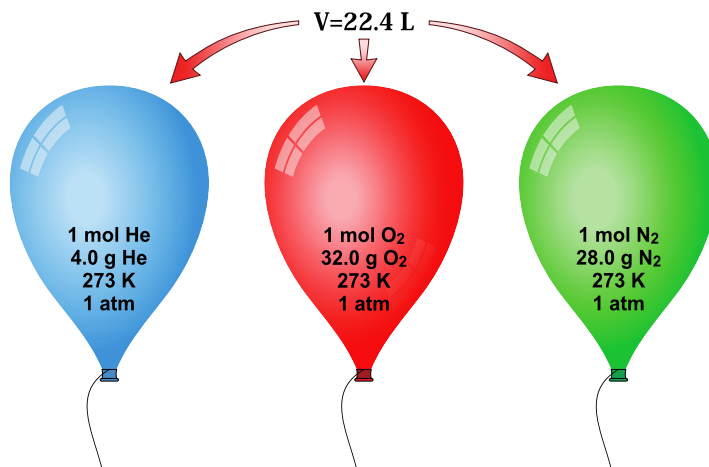
Одговор: Волуменот на $9,7 \text{ mol}$ амонијак, мерен при стандардни услови, изнесува приближно $0,22 \text{ m}^3$.

Иако 1 mol од кој било гас при стандардни услови содржи ист број честички (молекули или атоми за благородните гасови), масата на различните гасови е различна, бидејќи тие имаат различни моларни маси.

Видовме дека количеството супстанца може да го претставиме со следниве величински равенки:

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

$$n(\text{B}) = \frac{V(\text{B})}{V_m}$$



Слика 4.3. При стандардни услови, 1 mol од различни гасови зафаќа волумен од $22,4 \text{ L}$, а масата на секој од гасовите, според бројната вредност, одговара на моларната маса.

Овие равенки се основни равенки во хемиското сметање. Како што може да се забележи, во сите три случаи количеството супстанца е претставено како количник меѓу една величина (која зависи од количеството супстанца) и нејзината моларна величина. Но ако левите страни на овие три равенки се еднакви, тогаш мора да бидат еднакви и нивните десни страни. Затоа, овие три равенства може да ги претставиме и на следниов начин:

$$\frac{N(\text{B})}{N_A} = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{V(\text{B})}{V_m}$$

Да разгледаме неколку примери на задачи за врската меѓу волуменот, масата, количеството супстанца и бројот на единици.

Решен пример 4.18.

Во процесот на ферментација на глюкоза, при правење вино, се ослободиле 88,4 g јаглерод диоксид. Колкав волумен зафаќа оваа маса CO_2 при стандардни услови?

Решение:

Дадено е:

$$m(\text{CO}_2) = 88,4 \text{ g}$$

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

Се бара:

$$V(\text{CO}_2)_{\text{с.у.}} = ?$$

За да го пресметаме волуменот на јаглерод диоксид при стандардни услови, треба да ја примениме равенката:

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m$$

Количеството CO_2 може да го изразиме како однос меѓу масата и неговата моларна маса. Оттука:

$$V(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot V_m}{M(\text{CO}_2)} = \frac{88,4 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 44,99 \text{ dm}^3 \approx 45 \text{ dm}^3$$

Одговор: Волуменот на 88,4 g CO_2 изнесува приближно 45 dm^3 .

Решен пример 4.19.

Цијановодородот (HCN) е гас, кој претставува многу јак крвен отров. Колку изнесува масата на 0,5 m^3 цијановодород, при стандардни услови?

Решение:

Дадено е:

$$V(\text{HCN})_{\text{с.у.}} = 0,5 \text{ m}^3$$

Се бара:

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

Волуменот и масата на HCN може да ги поврземе преку моларната маса и моларниот волумен (бидејќи станува збор за гас при стандардни услови), според следнава равенка:

$$\frac{m(\text{HCN})}{M(\text{HCN})} = \frac{V(\text{HCN})}{V_m} \Rightarrow m(\text{HCN}) = \frac{V(\text{HCN}) \cdot M(\text{HCN})}{V_m}$$

Пред да почнеме со пресметување, треба да направиме претворање на волуменот од m^3 во dm^3 , бидејќи вредноста за моларниот волумен на гасови, при стандардни услови, вообичаено се изразува како: $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$(1 \text{ m})^3 = (10 \text{ dm})^3 \Rightarrow 1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3$$

$$0,5 \text{ m}^3 = 0,5 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 5 \cdot 10^2 \text{ dm}^3$$

Моларната маса на HCN изнесува 27,03 g/mol.

$$m(\text{HCN}) = \frac{5 \cdot 10^2 \text{ dm}^3 \cdot 27,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,033 \cdot 10^2 \text{ g}$$

$$m(\text{HCN}) = 6,033 \cdot 10^2 \text{ g} = 603,3 \text{ g} \approx 0,6 \text{ kg}$$

Одговор: Масата на 0,5 m^3 HCN изнесува 603,3 g или, приближно 0,6 kg.

Решен пример 4.20.

При длабоко вдишување, просечно внесуваме $6,022 \cdot 10^{21}$ молекули кислород. Колкав волумен, мерен при стандардни услови, зафаќаат овие молекули кислород?

Решение:

Дадено е:

$$N(\text{O}_2) = 6,022 \cdot 10^{21}$$

Се бара:

$$V(\text{O}_2)_{\text{с.у.}} = ?$$

Волуменот на кислород, мерен при стандардни услови, и бројот на молекули може да ги поврземе преку следнава равенка:

$$V(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2) \cdot V_m}{N_A}$$

Со замена на вредности за N , N_A и V_m , добиваме:

$$V(\text{O}_2) = \frac{6,022 \cdot 10^{21} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 22,4 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 = 224 \text{ cm}^3$$

Одговор: $6,022 \cdot 10^{21}$ молекули кислород зафаќаат волумен од 224 cm^3 (224 mL).

Решен пример 4.21.

Сулфуроводородот е отровен гас со карактеристичен мирис. Во една реакција, на стандардни услови, се ослободиле $44,8 \text{ cm}^3$ од овој гас. Колкав број молекули сулфуроводород се содржат во овој волумен?

Решение:

Дадено е:

$$V(\text{H}_2\text{S})_{\text{с.у.}} = 44,8 \text{ cm}^3 = 44,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 0,0448 \text{ dm}^3$$

Се бара:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

Бројот на молекули H_2S , при стандардни услови, и волуменот на гасот може да ги поврземе преку следнава равенка:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A}{V_m}$$

Со замена на вредности за V , N_A и V_m , добиваме:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = \frac{44,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 12,04 \cdot 10^{20} \approx 1,2 \cdot 10^{21}$$

Одговор: Во $44,8 \text{ cm}^3$ H_2S , при стандардни услови, се содржат $1,2 \cdot 10^{21}$ молекули H_2S .

Прашања и задачи

1. Сулфур хексафлуорид (SF_6) е гас без боја и мирис што се користи во офталмологијата. Колкав волумен, мерен при стандардни услови, ќе зафаќаат $2,5 \text{ mol}$ од овој гас?
2. Еден балон наполнет со хелиум има волумен од $3,5 \text{ L}$. Колкаво количество хелиум се наоѓа во балонот?
3. Максимално дозволената маса амонијак во 100 g воздух изнесува $2,8 \text{ mg}$. Колкав волумен амонијак, мерен при стандардни услови, претставува оваа маса?
4. Масата на метан (CH_4) во еден сад изнесува $3,9 \text{ kg}$. Колкав волумен метан, мерен при стандардни услови, ќе зафаќа оваа маса метан?
5. Волуменот на азот диоксид, при стандардни услови, изнесува 59 mL . Пресметај ја масата на азот диоксид.
6. Еден балон наполнет со водород зафаќа волумен од $2,5 \text{ dm}^3$ при стандардни услови. Колкава маса водород се содржи во овој волумен?
7. Волуменот на азот, мерен при стандардни услови, во една боца изнесува $5,3 \text{ L}$. Колкав број молекули азот се содржат во овој волумен?
8. Во еден сад се наоѓаат $5 \cdot 10^{23}$ молекули хлор. Колку изнесува волуменот на хлорот, мерен при стандардни услови, во кој се содржи овој број на молекули?
9. Јаглерод монооксидот претставува крвен отров, а смртоносната доза јаглерод монооксид изнесува $2,38 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ на еден литар крв. а) Колку молекули јаглерод монооксид се содржат во оваа маса? б) Колкав волумен јаглерод монооксид, мерен при стандардни услови, зафаќа оваа маса?

