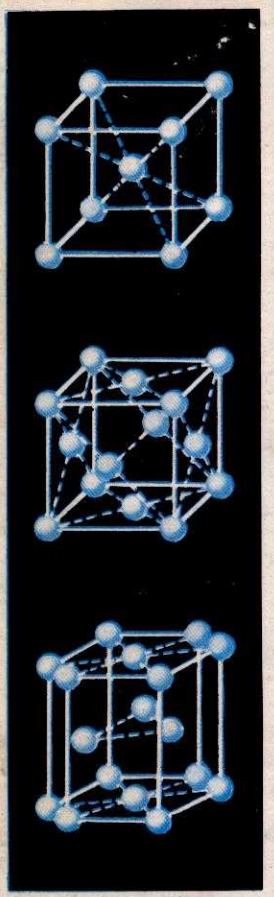
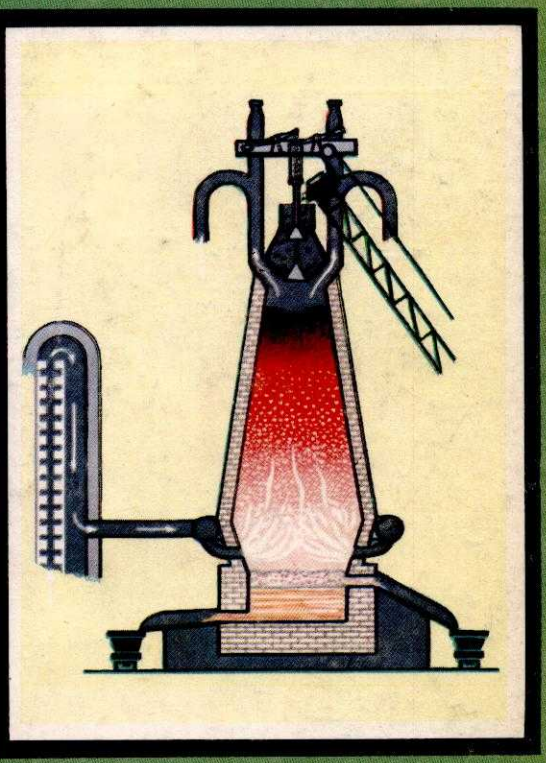


ХЕМИЈА



БИБЛИОТЕКА

АТЛАСИ ЗНАЊА

•ВУК КАРАЏИЋ•
БЕОГРАД

БИБЛИОТЕКА АТЛАСИ ЗНАЊА
КЊИГА СЕДМА
Уредник: др Снежана Пејаковић

М. А. Фебрер Каналс:

ХЕМИЈА

Превод:

Стеван Синђелић

Стручна редакција:

проф. др Вукић Мићовић, академик
професор Универзитета у Београду

Наслов оригинала: M. A. Febrer Canals, Tavole di chimica.
© 1968, C. E. Giunti — Bemporad Marzocco, Firenze.
Заједничко издање: „Вук Караџић", Београд, „Веселин Маслеша", Сарајево и „Младинска књига", Љубљана. За ИП „Вук Караџић": Момчило Поповић, директор.
Штампа: ЗГП „Младинска књига", Љубљана, 1970.

УВОДНЕ НАПОМЕНЕ

Хемија је наука која изучава састав и понашање супстанци, како се оне претварају једна у другу и начин на који се могу искористити. Хемија разјашњава и тумачи промене, а може да предвиди и нове, још неоткривене процесе. Ова дефиниција је само делимично тачна јер су све науке међусобно везане. Тако је хемији потребна математика за њене рачуне и за изражавања њених закона; многе методе примењене за истраживање атомске структуре заснивају се на физици. Са своје стране, хемија доприноси развитку других наука и технике: биологије, геологије, технике, астронаутике итд.

Да би се упознала нека супстанца, потребно је знати њен састав — квалитативан и квантитативан, начине на које се сједињују њене основне честице и како су распоређене у простору. Не може се добро упознати неки молекул или неки агрегат атома, нити јонски кристал или агрегат јонова, ако се не зна каква је његова структура и како су његови атоми или јонови распоређени у простору. Да би се упознали атоми потребно је утврдити њихову електронску структуру. За упознавање неке реакције (претварање једне супстанце у другу) потребно је знати како се ове промене проверавају. Осим тога, у хемији је важно и потребно „мислити" у три димензије, јер се елементи и једињења у својој вези налазе у простору па су зато „просторни", али како се на хартији представљају дводимензионално, неопходно је употребити атомске моделе.

Хемија је, као и све остале научне дисциплине, током времена еволуирала; начин тумачења појава и теорија које су важиле у прошлости данас може бити непотпун или можда не одговара. Аналогно томе, теорије које се данас сматрају као добре у ско-

МАТЕРИЈА

Сви предмети који нас окружују јесу **хемијски производи** сачињени од **материје.** Тешко је дати дефиницију за материју. Као прва и приближна особина материје може се навести да заузима простор или, другим речима, да има запремину; у вакуму нема материје. Врсте материје или врсте хемијских производа неизмерно су разнолике. Балконске шипке су гвоздене — то је метал; жива у термометру је друга врста метала; цев у којој се жива налази је од стакла; хартија и памучно одело су од целулозе.

Супстанце од само једне врсте материје јесу **проста тела** или **елементи.** Данас су позната 104 елемента. Најситнији делићи на које се елеменат може поделити јесу **атоми.** Све друге супстанце постале су од сједињавања два или више елемената; то су **једињења.** До сада је познато преко два милиона једињења и нова се непрестано откривају. Овај огромни број једињења потиче отуда што елементи могу да се једине на различите начине. Најмање честице на које може да се подели једно једињење, а да при томе задржи своје особине, јесу **молекули.**

ОСНОВНИ ЗАКОНИ

Закон о одржању масе (Лавоазије, 1743—1794). При свим хемијским реакцијама збир тежина супстанци што ступају у реакцију једнак је збиру тежина крајњих производа тих реакција (сл. 1). Тако нпр. ако се 12 *g* угљеника сједини са 32 *g* кисеоника постаје 44 *g* угљендиоксида.

За нуклеарне реакције, у којима се јавља енергија на рачун *дефекта масе* важи Ајнштанова једнина: $E = m \cdot c^2$, где је m маса у грамовима, с брзина светлости ($c = 2.9979 \cdot 10^{10}$ cm/s) а E енергија (у ерговима) ослобођена на рачун ишчезавања масе m. Класични закони о одржању материје и одржању енергије спајају се у један закон који показује однос између укупне масе и укупне енергије у једном изолованом систему.

При обичним хемијским реакцијама може се применити закон о одржању материје: „материја се не ствара ни уништава већ се само претвара из једног облика у други".

Закон о простим пропорцијама (Пруст, 1754—1826). Овај закон се често назива „закон константних пропорција" или „закон о сталним пропорцијама" (сл. 2). *Два или више елемената једине се у неко једињење, увек у константној пропорцији својих маса.* Ако се 71,0 *g* хлора једини са 16,0 *g* кисеоника да би се добило 87,0 *g* дихлороксида (Cl_2O), то ће се 17,2 *g* хлора јединити са 4,0 *g* кисеоника да се добије 21,2 *g* Cl_2O. Према томе, ако се на неку количину одређеног елемента дејствује вишком другог елемента, тај вишак неће реаговати.

Закон умножених пропорција (Далтон, 1766—1844). Елементи могу да се једине и у више тежинских пропорција, али увек тако што се тежинске количине једног елемента, које се једине с одређеном количином другог елемента, односе као цели мали бројеви (сл. 3). Сумпор гради два важна оксида: сумпор-диоксид (SO_2) и сумпор-триоксид (SO_3); различне количине кисеоника које се једине с једном истом количином сумпора стоје међу собом као 2:3; калај гради два хлорида: калај-дихлорид ($SnCl_2$) и калај тетра-хлорид ($SnCl_4$); однос количина хлора сједињеног са истом количином калаја јесте 2:4 или 1:2.

Закон реципрочних пропорција (J. Б. Рихтер, 1762—1807). Однос између количина различитих елемената који се сједињују са истом количином неког другог елемента, исти је као и однос у коме се ови елементи сједињују међусобно (сл. 4). Тако се угљеник једини с водоником и даје метан (CH_4), а са хлором угљен-тетрахлорид (CCl_4). Однос између количина водоника и хлора који су сједињени с угљеником у истој количини јесте: 4H (4Cl=H)Cl, а то је, као што се види, исти однос у коме се водоник и хлор међусобно једине да се добије хлороводонична киселина (HCl).

ЈЕДИЊЕЊА И СМЕСЕ

У било коме *хемијском једињењу* елементи нису сједињени случајно већ се то врши по одређеним законима. Према томе, једињење добија особине и карактеристике које се разликују од особина и карактеристика елемената од којих је једињење постало. Насупрот томе, у смеси, супстанце које је састављају, могу бити у било којој размери. Оне задржавају све своје особине.

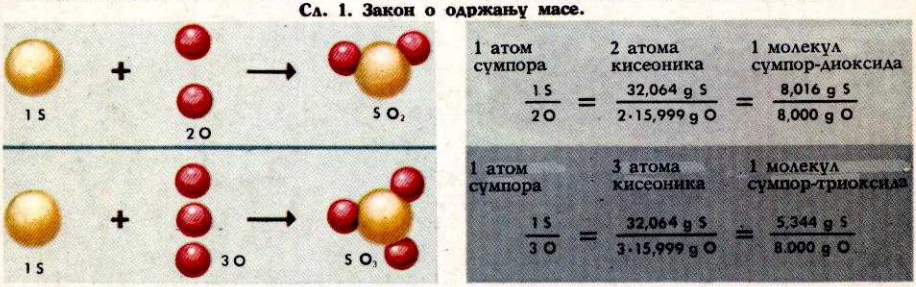
ХЕМИЈСКИ АТЛАС

МАТЕРИЈА

ОСНОВНИ ЗАКОНИ

Многоструким повећањем атомских маса имаћемо: 180 *g* угљеника + 320 *g* кисеоника = 440 *g* угљен-диоксида + 60 *g* угљеника

Сл. 1. Закон о одржању масе.



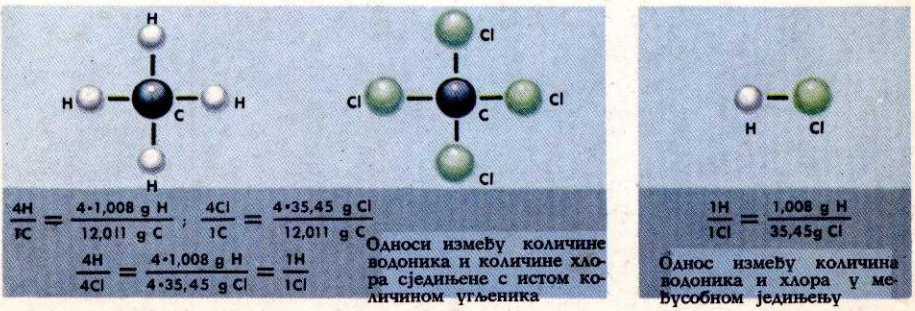
Сл. 2. Закон о сталним пропорцијама

Односи између различитих количина кисеоника сједињених са истим количинама сумпора $\frac{2\ 15{,}999\ g}{3\ 15{,}999\ g} = \frac{2}{3}$

Еквиваленат сумпора у SO_2; 8,016 g

Еквиваленат сумпора у SO_3; 5,344 g

Сл. 3. Закон умножених пропорција



Сл. 4. Закон реципрочних пропорција

Хемијски еквиваленат јесте количина неког елемента која се може јединити са 8,000 *g* кисеоника, или која може у једињењу заменити 8,000 *g* кисеоника. Хемијски еквиваленат зависи искључиво од једињења које се испитује. Тако у сумпордиоксиду (SO_2), хемијски еквиваленат сумпора износи 8,016, што значи да се 8,016 g сумпора сјединило са 8,000 *g* кисеоника. У SO_3 хемијски еквиваленат сумпора износи 5,344, што значи да је ова количина у грамима сједињена са 8,000 g кисеоника (серија А/1, сл. 2 и 3).

По закону простих пропорција, однос у коме се елементи једине исти је као и однос њихових хемијских еквивалената. По закону умножених пропорција, исти елеменат има различите еквиваленте.

МОЛЕКУЛСКА ТЕЖИНА

Молекулска тежина јесте маса једног молекула; она се изражава као однос између тежине једног молекула неког једињења и дванаестог дела тежине угљениковог изотопа 12 000. Молекулска тежина нема димензије јер представља однос. На пример, рећи да је молекулска тежина воде 18,016, исто је као кад би се рекло да је тежина једног молекула воде 18,016 пута већа од дванаестог дела тежине једног угљениковог атома. Молекулска тежина је збир атомских тежина оних атома који граде молекул.

Мол или грам-мол је број грамова једнак броју који изражава молекулску тежину. Тако је један грам-мол воде раван 18,016 *g*.

ТОПЛОТА И ТЕМПЕРАТУРА

Топлота је један од различних облика енергије. Енергија, способност да се изврши рад, јавља се у различитим облицима: механичка, топлотна, електрична, светлосна, хемијска итд. Различни облици енергије могу се претворити један у други; под обичним условима могу се применити класични закони: „енергија се не ствара нити уништава, она се само може претварати из једног облика у други". Када се неки гас шири, он врши рад на рачун топлоте енергије коју има. У електричној централи механичка енергија воденог млаза претвара се у електичну енергију, а она се може поново претворити у механичку енергију помоћу електромотора или у топлотну енергију помоћу електричног отпорника.

Као последица свега тога произлази да се ма какав облик енергије може мерити неком јединицом за мерење енергије. Тако, на пример, топлота се мери калоријама, али исто тако и јединицама за рад, нпр. џулима.

Температура показује степен загрејаности неког тела. Она се мери Целзијусовим степенима. Као 0°C узета је температура смесе воде и леда, а као 100°C температура кључања воде на атмосферском притиску који је једнак притиску живиног стуба од 760 *mm*. Тај интервал подељен је на 100 једнаких делова (од 0°—100°), а сваки од ових делова је 1 Целзијусов степен (сл. 5). Упоређење између топлоте и температуре могуће је извести помоћу судова А и В (сл. 1), у којима различите количине течности имају исти ниво, а у судовима В и С иста количина течности има различите нивое. Ако имамо две гвоздене кугле (сл. 2) од којих једна има 5 а друга 15 *g*, и у почетку су обе на 20°C, па свакој од њих предамо исту количину топлоте, нпр. 42,8 калорија, лакша кугла ће достићи температуру од 100°C, а теже само 46,6°C. *На тај начин смо истом количином топлоте постигли различите температуре.* Ако тим двема гвозденим куглама које имају у почетку температуру од 20°C треба да подигнемо температуру на 30°C, тј. ако њихова температура треба да буде подигнута за 10°C, мањој кугли треба предати 5,25 калорија, а већој 16,05 калорија. Тако се *различитим количинама топлоте постиже исто повишење температуре.*

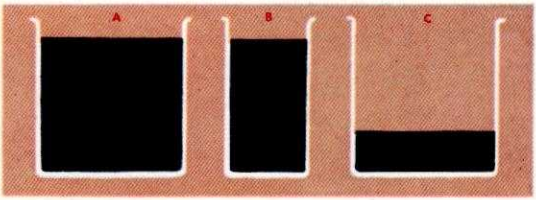
Специфична топлота је количина топлоте коју је потребно дати једном граму неке супстанце да би се њена температура подигла на 1°C. Специфична топлота гвожђа је 0,107 cal/°C, а то значи да је за подизање температуре једног грама гвожђа за један степен потребно 0,107 калорија. *Калорија* је количина топлоте коју је потребно предати једном граму воде да би се њена температура подигла за 1°C.

ГУСТИНА

Апсолутна густина неке супстанце јесте маса јединице запремине. Она се мери јединицом масе подељеном јединицом запремине. Ако се маса мери у грамовима а запремина у кубним центиметрима *(cm³)*, густина се изражава у *g/cm³* а то је једнако

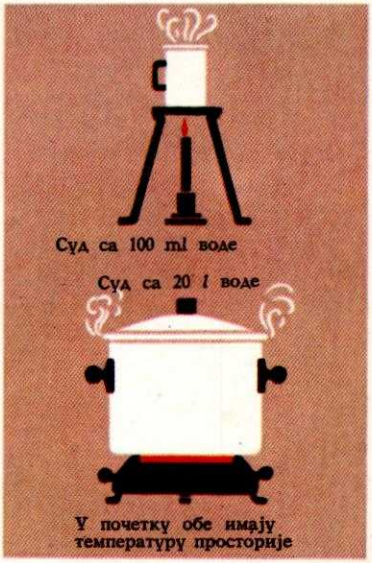
МАТЕРИЈА И ЕНЕРГИЈА

ТОПЛОТА И ТЕМПЕРАТУРА. ГАСНИ ЗАКОНИ

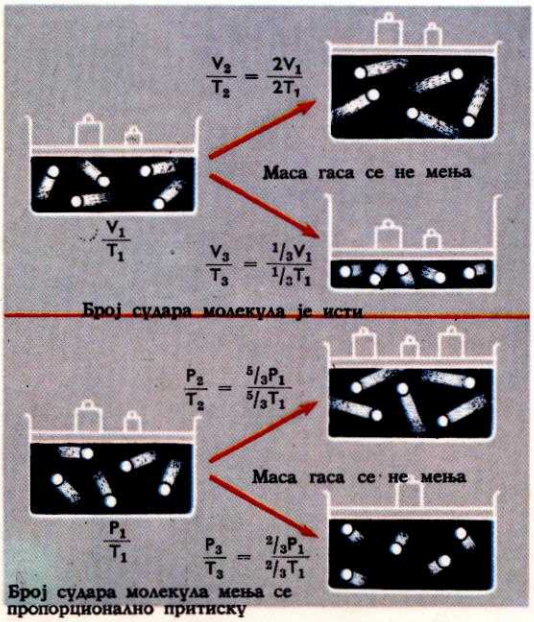


Сл. А и В: различите количине течности имају исти ниво; В и С: иста количина течности, различити нивои.

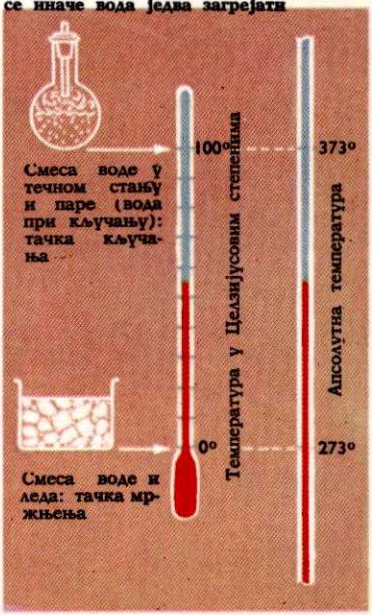
Сл. 2. Односи између масе, количине топлоте и температуре



Сл. 3. За малу количину воде довољан је мали пламен; за велику количину воде потребан је велики пламен јер ће се иначе вода једва загрејати



Сл. 4. Горе: на константном притиску запремина V директно је пропорционална температури Т. Доле: на константној запремини притисак Р директно је пропорционалан температури Т.



Сл. 5. Градуисање термометра на Целзијусове степене.

g/ml (грам са милилитром). На пример, један кубни центиметар воде има масу од једног грама, а то значи да је густина воде 1 g/cm^3. Густина живе је 13,6 g/cm^3 што значи да 13,6 грама живе заузима простор од 1 cm^3. Густина олова је 11,34 *g/ml* што значи да 11,34 *g* олова заузима запремину од једног милилитра. Густина етра је 0,78 *g/ml*, а то значи да 1 *ml* етра има тежину 0,78 *g*.

Апсолутна густина неког гаса изражава се у g/литар; нпр. густина кисеоника је 1,43 g/литар.

Специфична тежина неке супстанце јесте тежина јединице запремине те супстанце. Она се мери јединицом тежине подељеном са јединицом запремине. *Тежина* јесте привлачна сила коју врши Земља на тела. Неко тело које има масу од једног грама тешко је један грам. Специфична тежина воде је 1 g/cm^3 што ће рећи да је један кубни центиметар или 1 милиметар воде тежак 1 грам. Специфична тежина живе је 13,6 g/cm^3, а то значи да је један cm^3 живе тежак 13,6 грама. Бројеви који изражавају густину и специфичну тежину једнаки су али су зато јединице мера различите

Релативна густина неке супстанце у односу на неку другу јесте маса извесне запремине прве супстанце подељене масом исте запремине друге супстанце. Тако је релативна густина живе у односу на воду једнака: $(13{,}6\ g/cm^3) : (1\ g/cm^3) = 13{,}6$. Треба уочити да релативна густина нема димензије, јер представља однос између величина исте природе.

Релативна густина неког гаса А у односу на неки други гас В јесте извесна запремина масе гаса А под одређеним притиском и температуром, подељена исто толиком запремином масе гаса В под истим притиском и на истој температури.