4.6. ПРЕСМЕТУВАЊЕ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ

Потсети се!

- Што се претставува со хемиските формули?
- Какво значење имаат индексите во хемиската формула?

Односи и удели

Со поимот хемиска формула се сретна уште на почетокот на изучувањето на хемијата, бидејќи овој поим е еден од основните поими во хемијата. Веќе знаеш дека хемиските формули претставуваат симболичен запис за означување на соединенијата и на некои елементарни супстанции. Се запозна и со различни видови формули, како, на пример, со структурните формули, луисовските формули итн. Постојат различни видови формули, но секоја во себе содржи квалитативни и квантитативни податоци.

Хемиските симболи од кои се состои хемиската формула ни даваат податоци за хемискиот состав на соединението. На пример, формулата H_3PO_4 покажува дека фосфорната киселина е изградена од елементите водород, фосфор и кислород (од елементите, не од елементарните супстанции!). Меѓутоа, освен квалитативни податоци, хемиските формули даваат и квантитативни податоци како за градбените единици на супстанцата, така и за самата супстанца. Да разгледаме какви податоци ни даваат хемиските формули.

I. Хемиската формула означува градбена единица

I.1. Кога станува збор за молекулите како градбени единици, хемиската формула означува една молекула на некое соединение или на некоја елементарна супстанца. На пример, формулата на дифосфорна (пирофосфорна) киселина, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, означува една молекула од $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, која е изградена од атомите на елементите водород, фосфор и кислород. Ова се квалитативни податоци. Квантитативните податоци, пак, се содржат во индексите во формулата. Кога со хемиската формула сакаме да претставиме **една молекула** од некое соединение, тогаш **индексите во формулата го даваат бројот на атоми од секој елемент**. Значи, во една молекула дифосфорна киселина има 4 атоми водород, два атоми фосфор и седум атоми кислород.



Вакво е значењето на индексот и кога станува збор за молекули на елементарна супстанца. На пример, формулата S_8 означува една молекула сулфур, а индексот 8 означува дека таа е изградена од 8 атоми сулфур.

I.2. Освен соединенија изградени од молекули, постојат и соединенија изградени од јони, т.н. јонски соединенија. Во таков случај, наместо за молекули, зборуваме за **формулни единици**. На пример, CaF_2 означува една формулна единица на соединението калциум флуорид. **Индексите во формулната единица го даваат односот на количествата на јоните од кои е изградено соединението.** За примерот на CaF_2 , може да напишеме дека

$$n(\text{Ca}^{2+}) : n(\text{F}^-) = 1 : 2$$

II. Хемиската формула означува супстанца

Кога со хемиската формула се означува супстанца, без разлика дали супстанцата е изградена од молекули или од јони, тогаш со односот на индексите во формулата е претставен односот на количествата на соодветните елементи.

За пресметувањата што се темелат врз позната хемиска формула, важно е да знаеме дека во општ случај, **односот на индексите во формулата го дава односот на количествата на елементите во соединението.**

Пред да почнеме со пресметувања што се темелат врз позната хемиска формула, да се запознаеме со физичките величини што се ползуваат за изразување на квантитативниот состав на системите. Една група величини со кои се изразува квантитативниот сооднос на две компоненти во еден систем се т.н. **односи**. Соодносот на две компоненти (на пример, означени со В и С) на еден хемиски систем може да се изрази како:

Количествен однос	Броен однос	Масен однос	Волуменски однос
однос меѓу количествата на компонентите В и С	однос меѓу бројот на единици на компонентите В и С	однос меѓу масите на компонентите В и С	однос меѓу волумените на компонентите В и С
$r(\text{B}, \text{C}) = \frac{n(\text{B})}{n(\text{C})}$	$r(\text{B}, \text{C}) = \frac{N(\text{B})}{N(\text{C})}$	$\zeta(\text{B}, \text{C}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{C})}$	$\psi(\text{B}, \text{C}) = \frac{V(\text{B})}{V(\text{C})}$

Како што може да се забележи, количествениот (молски) однос е еднаков на бројниот однос, затоа што количеството супстанца и бројот на единици се поврзани преку Авогадровата константа. Лесно може да се заклучи дека односите се бездимензионални величини, бидејќи секој од нив е количник од две исти величини. Бројните вредности, пак, на овие величини најчесто се изразуваат како најмали целобројни односи.

Една друга група величини за изразување на квантитативниот состав на системите се т.н. **удели**. Генерално, може да кажеме дека **уделите покажуваат со колкав квантитативен дел учествува една компонента во целиот систем.**

Како и односите, така и уделите може да бидат количествен (молски), броен, масен и волуменски:

Количествен удел	Броен удел	Масен удел	Волуменски удел
однос (количник) меѓу количеството на компонентата В и вкупното количество на сите компоненти во системот	однос меѓу бројот на единици на компонентата В и вкупниот број единици од сите компоненти во системот	однос меѓу масата на компонентата В и вкупната маса од сите компоненти во системот	однос меѓу волуменот на компонентата В и збирот од волумените на сите компоненти во системот
$x(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$	$x(B) = \frac{N(B)}{\sum N_i}$	$w(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$	$\varphi(B) = \frac{V(B)}{\sum V_i}$

Без разлика за каков тип удел станува збор (количествен, броен, масен или волуменски), уделите секогаш се броеви помали од единица, бидејќи тие се делови од целото. Но затоа, пак, збирот на уделите на сите компоненти во системот е еднаков на 1. Уделите, исто како и односите, се бездимензионални величини, меѓутоа многу често тие се изразуваат во проценти. Процентот е стоти дел од целото ($1\% = 1/100$). Поради тоа, кога уделот го изразуваме во проценти, треба да го помножимо со 100 %. Кога уделите се изразуваат во проценти, збирот на уделите на сите компоненти во системот е еднаков на 100 %.

Пресметување на квантитативен состав на соединение врз основа на хемиска формула

Откако се потсетивме за различните начини на изразување на квантитативниот состав на системите, со следниве примери ќе разгледаме како тие се применуваат за пресметување на квантитативен состав на соединение врз основа на позната хемиска формула.

Решен пример 4.22.

Колку изнесува односот на количествата на елементите во соединението со формула $C_3H_7NO_2$?

Решение: Односот на количествата на елементите во ова соединение е:

$$n(C) : n(H) : n(N) : n(O) = 3 : 7 : 1 : 2$$

Решен пример 4.23.

Колку изнесува односот на количествата на: а) алуминиумовите и сулфатните јони и б) на елементите во алуминиум сулфат?

Решение: За да одговориме на барањата во задачата, најнапред треба да ја напишеме формулата на алуминиум сулфат. Таа е $Al_2(SO_4)_3$.