ПРИТИСАК

Притисак је сила која дејствује на јединицу површине. Мери се јединицама за силу или тежину подељеним јединицом за површину. Као јединица за притисак обично се узима тежина живиног стуба високог 760 *mm* чији је пресек 1 cm^2. Таква јединица зове се 1 атмосфера и одговара притиску од 1033 g/cm^2. Понекад се узима као јединица за притисак и 1 килограм тежине на један cm^2. Иста сила може вршити различите притиске, што зависи од површине на коју дејствује. Тако нпр. гвоздена коцка чија је страна дугачка 5 *cm* а тешка је приближно 1 *kg* потоне у снег, а гвоздена плоча исте тежине неће потонути. Ексер улази у зид када се закуцава с врхом окренутим напред јер је површина врха веома мала, али ако применимо исту силу наслонивши главу ексера на зид, он неће ући у зид јер глава има већу површину и зато је притисак на јединицу површине мањи.

ГАСНИ ЗАКОН

Бојлов закон*). *На константној температури запремина коју заузима иста количина гаса обрнуто је пропорционална притиску:* $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 = \ldots\ P \cdot V =$ константно (сл. 2). Притисак гаса потиче од удара његових молекула о зидове суда; уколико је суд већи, утолико ће бити мањи број удара и, као последица тога, мањи притисак.

Смесе гасова. Далтонови закони о парцијалним притисцима: 1. *У некој смеси гасова, притисак који врши један од њих, исти је као притисак који би тај гас вршио када би био сам у истој запремини на истој температури. 2. Укупан притисак гасова јесте збир парцијалних притисака сваког од њих* (серија А/3, сл. 3).

Дифузија гасова, Грахамов закон. — Брзине дифузије гасова обрнуто су пропорцијалне квадратним коренима њихових густина:

$$\frac{\text{брзина гаса A}}{\text{брзина гаса B}} = \frac{\sqrt{\text{густина гаса B}}}{\sqrt{\text{густина гаса A}}}$$

Чарлс-Ге-Лисакови закони):** *На константном притиску* (серија А/2, сл. 4) *запремине које заузима једна те иста количина гаса јесу управо пропорционалне њиховој апсолутној температури:*
$V_1/T_1 = V_2/T_2 = V_3/T_3 = \ldots = VT =$ константно (серија А/2, сл. 4).

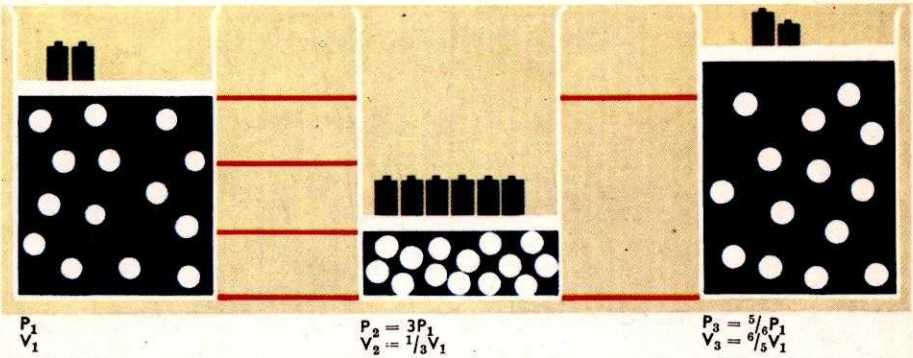
Са сваким степеном повишења температуре неког гаса повишава се и његова почетна запремина за 1/273. Ако је нпр. почетна запремина неког гаса 1 литар, па се његова температура повиси за 1°C, његова запремина биће 1+1/273 литара. Ако се тем-

*) У нас се зове Бојл-Мариотов закон
**) У нас се зове Ге-Лисаков закон

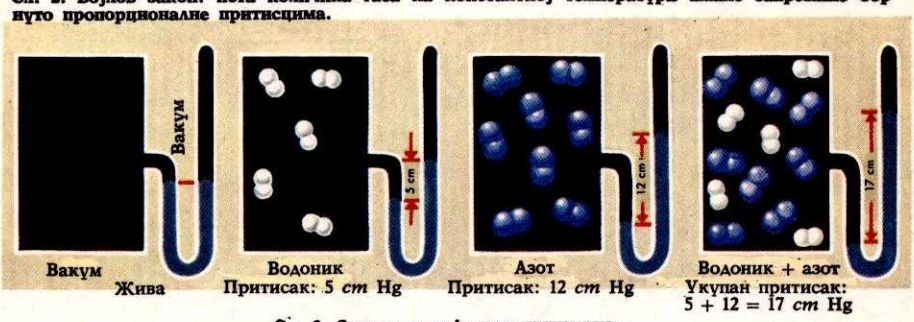
МАТЕРИЈА

ГУСТИНА. ГАСНИ ЗАКОНИ

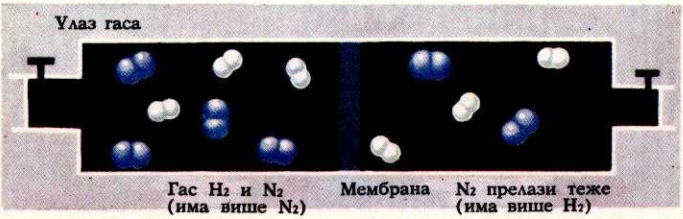
Сл. 1. Иста маса, иста тежина а различите запремине.



Сл. 2. Бојлов закон: иста количина гаса на константној температури имаће запремине обрнуто пропорционалне притисцима.



Сл. 3. Закон парцијалних притисака.



Сл. 4. Дифузија

пература повиси за 2°C, његова запремина биће 1+2/273 литара. При повишењу температуре неког гаса за t°C а чија је почетна запремина Vo, повећање запремине тог гаса биће 1+t/273 Vo. Аналогно томе, ако се температура смањује, почетна запремина смањиће се за 1/273 или ће се повећавати за 1/273 за сваки Целзијусов степен. Ако се температура једног литра гаса са 0°C смањи за 273°C, његова запремина смањиће се за 273/273 од почетне, па ће крајња запремина бити равна 0/1—273/273=0. Јасно је да је то апсурд уколико се узме да одређена количина неке материје не може постојати а да не заузима извесну запремину. Ова температура, —273°C зове се *апсолутна нула* и служи као почетна тачка за скалу температуре која се зове *апсолутна температура*. Степени ове скале, за разлику од Целзијусових степена, називају се Келвинови степени (°K) у част енглеског физичара лорда Келвина. Из овога произлази да је 0°C=273°K, а 100°C=373°K.

2. *На константној запремини, притисак који врши једна те иста количина гаса, управо је пропорционалан апсолутној температури тог гаса:* $P_1/T_1=P_2/T_2= \ldots =P/T=$ = константно.

Промена притиска при сваком степену повишења температуре опет износи 1/273 почетног притиска.

Молекули неког гаса непрекидно се крећу различитим брзинама. Брзина је у вези с количином енергије коју садржи гас. Ако се повиси температура гаса повећава се и количина енергије коју садржи, па самим тим и брзина кретања његових молекула. Ако се повиси температура гаса а жели се да број судара његових молекула тј. притисак остане исти, пошто су енергија и брзина молекула повећани, потребно је да се и запремина пропорционално повећа.

Једначина идеалних гасова. Ако се под идеалним („савршеним") гасом подразумева такав гас чији молекули немају запремину нити утичу један на други, онда ће однос који везује три раније поменуте променљиве величине (притисак p, запремина V и температура T) бити:

$p_1V_1/T_1 = p_2V_2/T_2= \ldots = pV/T=$ константно.

На температури гаса од *0°C=273°K* и под притиском од једне атмосфере, тј. под *нормалним условима*, један мол било којег гаса заузимаће запремину од 22,4 *l*; према томе биће:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4\ l}{273°K} = R$$

Ако уместо једног мола има n молова, онда ће бити:

$$\frac{p \cdot V}{T} = nR$$

R је *универзална константа идеалних гасова* (или проста гасна константа) и зависи само од врста јединица којима се мери. Ако се као јединице употребе атмосфере, литри и Келвинова скала температуре онда ће бити $R=0{,}08205$ atm. *l/mol. K°*.

Запремина од 22,4 l под нормалним условима (p = 1 atm; T = 0°C =273°K) зове се *моларна* или *молекулска запремина* (моларни, молекулски волумен), а то значи да је маса од 22,4 l било којег гаса под нормалним условима равна једном грам-молекулу тог гаса. На пример, један мол водоника, H_2 тежак је 2,016 *g* и под нормалним условима заузима запремину од 22,4 l.

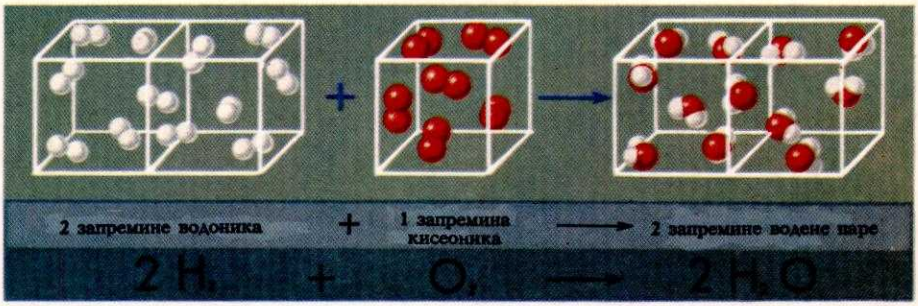
Ге-Лисаков закон. — При некој хемијској реакцији запремине гасова што реагују (ступају у реакцију) и запремине производа те реакције односе се међу собом као цели мали бројеви. Тако се 2 *l* водоника једине с 1 *l* кисеоника и дају 2 *l* водене паре (H_2O); при реакцији водоника с хлором, да би се добио хлороводоник (HCl) однос је: 1*l* H_2 плус 1 *l* Cl_2 добија се 2 *l* HCl; при оксидацији потребне количине чврстог сумпора једним литром кисеоника, постаје један литар сумпордиоксида.

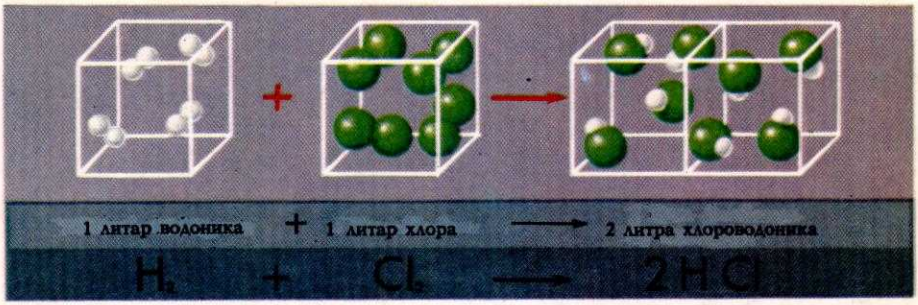
При реакцијама између гасова однос између запремина исти је као однос међу молекулима. Тако два молекула водоника, састављена од по два атома, реагују с једним молекулом кисеоника који се састоји од два атома и дају два молекула воде од којих сваки молекул има 3 атома.

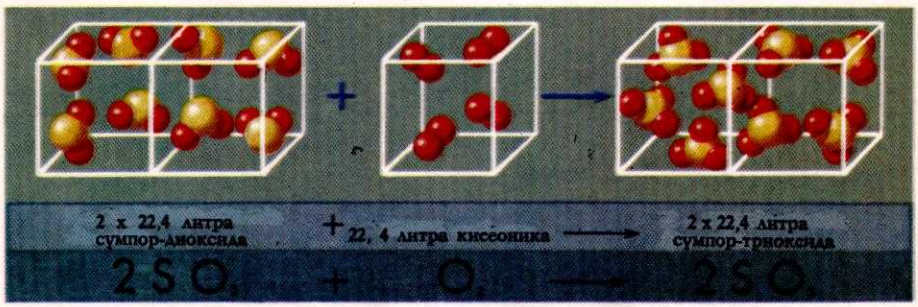
Авогадров закон. Под истим условима притиска и температуре једнаке запремине гасова имају једнаке бројеве молекула. Један мол било којег гаса садржи $6{,}023 \cdot 10^{22}$ молекула. То је заиста велики број. Да бисмо добили представу о томе треба да имамо на уму да вода из свих океана има запремину од $1{,}4 \cdot 10^{21}$ *l*. Ако бисмо могли равномерно да распоредимо молекуле које садржи само један грам-молекул воде тежак 18 *g* у све океане, онда бисмо у сваком литру океанске воде могли да нађемо око 400 тих молекула.

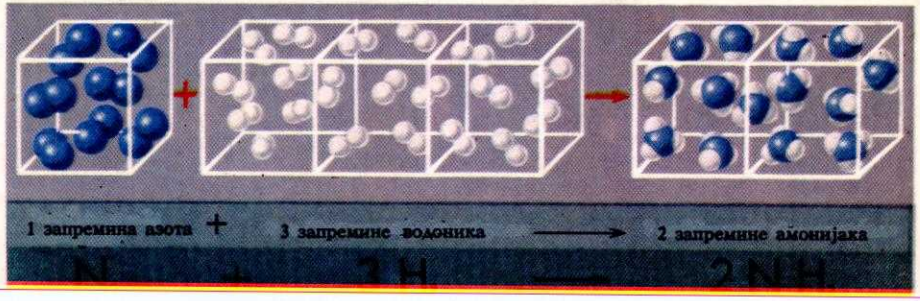
МАТЕРИЈА

ГАСНИ ЗАКОНИ









АТОМИ

Атом је најмања честица елемента која задржава све његове особине. Ако узмемо цинк у праху, видећемо да свако зрнце тог праха задржава све особине цинка. Ако би се свако од ових зрнаца могло разделити на све мање делове, дошло би се до атома или до најмање честице која још увек представља цинк са свим његовим карактеристикама. Средњи пречник атома је реда $1—5.10^{-8}$ *cm*, или реда десетомилинионитог дела милиметра.

Атоми појединих елемената представљају се *симболима* (знацима), који се добијају када се узме прво или прва два слова латинског имена елемента. Тако је за водоник симбол H — прво слово његовог латинског имена hidrogenium, а симбол натријума је Na (natrium).

СТРУКТУРА АТОМА

Атоми се састоје од *језгра* око кога се крећу електрони. Електрони су честице најмање масе, практично блиске нули, а садрже негативну количину електрицитета. Количина електрицитета коју садржи електрон сматра се најмањом јединицом количине електрицитета.

Језгро садржи различите честице. Ми ћемо посматрати само *протоне* и *неутроне*. Протони су честице чија маса износи око 1 ajm (атомска јединица масе); они су носиоци позитивне количине електрицитета која је, у апсолутној вредности, једнака количини електрицитета коју носи електрон. Неутрони су честице чија је маса приближно једнака маси протона али су електрички неутрални.

Симболи ових *субатомских честица* јесу: за електрон $^{-1}_{0}e$ или — e; за протон $^{1}_{1}H$ или H^{+}; за неутрон $^{1}_{1}n$ или n.

Дужина просечног пречника језгра је реда 10 cm или стомилијардити део милиметра.

Атомски (редни) број. Атомски број неког елемента јесте број који показује колико се протона налази у језгру атома дотичног елемента. Ако је атом неутралан, атомски број је једнак броју електрона; означава се са Z и карактеристичан је за атоме истог елемента. У нормалним хемијским променама број честица језгра остаје непромењен; број електрона се мења јер атом може изгубити, добити или делити електроне с другим атомима.

Најпростији елеменат је водоник и његов је атомски број Z=1. То значи да његово језгро садржи *један* протон и да се око њега креће *један* електрон; према томе протони се могу сматрати као језгра водониковог атома.

Елементи су класификовани према величини њихова атомског броја који се увећава од елемента до елемента за јединицу. Први је водоник са атомским бројем 1, после њега долази хелијум са Z=2, а затим литијум са Z=3. тј. са 3 протона у језгру и око њега 3 електрона. Елементи који даље следе у том реду, њихови симболи и њихови атомски бројеви приказани су на слици Б/1.

Атомска тежина је број који показује колико пута је атом неког елемента тежи од једне дванаестине угљениковог језгра које тежи 12.000 ajm (атомских јединица масе). Атомска тежина водоника је 1,008, што значи да је тежина једног атома водоника 1,008 пута већа од једне атомске јединице масе. Атомска тежина сумпора је 32,066, што значи да је тежина једног атома сумпора 32,066 пута већа од једне атомске јединице масе.

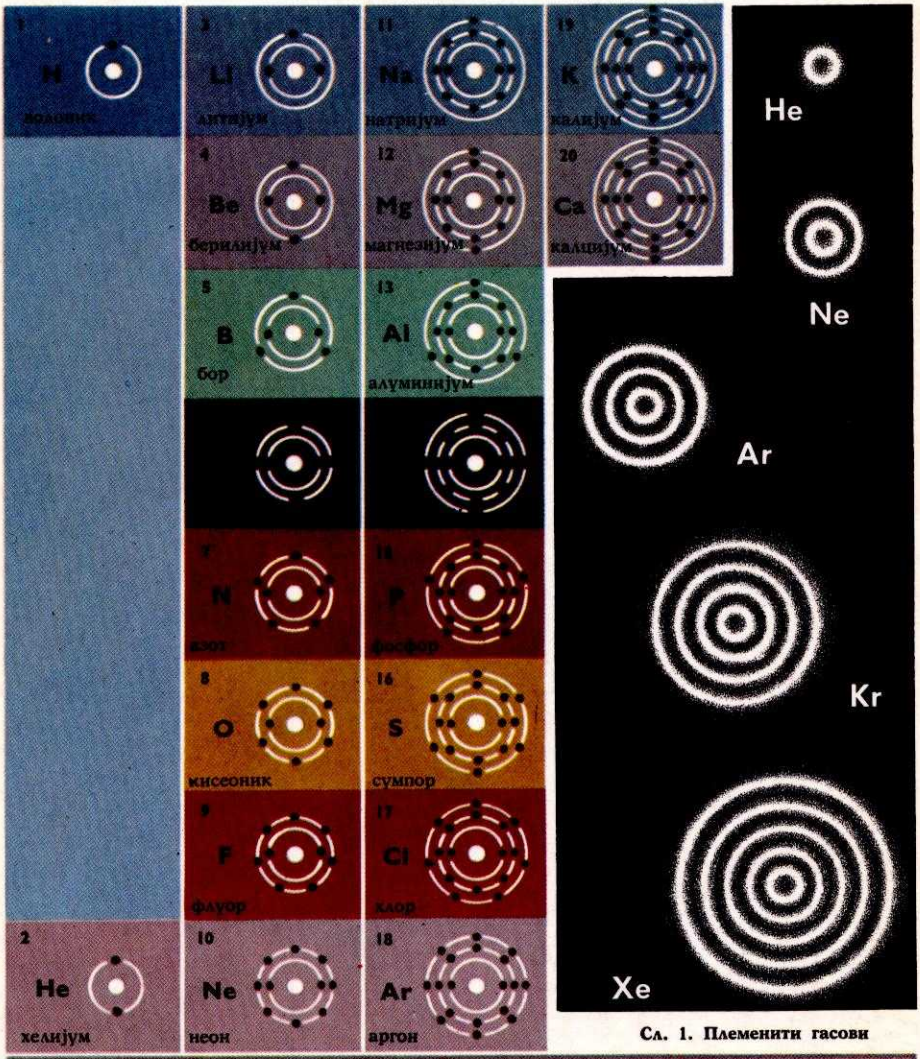
Грам-атом је број грама неког елемента који је раван броју његове атомске тежине. Један грам-атом водоника тежак је 1,008 *g*, а један грам-атом сумпора износи 32,066 *g*.

Изотопи су атоми једног истог елемента који имају различите атомске тежине, а атомски број остаје исти. Приближно, атомска тежина једнака је *масеном броју*, збиру протона и неутрона у језгру атома неког елемента; зато нам разлика између масеног броја (масени број одговара приближно броју атомске тежине) и атомског (редног) броја елемента даје број неутрона. Хлор има два изотопа чији су масени бројеви 35 и 37. Пошто је његов атомски број 17, обилнија изотопа масеног броја 35 има 18 неутрона, а изотоп масе 37 има у језгру атома 20 неутрона. Водоник има три изотопа: изотоп масе 1, који је најобилнији не садржи неутроне (= 0); изотоп масе 2, *деутеријум*, садржи 1 неутрон; изотоп масе 3, *тритијум*, садржи 2 неутрона.

Атомске тежине дате у таблицама јесу средње вредности смеса разних изотопа истог елемента.

АТОМИ

СТРУКТУРА АТОМА



Сл. 1. Племенити гасови

Симболи и масени број	водоник (хидроген) H масени број 1	деутеријум D масени број 2	тритијум T масени број 3
Омотач	1 електрон	1 електрон	1 електрон
Језгро	1 протон : $^1H^+$	1 протон : ^1H 1 неутрон : ^1n	1 протон : $^1H^+$ 2 неутрона : ^2n

Сл. 2. Симболи (знаци), атомски (редни) бројеви и распоред електрона у првих 20 елемената. На доњој таблици изотопи водоника.

ИЗМЕНЕ ЕНЕРГИЈЕ ИЗМЕБУ ЕЛЕКТРОМАГНЕТНОГ ЗРАЧЕЊА И МАТЕРИЈЕ

Свима је познато да ће камен бачен на мирну површину неке баре изазвати поремећаје воде, који ће се, у облику кружних, концентричних таласа, пренети на целу површину баре. Почетак тих таласа јесте место на које је камен пао. Каже се да се тако изазвани поремећај воде шири у облику таласног кретања. Ако се на исто место баца један камен за другим, поремећај воде понавља се непрестано и шири се на исти начин.

Промене којима су изложене количине електрицитета на неком месту у простору стварају поремећаје, у овом случају осцилаторне али нематеријалне, који се распростиру у облику таласног кретања и стварају електрична и магнетска поља; дакле, распростирање поремећаја, али не материје. Електрична и магнетска поља јесу таква подручја у простору, у којима нека количина електрицитета или *магнетна* маса, нпр. *магнет*, може да изврши рад или да буде изложена утицају сила. Истовремено ширење електричног о магнетно поље, чије су равни кретања међусобно увек нормалне, јесте *електромагнетско зрачење*. Сва електромагнетска зрачења дају електромагнетски спектар. Код сваког зрачења треба посматрати енергију, таласну дужину и фреквенцију.

Таласна дужина, λ јесте удаљеност између две тачке на путу по коме се зраци простиру, у којима су услови поремећаја или енергетски услови исти, тј. удаљеност између две узастопне тачке истих карактеристика поља. Таласна дужина се мери јединицама за дужину а изражава се, према природи зрачења које се посматра, у километрима (1 $km=10^5$ cm) или метрима (1 $m=10^2$ cm) за дугачке и средње радиоталасе па до милимикрона (1 $mm=10^{-7}$ cm) или ангстрома (1 $Å=10^{-8}$) за x — зраке или γ -зраке при чему се бира она дужинска јединица са којом је најлакше радити.

Фреквенција γ јесте број осцилација у јединици времена или, другим речима, број таласа који протече у јединици времена. Мери се бројем осцилација у секунди, $1/S=S^{-1}$.

Из горњих дефиниција произлази да је $\lambda=c$, а $c=\lambda\nu$ где је c брзина светлости која износи око $3.10^{10} cm/s$.

Сваком зрачењу одговара одређена *енергија зрачења* E, која зависи од таласне дужине и фреквенције, што је изражено односом $E=h$ или $E=h$ c/ ; h је универзална константа или *Планкова константа* и њена вредност износи $h=6{,}625.10^{-27}$ erga • s. Као што се види, Планкова константа h има димензије енергије пута време

ДУАЛИЗАМ ТАЛАС-ЧЕСТИЦА

Фотоелектрични ефекат састоји се у томе што неки метал емитује електроне када се тај метал озрачи електромагнетним таласима довољне енергије. Фотоелектрични ефекат може се констатовати помоћу уређаја чија је схема приказана на сл. 4. Када на металну плочицу, која је електричним проводником спојена с негативним полом падну x-зраци довољне енергије, онда та плочица избацује електроне и они теку ка плочици која је везана за позитивни пол. Овај ефекат се објашњава корпускуларном природом свих електромагнетских зрачења. Корпускули (честице), који се називају *фотони*, садрже елементарну количину енергије или *квант* енергије $E=h$, где је h Планкова константа, а ν фреквенција зрачења.

Енергија фотона садржаних у зрацима делом се троши на рад потребан да избаци електроне с плочице, а делом да тим електронима преда кинетичку енергију потребну да се покрену и удаље од метала. Ако фотони немају довољно енергије, метал неће емитовати електроне чак ни онда ако буде врло интензивно озрачен. Ако је енергија фотона довољна, означени метал ће емитовати електроне чак и када је зрачење врло слабо, тј. када се састоји од малог броја фотона.

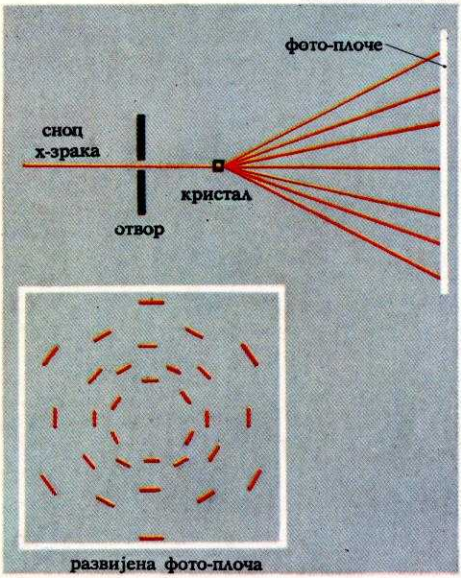
Емисија X-зракова. Ефекат супротан фотоелектричном ефекту јесте емисија x-зрака која се остварује помоћу металне плочице — када на њу падне сноп електрона одређеном брзином, тј. одређеном кинетичком енергијом, при чему се кретање електрона поништава (сл. 5). Енергија, а тиме и фреквенција x-зрака, зависи од енергије електрона који су их произвели.

Луј де Брољи (Broglie) је утврдио да су све материјалне честице масе m (која је врло мала) и које се крећу брзином v, придружене са одговарајућим таласом електромагнетске природе чија је таласна дужина $\lambda=h/mv$, где је mv *количина кретања*.

Ова два ефекта — фотоелектрични и емисије x-зрака — садрже измену енер-

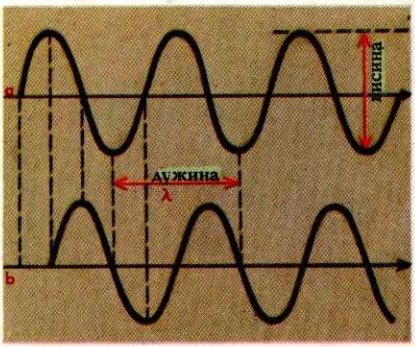
АТОМИ

ЕНЕРГЕТСКЕ ИЗМЕНЕ ИЗМЕЂУ ЕЛЕКТРОМАГНЕТСКИХ ЗРАЧЕЊА И МАТЕРИЈЕ

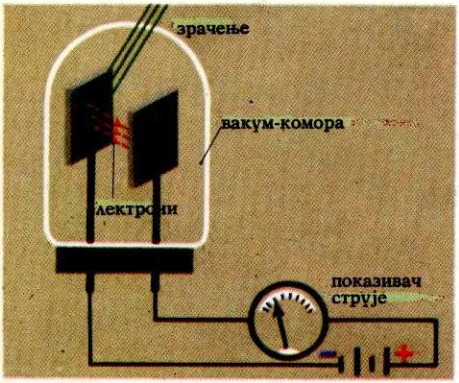


Сл. 2. Дифракција х-зрака

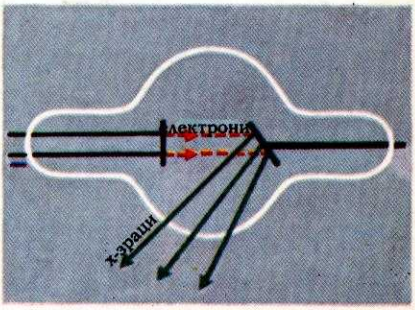
Сл. 1. У стајаћој води поремећај воде у једној тачки распростире се у свим правцима



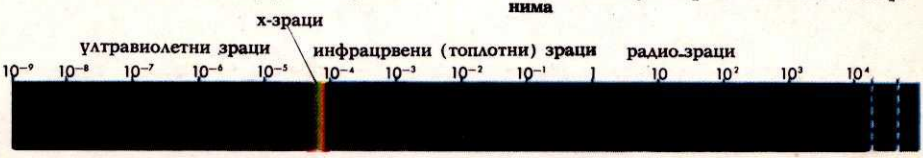
Сл. 3. Талас дужине (а) талас у извесном тренутку, исти талас (б) после веома малог временског интервала



Сл. 4. Фотоелектрични ефекат



Сл. 5. Емисија х-зрака изазвана електронима



Сл. 6. Спектар електромагнетских зрака, таласна дужина λ изражена у cm.

гије између електромагнетних зрачења и материјалних честица.

Хајзенбергов (Heisenberg) принцип неодређености. Није могуће истовремено знати положај и брзину електрона.

У атому електрони (негативни) крећу се око језгра (позитивног) и изгледало би да ће електрони пасти на језгро и неутралисати се, али то се не дешава.

Теорија кванта тумачи стварно постојање атома базирајући се на чињеници да је електрон честица која има везану извесну количину енергије и која може да емитује електромагнетске зраке.

Ако се сноп монохроматичних електромагнетних зрака, тј. светлосни зраци чије се осцилације састоје од само једне таласне дужине, пропусти кроз оптичку призму, он ће, када изађе из призме, променити правац — преломиће се. Ако се сноп беле светлости, који је састављен од електромагнетских зрака различитих таласних дужина које образују разне боје, пропусти кроз оптичку призму, он ће се, када из ње изаћи, не само преломити већ и расути; тј. сноп који улази растављен је на своје боје или на своје електромагнетске зраке. Ако подесимо да зраци који излазе падну на белу површину, добићемо **непрекидан (континуалан) емисиони спектар** (сл. 1. и 3) састављен од различитих боја које се *постепено мењају*. Свакој боји одговарају зраци различите енергије, својом таласном дужином и карактеристичном фреквенцијом. Светлост црвене боје, која се мање прелама, одговара електромагнетским зрацима мање енергије или веће таласне дужине или мањој фреквенцији: светлост љубичасте боје, која се јаче прелама, одговара електромагнетским зрацима веће енергије, мање таласне дужине или веће фреквенције. Видљиви оптички спектар јесте само мали део укупног спектра електромагнетских зрачења (серија Б/2, сл. 6).

Ако се некој супстанци преда одређена количина енергије, она ће емитовати електромагнетска зрачења. Ако се цев испуњена водоником или живином паром подвргне дејству електричне струје онда ће те супстанце емитовати светлост. Ако се тако добијена светлост пропусти кроз оптичку призму, она ће се преломити и расути према различитим таласним дужинама. Ако се тако расута светлост пројектује на белу површину добиће се **испрекидани (дисконтинуални) емисиони спектар** (сл. 2, 4. и 5). Ова електромагнетна зрачења која емитују водоник или живина пара постају зато што су њихови атоми *ексцитовани*. Сваком таквом зрачењу одговара одређена енергија или одређена фреквенција.

Аналогно томе, ако се кроз атмосферу која се састоји од водоника или живине паре пропусти сноп беле светлости, она неће више садржавати зраке, јер ће их елементи апсорбовати. Тако се добија **испрекидани (дисконтинуални) апсорпциони спектар.**

Нилс Бор (Bohr), носилац Нобелове награде за физику 1922, утврдио је извесне принципе којима се тумаче спектри зрачења и разлог због кога се електрони не „неутралишу" с језгром.

Електрони, електрично негативне честице, крећу се око позитивног језгра. Укупна енергија електрона или његова енергетска садржина јесте збир његове кинетичке енергије и његове потенцијалне енергије која је проузрокована близином електрона као носиоца негативне електричне шарже и језгра као носиоца позитивне електричне шарже. Ова укупна енергија електрона не може имати било какву вредност већ је по количини прецизно и тачно одређена и зове се *квант енергије*. У вези са тим електрони заузимају око језгра извесна подручја у простору која тачно одговарају њиховим енергетским садржинама. Та подручја зову се *квантни енергетски нивои*. Док се електрон креће на одређеном нивоу он нити емитује нити апсорбује енергију.

Ако електрон скочи на неки виши енергетски ниво, удаљенији од језгра, он апсорбује енергију. Ако скочи на нижи енергетски ниво, ближе језгру, он емитује енергију. Ове промене енергије су добро одређене и равне су разлици енергије између разних нивоа (сл. 6). Ако се на електрон пренесе извесна енергија, мања или већа од разлике два одговарајућа енергетска нивоа, електрон у првом случају не апсорбује ту енергију (ако је мања) или је апсорбује само у оној количини која је потребна да скочи на следећи виши ниво, а вишак одбацује; другим речима, електрон апсорбује само оне количине енергије које су изражене у квантима. Емисија енергије од стране електрона проузрокује зрачења која граде емисиони спектар.

За атом у коме ниједан електрон није ексцитован каже се да је у *основном*

(фундаменталном) стању. Атом чији је неки од електрона на вишем енергетском нивоу је у *ексцитованом стању.*

КВАНТНИ БРОЈЕВИ

Карактеристике сваког електрона могу бити дефинисане са четири броја који се зову *квантни бројеви.*

Електрони су распоређени у слојевима или у енергетским нивоима. Укупна енергија свих електрона на једном енергетском нивоу приближно је једнака. Сваки основни или главни енергетски ниво означује се целим бројем (серија Б/3, сл. 7): 1, 2, 3, . . . n. Ти бројеви зову се *главни квантни бројеви* који нам казују колика је енергија електрона на главном енергетском нивоу. Слојеви или нивои могу се означити и словима: K, L, M, N. . . Осим тога, главни квантни број указује и на максимални број електрона који се може налазити на једном енергетском нивоу или слоју а то је $2 . n^2$. Тако ће на првом енергетском слоју или нивоу бити $2 . 1^2=2$ електрона, на другом $2 . 2^2=$ $=8$, на трећем $2 . 3^2=18$ електрона итд.

Сваки главни енергетски ниво дели се на поднивое који означавају други квантни број који се зове *орбитални квантни број, секундарни квантни број* или *споредни квантни број* а обележава се са *l.*

Ако бисмо у извесном тренутку могли да одредимо положај електрона у простору и да га означимо тачком, затим да му одредимо поново положај у неком другом тренутку, затим у трећем и тако даље све док не начинимо велики број таквих ознака, добили бисмо цртеж на коме би ознаке положаја електрона у извесном подручју биле врло густо уцртане и скоро би се међусобно додиривале, а у неком другом рејону оне би биле врло удаљене једна од друге. Оваквим представљањем добија се тзв. „електронски облак" који нам указује где се може наћи електрон.

У ствари, електрон се може налазити у било којој тачки око језгра осим у језгру. Али постоји једно подручје у простору у коме је сасвим могуће да се наиђе на електрон и друго у коме је таква вероватноћа врло мала. Подручје у простору око језгра, у коме је сасвим могуће срести електрон, тј. оно у коме је електронска густина највећа, зове се *орбитала.*

Секундарни квантни број *l* може да добије n вредности, почев од 0. Његова максимална вредност јесте n — 1 па су те вредности 0, 1,. 2 . . . n — 1; њима се дописују слова s, p, d, f и она означавају *облик и величину орбитале.* Тако за $n=1, l=0$, за $n=2, l$ добија вредности 0 и 1 итд. Орбитале s имају сферни облик и њихов се пречник повећава с главним нивоом. Орбитале p имају облик који је приказан на сл. 3. и 4; облик орбитала d приказан је на сл. 6. Све орбитале које се не означавају са s, оријентишу се помоћу 3 осе картезијанског (правоуглог) координатног система чији је почетак у језгру. На првом енергетском нивоу нема орбитала p, на другом енергетском нивоу нема орбитала d, на трећем нема орбитале f итд.

Електрони се означавају једним бројем (који представља главни квантни број и означава главни енергетски ниво на коме се електрон налази) уз који се дописује слово (које одговара секундарном квантном броју и показује облик орбитале). Електрон 1s јесте онај, чији је главни квантни број раван 1, тј. налази се на првом енергетском нивоу; електрон **2s** налази се на другом енергетском нивоу.

Пошто је електрон материјална честица у кретању, која је и носилац одређене количине електрицитета, он ствара одређено магнетско поље и понаша се као врло мали магнет, који се оријентише ако се подвргне утицају неког другог, спољног магнетног поља. Различите оријентације дефинишу се трећом врстом квантних бројева, *магнетским квантним бројем m.* И овај број је цео, позитиван, раван нули или негативан.

Електрони се обрћу и око своје осе. То ротационо кретање назива се *спин,* а дефинише се четвртом врстом квантних бројева, *квантним спинским бројем* или *ротационим квантним бројем.* Овај број може имати вредности —1/2 и +1/2 према томе да ли је смисао ротирања у смислу хода казаљке на сату или у супротном смислу. Два електрона на истој орбитали треба да имају спинске квантне бројеве супротног знака, тј. треба да се обрћу у супротном смислу; означавају се знаком ↑↓ (сл. 5). За такве електроне каже се да су спарени и образују дублет. Два електрона на различитим орбиталама могу имати исте спинске бројеве и не морају бити спарени; они се представљају са ↑↑.

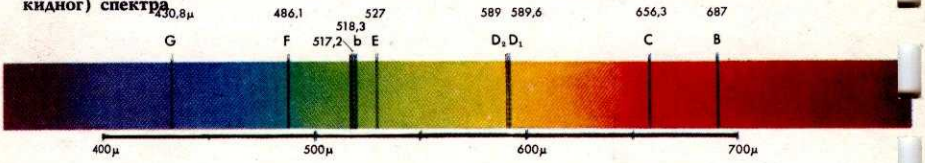
Паулијев принцип искључивости. Два електрона једног атома не могу имати сва четири квантна броја једнака.

АТОМИ

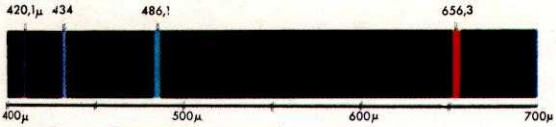
ИЗМЕНЕ ЕНЕРГИЈЕ ИЗМЕЂУ ЕЛЕКТРОМАГНЕТСКОГ ЗРАЧЕЊА И МАТЕРИЈЕ

Сл. 1. Образовање континуалног (непрекидног) спектра

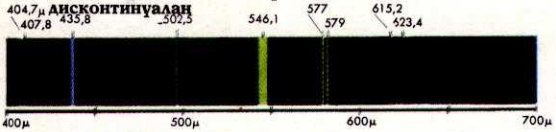
Сл. 2. Образовање дискотинуалног спектра



Сл. 3. Емисиони спектар беле светлости, континуалан

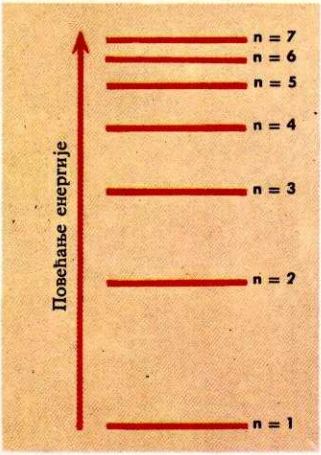


Сл. 4. Емисиони спектар водоника, дисконтинуалан

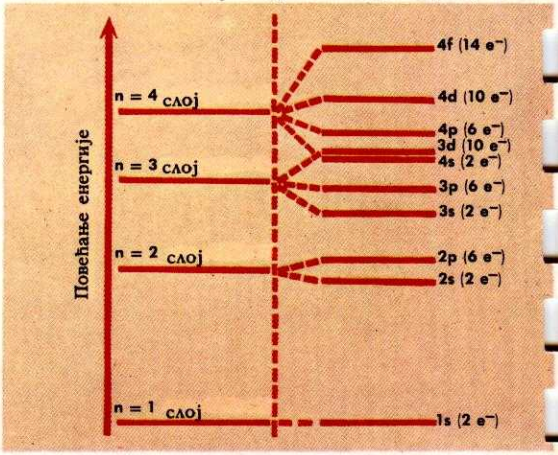


Сл. 5. Емисиони, дискотинуалан спектар живе $^{80}_{200}Hg$

Сл. 6. Енергетски нивои E_1, E_2, E_3 и E_4



Сл. 7. Главни енергетски нивои



Сл. 8. Енергетски нивои и поднивои

ЕЛЕМЕНТИ

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ

Елементи су у почетку били класификовани према сличностима или разликама њихових особина. Прву класификацију по којој су елементи груписани према њиховим атомским тежинама и њиховим валенцама, дао је Д. Ј. Мендељејев (1834—1907), који је нашао да се сличности особина елемената и њихових једињења периодички појављују. У Мендељејевљевом периодном систему недостајали су они елементи који су у то време били непознати; за њих је Мендељејев оставио празна места и предвидео карактеристике тих елемената и њихових једињења. Касније, када су и ти елементи откривени, Мендељејевљева предвиђања била су потврђена. Данас је преко 100 познатих елемената класификовано по Боровом периодном систему и према електронској структури атома чије особине зависе од атомског броја Z и тако су поређани да њихов број расте повећавајући се од једног до следећег, увек за 1. То значи да атоми сваког елемента имају у свом језгру по један протон више, а у омотачу по један електрон више од атома на претходном месту. Исто тако, атомска тежина се повећава константно, осим у три случаја.