а) Алуминиум сулфатот е изграден од Al^{3+} и SO_4^{2-} јони. Односот на нивните количества може да го запишеме како:

$$n(Al^{3+}) : n(SO_4^{2-}) = 2 : 3$$

или

$$r(\text{Al}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}) = \frac{n(\text{Al}^{3+})}{n(\text{SO}_4^{2-})} = \frac{2}{3}$$

- б) Кога треба да го претставиме односот на количествата на елементите во полиатомски јон, индексот на секој елемент во заградата (во овој случај сулфур и кислород) мора да се помножи со индексот за целата група (во овој случај 3). Според тоа,

$$n(\text{Al}) : n(\text{S}) : n(\text{O}) = 2 : 3 : 12$$

Освен количествени односи, врз основа на позната хемиска формула може да се пресметуваат: масени односи меѓу елементите во соединението; молски удели на елементите во соединението; масени удели на елементите во соединението; како и пресметување количества, маси итн. на еден од елементите, кога се познати квантитативни податоци за соединението, и обратно. Но сите овие пресметки се темелат врз **односи меѓу количествата**. Сето ова ќе го разгледаме низ неколку примери.

Решен пример 4.24.

Колку изнесува односот на масите на елементите во N_2O_5 ?

Решение:

Дадено е:

Хемиската формула, N_2O_5

Се бара:

$m(\text{N}) : m(\text{O})$ или $\zeta(\text{N}, \text{O})$

Индексите во формулата ни го даваат односот на количествата на елементите што се содржат во диазот пентаоксид.

$$n(\text{N}) : n(\text{O}) = 2 : 5$$

Во задачата се бара масениот однос на елементите во N_2O_5 , па затоа треба количеството супстанца да го поврземе со масата, а како што знаеме, тие меѓу себе се поврзани преку моларната маса, т.е. $m(\text{B}) = n(\text{B}) \cdot M(\text{B})$. Значи, може да напишеме:

$$m(\text{N}) : m(\text{O}) = n(\text{N}) \cdot M(\text{N}) : n(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 2 \text{ mol} \cdot 14 \text{ g/mol} : 5 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 28 : 80 = 7 : 20$$

или

$$\zeta(\text{N}, \text{O}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{O})} = \frac{n(\text{N}) \cdot M(\text{N})}{n(\text{O}) \cdot M(\text{O})} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 14 \text{ g/mol}}{5 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol}} = \frac{28}{80} = \frac{7}{20}$$

Одговор: Масениот однос на азот и кислород во N_2O_5 изнесува 7 : 20.

Решен пример 4.25.

Колку изнесуваат бројните удели на елементите во сулфурната киселина изразени во проценти? Дали ќе бидат исти со молските (количествени) удели?

Решение:

Дадено е:

Хемиската формула, H_2SO_4

Се бара:

$x(\text{H}; \text{H}_2\text{SO}_4) = ?$; $x(\text{S}; \text{H}_2\text{SO}_4) = ?$; $x(\text{O}; \text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Бројниот удел е даден со следнава величинска равенка:

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

Бројот на атоми од секој од елементите во една молекула H_2SO_4 е даден со индексите во формулата. Според тоа,

$$x(H; H_2SO_4) = \frac{N(H)}{N(H) + N(S) + N(O)} = \frac{2}{2 + 1 + 4} = \frac{2}{7} = 0,2857 = 0,2857 \cdot 100 \% = 28,57$$

$$x(S; H_2SO_4) = \frac{N(S)}{N(H) + N(S) + N(O)} = \frac{1}{7} = 0,1429 = 0,1429 \cdot 100 \% = 14,29 \%$$

$$x(O; H_2SO_4) = \frac{N(O)}{N(H) + N(S) + N(O)} = \frac{4}{7} = 0,5714 = 0,5714 \cdot 100 \% = 57,14 \%$$

Збирот на уделите изнесува: $(28,57 + 14,29 + 57,14) \% = 100 \%$. Како што кажавме претходно, бројните удели се еднакви со молските удели.

Одговор: Бројните удели на елементите во сулфурната киселина изнесуваат:

$$x(H; H_2SO_4) = 28,57 \%; x(S; H_2SO_4) = 14,29 \%; x(O; H_2SO_4) = 57,14 \%.$$

Решен пример 4.26.

Да се определат масените удели на елементите во Fe_2O_3 изразени во проценти.

Решение:

Дадено е:

Хемиската формула, Fe_2O_3

Масениот удел се пресметува според следнава величинска равенка:

Се бара:

$w(Fe; Fe_2O_3) = ?$ $w(O; Fe_2O_3) = ?$

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

Кога станува збор за масен удел на елемент во соединение, збирот од масите на сите елементи, всушност, е масата на соединението. Според тоа, за масениот удел на елемент во соединение може да напишеме:

$$w(\text{елемент; соединение}) = \frac{m(\text{елемент})}{m(\text{соединение})}$$

Масите на железото и на желез(III) оксидот може да ги претставиме како производ од нивните количества и нивните моларни маси.

$$w(\text{елемент; соединение}) = \frac{n(\text{елемент})}{n(\text{соединение})} \cdot \frac{M(\text{елемент})}{M(\text{соединение})}$$

Количествениот однос меѓу елементот и соединението што го содржи тој елемент е еднаков на индексот на елементот во даденото соединение (i). Единиците за моларната маса ќе се скратат, а бројните вредности соодветствуваат на релативната атомска маса

на елементот и релативната молекулска маса на соединението. Оттука, може да изведеме една општа величинска равенка за пресметување масен удел на елемент во соединение:

$$w(\text{елемент; соединение}) = \frac{i(\text{елемент}) \cdot A_r(\text{елемент})}{M_r(\text{соединение})}$$

Сега оваа величинска равенка може да ја примениме за пресметување на масените удели на железо и на кислород во железо(III) оксид. За таа цел, мора најпрво да ја пресметаме релативната молекулска маса на Fe_2O_3 .

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 55,84 + 3 \cdot 16 = 159,68$$

Индексот на железото во железо(III) оксид е 2. Значи, масениот удел на железо во железо(III) оксид е:

$$w(\text{Fe; Fe}_2\text{O}_3) = \frac{2 \cdot 55,84}{159,68} = 0,6994 = 69,94 \%$$

Масениот удел на кислородот во железо(III) оксид може да го пресметаме како остаток до 100 % или со примена на формулата за пресметување масен удел на елемент во соединение.

$$w(\text{O; Fe}_2\text{O}_3) = 100 \% - w(\text{Fe; Fe}_2\text{O}_3) = 100 \% - 69,94 \% = 30,06 \%$$

или

$$w(\text{O; Fe}_2\text{O}_3) = \frac{3 \cdot 16}{159,68} = 0,3006 = 30,06 \%$$

Одговор: Масениот удел на железото во железо(III) оксид изнесува 69,94 %, а на кислородот 30,06 %.

Решен пример 4.27.

Оксалната киселина е органска киселина што се среќава во составот на многу растенија, а особено ја има во спанакот. Многу често се среќава во вид на кристалохидрат, со следнава формула: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Колку изнесува масениот удел на водата и колку изнесуваат масените удели на секој од елементите во оксалната киселина?

Решение:

Дадено е:

Формула $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

$w(\text{C; H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$

$M_r(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126,07$

Се бара:

$w(\text{H}_2\text{O; H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$; $w(\text{H; H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$

$w(\text{O; H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение: Кога се бара масен удел на вода во некој кристалохидрат, водата се смета за посебна единка. Притоа, во пресметувањата се вклучува нејзината релативна молекулска маса. Се разбира, кога се бараат масените удели на секој поодделен елемент во соединението, за масените удели на водород и кислород мора да се земат предвид водородните и кислородните атоми од водата.

$$w(\text{H}_2\text{O}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \cdot 18,02}{126,07} = 0,2859 = 28,59 \%$$

$$w(\text{H}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{6 \cdot 1,01}{126,07} = 0,0481 = 4,81 \%$$

$$w(\text{C}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \cdot 12,01}{126,07} = 0,1905 = 19,05 \%$$

$$w(\text{O}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{6 \cdot 16,00}{126,07} = 0,7618 = 76,15 \%$$

Одговор: $w(\text{H}_2\text{O}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 28,59 \%$; $w(\text{H}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 4,81 \%$;
 $w(\text{C}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 19,05 \%$; $w(\text{O}; \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 76,15 \%$

Решен пример 4.28.