У периодном систему елементи су распоређени у *редовима* или *периодима* и у *фамилијама или групама*. Свака периода периодног система карактерише се тиме што атоми које она садржи имају исти главни енергетски ниво, а број тог нивоа за један је већи од броја из претходне периоде. У првом енергетском нивоу или нивоу K, главни квантни број n=1, могу се налазити само $2 \cdot 1^2=2$ електрона. У тој периоди налазе се само водоник са атомским (редним) бројем Z=1 и хелијум са атомским бројем Z=2. После ова два елемента почиње друга периода која се карактерише другим енергетским нивоом или нивоом L, чији је главни квантни број n=2, те зато на том нивоу може садржавати $2 \cdot 2^2=8$ електрона, па је то кратка (мала) периода са свега 8 елемената. Трећој периоди одговара енергетски ниво M са главним квантним бројем n = 3, па на главном енергетском нивоу елемента ове периоде може бити $2 \cdot 3^2=18$ електрона, али и ова периода је кратка и има само 8 елемената, јер на енергетском нивоу који се налази споља не може бити више од 8 електрона. Затим долази четврта периода са енергетским нивоом N и главним квантним бројем n=4, па тај енергетски ниво може да садржи $2 \cdot 4^2=32$ електрона, а уједно, то је у периодном систему и прва дугачка (велика) периода у којој се, према редним бројевима, допуњава претходни ниво M до 18 електрона, што представља максимум који енергетски ниво M може да садржи. И пета периода је дугачка (велика) и могла би садржавати $2 \cdot 5^2=50$ електрона, али она има ипак само 18 елемената као и претходна, јер спољњи ниво може да садржи само 8 електрона а претходни, нижи ниво, може да има укупно само 18. Шеста, много дужа периода у којој се попуњава ниво n=6, може да садржи $2 \cdot 6^2=72$ електрона. У овој периоди која садржи 32 елемента попуњава се претходни енергетски ниво. Седма периода садржи исти број елемената као и претходна, али она није комплетна јер нема више познатих елемената.

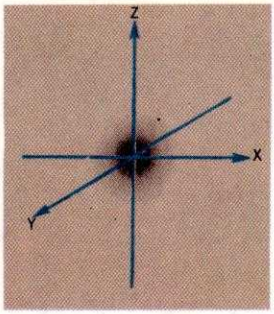
Величина атома. Пречник атома тешко је одредити. Електрони не заузимају увек исто одстојање од језгра. Подручје атома у коме је могуће наићи на електрон релативно је врло пространо. Осим тога на атом утичу и околни атоми, па његов пречник варира према слободи коју му допуштају суседни атоми. Због тога је могуће одредити само приближно полупречнике атома.

У истој групи елемената по периодном систему полупречници атома расту почев одозго па наниже. У једној истој периоди полупречници атома смањују се идући слева надесно.

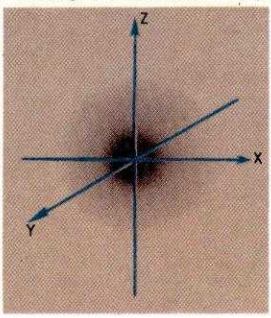
Јонизациони потенцијал. Као што је већ речено, када се једном електрону саопшти извесна количина енергије, он се ексцитује и скочи на виши енергетски ниво, који се налази на већој удаљености од језгра. Ако је саопштена енергија довољно велика, електрон се одвоји од атома који је дотле био неутралан; овај процес зове се *јонизација*, а енергија потребна да се један електрон одвоји од атома зове се *јонизациона енергија* или *јонизациони потенцијал*. Електрички неутралан атом, који је изгубио један електрон, претвара се у *позитиван јон* или *катјон;* нпр. $Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$. Јонизациони потенцијал мери се *електрон-волтима;*

АТОМИ

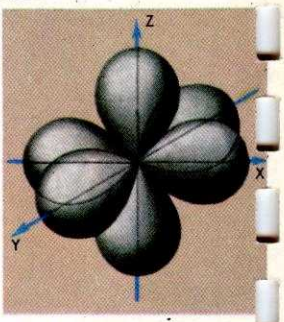
ЕЛЕКТРОНИ, АТОМСКЕ ОРБИТАЛЕ



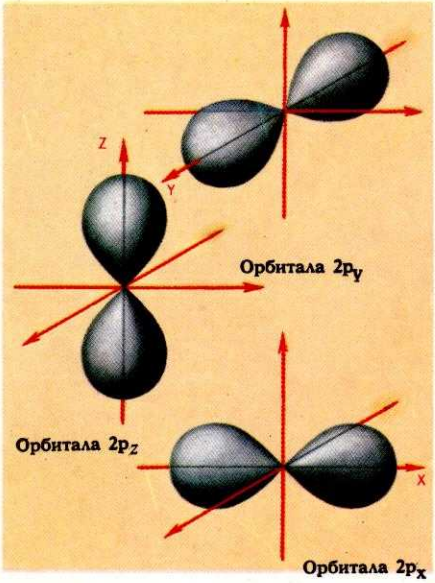
Сл. 1. Орбитала 1s



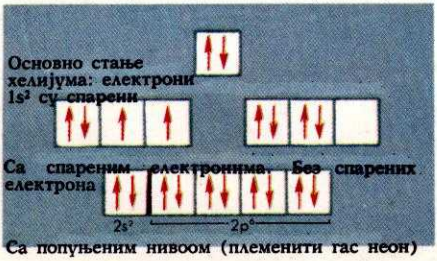
Сл. 2. Орбитала 2s



Сл. 3. Како изгледају све 3 орбитале 2p упоређене према 3 координатне осе

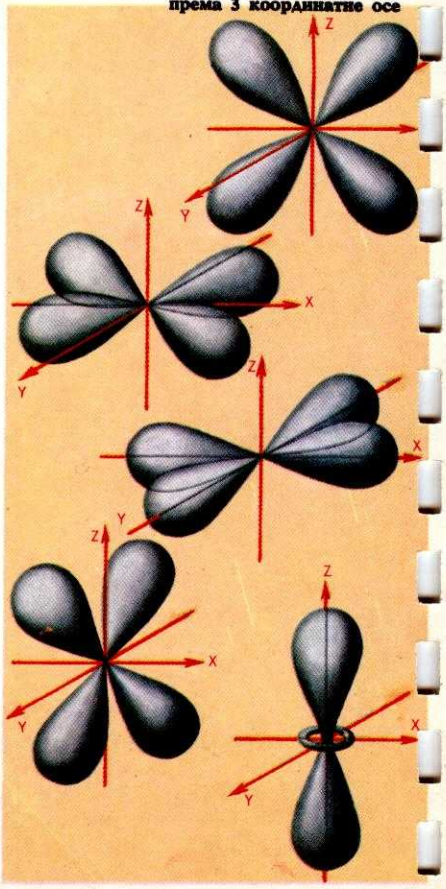


Сл. 4. Три орбитале 2p оријентисане према три координатне осе



Са попуњеним нивоом (племенити гас неон)

Сл. 5. Електрони нивоа 1 и 2, на комплетираним нивоима електрони су спарени



Сл. 6. Неке орбитале 3d.

1 електрон-волт (eV)=*1,60 . 10*$^{-12}$ ерга. Да би се од атома натријума одвојио један електрон потребна је енергија од 5,1 eV. Могуће је одвојити и више електрона од једног атома, само сваки пут потребна је већа енергија, јер увек ваља савладати привлачну силу позитивно наелектрисаног катјона.

У истој групи периодног система јонизациони потенцијал опада идући одозго наниже, а у периодима се повећава идући ка десној страни.

Електронски афинитет. — Постоје атоми који, уместо да отпуштају електроне, имају тенденцију да примају електроне других атома. Када електрички неутралан атом прими један електрон претвара се у *негативан јон или анјон;* нпр. $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$. Тенденција атома да примају електроне других атома зове се *електронски афинитет*, који представља енергију потребну да неутрални атом прими електрон а мери се — eV. На пример, електронски афинитет хлора је — *3,75 eV*.

О ПЕРИОДНОМ СИСТЕМУ

У свакој периоди особине елемената и њихових једињења систематски се мењају. У свакој групи елементи имају аналогне особине јер је број електрона на њиховом спољном нивоу исти. У типичним групама као што су групе кратких (малих) периода, и у првим и последњим групама дугачких (великих) периода, тј. у свакој подгрупи а сваке групе и у подгрупи b група I и II, број електрона у спољном нивоу је уједно и број који обележава групу. Прелазни (транзициони) елементи, који се налазе између претходних група, показују сличности и разлике особина према ситуацији; они имају 1 или 2 електрона на спољном енергетском нивоу.

Елементи последње групе са по 8 електрона на спољном нивоу, искључујући први (хелијум) који има само два, јесу племенити гасови: хелијум (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe) и радон (Rd) и хемијски су интерни или врло тешко ступају у једињења. *Структура племенитих гасова у хемији је веома важна.*

Елементи групе Ia са по једним електроном на спољном нивоу јесу *алкални метали: литијум* (Li), натријум (Na), калијум (K), рубидијум (Rb), цезијум (Cs), францијум (Fr). Ови елементи имају особине да лако отпуштају тај електрон и да се претварају у катјоне; они су позитивно једновалентни, хемијски су врло активни па се у природи не срећу у слободном стању. Састав и особине њихових једињења веома су слични, увек граде једињења и њихови хлориди кристалишу по тесералној системи. Ти елементи су типични метали.

Елементи групе IIa са по два електрона на спољном нивоу јесу *земно-алкални метали:* берилијум (Be), магнезијум (Mg), калцијум (Ca), стронцијум (Sr), баријум (Ba) и радијум (Ra) имају тенденцију да отпуштају та два електрона па су позитивно двовалентни. И они су типични метали и врло су реактивни. Радијум, класични радиоактивни елеменат, по својим особинама сличан је осталим елементима те групе.

Елементи групе VIIa са по седам електрона на спољном енергетском нивоу, флуор (F), хлор (Cl), бром (Br), јод (J), слични су. Они имају тенденцију да приме један електрон и да тако пређу у анјон, па су негативно једновалентни. То су неметали; веома су реактивни и њихови молекули имају по два атома.

У истој периоди, уколико се неки елеменат налази више пута, утолико су више наглашене његове металне особине и, насупрот томе, уколико се налази више удесно, утолико су више наглашене његове неметалне особине. У истој групи, уколико се елеменат налази ниже, утолико су јаче наглашене његове металне особине. Флуор, који се налази на крају прве кратке периоде, јесте елеменат са најјаче израженим неметалним особинама. Цезијум, који претходи мало познатом елементу францијуму, који се налази на левом крају периоде и на доњем крају групе, јесте елеменат са најјаче израженим металним особинама. Између ове две крајности налазе се сви постепени прелази.

Метали се одликују тиме што су добри проводници електрицитета; имају метални сјај; они су електропозитивни, имају тенденцију да отпуштају електроне и прелазе у позитивне јонове. Изузев живе која је течна, сви остали метали су чврсти на обичној температури.

Неметали се одликују тиме што нису добри проводници топлоте и електрицитета, немају метални сјај, електронегативни су, тј. имају тенденцију да примају електроне и да на тај начин прелазе у негативне јонове. На обичној температури могу бити у чврстом стању (као угљеник, сумпор и фосфор), или у гасовитом (као кисеоник, азот, хлор); бром је једини течан неметал.

ЕЛЕМЕНТИ

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ

Периодна таблица елемената. $C_{12} = 12,000$

Група / Периода	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIII	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	Плем. гасови
1	1 H водород 1.0079															2 He хелијум 4.003
2	3 Li литијум 6.939	4 Be берилијум 9.012									5 B бор 10.811	6 C јаглеродник 12.011	7 N азот 14.006	8 O кислоник 15.999	9 F флуор 19.00	10 Ne неон 20.183
3	11 Na натријум 22.989	12 Mg магнезијум 24.312									13 Al алуминијум 26.981	14 Si силицијум 28.086	15 P фосфор 30.973	16 S сумпор 32.064	17 Cl хлор 35.457	18 Ar аргон 39.944
4	19 K калијум 39.102	20 Ca калцијум 40.08	21 Sc скандијум 44.956	22 Ti титан 47.90	23 V ванадијум 50.942	24 Cr хром 51.996	25 Mn манган 54.938	26 Fe гвожђе 55.847	27 Co кобалт 58.933	28 Ni никал 58.71	29 Cu бакар 63.54	30 Zn цинк 65.37	31 Ga галијум 69.72	32 Ge германијум 72.60	33 As арсен 74.92	34 Se селен 78.96	35 Br бром 79.916	36 Kr криптон 83.80
5	37 Rb рубидијум 85.47	38 Sr стронцијум 87.62	39 Y итријум 88.905	40 Zr цирконијум 91.22	41 Nb ниобијум 92.906	42 Mo молибден 95.94	43 Tc технецијум (99)	44 Ru рутенијум 101.07	45 Rh родијум 102.905	46 Pd паладијум 106.4	47 Ag сребро 107.87	48 Cd кадмијум 112.40	49 In индијум 114.82	50 Sn калај 118.69	51 Sb антимон 121.75	52 Te телур 127.60	53 I јод 126.91	54 Xe ксенон 131.30
6	55 Cs цезијум 132.90	56 Ba баријум 137.34	57 * La лантан 138.91	72 Hf хафнијум 178.49	73 Ta тантал 180.95	74 W волфрам 183.85	75 Re ренијум 186.20	76 Os осмијум 190.20	77 Ir иридијум 192.20	78 Pt платина 195.09	79 Au злато 196.967	80 Hg жива 200.59	81 Tl таљијум 204.37	82 Pb олово 207.19	83 Bi бизмут 208.98	84 Po полонијум (210)	85 At астат (210)	86 Rn радон (222)
7	87 Fr францијум (223)	88 Ra радијум 226.05	89 ★ Ac актинијум (227)															

Метали — Неметали — Тешки метали

* Лантаноиди	58 Ce церијум 140.12	59 Pr празеодијум 140.907	60 Nd неодијум 144.24	61 Pm прометијум (147)	62 Sm самаријум 150.35	63 Eu европијум 151.96	64 Gd гадолинијум 157.25	65 Tb тербијум 158.924	66 Dy диспрозијум 162.50	67 Ho холмијум 164.93	68 Er ербијум 167.26	69 Tm тулијум 168.934	70 Yb итербијум 173.04	71 Lu лутецијум 174.97
★ Актиноиди	90 Th торијум 232.038	91 Pa протактинијум (231)	92 U уранијум 238.03	93 Np нептунијум (237)	94 Pu плутонијум (242)	95 Am америцијум (243)	96 Cm кјуријум (247)	97 Bk берклијум (249)	98 Cf калифорнијум (251)	99 Es ајнштајнијум (254)	100 Fm фермијум (253)	101 Md менделевијум (256)	102 No нобелијум (254)	103 Lw лоренсијум (257)

104 КУРЧАТОНИЈУМ

ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ

До сада смо посматрали атом као посебну целину. Међутим, атоми истог или различитих елемената могу се сјединити у атомске агрегате и дати једињење. Основна јединствена честица неког једињења јесте молекул, електрички неутралан, састављен од два или више атома. Тако је молекул воде једињење састављено од два атома водоника и једног атома кисеоника. Код неких једињења, нпр. код калијумхлорида, неподесно је употребљавати назив молекул, јер је то јиновски агрегат јона K^+ и јона Cl^-. Понашање електрона у једињењима може се тумачити на два начина:

а) метода *молекулских орбитала* по којој се сматра да на сваки електрон који припада свим језгрима молекула једињења, дејствују други електрони; тако се говори о молекулским енергетским нивоима аналогно атомским енергетским нивоима;

б) метода *атомских орбитала*, простија али мање тачна, по којој се сматра да су атоми који сачињавају молекуле једнаки одвојеним атомима, изузев што један или више електрона са спољног нивоа могу припадати спољњем нивоу неког другог атома молекула.

Атоми који сачињавају молекул међусобно се привлаче; то привлачење је *хемијска веза*, при чему учествују електрони спољњег нивоа или периферни електрони, који се зову *валенциони електрони;* привлачна сила зове се *сила везе*. У хемијским сједињавањима број протона у језгру се не мења.

Укупна енергија атомског агрегата неког једињења мања је од збира енергије појединих одвојених атома. Тако се тумачи стабилност једињења, јер у природи постоји увек тенденција да постају супстанце с мањим енергетским садржајем.

Атоми многих елемената теже да, при образовању једињења, употпуне спољњи магнетски ниво електронима, тако да награде октет (8 електрона) као што је то код најближег племенитог гаса, при чему примају или отпуштају електроне или их укључују у нивое оба атома. Ово не важи за све елементе периодичног система, чија је тенденција да имају само два електрона као хелијум.

ЈОНСКА (електровалентна) ВЕЗА

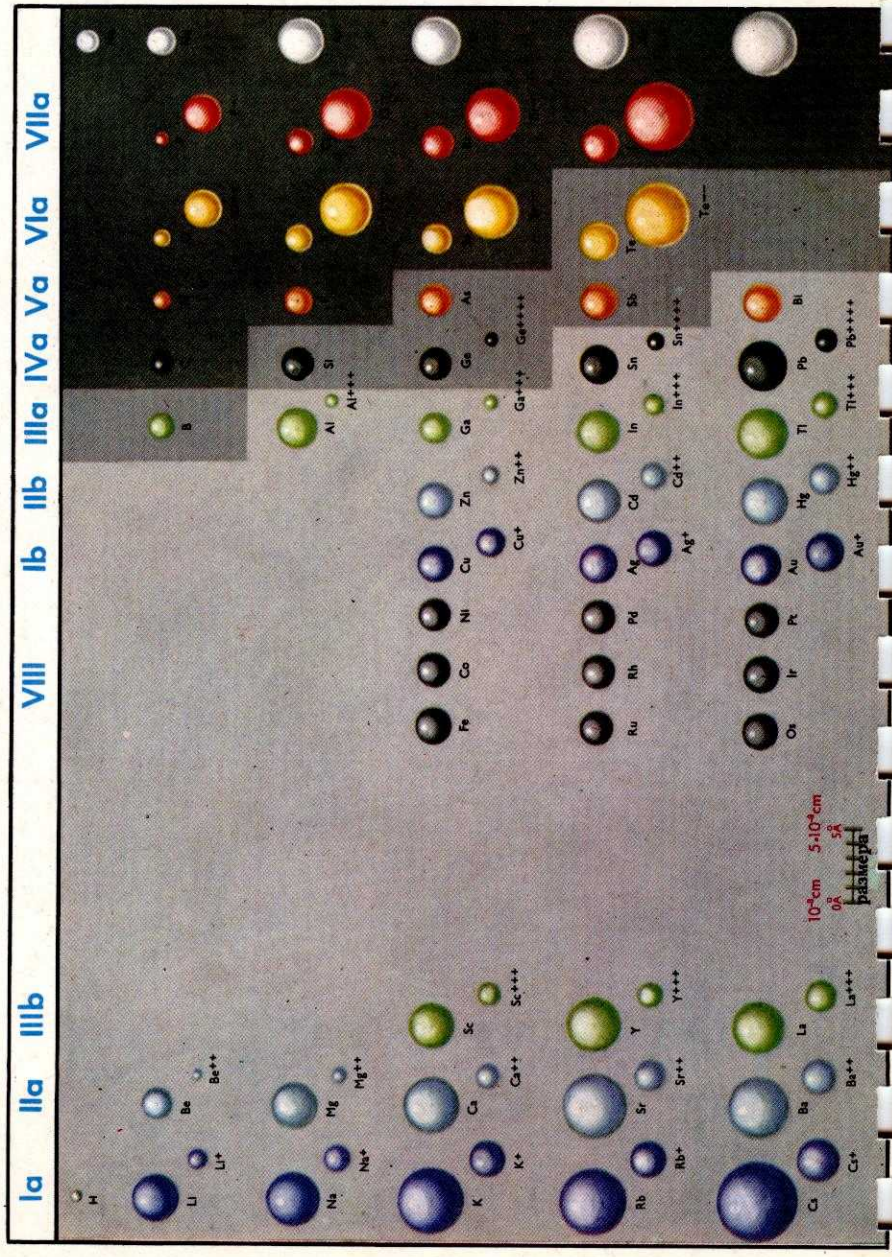
Једињења која су везана овом врстом веза не састоје се од молекула. Код овог типа везе електрони потпуно прелазе с једног атома на други, тј. један атом отпушта један или више електрона које други атом прима. Атом који је отпустио своје електроне претвара се у позитивни јон или *катјон* са онолико позитивних шаржи колико је електрона изгубио, а атом који је примио те електроне претвара се у негативан јон или *анјон* са онолико негативних шаржи колико је електрона примио. Број отпуштених или примљених електрона представља *јонску валенцу*, позитивну или негативну, према томе да ли је у питању отпуштање или примање електрона. Број позитивне јонске валенце елемената који се налазе у првој групи, у подгрупи *а* периодног система једнак је броју групе. Тако је валенца калијума *+1*, а калцијума *+2*. Број негативне јонске валенце код елемената последње групе у подгрупи *а*, једнак је броју групе умањен за 8. Тако је број негативне јонске валенце хлора једнак *7 — 8 = — 1*, а кисеоника *6 — 8 = — 2*. Валенца племенитих гасова је 0.

Јонска једињења, када су у чврстом стању, образују тродимензионалну кристалну мрежу, у којој се јони налазе на чворовима поређани наизменично, час позитивни час негативни, међусобно привучени јаким електростатичним силама. Топе се на високој температури, јер је потребна знатна количина енергије да се савлада енергија везе и разори јонска структура. Истопљена или растворена, ова једињења проводе електрицитет.