Амониум сулфатот се користи како вештачко ѓубриво. Колкава маса азот се содржи во 250 g амониум сулфат?

Решение:

Дадено е:

$$m[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 250 \text{ g}$$

Се бара:

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

За да ја пресметаме масата на азот во 250 g амониум сулфат, мора да ја знаеме точната формула на амониум сулфатот. Таа е $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Следниот чекор е да поставиме количествен однос меѓу азотот и амониум сулфатот.

$$\frac{n(\text{N})}{n[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]} = \frac{2}{1}$$

Оттука,

$$n(\text{N}) = 2 \cdot n[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$$

Бидејќи во задачата се бара масата на азот, а е дадена масата на амониум сулфат, згодно е количествата да се изразат како однос меѓу масата и моларната маса.

$$\frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{2 \cdot m[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]}{M[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]} \quad m(\text{N}) = \frac{2 \cdot m[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] \cdot M(\text{N})}{M[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]}$$

Моларната маса на $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$ изнесува 132,14 g/mol. Со замена на физичките величини во последната величинска равенка со нивните бројни вредности и соодветните единици, за масата на азотот ќе добиеме:

$$m(\text{N}) = \frac{2 \cdot 250 \text{ g} \cdot 14,01 \text{ g/mol}}{132,14 \text{ g/mol}} = 53,01 \text{ g}$$

Одговор: Во 250 g амониум сулфат се содржат 53,01 g азот.

Решен пример 4.29.

Молекулската формула на витаминот Е (α -токоферол) е $C_{29}H_{50}O_2$ ($M_r = 430,75$). Колкав број атоми водород се содржат во 215,355 g од витаминот Е?

Решение:

Дадено е:

$$m(C_{29}H_{50}O_2) = 215,355 \text{ g}$$

$$M_r(C_{29}H_{50}O_2) = 430,75$$

Се бара:

$$N(H) = ?$$

Од молекулската формула на витамин Е, може да се заклучи дека:

$$\frac{N(H)}{N(C_{29}H_{50}O_2)} = \frac{50}{1} \Rightarrow N(H) = 50 \cdot N(C_{29}H_{50}O_2)$$

$N(C_{29}H_{50}O_2)$, може да го изразиме како $n(C_{29}H_{50}O_2) \cdot N_A$, па оттука:

$$N(H) = 50 \cdot n(C_{29}H_{50}O_2) \cdot N_A$$

Бидејќи е позната масата на витамин Е, неговото количество можеме да го изразиме како количник од неговата маса и неговата моларна маса, односно:

$$N(H) = 50 \cdot \frac{m(C_{29}H_{50}O_2)}{M(C_{29}H_{50}O_2)} \cdot N_A$$

Со замена на вредности за m , M и N_A добиваме:

$$N(H) = 50 \cdot \frac{215,355 \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{430,75 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 150,536 \cdot 10^{23} \approx 1,5 \cdot 10^{25}$$

Одговор: Во 215,355 g витамин Е се содржат $1,5 \cdot 10^{25}$ атоми водород.

Определување емпириска и вистинска формула врз основа на квантитативни податоци за соединението

Во задачите што ги разгледаваме, хемиските формули на соединенијата беа познати и од нив врз основа на односите на количествата изразени преку односот на индексите во формулата, пресметувавме различни квантитативни податоци за составот на соединението. При овие пресметки секогаш се тргнуваше од односот на количествата на елементите во соединението.

Меѓутоа, понекогаш не ни е позната хемиската формула на соединението, а од хемиската анализа на соединението имаме квантитативни податоци за составот на соединението. Во таков случај, за да ја определиме формулата на соединението, постапуваме обратно – квантитативните податоци ги изразуваме како односи на количествата на елементите во соединението. На таков начин ги добиваме индексите во хемиската формула. Најчесто во формулите на соединенијата се запишува најмалиот целоброен однос на количествата на елементите во неговиот состав, бидејќи со индексите се претставува односот на количествата,

а избраните броеви за индексите што ќе го дадат тој ист однос. На пример, односот $2 : 3$ е ист и со односот запишан како $4 : 6$ или како $6 : 9$.

Ако во хемиската формула индексите се запишани со најмалиот целоброен однос, тогаш станува збор за т.н. **емпириска или најпроста формула**. Значи:

Емпириска (најпроста) формула е хемиска формула во која индексите го покажуваат најмалиот целоброен однос на количествата на елементите во соединението.

Кога станува збор за ковалентни соединенија, честопати е потребно да го знаеме точниот број атоми од секој елемент во состав на молекулата. Во такви случаи хемиската формула не ја запишуваме со најмалите целобројни индекси, туку со индекси што го покажуваат точниот број атоми во молекулата. Таквите формули се нарекуваат **молекулски или вистински формули**. Според тоа:

Молекулска (вистинска) формула е хемиска формула во која индексите го покажуваат точниот број атоми во молекулата на соединението.

Се разбира, индексите во молекулската формула и оние во емпириската формула на едно соединение се меѓусебно поврзани. Всушност, индексите во молекулската формула се целоброен производ од индексите во емпириската формула. Оттука, ако ја знаеме молекулската формула на едно соединение, лесно може да ја напишеме и неговата емпириска формула. Од друга страна, ако ја знаеме релативната молекулска маса на соединението и неговата емпириска формула, тогаш може да ја најдеме неговата молекулска формула, знаејќи дека релативната молекулска маса што одговара на емпириската формула се содржи цел број пати во релативната молекулска маса на молекулската формула. Да разгледаме неколку примери.

Решен пример 4.29.

Молекулската формула на глюкоза е $C_6H_{12}O_6$. Која е емпириската формула на глюкозата?

Решение: Во емпириската формула индексите се дадени во својот најмал целоброен однос. Тоа значи дека за да ја претвориме молекулската формула во емпириска, треба индексите да ги поделиме со најголемиот заеднички делител. За молекулската формула на глюкоза, $C_6H_{12}O_6$, најголем заеднички делител е бројот 6. Според тоа, емпириската формула на глюкозата е CH_2O .

Одговор: Емпириската формула на глюкозата е CH_2O .

Решен пример 4.30

Емпириската формула на едно соединение е CH. Неговата релативна молекулска маса изнесува 78,12. Која е вистинската формула на соединението?

Решение: Релативната молекулска маса на емпириската формула се содржи цел број пати во релативната молекулска маса на молекулската формула. За да најдеме колку изнесува тој број, треба да ги поделиме релативните молекулски маси на молекулската и на емпириската формула.

$$M_r(\text{CH}) = A_r(\text{C}) + A_r(\text{H}) = 12,01 + 1,01 = 13,02$$

$$\frac{M_r(\text{молекулска})}{M_r(\text{емпириска})} = \frac{78,12}{13,02} = 6$$

Значи, емпириската формула се содржи 6 пати во молекулската, па според тоа, вистинската формула на ова соединение е C_6H_6 .

Одговор: Вистинската формула на соединението е C_6H_6 . Индексите на елементите во емпириската формула се множат со 6.

Да разгледаме неколку примери за определување на емпириска и вистинска формула.

Решен пример 4.31.

Хемиската анализа на едно соединение покажала дека соединението содржи 1,52 g азот и 3,47 g кислород. Која е емпириската формула на ова соединение?

Решение?

Дадено е:

$$m(\text{N}) = 1,52 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 3,47 \text{ g}$$

Се бара:



Внимавај! Азотот и кислородот не ги запишавме како N_2 и O_2 , бидејќи така се запишуваат елементарните супстанции азот и кислород, а во овој случај тие се меѓусебно сврзани во соединение.