Код калијумхлорида K^+Cl^- (ne KCl), атом калијума чији је атомски (или редни) број 19, испушта један електрон са свог спољног енергетског нивоа и претвара се у катјон калијума са 19 протона у језгру и 18 електрона у омотачу. Тај испуштени електрон прима атом хлора чији је атомски (редни) број 17 и претвара се у анјон хлора који садржи 17 протона у језгру и 18 електрона у омотачу. Оба ова јона имају спољни енергетски ниво од по 8 електрона као аргон. У тесералном (кубном) кристалу K^+Cl^- сваки јон K^+ окружен је са 6 јона хлора и сваки јон Cl^- са 6 јона калијума. У магнезијумсулфиду — $Mg^{2+}S^{2-}$ — атом магнезијума уступа атому сумпора 2 електрона, па тако постају јони Mg^{2+} и S^{2-} који имају структуру типа неон (магнезијумов јон), односно типа аргон (сум-

ЕЛЕМЕНТИ

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ



поров јон); њихове јонске валенце су $+2$ и -2.

Метали који су распоређени у централном делу таблице периодног система немају тенденцију да добију структуру неког племенитог гаса, чиме се објашњавају њихове различите јонске валенце. Тако гвожђе може изгубити два електрона и прећи у *феројоне* Fe^{2+}, или три електрона и прећи у *феријоне* Fe^{3+}, па су његове јонске валенце $+2$ и $+3$.

Када се сребро јонизује оно губи један електрон и остаје са 18 електрона у спољном енергетском нивоу. Ако се Ag^{+} сједини са кисеоником O^{2-}, пошто је јонска валенца сребра $+1$ а кисеоника -2, *потребна* су два атома сребра за сваки атом кисионика.

КОВАЛЕНТНЕ ВЕЗЕ

И у молекулима с ковалентним везама сваки атом тежи да добије електронску структуру најближег племенитог гаса или неку другу стабилну електронску конфигурацију. Код овог типа веза нема ни отпуштања нити примања електрона у правом смислу те речи, већ су један или више електрона заједнички свакоме од атома који граде молекул. Пар електрона гради *дублет*, заједнички за два или више атома, тако да са електронима који се већ налазе у спољном омотачу тих атома употпуњују њихов број до 8 *(октетна теорија)* и стабилизују их. Када једном веза постане, онда оба језгра привлаче два заједничка (дељена) електрона.

Ако се од по једног електрона сваког атома награди заједнички електронски пар (дублет), онда тај *један пар* између два атома гради просту везу. Ако везу граде два електронска пара онда је веза двогуба; од три електронска пара, веза је трогуба.

Сваки електрон има своју *атомску орбиталу*, АО; ако се неки електрон веже са електроном неког другог атома, онда постаје *молекулска орбитала*, МО. Ако се сједине две атомске орбитале типа s или једна типа s а друга типа p, тј. орбитала управљена по земљишној линији која пролази кроз два језгра, постаје молекулска орбитала типа δ ; ако се сједине две атомске арбитале типа p постаје молекулска орбитала типа π . Треба напоменути да никакво графичко представљање молекулских орбитала, као уосталом ни графичко представљање атомских орбитала, не може бити реално.

Енергетски садржај једне молекулске орбитале мањи је од збира енергетских садржаја атомских орбитала. Ковалентна веза је врло јака; молекули су дискретни, било да су у чврстом, течном или гасовитом стању, разликују се једино што су уређени или неуређени, према физичком стању. Ковалентна једињења су лоши проводници електрицитета и топлоте.

У молекулу водоника, H_2 (сл. 2) свако од два језгра водониковог атома има по два електрона, као атом хелијума, тј. свако од два језгра има око себе „електронски облак" сачињен од два електрона. Могло би се рећи, мада то у суштини није тачно, да сваки атом истовремено испушта и прима један електрон. Молекулска орбитала водониковог молекула је типа δ , јер су две атомске орбитале атома типа s.

Атоми халогенских елемената који имају по 7 електрона на последњем (спољном) нивоу (слоју), теже да имају око себе 8 електрона, тј. октет, примајући један електрон; због тога се два атома сједињавају простом везом коју чине два електрона; ова молекулска орбитала још увек је типа δ . Сваки од ових електрона потиче од по једног атома. Зато, када се веза једном образује, ова два електрона припадају подједнако и једном и другом језгру, нпр. код молекула хлора (сл. 3).

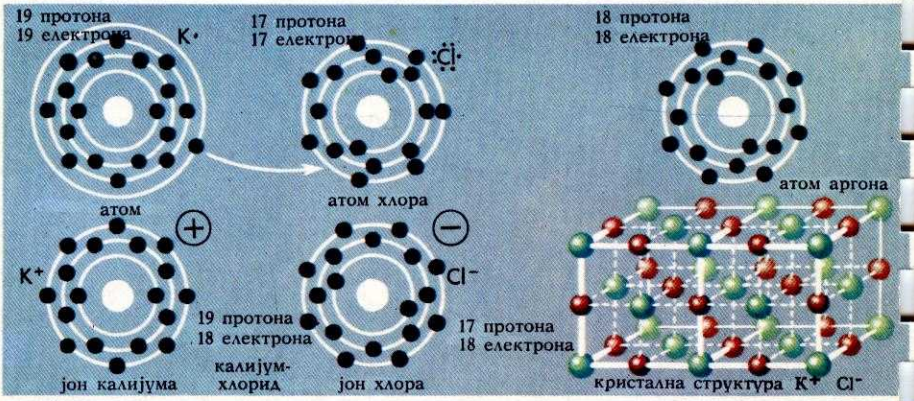
Атоми азота са 5 валенционих електрона, да би имали октет (8 електрона), образују двоатомске молекуле у којима су атоми сједињени трогубом везом. Атоми азотовог молекула (сл. 4) имају три заједничка (дељена) електронска пара и један усамљени електронски пар.

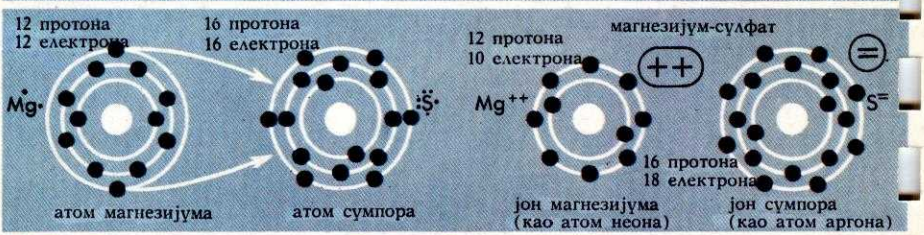
У угљендиоксиду, CO_2 (сл. 6), угљеников атом сједињен је са сваким од два кисеоникова атома двогубом везом. Сваки атом кисеоника има два усамљена електронска пара. У хлороводонику, HCl (сл. 8), хлор и водоник сједињени су простом ковалентном везом. У оксиду водоника или води, H_2O (сл. 7), атом кисеоника везан је са сваким атомом водоника простом везом.

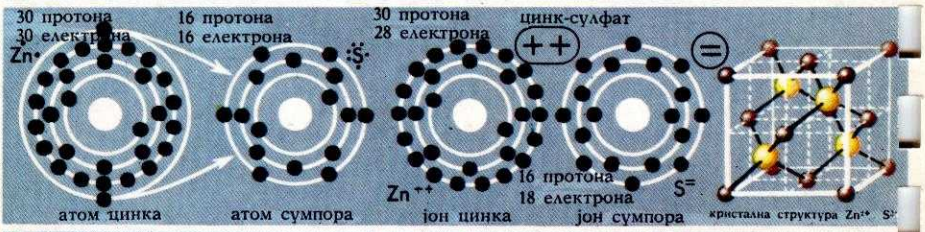
Поларитет везе. Ако електрони везе потпуно једнако учествују између атома, онда постоји равномерна (униформна) расподела негативне шарже молекула па је ковалентна веза *хомеополарна* или *неполарна*, а ковалентна веза је савршена, као код молекула H_2, Cl_2, N_2, када су два сједињена атома једнака.

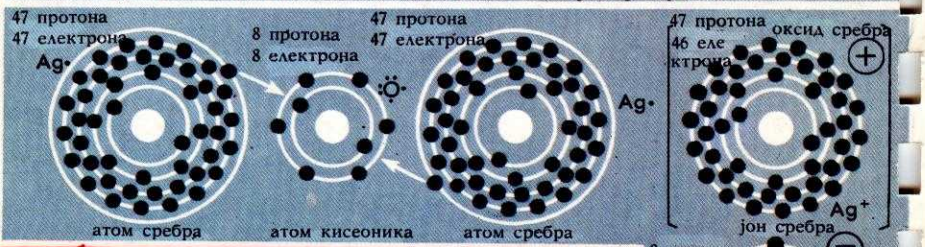
ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ

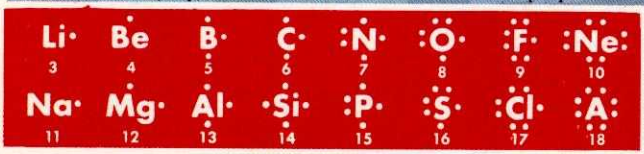
ЈОНСКЕ ВЕЗЕ











Сл. 1. Симболи, атомски бројеви и електронска структура спољњег слоја елемената двеју кратких (малих) периода.

Сл. 2. Неке јонске везе

Ако су атоми различити, електрони везе распоређени су несиметрично, па се гради *електрички дипол* већег или мањег интензитета, што зависи од атома који се сједињују; молекул је поларан па се таква веза зове *поларно ковалентна* или *хетерополарна веза*, јер је у близини једног атома густина негативне шарже већа него у близини другог. У погледу позитивне шарже појаве су обрнуте. Овако поларизовани молекули оријентишу се у електричном пољу, али треба да се има на уму да су молекули у електричком смислу неутрални (укупна негативна шаржа једнака је укупној позитивној шаржи) и да поларитет потиче од неравномерне поделе електричних шаржи. Тако код јодмонохлорида JCl (серија B/2, сл. 9), пошто је хлор јаче електронегативан од јода, електронски пар везе је просторно ближи хлору. Молекул воде такође је поларан јер кисеоник привлачи електроне везе више него водоник.

Полиатомски симетрични молекули, чак и када су им везе између два атома поларизоване, у целини нису поларни јер постоји компензација, као што је то (серија B/2, сл. 10), код молекула угљентетрохлорида.

Ако један од атома потпуно привуче електроне везе које му други атом даје, веза се претвара у јонску или елекровалентну. Између савршене ковалентне или хомополарне везе и јонске (електровалентне) везе налазе се све нијансе поларних веза.

Вредности јонизационог потенцијала и електричног афинитета служе да се утврди да ли је нека ковалентна веза више или мање поларна или, у крајњем случају, јонска (електровалентна).

КООРДИНАТИВНА КОВАЛЕНТНА ВЕЗА

Кординативна ковалентна веза (понекад се зове и семиполарна двогуба веза, дативна веза или којонска веза) састоји се у томе што заједнички пар (оба електрона) даје само један атом. Као пример могу послужити следеће везе:

Хондронијум-јон — (H_3O^+). Ако хлороводоник у гасовитом стању растворимо у води, хлор ће преузети све електроне просте ковалентне везе па ће се језгро водоника, протон, сјединити с кисеоником из воде преко једног од усамљених електронских парова које има сам кисеоник; овај електронски пар од тренутка када се та веза успостави припада подједнако и кисеонику и водонику. Око сваког од три атома водоника круже по два електрона као код хелијума, али два атома водоника који потичу из воде чине један од два електрона везе, а трећи атом водоника, из хлороводоника, не даје ниједан електрон јер оба потичу из кисеоника. Када већ постане хидронијум—јон, сваки електронски пар без обзира на порекло подједнако учествује у сједињеним атомима. У спољном слоју кисеоника и даље кружи 8 електрона, као што је то било и у молекула воде, али од тих 8 његових је 5; како је број његових валенционих електрона 6, такав молекул ће бити позитивно наелектрисан.

Амонијум-јон (NH_4)$^+$. Ако молекул амонијака NH_3 прими још један протон, постаје амонијум-јон. У амонијум-јону атом азота N сједињен је са три атома водоника H простим ковалентним везама, а са четвртом — координативном ковалентном везом, јер цео електронски пар потиче од атома азота. Када јон (NH_4)$^+$ једном постане, јачина везе азота са сваким од 4 атома водоника потпуно је једнака. Азот има свој комплетан октет, па му припадају само 4 електрона, а како је број његових валенционих електрона 5, биће позитивно наелектрисан.

Флуороборат-јон (BF_4)$^-$. У бортрифлуориду, BF_3, везе између флуора и бора су ковалентне. Ако се на ово једињење дејствује натријум-флуоридом, Na^+F^-, јон флуора сјединиће се с бором и дати електронски пар везе. Бор има комплетан октет од чега су 4 његова електрона, а пошто има само три валенциона електрона, биће негативно наелектрисан.

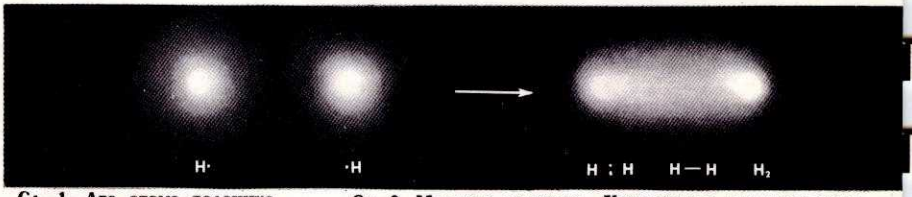
Шарже свих ових молекула — јона компензираће се другим јонима чији је знак супротан. Тако се позитивни катјони хидронијума и амонијума компензују анјонима, нпр. хлора Cl^-, те се добија хлороводонична киселина $(H_3C)^+$ Cl^-, односно амонијумхлорид (NH_4) Cl^-. Негативни тетрафлуорборат-анјон компензује се једним катјоном, нпр. натријумом (Na^+), па тако постаје натријум-тетрафлуорборат Na^+ $(BF_4)^-$

МЕТАЛНА ВЕЗА

Металну везу чине сви скупа метални атоми с позитивним шаржама, који су отпустили један или више периферних електро-

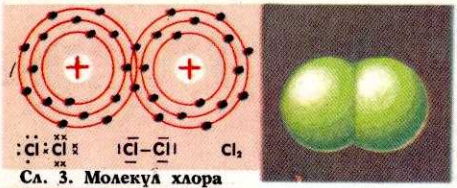
ХЕМИЈСКА ВЕЗА

КОВАЛЕНТНА ВЕЗА



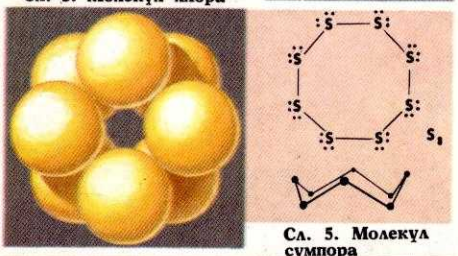
Сл. 1. Два атома водоника

Сл. 2. Молекул водоника. Учествовање два електрона.

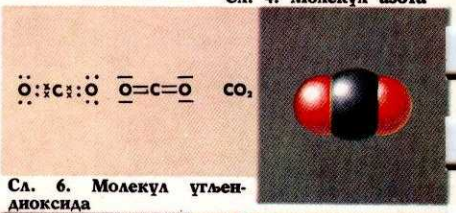


Сл. 3. Молекул хлора

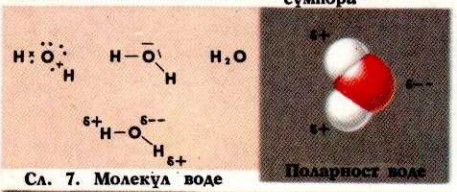
Сл. 4. Молекул азота



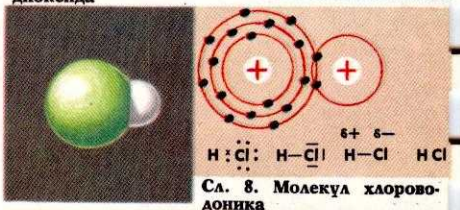
Сл. 5. Молекул сумпора



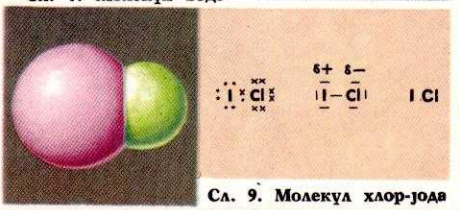
Сл. 6. Молекул угљен-диоксида



Сл. 7. Молекул воде

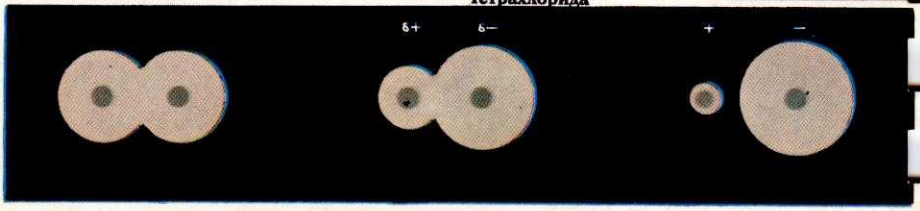


Сл. 8. Молекул хлороводоника



Сл. 9. Молекул хлор-јода

Сл. 10. Молекул угљен-тетрахлорида



Сл. 11. Прелаз ковалентне везе у јонску везу

на, а око којих кружи електронски облак који се управо састоји од отпуштених електрона. Ови електрони припадају свим катјонима, па се метали могу сматрати циновским молекулима код којих су атоми, идентични, везани ковалентним везама. У чврстом стању они граде тесералне или хексагоналне кристалне решетке (серија B/3, сл. 2) у чијим су чворовима позитивне шарже потопљене у „електронски облак" свих валенционих електрона.

Електрони у металним молекулима одликују се врло великом покретљивошћу што чини метале изврсним проводницима електрицитета и топлоте.

ВОДОНИЧНА ВЕЗА

У извесним водоничним једињењима, као што су вода и амонијак, водоников атом могу привући два атома електронегативних елемената. При томе се с једним од њих везује нормалном ковалентном везом а с другим специјалном везом, *водоничном везом*. Атом водоника, сједињен са неким елементом, везује се делимично помоћу једног усамљеног електронског пара неког другог елемента који је електронегативнији од првог. Ова се веза представља тачкицама јер није нарочито јака хемијска веза. Већи број молекула сједињен водоничном везом јесу *здружени* (асосовани) *молекули*. Тако је течна вода $(H_2O)n$ (серија B/3, сл. 3).

Тачке кључања течности које су сједињене водоничним везама ненормално су високе јер је потребна енергија како за испаравање течности, тако и за раскидање водоничне везе. Тако, док је сумпороводоник H_2S, који нема водоничну везу, на обичној температури гас, дотле је вода, због међумолекуларних водоничних веза, течност која кључа на 100°C.

Ван дер Валсове везе (J. D. van der Waals). То су слабе привлачне силе између молекула које су електростатичке природе (серија B/3, сл. 4); њима се објашњавају кохезионе силе између молекула у течностима и гасовима.

Двогубе и трогубе везе су ковалентне везе између два атома при чему учествује више од једног електронског пара. Ако се два атома везују помоћу два електронска пара, онда је то *двогуба веза*, а веза са три пара је *трогуба веза*. Једињења с вишегубим везама су незасићена. Један од електронских парова гради орбиталу типа δ јер потиче од атомских орбитала типа s или типа p_x други пар гради орбиталу или 2° или 3°. У трогубим везама образују се молекулске орбитале типа π, јер постају од атомских орбитала типа p_y и p_z. Код трогубих веза две молекулске орбитале типа π међу собом су управне (нормалне). Растојања између атома сједињених вишегубим везама јесу мања него између атома сједињених простим везама.

Код CO_2, атом угљеника је сједињен са сваким од два атома кисеоника двогубим везама. У N_2, два атома азота везана су трогубим везама.

Код етилена, C_2H_6, сваки угљеников атом везан је са два атома водоника простим везама, а два атома угљеника везана су међу собом двогубом везом. Код ацетилена, C_2H_2, сваки атом угљеника сједињен је са сваким атомом водоника простом везом, а два атома угљеника везана су међу собом трогубом везом.