За да се определи емпириската формула на соединение, треба да се најде најмалиот целоброен однос на индексите во хемиската формула. Во овој случај ќе напишеме:

$$x : y = n(\text{N}) : n(\text{O})$$

Количествата на азот и кислород ќе ги изразиме како количник од масата и моларната маса, а потоа ќе ги внесеме вредностите за масите добиени од анализата, и соодветните моларни маси.

$$x : y = \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})}$$

$$x : y = \frac{1,52 \text{ g}}{14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} : \frac{3,47 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$x : y = 0,108 \text{ mol} : 0,217 \text{ mol}$$

Во емпириските формули индексите го даваат најмалиот **целоброен** однос, што значи дека добиените вредности за количествата треба да ги сведеме на цели броеви. Затоа најнапред двете добиени вредности ќе ги поделиме со помалата вредност за еден од индексите да сведеме на единица.

$$\begin{aligned}x : y &= 0,108 \text{ mol} : 0,217 \text{ mol} \quad /: 0,108 \text{ mol} \\x : y &= 1 : 2,0092 \\x : y &= 1 : 2\end{aligned}$$

Индексите во формулата се 1 за азот и 2 за кислород, што значи емпириската формула е NO_2 .

Одговор: Емпириската формула на соединението е NO_2 .

Решен пример 4.32.

Масените удели на елементите во ванилин (супстанцата што е одговорна за вкусот на зачинот ванила) изнесуваат: $w(\text{C}) = 63,25 \%$; $w(\text{H}) = 5,26 \%$; $w(\text{O}) = 31,6 \%$. Определи ја емпириската формула на ванилин.

Решение:

Дадено е:

$$w(\text{C}) = 63,25 \%$$

$$w(\text{H}) = 5,26 \%$$

$$w(\text{O}) = 31,6 \%$$

Се бара:

Емпириска формула, $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

За да ја определиме емпириската формула на ванилин, треба да ги најдеме количествата на сите елементи, а потоа да го определиме нивниот најмал целоброен однос. Количествата на елементите можеме да ги пресметаме како количник од масата на елементот и неговата моларна маса. Во овој случај немаме податоци за масите, тука за масените удели на елементите во соединението изразени во проценти. Во ваков случај може да сметаме дека масата на супстанцата е 100 g (на пр., $63,25 \text{ g}/100 \text{ g} = 0,6325 = 63,25 \%$), па според тоа, бројните вредности за масените удели на секој од елементите ќе бидат еднакви на бројните вредности на нивните маси.

$$m(\text{C}) = w(\text{C}) \cdot m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 0,6325 \cdot 100 \text{ g} = 63,25 \text{ g}$$

$$m(\text{H}) = w(\text{H}) \cdot m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 0,0526 \cdot 100 \text{ g} = 5,26 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = w(\text{O}) \cdot m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 0,316 \cdot 100 \text{ g} = 31,6 \text{ g}$$

Количествата на секој од елементите се:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{63,25 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 5,266 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{5,26 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 5,208 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{31,6 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,975 \text{ mol}$$

$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 5,266 \text{ mol} : 5,208 \text{ mol} : 1,975 \text{ mol}$$

Ќе ги поделиме сите количества со најмалата вредност за количеството, 1,975 mol.

$$x : y : z = 2,66 : 2,64 : 1$$

Во овој случај не добивме целобројни вредности за сите индекси. Целобројни вредности може да добиеме ако сите три вредности ги помножиме со некој број со кој ќе се добијат цели броеви. Во овој треба да помножиме со 3.

$$x : y : z \approx 8 : 8 : 3 \Rightarrow \text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$$

Одговор: Емпириската формула на ванилин е $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$.

Решен пример 4.33.

Во фотохемискиот смог е најдено соединение на јаглерод и кислород чија моларна маса изнесува 56 g/mol. Масениот удел на јаглеродот во соединението изнесува 42,9 %, а на кислородот 57,1 %. Која е молекулската (вистинската формула) на ова соединение?

Решение:

Дадено е:

$$w(\text{C}) = 42,9 \%$$

$$w(\text{O}) = 57,1 \%$$

$$M(\text{C}_x\text{O}_y) = 56 \text{ g/mol}$$

Оваа задача може да се реши на два начина.

Се бара:



1. Кога ги знаеме масените удели на елементите во соединението и моларната маса (т.е. релативната молекулска маса), индексите во формулата можеме да ги пресметаме директно од формулата за пресметување масен удел на елемент во соединение.

$$w(\text{ел. во соедин.}) = \frac{i(\text{ел.}) \cdot A_r(\text{ел.})}{M_r(\text{соедин.})} \Rightarrow i(\text{ел.}) = \frac{w(\text{ел. во соедин.}) \cdot M_r(\text{соедин.})}{A_r(\text{ел.})}$$

Пред да ги пресметаме индексите, треба да се ослободиме од процентите.

$$x = i(\text{C}) = \frac{w(\text{C}) \cdot M_r(\text{C}_x\text{O}_y)}{A_r(\text{C})} = \frac{0,429 \cdot 56}{12,01} = 2$$

$$y = i(\text{O}) = \frac{w(\text{O}) \cdot M_r(\text{C}_x\text{O}_y)}{A_r(\text{O})} = \frac{0,571 \cdot 56}{16} = 1,998 \approx 2$$

Според овој начин на решавање, формулата на соединението е C_2O_2 .

2. Според вториот начин на решавање, најнапред се определува емпириската формула на соединението на ист начин како што направивме во претходниот пример. Потоа се споредува релативната молекулска маса на вистинската формула со онаа на добиената емпирииска формула.

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{42,9 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,57 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{57,1 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,57 \text{ mol}$$

$$x:y = n(\text{C}) : n(\text{O}) = 3,57 \text{ mol} : 3,57 \text{ mol}$$

$$x:y = 1 : 1$$

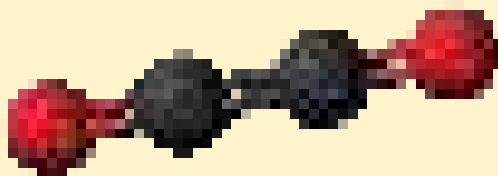
Емпириската формула на соединението е CO, а $M_r(\text{CO}) = 28,01$.

$$\frac{M_r(\text{вистинска})}{M_r(\text{емпирирска})} = \frac{M_r(\text{C}_x\text{O}_y)}{M_r(\text{CO})} = \frac{56}{28,01} = 2$$

Ова значи дека индексите во вистинската формула се двапати поголеми од оние во емпириската, односно вистинската формула е C_2O_2 .

Одговор: Вистинската формула на соединението е C_2O_2 .

Додаток: Ова необично соединение што го има во фотохемискиот смог се нарекува: етилен дион; дијаглерод диоксид или јаглерод пероксид. Неговата структурна формула е: $\text{O}=\text{C}=\text{C}=\text{O}$



Прашања и задачи

1. Изрази го односот на количествата на елементите во: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$; N_2O_5 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; Na_2CO_3 ; Cl_2O_7 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
2. Изрази го количествениот (молскиот) однос на Fe со Fe_2O_3 .
3. Изрази го масениот однос на сулфурот и кислородот во SO_3 .
4. Хлорофилот е комплексно соединение на магнезиумот што се наоѓа во зелените делови на растенијата, а кое има клучна улога во процесот на фотосинтеза. Молекулската формула на хлорофилот е: $\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{N}_4\text{O}_5\text{Mg}$. Колкав е количествениот (молскиот удел) на елементите во хлорофилот?
5. Една органска супстанца од која се произведува најлон има формула $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$. Пресметај ги количествените удели на елементите во ова соединение.
6. Пеницилинот е првиот антибиотик којшто бил откриен од Александар Флеминг во 1928 година од еден вид мувла. Оттогаш се синтетизирани голем број пеницилински и други видови антибиотици. Еден таков антибиотик е пеницилин F, со формула $\text{C}_{14}\text{H}_{20}\text{N}_2\text{SO}_4$. Колку изнесуваат масените удели на елементите во пеницилин F?
7. Определи кое од следниве вештачки ѓубрива: уреа (CON_2H_4), амониум нитрат или амониум сулфат, содржи најголем масен удел на азот?
8. Масениот удел на калциум фосфат во коските на возрасен човек изнесува 58 %. Колкава маса фосфор содржат коските на возрасен човек ако просечно нивната маса изнесува 11 килограми?
9. Колку изнесува масениот удел на водата во $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$?
10. Колкаво количество азот се содржи во 25 g HNO_3 ?
11. Во колкава маса P_4O_{10} се содржат 48 g кислород?
12. Супстанцата што на лукот му го дава карактеристичниот вкус се нарекува алицин. Емпириската формула на алицин е $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_2\text{S}$. Колку грама сулфур се содржат во 25,0 g алицин?
13. Препорачаната дневна доза од витаминот B_2 (рибофлавин), $\text{C}_{17}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}_6$ изнесува 1,70 mg. Колкава маса на азот се содржи во дневната доза од овој витамин?
14. За да се зголеми октанскиот број на бензините, т.е. за да се намали детонацијата при нивното согорување, во нив се додава тетраетилолово, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$. Меѓутоа, со употреба на овој антидетонатор се зголемува концентрацијата на олово во воздухот, кое, како што е познато, е отровно. Во колкава маса тетраетилолово се содржат 207 mg Pb?
15. Естрадиолот ($\text{C}_{18}\text{H}_{24}\text{O}_2$), претставува женски полов хормон. Колкав број атоми јаглерод се содржат во 15 mg естрадиол?