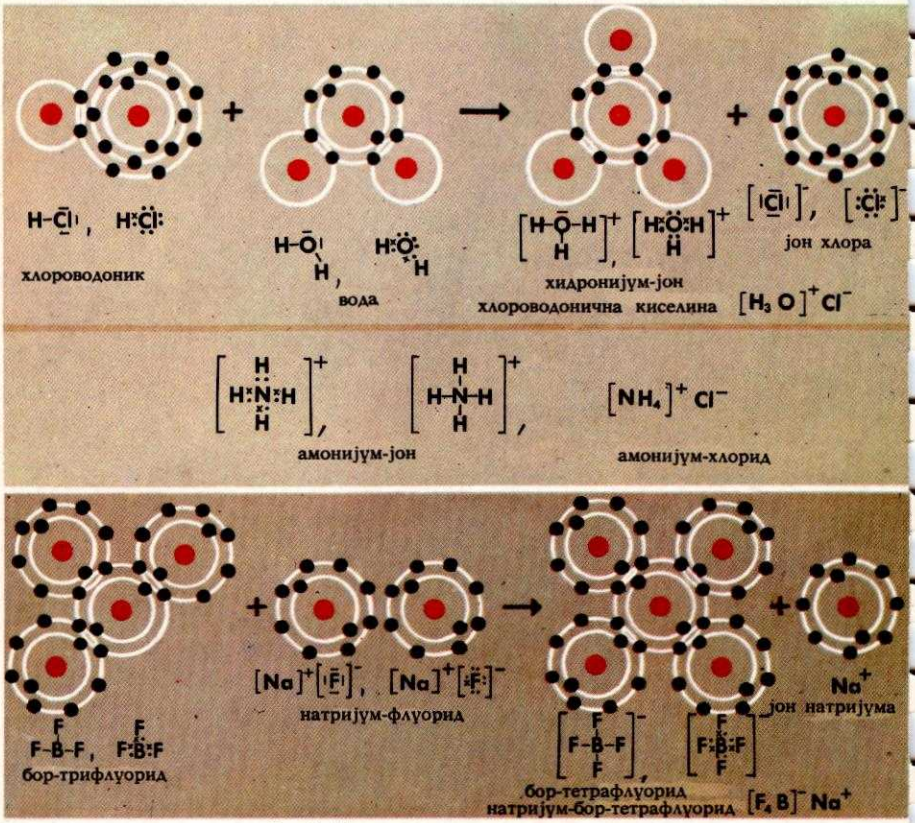
ХИБРИДИЗАЦИЈА ОРБИТАЛА

Посматрајмо угљеников атом. Он има шест електрона: два на првом енергетском нивоу (слоју); то су електрони s, а обележавају се са $1s^2$ (коефицијенат показује енергетски ниво, а експонент број електрона на том нивоу) и четири на другом нивоу и то два на атомској орбитали s са спареним спином и два на атомској орбитали p са неспареним спином; на другом нивоу се налазе $2s^2$ и $2p^2$ електрони; ове четири орбитале нису еквивалентне.

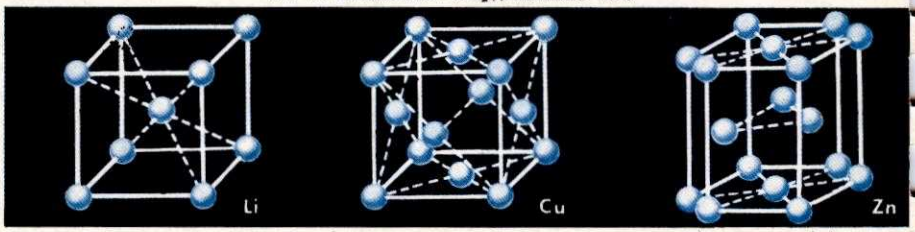
У угљениковим засићеним једињењима као што је метан, CH_4, угљеникове везе са четири атома водоника потпуно су једнаке, због тога што је један електрон атомске орбитале 2s прешао на 2p те су тако све четири атомске орбитале електрона спољног нивоа хибридне, тј. постале су еквивалентне. Ова хибридизација означава се са sp^3 јер потиче од једног електрона са атомске орбитале s и од три електрона са атомске орбитале p. Хибридизација sp^3 сусреће се код угљеникових једињења код којих су четири валенце засићене. Ако се сједине две атомске орбитале sp^3 или једна sp^3 са једном s, као резултат добијају се молекулске орбитале типа δ. У једињењима с двогубом везом, као што је етилен, хибридизација атомских орбитала угљеникових електрона јесте sp^2, јер постаје од једног атома с атомске орбитале s и два атома

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

КОВАЛЕНТНО КООРДИНАТИВНА ВЕЗА; МЕТАЛНА ВЕЗА; ВОДОНИЧНА ВЕЗА

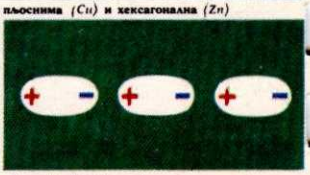


Сл. 1. Ковалентне координативне везе



Сл. 2. Метална структура. Решетка: тесерална унутра центрирана (Li), с централним пљоснима (Cu) и хексагонална (Zn)

Сл. 3. Молекуливоде везани водоничним везама



Сл. 4. Међусобно привлачење поларних молекула Ван дер Валсовим силама.

с атомске орбитале p при чему преостали електрон, нпр. p_z, остаје на атомској орбитали p. Сједињавање двеју атомских орбитала sp^2 међу собом и сједињавање једног електрона sp^2 с једним водониковим електроном s даје молекулске орбитале δ У молекулу етилена молекулске орбитале једне од везе између два угљеникова атома и везе између угљеника и водоника јесу типа δ: тип молекулске орбитале друге везе између два атома угљеника је π јер потиче од електрона p_z Код једињења са трогубим везама, као што је ацетилен, хибридизација орбитала је sp, јер се при томе хибридизује једна атомска орбитала s и само једна p. Молекулске орбитале једне од веза између два атома угљеника и везе између атома угљеника и атома водоника јесу δ , молекулске орбитале друге две везе између два угљеникова атома јесу типа π , јер произлазе од атомских орбитала p_y и p_z и, као што смо видели у серији Б/4, сл. 2. и 3, оне су међу собом нормалне.

МЕЗОМЕРИЈА или РЕЗОНАНЦИЈА

Постоје једињења чији су молекули сједињени ковалентним везама, али којима се не може приписати одређена електронска структура која би објашњавала њихове особине.

То је случај са сумпор-диоксидом, SO_2. Како атоми сумпора и кисеоника имају по 6 валенционих електрона, укупан број ових електрона износи 18. Могућности расподеле ових 18 електрона приказане су на сл. 2. серије В/5. Линеарни облик се мора одмах искључити, јер ако би молекул имао линеарни облик био би симетричан, а самим тим хомополаран; међутим, молекул сумпор-диоксида је јако поларан. На поменутој слици, облик (а) не може се усвојити јер је структурни атом на средњем нивоу

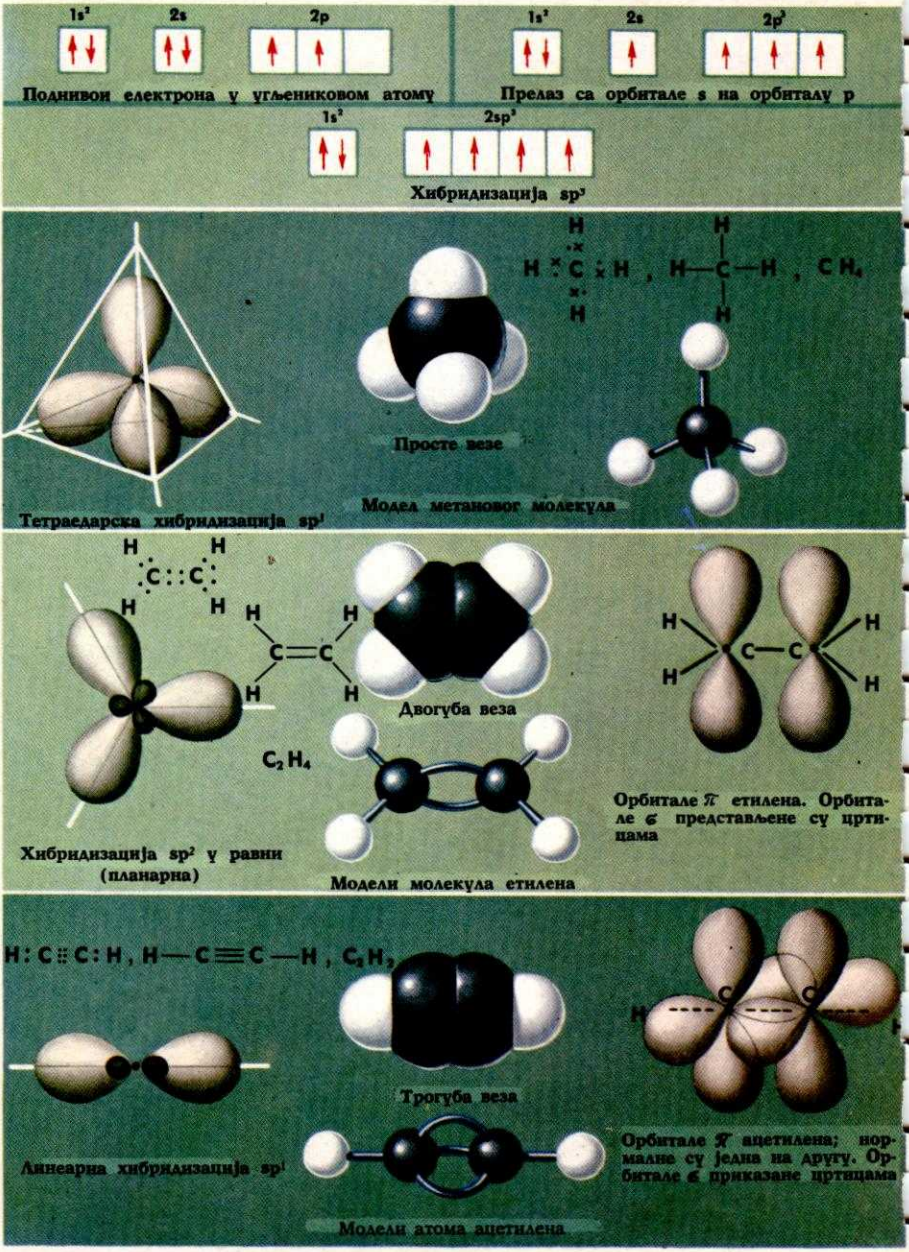
ма сумпора и појединих атома кисеоника требало да буду различита али у стварном молекулу SO_2 растојања између S и сваког O јесу потпуно једнака. Зато права структура молекула SO_2 не одговара ни облику (c) ни облику (d). Његова структура је, дакле, хибридна од те две, тј. она је неко средње стање. Ово стање се дефинише тиме што се каже да је права структура у *резонанцији* између ова два екстремна облика која су на слици графички представљена. Каже се да су структуре (c) и (d) у резонанцији и то се означава са $\longleftrightarrow$

Као прилично непосредан пример за резонанцију могу да послуже различите нијансе ружичасте боје; оне се могу сматрати као резонанциони хибриди или неко средње стање између црвене и беле боје.

Једно од важних једињења чији молекул има резонанциону структуру јесте бензол (или бензен), C_6H_6 (сл. 3). Формулу бензола поставио је немачки хемичар Август Кекиле (Kekulé). Бензолов молекул је планиран (у равни), 6 угљеникових атома сједињују се дајући правилан шестоугао, а сваки угљеников атом сједињен је са по једним водониковим атомом. Кекиле је представио угљеникове атоме међусобно везане са три просте и три двогубе везе које се наизменично смењују. Пошто су одстојања између угљеникових атома једнака, што значи да су угљеникови атоми еквивалентни, стварна структура молекула бензола треба да буде резонанциони хибрид спољних слојева (e) и (f). Друга представљања бензоловог молекула, која су ређе у употреби, јесу (g) и друга, наведена на сл. 3. Сада се молекул бензола представља Кекилеовом структурном формулом или шестоуглом и кругом у њему како би се означило да је шест угљеникових веза идентично. Угљеникови атоми налазе се на врховима тог шестоугаоног прстена и сједињени су с водониковим атомима ван прстена. У скраћеном облику ова формула се

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

ХИБРИДИЗАЦИЈА ОРБИТАЛА У УГЉЕНИКОВОМ АТОМУ



Просте, двогубе и трогубе везе угљениковог атома

РАСТВОРИ

У хемији се под *хомогеним системима* подразумевају системи од једне или више супстанци чији се саставни делови не могу разликовати чак ни под микроскопом. Чисте супстанце у одређеном физичком стању, било да су просте као нпр. сумпор, или сложене као шећер, јесу хомогени системи. Осим тога, неки хомогени систем не мора се састојати од чисте супстанце (нпр. раствори). Исто тако, гасне смесе су хомогени системи.

Под хетерогеним системима подразумева се производ или скуп производа чији се делићи могу разликовати оком или микроскопом. Свака врста ових делића који се могу разликовати и који су међу собом хомогени, зове се *фаза*. Све супстанце које граде хомогене или хетерогене системе зову се *компоненте*. Хомогени системи састоје се од једне једине фазе али број компонената може бити различит.

Хетерогене системе могу образовати:

а) чиста супстанца у различитим физичким стањима; нпр. смеса воде и леда; у таквом систему постоји само једна компонента — вода, а две фазе: течна и чврста;

б) смеса различитих производа, нпр. иловаче и песка, иловаче и воде, воде и угља. У сваком од ових случајева има онолико фаза колико делова који се могу разликовати и онолико компонената колико има чистих супстанци. Један од примера хетерогеног система, који се често наводи, јесте стена гранит у коме се разликују лискун, фелдспат и кварц.

Раствор је хомогена и присна смеса делића двеју или више различитих супстанци. Ови делићи могу бити молекули, атоми или јони. Раствор је смеса а не једињење, јер је размера компонената које га граде променљива. Тако је у једној чаши воде могуће растворити 1, 2 или више кашичица шећера па ипак заједно чине раствор два производа, мада се његов састав мења.

Други пример: у једном суду могу се помешати вода и вино у било којим количинама, али ће та смеса увек бити хомогена. Компонента која се у раствору налази у већој количини зове се растварач, а она која се налази у мањој количини зове се растворена супстанца. Ово разликовање није строго: ако се у суд с пуно воде сипа мало вина, вода је растварач а вино растворена супстанца; ако се у суд с пуно вина сипа мало воде, вино је растварач а вода растворена супстанца. И најзад, у једном истом растварачу могу бити садржане различите растворене супстанце.

Концентрација раствора. Под концентрацијом раствора подразумева се количина растворене супстанце у одређеној количини растварача. Концентрација раствора изражава се на разне начине, а најважнији се означавају као:

а) *тежински проценти:* грамови растворене супстанце у 100 *g* растварача; нпр. раствор натријум-хлорида (или кухињске соли) од 2% значи да у 100 *g* раствора има 2 *g* соли (растворене супстанце) и 98 *g* воде (растварача);

б) *моларитет* значи број граммолекула (мола, M) растворене супстанце који се налази у литру (1000 *ml*) раствора; нпр. 0,35 моларни раствор кухињске соли, Na^+Cl^- 0,35 M значи да 1 *l* раствора садржи 0,35 мола натријум-хлорида;

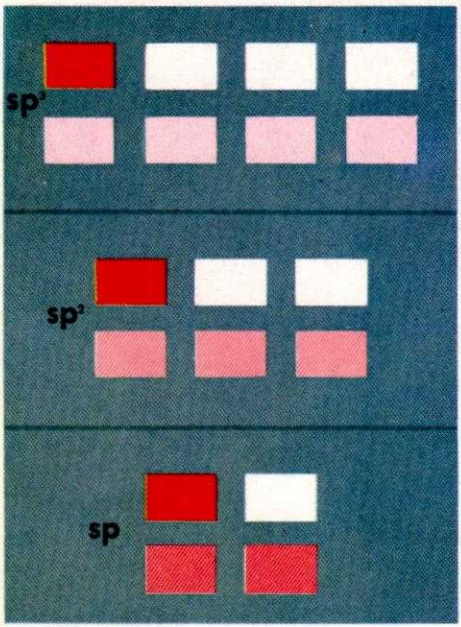
в)) *нормални раствор* јесте еквивалентна тежина растворене супстанце у једном литру раствора; 0,35 нормални натријум-хлорид, Na^+Cl^-0,35 N (или 0,35 N Na^+Cl^-) значи да у једном литру раствора има 0,35 *g* еквивалента кухињске соли;

г) *молална концентрација* или *молалитет* јесте број граммолекула у 1000 *g* растварача; нпр. 3 молални раствор натријум-хлорида, Na^+Cl^- *3 m или 3 m* Na^+Cl^- значи да 1000 *g* воде садржи 3 граммолекула (мола) обичне соли.

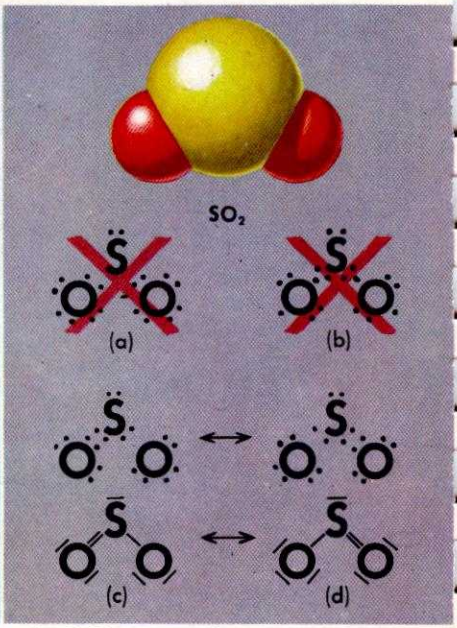
Важан податак раствора јесте његова густина. Састав раствора је променљив; тако, ако се у једну чашу воде стави кашичица шећера, шећер ће се растворити; ако се дода друга кашичица, трећа итд., раствориће се шећер и у овом случају, затим ће доћи тренутак када се више неће растворити шећер који додајемо. За такав раствор каже се да је засићен. Количина растворене супстанце, у овом случају шећера, потребна да се добије засићен раствор јесте *растворљивост*. У засићеним растворима постоји динамичка равнотежа и она не значи да се супстанца што се раствара не може више растворити већ да се иста количина, која се раствори, одмах издвоји и таложи из раствора (сл. 6). Растворљивост се мења с температуром; уопште узев,

ХЕМИЈСКА ВЕЗА

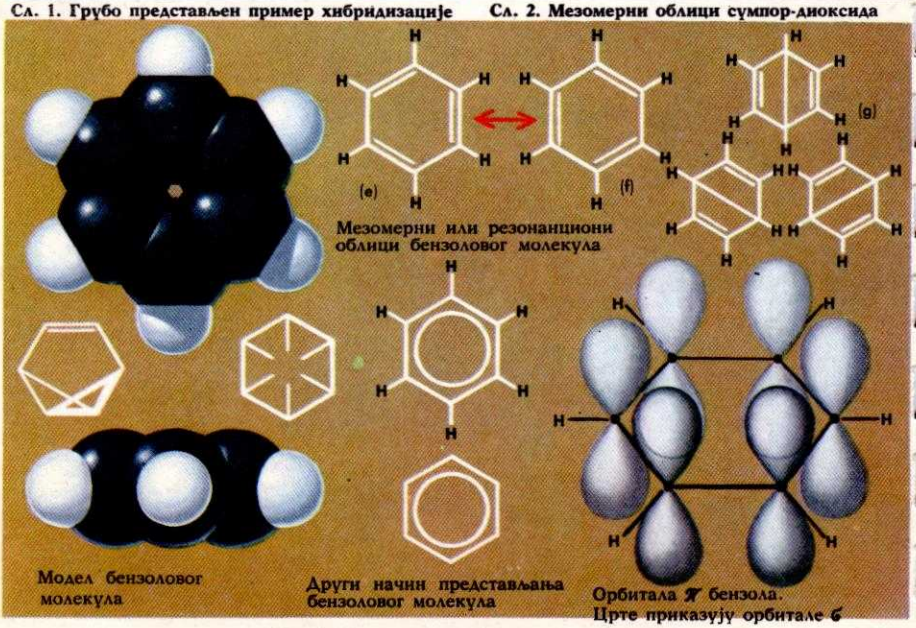
МЕЗОМЕРИЈА



Сл. 1. Грубо представљен пример хибридизације



Сл. 2. Мезомерни облици сумпор-диоксида



Сл. 3. Представљање бензоловог молекула

повишењем температуре повећава се и растворљивост, али се може и смањити (сл. 7).

Када се говори о растворима подразумева се, углавном, да је растварач течност и у највећем броју случајева вода. Међутим, растварачи и растворене супстанце могу бити чврсте, течности или гасови; материја у било ком стању може се замислити као растварач или као растворена супстанца.

Смесе гасова су раствори гаса у гасу. Металне легуре јесу раствори у којима су растварачи и растворена супстанца чврста тела, као нпр. легура злата и бакра која се употребљава за наките; бронза, легура бакра и калаја; месинг, легура бакра и цинка. Смесе течности које се међусобно могу мешати такође су раствори.

За две течности које се међу собом могу савршено растварати каже се да су растворне течности или да се лако мешају, као нпр. вода и вино, вода и алкохол, алкохол и етар. Нерастворне течности су оне, које се међу собом не растварају или се врло мало растварају, као нпр. вода и етар, вода и уље. У том случају увек постоје две течне фазе, било да су оне помешане до најситнијих капљица или да су потпуно одвојене у два слоја. У последњем случају гушћа течност (специфички тежа), тј. вода, заузеће нижи положај.

При растварању чврстих кристала разара се најпре структура кристала која се састоји од правилно подељених честица. Честице раствора продиру између честица кристала, одвајају их и растурају без одређеног реда и на крају се све честице потпуно мешају. Честице растворене супстанце могу бити неутрални молекули, као код раствора шећера у води; електролити или јони, који су наелектрисани, као раствори соли; у овим растворима молекули поларног растварача који окружују честицу су оријентисани.

Водени раствори су најчешћи. Растворено тело као и код свих раствора може бити:

а) *гас*, као амонијак или угљен-диоксид, при чему је концентрација пропорционална притиску гаса;

б) *течност*, као што су вино, алкохол итд.;

в) *чврста супстанца*, као шећер или со.