16. При труење со јаглерод моноксид се образува карбонил на железото со емпириска формула $\text{Fe}(\text{CO})$. Која е молекулската формула на овој карбонил ако се знае дека релативната молекулска маса на образуваниот карбонил е 504?
17. Емпириската формула на еден инсектицид е CHCl . Неговата релативна молекулска маса е 291. Која е молекулската формула на инсектицидот?
18. Кои се емпириските формули на соединенијата чии молекулски формули се: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$; P_4O_{10} ; N_2H_4 ; Al_2Cl_6 .
19. Парче ураниум со маса од 2,5 g е спалено на воздух, при што се добил оксид на ураниумот со маса 2,949 g. Определи ја емпириската формула на оксидот.
20. Цисплатинот е првиот лек за канцер, кој сè уште се користи во хемотерапијата за лекување на некои видови канцер. Масените удели на елементите во цисплатин се: $w(\text{N}) = 9,34\%$; $w(\text{H}) = 2,02\%$; $w(\text{O}) = 23,36\%$ и $w(\text{Pt}) = 65,50\%$. Која е емпириската формула на цисплатин?
21. Масените удели на елементите (елементарниот состав) на една супстанца што се употребува во производството на барбитурати (седативи, апчиња за спиење) се: $w(\text{C}) = 34,6\%$; $w(\text{H}) = 3,9\%$; $w(\text{O}) = 61,5\%$. Определи ја емпириската формула на ова соединение.
22. Никотинот е отровна супстанца што ја има во листовите на тутунот. Моларната маса на никотинот изнесува 162 g/mol, а масените удели на елементите се: $w(\text{C}) = 74,00\%$; $w(\text{H}) = 8,65\%$; $w(\text{N}) = 17,35\%$. Определи ја молекулската формула на никотинот.
23. Релативната молекулска маса на едно соединение е 180. Масените удели на елементите во соединението се: $w(\text{C}) = 40,0\%$; $w(\text{H}) = 6,7\%$; $w(\text{O}) = 53,3\%$. Определи ја вистинската формула на соединението.

Истражувај!

На интернет побарај податоци за материјалите што се нарекуваат суперспроводници, а потоа и за првиот керамички материјал за кој било утврдено дека покажува суперспроводливост на температура повисока од 77 K (температура на вриење на течен азот). Тој е изграден од итриум, бариум, бакар и кислород. Најди ја неговата вистинска формула, а потоа пресметај ги масените удели на секој од елементите во неговиот состав.

ТЕРМИНОЛОШКИ РЕЧНИК

Авогадров број – број на честички во 12 g од изотопот ^{12}C , кој изнесува $6,022 \cdot 10^{23}$.

Авогадрова константа (N_A) – број на единици (атоми, молекули, јони итн.) во еден мол супстанца.

Агрегатна состојба – физичко својство на супстанцата во врска со јачината на привлечните сили

што дејствуваат меѓу нејзините честички и начинот на нивните движења. Може да биде цврста, течна или гасовита.

Аморфна супстанца – цврста супстанца во чија структура нема правилен распоред на градбените единици.

Амфотерен оксид – оксид кој може да реагира и со киселини и со бази.

Анјон – негативно наелектризиран јон.

Аномалија на водата – својство на водата што се манифестира со поголема густина на течната вода отколку на мразот.

Атом – основна градбена единица на елементите.

Атомска единица за маса – една дванаесеттина ($1/12$) од масата на изотопот на јаглерод ^{12}C . Се бележи со латиничната буква u.

Атомска орбитала – дел од просторот околу атомското јадро каде што е најголема веројатноста да се најде електронот.

Атомски број – број на протони во јадрото на атомот на некој елемент.

Атомски кристал – кристал чиешто градбени единици се атоми, меѓусебно поврзани со ковалентни врски.

Атомски радиус – растојание меѓу јадрото на атомот и последниот електронскиот слој на атомот. Се пресметува како половина од растојанието меѓу јадрата на два атома на ист елемент што се допираат, претпоставувајќи дека атомите имаат сферен облик.

Атомско јадро – дел од атомот во кој е концентрирана неговата маса. Се состои од протони и неутрони.

Афинитет кон електронот – енергијата што атомот на елементот, во гасовита агрегатна состојба, ја разменува со околината кога прима електрон, при што се образува анјон.

Бази – хидроксиди кои се раствораат во вода.

Базен оксид – оксид кој при реакција со вода образува база, а при реакција со киселини образува сол.

Бескислородна киселина – неорганска киселина што во киселинскиот остаток не содржи кислород.

Бинарна сол – сол изградена од два елемента.

Благороден гас – гас што припаѓа на групата гасови кои со заедничко име се нарекуваат благородни гасови. Тоа се елементите од 18 група во Периодниот систем на елементите (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Кај овие елементи електронскиот слој со највисока енергија е целосно пополнет со електрони.

Боров атомски модел – модел за градба на атомот што го предложил Нилс Бор. Според овој модел атомот се состои од јадро околу кое електроните се движат по кружни патеки т.н. орбити на точно

определени растојанија од јадрото што се енергетски дозволени.

Броен однос – однос меѓу бројот на единки-те на две компоненти во еден систем.

Броен удел е однос (количник) меѓу бројот на единките на една компонента и збирот од бројот на единките на сите компоненти во еден систем.

Валентни електрони – електрони од последниот електронски слој. Овие електрони учествуваат во образување на хемиски врски.

Валентност – број на хемиски врски што ги образува еден атом со други атоми.

Вандервалсовски сили – меѓумолекулски заемодејства од електростатска природа.

Величинска равенка – равенство во кое физичката величина се изразува како производ од нејзината бројна вредност и единицата на физичката величина.

Водородна врска – специјален вид на заемодејство меѓу поларни молекули. Се образува со заемодејство меѓу водородниот атом од молекула во која тој е сврзан за атом со голема електронегативност (на пример F, O, N и др.) и друг таков електронегативен атом што содржи несврзувачки електронски пар/парови од молекула на истата супстанца или на друга супстанца.

Волуменски однос – однос меѓу волумените на две компоненти во еден систем.

Волуменски удел е однос (количник) меѓу волуменот на една компонента и збирот од волумените на сите компоненти во еден систем.

Главен квантен број – квантен број што го определува растојанието на определен електронски слој од јадрото, т.е. го определува енергетското ниво. Се бележи со n .

Групи – вертикалните низи во Периодниот систем на елементите.

Двојна врска – ковалентна врска образувана од два заеднички електронски пара.

Двојна сол – сол која содржи два или повеќе катјони и/или анјони.

Дегенерирани орбитали – орбитали што имаат иста енергија.