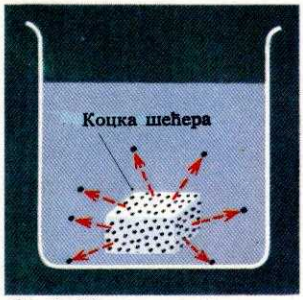
Примери наведених раствора јесу: маст у тетрахлоретилену, лак у алкохолу, јод у хлороформу итд.

Физичке особине раствора. Физичке особине раствора различите су од физичких особина његових компонената. Смеса воде и вина отворенија је боје него само вино; со даје води слан укус, шећер сладак; раствор јода у хлороформу љубичасте је боје а у алкохолу мрке. Важне су **колигативне особине раствора** које зависе од броја (количине) растворених честица а не од њихове врсте. Притисак или напон паре течности, притисак потребан да нека течност прокључа на одређеној температури или тенденција течности да пређе у стање паре, снижава се ако садржи растворену супстанцу. Ово се доказује (сл. 4) на тај начин што се суд напуњен чистом водом постави испод звона; вода ће испаравати све док се атмосфера испод звона не засити воденом паром. Ако се после тога стави испод звона суд напуњен истом количином неког воденог раствора, вода ће и из њега испаравати али у мањој количини него кад је била у чистом стању. И смањење запремине раствора мање је него када је вода била чиста. Друга проба: ако се под исто звоно поставе два суда испуњена истом запремином течности и то један (а) напуњен водом, чистим растварачем и други (b) раствором шећера у води, после неког времена запремина чисте воде биће смањена а запремина раствора повећана. Ово се дешава због тога, што су молекули воде прешли из суда (а) а суд (b) преко фазе паре. Смањење притиска паре течности зависи од броја слободних молекула који напусте течност и пређу у пару; на слободној површини чисте течности налазе се само њени молекули, а на површини раствора налазе се и молекули растварача и честице растворeног тела; дакле, број молекула растварача који могу напустити течност да би прешли у парно стање, или притисак паре, мањи је у другом случају.

Ова тенденција раствора да задржи молекуле растварача манифестује се такође и у *снижењу тачке мржњења*, тј. температуре на којој течност прелази у чврсто стање као и у *повишењу тачке кључања*, тј. температуре на којој је притисак паре неке течности једнак атмосферском притиску. Тако вода која садржи растворене супстанце кључа на температури вишој од +100°C а мрзне се на нижој температури од 0°C. Једна од примена ове последње особине јесте спречавање смрзавања воде у аутомобилским радијаторима (хладњацима) (антифриз, antifreeze) и сл.

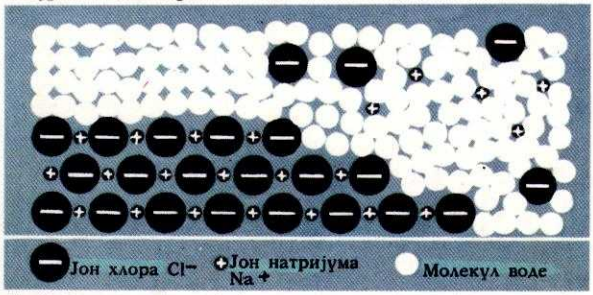
РАСТВОРИ

РАСТВОРИ НЕУТРАЛНИХ СУПСТАНЦИ И ЕЛЕКТРОЛИТА

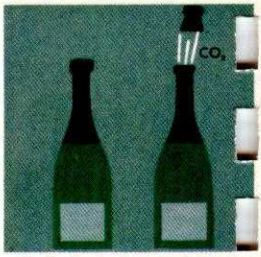


Сл. 1. Молекули шећера мешају се с молекулима воде

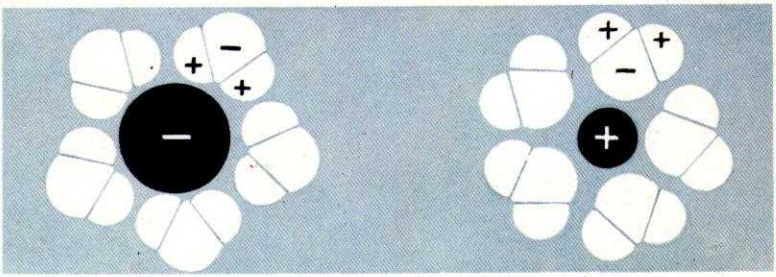
Сл. 2. Схема раствора молекула шећера у води



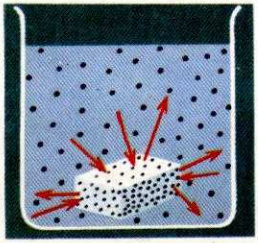
Сл. 3. Схема раствора једног електролита (натријум-хлорида) у води



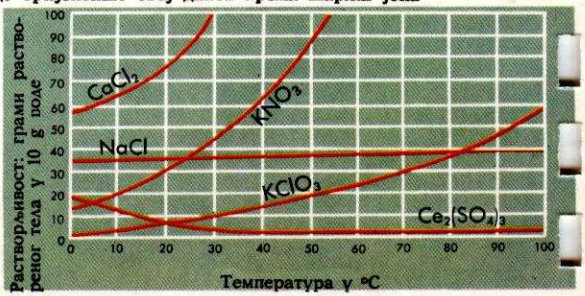
Сл. 4. Ако се боца са газираним пићем промућка, смањи се притисак и CO_2 одлази из течности у којој је растворен.



Сл. 5. Молекул воде оријентише свој дипол према шаржи јона



Сл. 6. Динамична равнотежа засићеног раствора. Количина растворено тела која се раствара иста је као и количина која се таложи из раствора.



Сл. 7. Промене растворљивости неких супстанци према температури

Смањење притиска паре, снижење тачке мржњења и повишење тачке кључања неког раствора у односу на чисти растварач јесу, код течних раствора, пропорционални концентрацији растворене супстанце.

На дијаграму (сл. 6, серија Д/2) приказано је смањење притиска паре, снижење тачке мржњења и повишење тачке кључања чисте течности, једног раствора чија је концентрација C_1 и другог раствора концентрације C_2, која је већа од C_1.

Осмоза. Ако се један суд потпуно порозних зидова, који садржи раствор шећера у води, стави у већи суд који садржи чисту воду, после неког времена повећаће се течност у мањем суду, а тиме ће се смањити сладак укус. То се догодило због тога што су молекули растварача прошли кроз порозне зидове суда у којем се налази раствор.

Прелазак само молекула растварача кроз *полупропустљиву* или *семипермеабилну* мембрану зове се **осмоза.** Полупропустљива мембрана добија се таложењем куприфероцијанида, $Cu_2Fe(CN)_6$, на поразну порцеланску плочу. У суд са чистом водом (серија Г/2, сл. 1) уноси се други, мањи, суд са неким обојеним раствором, нпр. раствором плавог камена, $CuSo_4$. Мањи суд је на доњој страни затворен полупропустљивом мембраном, а на горњој има стаклену цев у којој се види ниво раствора. Мембрана ће пропуштати само честице растварача, у овом случају воде. Због прелаза кроз мембрану из спољног суда у унутрашњи, после неког времена ниво раствора у унутрашњем суду ће се подићи, а интензитет његове плаве боје биће слабији. У току времена наступиће тренутак када ће, због хидростатичког притиска, тенденција молекула растварача да продру из спољног суда у унутрашњи и обрнуто бити исте величине. Притисак потребан да се ова два тока изједначе зове се *осмотски притисак*.

Осмотски притисак потиче од честица растворене супстанце и исте је величине као и притисак који би се добио ако би цела количина растворено тела прешла у гасно стање и заузела, на истој температури, запремину једнаку запремини раствора. Према томе, овде се може применити гасна једначина: $\pi V = nRT$, где је π осмотички притисак, V запремина раствора, n број граммолекула растворене супстанце, R универзална гасна константа, а T апсолутна температура раствора.

КОЛОИДИ

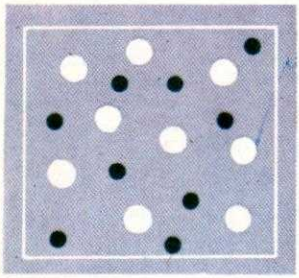
Појам хомогеног система, чисте супстанце или раствора, као и хетерогених система, смеса двеју или више супстанци, по себи је јасан. Међутим, разлика није оштра. Постоје и системи који нису сасвим хомогени, али за које се не може рећи ни да су хетерогени. У правом раствору пречник растворених честица једнак је пречнику молекула. То значи да су честице растворене супстанце, атоми, јони, ситни молекули или агрегати састављени од малог броја атома или молекула. Ови прави раствори су привидни, честице растворене супстанце не могу се видети ни под микроскопом, пролазе кроз цедила (филтре), не слежу се на дно, тј. не таложе се када се раствор остави да мирује. Хетерогени системи су суспензије, као нпр. песак у води. Суспензија није провидна, честице су јасно видљиве, не пролазе кроз цедила (филтре), а ако се раствор остави да мирује, издвајају се. Између правих раствора и суспензије налазе се *колоидни раствори, колоидне суспензије* или *колоиди*, као што су туткало, скроб, желатин, беланчевина итд. Код колоида треба разликовати компоненту која се налази у већој количини — *дисперсионо средство* или *дисперсиона фаза* и компоненту у мањој количини — *дисперсна фаза*, која представља скуп колоидних честица.

Дисперсне честице понекад су толико мале да не образују фазу која се може у потпуности разликовати, али не довољно мале да би се образовао чисти и прави раствор. Колоидни раствори, насупрот чистим и правим растворима, дифундују врло лагано кроз мембрану, као што је пергамент; углавном нису провидни а дисперсионе честице пролазе кроз цедила (хартију за цеђење), невидљиве су под микроскопом и не издвајају се из дисперзије остављене да мирује.

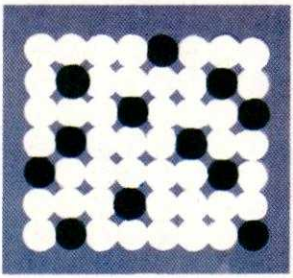
Разлике између правих и чистих раствора, колоидних раствора и суспензија, заснива се једино на величини *пречника* дисперсних честица а не на њиховој природи или саставу. Према томе, ова разлика није строга ни прецизна. Може се сматрати да средњи пречник колоидних честица, које се зову *мицеле*, варира између 10^{-7} *cm*= А и 10^{-4} *cm*=10.000 А. Мицеле се могу састојати од врло великог броја атома или молекула, или од једног јединог џиновског молекула. Тако, свака честица колоидног

РАСТВОРИ

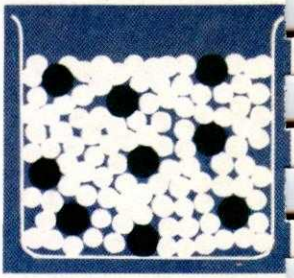
НЕКЕ ОСОБИНЕ



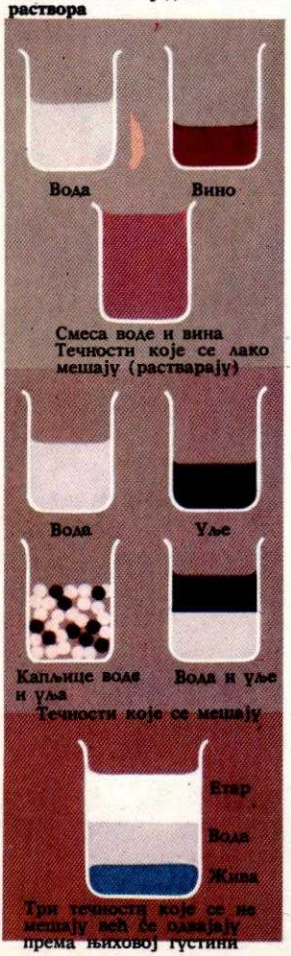
Сл. 1. Схема једног гасног раствора



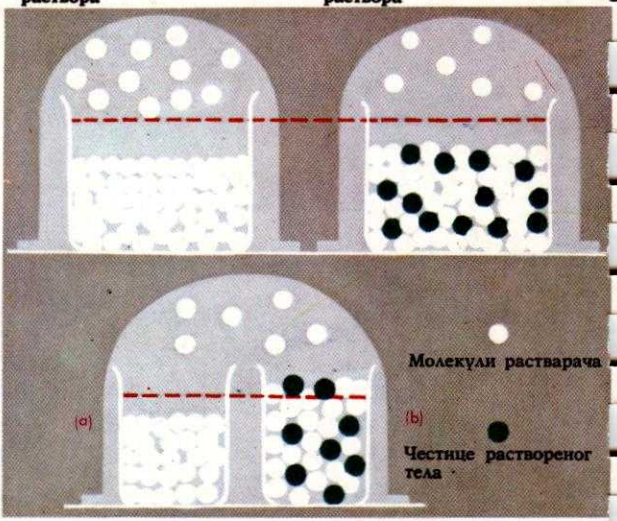
Сл. 2. Схема једног чврстог раствора



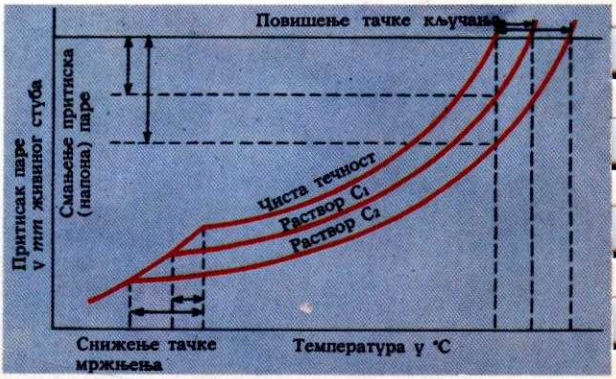
Сл. 3. Схема једног течног раствора



Сл. 5. Мешање течности



Сл. 4. Смањење притиска паре у раствору



Сл. 6. Промене притиска (напона) паре, тачке мржњења и тачке кључања у чистој течности, у раствору концентрације C_1 и у раствору концентрације C_2 која је већа од C_1 ($C_2 > C_1$)

злата представља групу од око 1,000.000 атома злата као минимум. Хемоглобин, од кога потиче црвена боја крви, састоји се само од једног џиновског молекула.

ОСОБИНЕ КОЛОИДА

Тиндалов ефекат (Tyndall) састоји се у томе што се светлосни зраци који пролазе кроз колоидни раствор преламају. Ова појава потиче отуда што је средњи пречник дисперсних честица већи од дужине светлосних таласа. Тиме се објашњава и појава да се сноп светлосних зракова види и када се посматра бочно. Насупрот томе, сноп зракова који пролази кроз чисти и прави раствор, или кроз чисту течност није видљив без обзира из кога правца се у односу на његово простирање посматра, јер је средњи пречник честице мањи од таласне дужине светлосних зракова. Аналогно томе, ако је прашина у ваздуху осветљена Сунчевима зрацима који проидру кроз пукотину на прозору, она се добро види. То настаје отуда што честице прашине преламају светлосне зраке и појављују се као светле тачке.

Брауново кретање. Познато је, на основу Тиндаловог ефекта, да се колоидне честице не налазе у стању мировања, већ у непрекидном кретању, брзом, хаотичном са путањама у облику цик-цак линије. Та појава зове се *Брауново кретање*. Што су честице мање, брзина њиховог кретања је већа.

Адсорпција се састоји у томе што се с површином честице присаједине молекули, атоми или јони друге супстанце. Адсорбоване честице сједињују се с колоидном честицом Ван дер Валсовим силама или валенционим везама и граде слојеве од једне или две честице. Феномен адспорпције је високо селективан и та селективност искоришћава се при издвајању примеса из извесних производа. Тако се раствор шећера *фореза* или *катафореза*. Колоидне честице могу бити наелектрисане саме по себи или због тога што на површини адсорбују електролите. Електрофореза се може извести помоћу једне U цеви која садржи колоидни раствор. Кроз раствор оба крака пажљиво се додаје, да се не поремети колоид, раствор неког електролита. Када се кроз раствор пропусти електрична струја колоидне честице ће се упутити према полу супротног смисла од наелектрисане честице.

Дијализа. Под дијализом се подразумева одвајање колоидних честица релативно великог пречника од других, релативно мањих честица, као што су јони или мали молекули, помоћу *полупропустљиве мембране* или мембране пропустљиве само за молекуле воде и друге мале молекуле и јоне, а непропустљиве за колоидне честице.

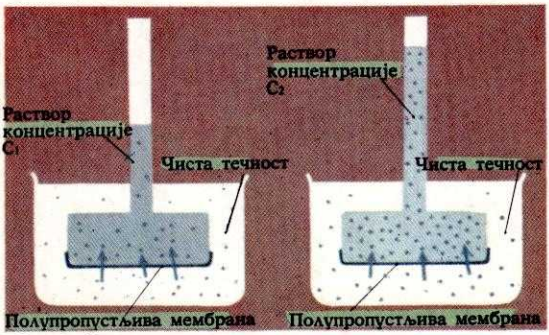
Ако се узме кеса начињена од полупропустљиве мембране, као нпр. од целофана или пергаментне хартије, у чију се унутрашњост сипа дисперзија колоидног злата у коме се налазе растворени јони гвожђа и хлора, па се та кеса потопи у суд с водом, молекули воде и јони Fe^{3+} и Cl^{-} дифундују, тј. пролазе кроз мембрану, а колоидне честице које не дифундују остају у кеси. Помоћу дијализе могуће је одвојити потребни део електролита.

Класификација колоида. Према афинитету са дисперсионим средством, колоиди се класификују у *лиофилне*, с великим афинитетом, или *лиофобне*, с малим или никаквим афинитетом; ако је при томе дисперсионо средство вода, колоиди се називају хидрофилни односно хидрофобни.

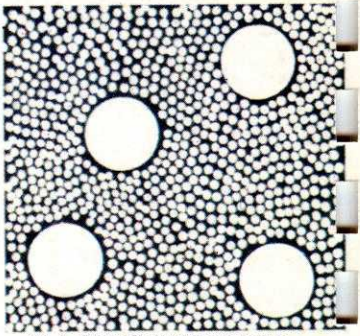
Једна иста честица може имати један део хидрофилни а други хидрофобни, као код детерџента. Обични сапуни јесу натријумове и калијумове соли масних киселина; у сапуну постоји угљоводонични део састављен од атома водоника и угљеника, који

РАСТВОРИ И КОЛОИДИ

ОСМОЗА: ОСОБИНЕ КОЛОИДНИХ РАСТВОРА

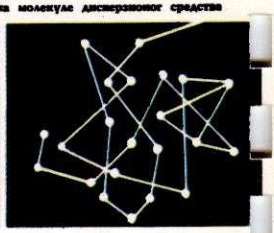


Сл. 1. Осмотски притисак раствора различитих концентрација c_1 и c_2, где је $c_2 > c_1$

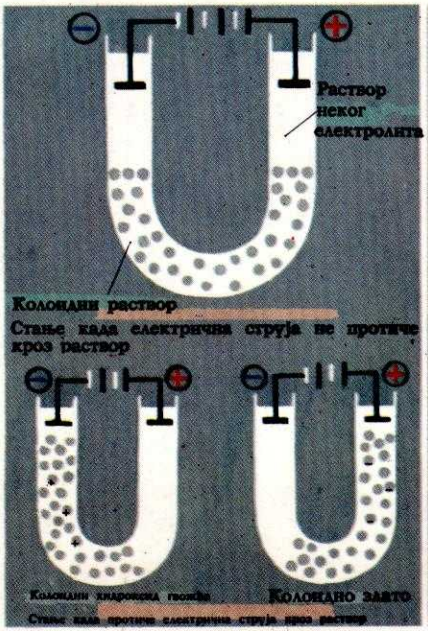


Сл. 2. Димензије колоидних честица у односу на молекуле дисперзионог средства

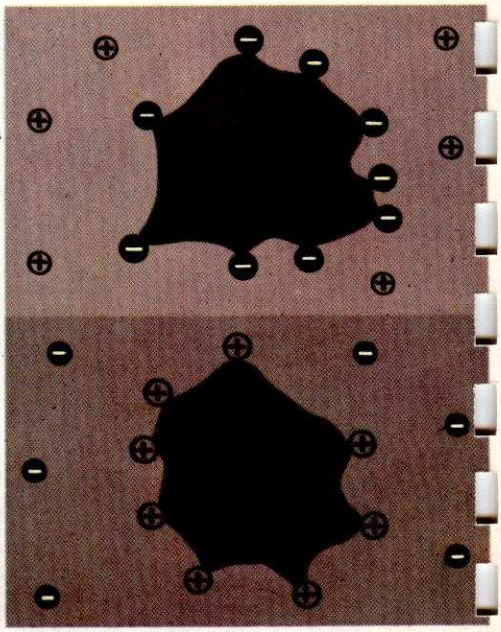
Сл. 3. Тиндалов ефекат



Сл. 4. Брауново кретање



Сл. 5. Електрофореза



Сл. 6. Адсорпциона моћ колоидних честица

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

ОПШТИ ПОЈМОВИ

У телима постоје привлачне силе, као нпр. електричне силе. Ако протрљамо штапић стакла комадом вунене тканине, штапић ће привући мале комадиће хартије, али ће одбити штапић стакла који је исто тако протрљан вуненом тканином: *ове привлачне и одбојне силе јесу електричне* а за тела на којима се те силе манифестују кажемо да су наелектрисана. Постоје два облика (типа) електрицитета: један код стакла, који се зове *позитиван* и други који се јавља код штапића бакелита када се протрља вуном, који се зове *негативан*. Простор у коме електричне шарже испољавају свој утицај зове се *електрично поље*.