Делокализирани електрони – електрони од хемиска врска/и што се распределени на повеќе од два атома.

Деутериум – изотоп на водородот со масен број 2.

Дехидратација – процес при кој од една супстанца се отстранува вода.

Дисперзиони сили – заемодејства што се јавуваат меѓу неполярни молекули или меѓу атоми поради воспоставување приврмени диполи.

Единична врска – ковалентна врска образувана само од еден заеднички електронски пар.

Единица на физичка величина – величина земена како стандард за споредување на физичкото својство.

Електрон – честичка од која е изградена електронската обвивка на атомот, а која е негативно наелектризирана.

Електронегативност – способноста на еден атом да ги привлекува електроните од заедничките електронски парови кога е хемиски сврзан.

Електронска конфигурација – распоред на електроните во орбиталите според правилата за нивно пополнување: растење на енергијата, принцип на Паули и Хундово правило.

Електронска обвивка – обвивка од електрони околу атомското јадро.

Електронски потслој – дел/делови од електронскиот слој што имаат различни вредности за орбиталниот квантен

број. Се означуваат според орбиталниот квантен број, како: s-потслој, p-потслој, d-потслој и f-потслој.

Електронски гас – симболичен назив за де-локализираните валентни електрони во металната кристална решетка.

Електронски слој – енергетско ниво определено со вредноста на главниот квантен број.

Електростатски сили – сили што се јавуваат меѓу наелектризирани честички.

Елемент – множество атоми со еднаков атомски број.

d-елемент – елемент од d-блокот во Периодниот систем на елементите. Во атомите на овие елементи на највисокото енергетско ниво се пополнуваат со електронни d-орбиталите од 1-10.

f-елемент – елемент од f-блокот во Периодниот систем на елементите. Во атомите на овие елементи на највисокото енергетско ниво се пополнуваат со електронни f-орбиталите од 1-14.

p-елемент – елемент од p-блокот во Периодниот систем на елементите. Во атомите на овие елементи на највисокото енергетско ниво се пополнуваат со електронни p-орбиталите од 1-6.

s-елемент – елемент од s-блокот во Периодниот систем на елементите. Во атомите на овие елементи на највисокото енергетско ниво се пополнуваат s-орбиталите со еден или два електрона.

Елементарна супстанца – супстанца што се состои само од еден елемент т.е. само од еден вид атоми. Елементарните супстанции, со хемиски постапки, не може да се разложат на уште попусти.

Елементарна ќелија – најмалиот дел од кристалот со определен распоред на градбените единки, кој се повторува низ целиот кристал.

Емпириска формула е хемиска формула во која индексите го покажуваат најмалиот целоброен однос на количествата на елементите во соединението.

Енергетско ниво – енергија на електронот/електроните во определен слој и потслој.

Енергија на јонизација – енергија што е потребна да му се доведе на атомот на некој елемент во гасовита агрегатна состојба, со цел од него да се отстрани електрон.

Ефект на стаклена градина – процес при кој зрачењето емитирано од некои гасови од атмосферата ја загреваат површината на Земјата.

Закиселување на океани – намалување на вредноста на pH на океаните поради дејството на киселите дождови и други фактори.

Изведени физички величини – физички величини изведени од основните физички величини со математички релации.

Изобари – атоми со еднаков масен број, а различен атомски број.

Изотопи – атоми со ист атомски број, а различен масен број.

Индиферентен оксид (неутрален оксид) – оксид кој не стапува во реакции ниту со вода, ниту со киселини, ниту со бази.

Инертен гас – види благороден гас.

Интернационален систем на единици (SI) – меѓународен систем на мерни единици.

Јон – наелектризирана честичка добиена со испуштање (катјон) или примање (анјон) електрони од последниот електронски слој на атомот.

Јонизациска енергија – види енергија на јонизација.

Јонска врска – хемиска врска образувана со електростатско привлекување меѓу катјони и анјони.

Јонска кристална решетка – кристална решетка во која на правилен начин се повторуваат јони.

Јонски кристал – кристал образуван од јони сврзани со јонска врска, односно меѓу кои постои електростатско привлекување.

Квантномеханички модел – модел за градбата на атомот што се темели врз квантномеханичката теорија.

Киселина – супстанца чии молекули се изградени од водород и киселински остаток. Во водни раствори киселината се разложува на водороден катјон и анјон од киселинскиот остаток.

Кисел дожд – дожд со $pH < 7$ поради тоа што содржи растворени киселини, најчесто H_2CO_3 и H_2SO_3 , што се образуваат во атмосферата со реакција меѓу соодветните киселински оксиди и водната пара.

Киселински остаток – остаток од киселина по отстранување на водородот од нејзината молекула.

Кислородни киселини – киселини чии киселински остатоци содржат кислород.

Ковалентна врска – хемиска врска што настанува со прекривање на орбитали.

Ковалентен кристал – кристал чии градбени единици се молекули меѓу кои дејствуваат вандервалсовски сили или водородни врски.

Количествен (молски) однос – однос меѓу количествата на две компоненти во еден систем.

Количествен удел е однос (количник) меѓу количеството на една компонента и збирот на количествата на сите компоненти во еден систем.

Кристал – цврста супстанца со правилен внатрешен распоред на нејзините градбени единици.

Кристална решетка – тродимензионална мрежа од точки што ја одразува правилната внатрешна градба на кристалот.

Кристалохидрати – соли кои во својот состав содржат вода.

Легура – хомогена смеса од метали или од метал/и и неметал/и.

Лондоновски сили – види дисперзионни сили.

Луисовски симболи – хемиски симболи во кои валентните електрони се претставуваат со точки.

Луисовски формули – хемиски формули во кои заедничките електронски парови, неспарените електрони и неподелените електронски парови се пишуваат со точки.

Магнетен квантен број – квантен број кој ја определува ориентацијата на орбиталата во просторот во присуство на други орбитали во потслојот. Магнетниот квантен број зависи од орбиталниот квантен број и добива бројни вредности што се движат од $-l \dots 0 \dots +l$, што значи дека за определена вредност на l , можни се $2l + 1$ вредности за m_l .

Масен број – збир од бројот на протони и неутрони во јадрото на еден атом.

Масен однос – однос меѓу масите на две компоненти во еден систем.

Масен удел е однос (количник) меѓу масата на една компонента и збирот од масите на сите компоненти во еден систем.

Меѓумолекулски интеракции – заемодејства од електростатска природа што дејствуваат меѓу молекулите.

Метал – вид елементарна супстанца со карактеристични метални својства: ви-

сока електрична и топлотна спроводливост, метален сјај, ковност итн.

Метален кристал – кристал образуван од метални атоми сврзани со метална врска.

Метален оксид – бинарно соединение на кислород и метал.

Метална врска – хемиска врска што се образува меѓу атомите на металите.

Метална кристална решетка – кристална решетка во која на правилен начин се повторуваат атоми (поточно, катјони) на метали.

Мешана сол – види двојна сол.

Мол (mol) – единица за количество супстанца, количество супстанца кое содржи ист број единки колку што има во 0,012 kg од изотопот на јаглеродот ^{12}C .

Моларен волумен (V_m) – волумен на еден мол супстанца. При стандардни услови, вредноста на моларниот волумен за гасови изнесува $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Моларна величина – величина што се однесува на еден мол супстанца.

Моларна маса (M) – маса на количество супстанца од еден мол.

Молекула – честичка изградена од атоми кои се меѓу себе сврзани со ковалентна врска.

Молекулска (вистинска) формула е хемиска формула во која индексите го покажуваат точниот број атоми во молекулата на соединението.

Молекулски кристал – види ковалентен кристал.

Молекулски модели – различни модели за претставување на градбата на молекулите. Постојат модели со калоти, со топчиња и стапчиња, жичани модели итн.

Молски однос – види количествен однос.

Молски удел – види количествен удел.

Неметал – вид елементарна супстанца која има неметални својства.

Неметален оксид – бинарно соединение на кислород и неметал.

Неполарна ковалентна врска – ковалентна врска во која заедничкиот/те електронски пар/ови се наоѓа/ат на еднаква оддалеченост од јадрата на обата атома.

Несврзувачки електронски пар – електронски пар што не учествува во образување на ковалентна врска меѓу два атома, а припаѓа на валентните електрони на еден од атомите што ја образуваат хемиската врска.

Неутрализација – реакција меѓу киселина и база при што се образува сол и вода.

Неутрон – честичка во состав на атомското јадро, која има маса приближно еднаква на масата на протонот, но не е наелектризирана.

Нормална сол – сол што се добива кога сите водородни атоми од киселината ќе се заменат со метални или други катјони.

Оксид – бинарно соединение на кислород и некој друг елемент во коешто кислородот е двовалентен.

Орбита – кружна патека по која, според Боровиот атомски модел, се движи електронот.

Орбитала – види атомска орбитала.

d-орбитала – орбитала со орбитален квантен број 2.

f-орбитала – орбитала со орбитален квантен број 3.

p-орбитала – орбитала со орбитален квантен број 1.

s-орбитала – орбитала со орбитален квантен број 0.

Орбитален квантен број – квантен број со кој се определува енергијата на пот-

слојот во рамките на еден електронски слој.

Основни физички величини – физички величини од кои со математички релации може да се дефинираат други физички величини.

Периоден систем на елементите – таблица во која елементите се подредени според растењето на нивните атомски броеви.

Периоди – хоризонталните низи во Периодниот систем на елементите.

Пи-врска (π-врска) – ковалентна врска што настанува со странично препокривање на орбиталите. Таа се образува откако ќе се образува сигма-врската и е поставена нормално во однос на неа.

Поларна ковалентна врска – ковалентна врска во која заедничкиот/те електронски пар/ови се наоѓа/ат поблизу до еден од атомите.

Полнеж (електричен) – физичко својство на материјата во врска со однесувањето на нејзините градебни единици во надворешно електромагнетно поле. Полнежот може да биде позитивен или негативен.

Полупополнета атомска орбитала – орбитала во која има еден електрон.

Пополнета атомска орбитала – орбитала со два електрона со спротивни спинови.

Празна атомска орбитала – орбитала во која нема електрони.

Принцип на неопределеност – принцип откриен од Вернер Хајзенберг, според кој невозможно е истовремено и точно да се определи брзината на електронот (т.е. неговиот импулс) и неговата положба во просторот.

Принцип на Паули – принцип според кој во еден ист атом не е можно да постојат два електрона за кои сите четири квантни броја се исти.

Проста супстанца – види елементарна супстанца

Протон – честичка во атомското јадро, која е носител на позитивен елементарен електричен полнеж.

Радерфордов атомски модел – модел за градба на атомот што го дал Ернест Радерфорд според кој атомот се состои од атомско јадро, а електроните се произволно распределени околу атомското јадро.

Реакција на разложување – реакција при која едно соединение се разложува на две или повеќе супстанции (елементарни супстанции и/или соединенија).

Реакција на соединување – вид реакција при која од две или повеќе супстанции се добива една посложена.

Реден број – реден број на елементот во Периодниот систем на елементите што е еднаков со неговиот атомски број. Овие два поима се синоними.

Релативна атомска маса (A_r) – однос меѓу просечната маса на атомот на некој елемент и унифицираната единица за маса.

Релативна молекулска (формулска) маса (M_r) – однос меѓу масата на молекулата (т.е. формулната единица) и унифицираната единица за маса.

Сврзувачки електронски пар – електронски пар во образуваната ковалентна хемиска врска.

Семиметал (полуметал) – вид елементарна супстанца која пројавува и метални и неметални својства.

Сигма врска (σ-врска) – ковалентна врска што настанува со препокривање на орбиталите во правец на интернуклеарната оска.

Соединение – чиста супстанца образуванa од атоми на различни елементи во точно определен квантитативен однос.

Со хемиски процеси, соединенијата може да се разложат на елементарни супстанции и/или други соединенија.

Сол – соединение кое се состои од метал (или амониум група) и киселински остаток. Во водни раствори дисоцираат на катјони на металот или амониум катјони и анјони од киселинскиот остаток.

Спарени електрони – електрони во електронски пар. Тие имаат спротивни спинови.

Спински квантен број – квантен број во врска со замислената ротација на електронот околу сопствената оска. Спинскиот квантен број за електронот има само две вредности, $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$.

Стабилна електронска конфигурација – електронска конфигурација кај која на највисокото енергетско ниво сите орбитали се целосно пополнети со два спарени електрона. Ваква електронска конфигурација постои кај благородните гасови.

Стакленички гасови – гасови кои имаат способност да го апсорбираат инфрацрвеното зрачење рефлектирано од површината на Земјата, со што ја задржуваат топлината во Земјината атмосфера и предизвикуваат ефект на стаклена градина.

Стандардни услови – температура од 0 °C (273 K) и атмосферски притисок од 1 atm, приближно 101325 Pa.

Тројна врска – ковалентна врска образувана од три заеднички електронски парови.

Тројна сол – сол која содржи три различни елемента што го заменуваат водородот во соодветната киселина и/или три различни киселински остатоци.

Удели – покажуваат со колкав квантитативен дел учествува една компонента во целиот систем.

Унифицирана единица за маса – види атомска единица за маса.

Физичка величина – својствата што може да се измерат, односно квантитативно да се изразат.

Формулна единка – наједноставната комбинација на јони што одговара на формулата на соединението.

Хемиска реакција (процес, промена) – процес при кој од една/и супстанца/и се добива/ат друга/и супстанца/и.

Хемиско сметање – математичко пресметување со примена на величински равенки за решавање квантитативни хемиски проблеми.

Хигроскопност – способност на некои супстанции да апсорбираат вода од околината.

Хидроген сол – сол која во киселинскиот остаток содржи водород.

Хидроксид сол – двојна сол која во својот состав содржи хидроксидна група/и.

Хидроксиди – неоргански соединенија кои во својот состав содржат атом на метал (или амониум група) и една или повеќе хидроксидни групи.

Хундово правило – правило според кое дегенерираните орбитали се пополнуваат најпрво сите со по еден електрон, а дури потоа со уште еден.

Честичка – општ назив за која било градебена единка на супстанците (атоми, молекули, јони, итн.).

Акционерско друштво за издавање учебници и наставни
средства ПРОСВЕТНО ДЕЛО-АД Скопје,
ул. „Димитрие Чуповски“ бр. 15

За издавачот:
м-р Павле Петров, генерален директор

**Хемија за I (прва) година
гимназиско образование**

Автор:
Слоботка Алексовска

Главен уредник:
Весна Дукоска

Уредник:
Фросина Арсевска

Лектура и јазично уредување:
Гордана Ацеска

Графичко уредување, корица, и компјутерска подготовка:
Пепи Дамјановски

Илустрации: Shutterstock i Freepik

ISBN: 978-608-228-569-6

Место и година на издавање:
Скопје, 2025

Обем 174 страници. Формат: 195x270 мм. Тираж: 3.224

Книгата е отпечатена во печатница:
ПОЛИЕСТЕРДЕЈ Д.О.О.Е.Л ЕКСПОРТ ИМПОРТ СКОПЈЕ
Индустриска зона Визбегово, ул. 1552 бр. 10

CIP - Каталогизација во публикација
Национална и универзитетска библиотека „Св. Климент
Охридски“, Скопје

372.8:54(075.3)=163.3

АЛЕКСОВСКА, Слоботка
Хемија : за I (прва) година гимназиско образование /
Слоботка
Алексовска. - Скопје : Просветно дело, 2025. - 174 стр. :
илустр. ; 27
см

Терминолошки речник: стр. 167-173

ISBN 978-608-228-569-6

COBISS.MK-ID 66801413



113170