Ако су два тела негативно наелектрисана или ако су оба позитивно наелектрисана, одбијају се; ако су два тела различито наелектрисана, једно позитивно друго негативно, онда се привлаче. Ова чињеница се изражава принципом „наелектрисана тела истог знака одбијају се, а супротних знакова привлаче се".

Јединица количине електрицитета зове се *кулон*. То је она количина која исто такву количину постављену на 1 *m* удаљености одбија силом од 9.10^9 њутна.

Познато је да се материја састоји од атома; они су састављени од ситнијих честица од којих су једне електрони, негативно наелектрисани, а друге протони који су позитивно наелектрисани. Једна честица је негативно наелектрисана када прими електроне, а позитивно кад их изгуби (отпусти). Честица је неутрална ако има подједнаку количину позитивног и негативног електрицитета, тј. исти број електрона и протона.

Две једнаке металне лопте које имају различити број електрона имају различите *потенцијале*. Потенцијал се мери волтима. Тако једна гвоздена лопта од 5 *kg* са количином електрицитета од 2 кулона, има већи потенцијал од друге гвоздене лопте од 20 *kg* са истом количином електрицитета. Ако се две металне лопте са различитим потенцијалима споје помоћу штапића од стакла или пластичне масе, оне ће задржати исти потенцијал. Ако се те две лопте споје жицом од бакра, електрони ће прелазити с лопте која је више негативна (или мање позитивна), на другу све дотле док обе лопте не добију исти потенцијал.

Тела као што су стакло или пластичне масе, која не пропуштају (проводе) електрицитет, зову се *изолатори* или *диелектрици;* тела као што је бакар, која пропуштају (проводе) електрицитет, зову се *електрични проводници* или *проводници*.

Пролаз електрицитета кроз проводник који спаја два тела различитих потенцијала образује *електричну струју*.

Проводници се класификују на:

а) *Проводнике прве класе;* то су метали који, захваљујући својој структури у којој су електрони слободни па се могу лако кретати, проводе електрицитет. Ако се споје два пола напуњена електрицитетом супротног знака, створиће се електрична струја проузрокована током електрона с негативног на позитивни пол (сл. 1), што је у суштини струја електрона.

б) *Проводнике друге класе;* то су јонска једињења која се зову *електролити* кроз које се, у истопљеном стању или у раствору, могу кретати јонови: јонови су наелектрисане честице и састоје се од једног или више атома. Ако се у неки електролит унесу два електрична пола супротних знакова (сл. 2), *позитивни јони* или *катјони* крећу се ка негативном полу, а *негативни јони* или *анјони* према позитивном полу. Ово кретање у супротним правцима представља *електричну струју*.

Када шаржа пређе с једне тачке електричног поља на другу врши се неки рад. Пошто је електрицитет један облик енергије, то такву енергију зовемо *електрична енергија*.

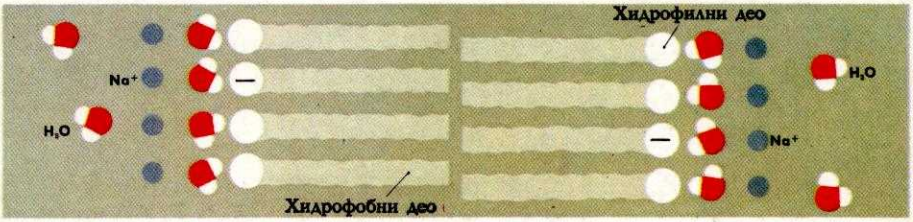
ПРЕТВАРАЊЕ ЕЛЕКТРИЧНЕ ЕНЕРГИЈЕ У ТОПЛОТНУ ЕНЕРГИЈУ

У суд с дестилованом водом (сл. 3), која је лош проводник електрицитета, ставља се метална жица, нпр. од бакра или цинка, везана с половима електричног генератора или батерије. При пролазу електричне струје кроз жицу, жица ће се загрејати па ће се од ње загрејати и вода, чија температура може да се попне до тачке кључања. На овај начин електрична енергија је претворена у топлотну, која је омогућила прелаз течне воде у водену пару. У свакодневном животу постоје бројне при-

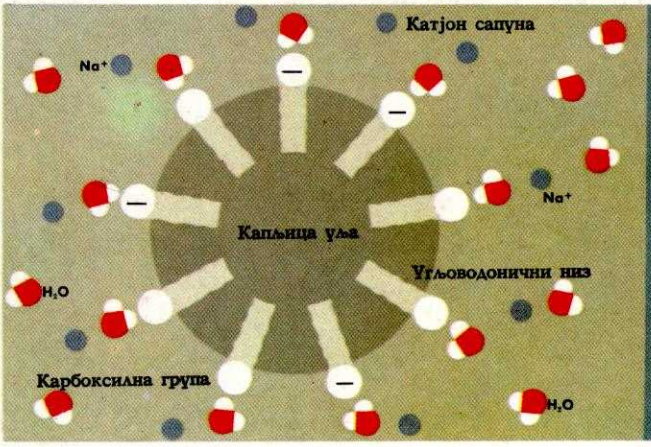
КОЛОИДИ

ОСОБИНЕ И КЛАСИФИКАЦИЈА КОЛОИДА

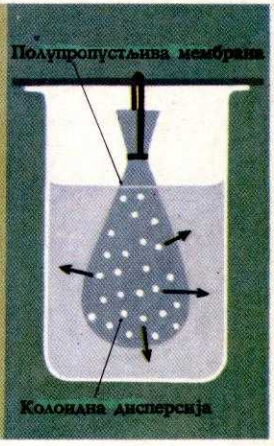
Сл. 1. Молекул сапуна: хидрофобни и хидрофилни део



Сл. 2. Схема раствора сапуна у води



Сл. 3. Схема емулзије уља у раствору сапуна



Сл. 4. Дијализа

Дисперсионa фаза	Дисперсна фаза	Име	Примери
Гас	Чврсто тело	Чврсти аеросол	Дим, прашина
Гас	Течност	Течни аеросол	Облак
Течност	Чврсто тело	Сол	Боје, желатин дисперзије скробе
Течност	Течност	Емулзија	Млеко, мајонез
Течност	Гас	Пена	Сапуница
Чврсто тело	Чврсто тело	Чврсти сол	Неке легуре, сиверган, рубини
Чврсто тело	Течност	Чврста емулзија	Желатин, маслац
Чврсто тело	Гас	Чврста пена	Пловуљци

Сл. 5. Класификација колоидних дисперзија

мене производње топлоте утрошком електричне енергије, нпр. за електричне грејалице (пећи), штедњаке итд.

ПРЕТВАРАЊЕ ЕЛЕКТРИЧНЕ ЕНЕРГИЈЕ У ХЕМИЈСКУ

Узмимо суд с дестилисаном водом којој смо додали мало сумпорне киселине, H_2SO_4. Полови батерије (или галванског елемента) везани су проводником сваки за по једну металну плочу које се потопе у воду тако да се не додирују. Те металне плоче зову се *електроде*. Плоча која је везана за негативни пол зове се *катода*, а она која је везана с позитивним, *анода*. Због одговарајуће потенцијалне разлике вода се разлаже на своје саставне елементе: на катоди се излучује водоник, H_2 у гасовитом стању, а на аноди кисеоник O_2 исто тако у гасовитом стању. Овим експериментом (серија Д/1, сл. 4) претворили смо електричну енергију у хемијску. Хемијски процес, електролитичко разлагање воде, може се представити: $2H_2O(t) \rightarrow 2H_2(g) + 0_2(g)$.

Уопште, под *електролизом* се подразумева растварање било какве супстанце помоћу електрицитета или, боље, помоћу пролаза електричне струје кроз ту супстанцу. Да би се омогућио пролаз струје потребно је да електрично коло буде затворено па се зато награди комплетна електрична *ћелија, тј.* суд с растопљеним или растворeним електролитом (сл. 1). у који су састављене две електроде, спојене с половима неког извора струје. Процес је следећи: а) кроз метални проводник електрони долазе у катоду; б) позитивни јони или катјони иду ка негативној електроди или катоди, где примају електроне; ово примање електрона зове се *редукција;* в) негативни јони или анјони иду према позитивној електроди или аноди, којој уступају електроне: овај губитак електрона назива се *оксидација*. Ови електрони путују у батерију а затим на катоду затварајући тако струјно (електрон) оксидација јонова хлора; тј. сваки јон хлора, Cl^-, губи један електрон и претвара се у неутрални атом хлора, Cl, а одмах затим два атома хлора сједињују се међу собом и дају двоатоми молекул хлора, Cl_2, који се развија на електроди у облику гаса; реакција је: $2Cl^- \rightarrow Cl_2\,(g) + 2e^-$ Електрична енергија троши се за разлагање натријум хлорида на саставне елеманте. Укупна реакција је: $Na^+ + 2Cl^+$ *електролиза*) 2Na + Cl₂*, што представља збир двеју реакција, катодне и анодне, због чега се коефицијенти реакција на катоди множе са 2.

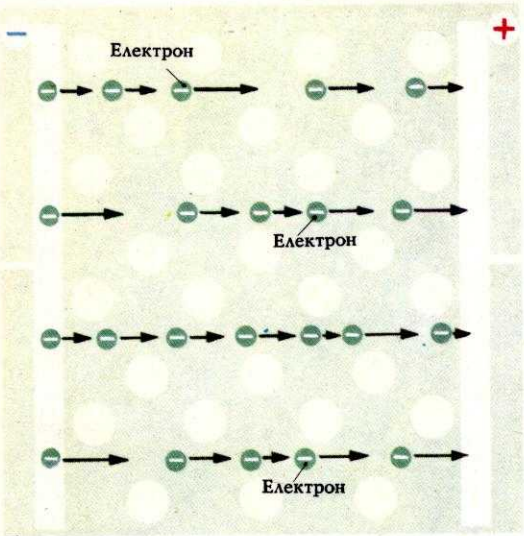
Електролиза растворeног електролита (сл. 4). Електролитичка струја потиче од јонова у електролиту. Нпр. код натријум-хлорида у воденом раствору (сл. 3), реакција на катоди је следећа:
$H_2O(t) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$. Анодна реакција је иста као што је раније изложено: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$. При електролизи натријумхлорида растворeног у води, на аноди се добија Cl_2 (гас), на катоди H_2 (гас) и постају хидроксилни јони OH^-, пошто се количина јона Na^+ не мења, почетни раствор претвара се у раствор натријумхидроксида, тј. каустичне соде. Електролиза истопљеног натријумхлорида јесте индустријска метода за добијање хлора и металног натријума; електролиза натријумхлорида у раствору је индустријска метода за добијање хлора и каустичне соде.

Електролиза воденог раствора натријум-сулфата. Врсте јона у овом раствору јесу Na^+ и SO_4^{2-}. Реакција на катоди је $2H_2O(t) + 2e^- \rightarrow 2OH^- + H_2(g)$, а на аноди $2H_2O(t) \rightarrow O_2(g)^+ + 4H^+ + 4e^-$. Када се ове две реакције саберу, пошто се коефицијенти помноже са 2, добије се: $6H_2O \xrightarrow{\text{електролиза}} 2H_2(g) + O_2(g) + 4H^+ + 4OH^-$. На катоди се добија водоник а на аноди кисеоник; у близини катоде реакција је алкална а у близини аноде кисела.

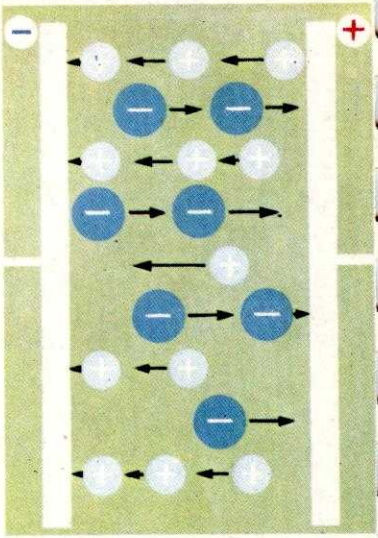
Електролизе соли тешких метала. Узмимо, нпр. куприсулфат (плави камен), Cu^{2+}

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

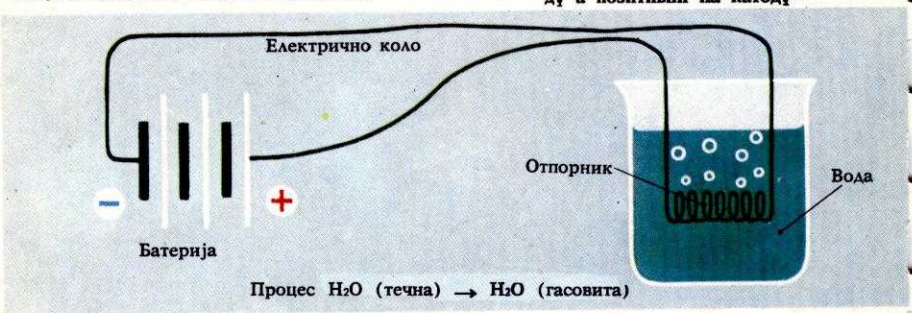
ПРЕТВАРАЊЕ ЕЛЕКТРИЧНЕ ЕНЕРГИЈЕ У ХЕМИЈСКУ И ТОПЛОТНУ ЕНЕРГИЈУ



Сл. 1. Електрична проводљивост метала: електрони теку од негативног ка позитивном полу



Сл. 2. Електрична проводљивост електролита: негативни јони иду на аноду а позитивни на катоду



Сл. 3. Претварање електричне енергије у топлотну: при пролазу електричне струје, вода се загрева и до кључања

Сл. 4. Претварање електричне енергије у хемијску: вода се разлаже на своје компоненте

ФАРАДЕЈЕВИ ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛИЗЕ

1) *Количина ослобођене супстанце на једној електроди директно је пропорционална количини електрицитета који прође кроз суд за електролизу.*

Овај закон може се проверити пропуштајући кроз суд за електролизу различите количине електрицитета, било мењањем јачине струје која протиче, или мењајући време за које дата количина пролази кроз суд за електролизу. Маса ослобођене супстанце, било да је у облику гаса или да је исталожена на електроди, ако је у чврстом стању, пропорционална је количини електрицитета (кулона) која је прошла кроз електролит.

2) *Масе различитих супстанци које се ослобађају једном те истом количином електрицитета јесу директно пропорционалне својим хемијским еквивалентима* (треба се подсетити да је хемијски еквиваленат једнак атомској тежини подељеној валенцом).

Ово се доказује (серија Д, бр. 3) распоређивањем различитих судова за електролизу који су међу собом и са изводом струје везани у серији (позитиван пол сваког суда везан за негативан пол другог), а који садрже раствореа различитих електролита, нпр. сребронитрат $AgNO_3$; куприсулфат, $CuSO_4$; феросулфат, $FeSO_4$; ферихлорид, $FeCl_2$; станохлорид, $SuCl_2$. Ако се кроз све судове пропусти иста количина електрицитета, масе метала сталожене на катоди јесу директно пропорционалне својим хемијским еквивалентима; маса сребра, Ag, директно је пропорционална 107,88 (сребро је једновалентно), маса бакра, Cu, директно је пропорционална свом хемијском еквиваленту 31,27 (јер у овом случају бакар има валенцу 2); маса гвожђа, Fe, сталожена из $FeSO_4$, пропорционална је броју 27,92 (јер је Fe овде двовалентно), а маса Fe из $FeCl_3$ пропорционална је броју 18,61 (јер је Fe овде тровалентно); маса Sn пропорционална је броју 59,35 (јер је калај, Sn, овде двовалентан).

Количина електрицитета, потребна да се ослободи један еквиваленат ма које супстанце, равна је 96,496 кулона и назива се *1 фарадеј* (који не треба мешати с фарадом, јединицама капацитета); зато је 1 фарадеј = 96,500 кулона приближно. Количина супстанце коју ослободи 1 кулон зове се *електрохемијски еквиваленат*, нпр. електрохемијски еквиваленат сребра је $1{,}116.10^{-3}$ $g=1{,}116$ mg, јер је то количина сребра ослобођена из једног раствора који садржи јоне Ag^+ при пролазу 1 кулона кроз раствор.

ПРЕТВАРАЊЕ ХЕМИЈСКЕ ЕНЕРГИЈЕ У ЕЛЕКТРИЧНУ

Хемијска енергија неке реакције може се претворити у електричну енергију. То се постиже помоћу галванских елемената.

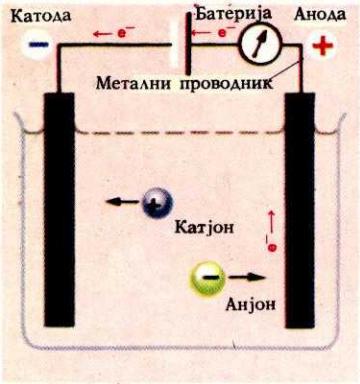
Данијелов елеменат (серија Д/4) састоји се од једног суда који садржи раствор натријумхлорида; на дну суда је комад бакра, а на горњој ивици суда комад цинка; оба метална комада треба да имају што већу површину. Поред тога, на дно суда стављени су кристали плавог камена, $Cu^{2+}SO_4^{2-}$, како би раствор ове соли био засићен. Ако се бакар и цинк вежу металним проводником ван суда на прикључке електричне сијалице, она ће засветлити и показати ток електричне струје.

Процес који се дешава у елементу је следећи: један атом металног цинка оксидује се у јон Zn^{2+}, губећи два електрона који пролазе кроз спољни метални проводник (жицу) док не стигну поново у суд, па затим на комад бакра, одакле прелазе на јон бакра, Cu^{2+}, који се редукује у атом бакра, Cu, и који се таложи на сам комад бакра. Експериментално се доказује како се маса бакра повећава а маса цинка смањује. Хемијска реакција која изазива пролаз струје јесте: $Zn(č) + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} Cu(č)$; а она (реакција) може бити подељена на: $Zn(č) - - - Zn^{2+} + 2e^-$ и $Cu^{2+} + 2e^- - - - Cu(č)$.

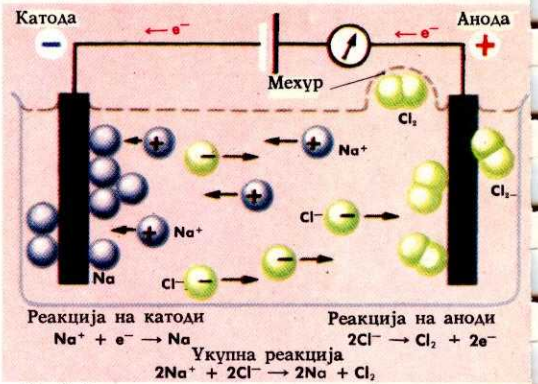
Други галвански елеменат, цинк-бакар, приказан је схематски (серија Д/4). Он се састоји из два суда. У левом суду налази се раствор $Zn^{2+}SO_4^{2-}$ и плочица цинка (анода), а у десном раствор $Cu^+ SO_4^{2-}$ и плочица бакра (катода). Ове две електроде везане су споља металном жицом на којој је прикључен волтметар ((инструмент за мерење потенцијалне разлике или волтаже). При оваквом стању видеће се да струја не пролази. Сваки од ових судова, са његовом садржином, јесте полуелеменат. Ако ова два суда буду спојена електричним мостом, тј. једном цеви која садржи електролитички раствор, нпр. калијумхлорида, тек онда то чини галвански елеменат. Када се та два полуелемента споје помоћу електричног моста види се да струја пролази

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

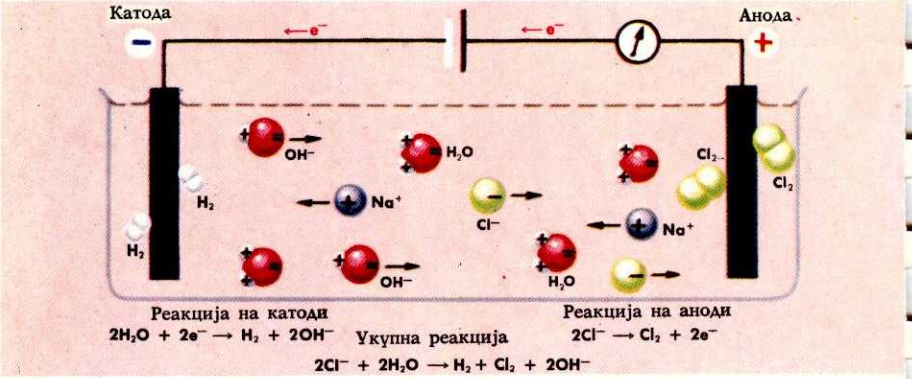
ПРЕТВАРАЊЕ ЕЛЕКТРИЧНЕ ЕНЕРГИЈЕ У ХЕМИЈСКУ: ЕЛЕКТРОЛИЗА



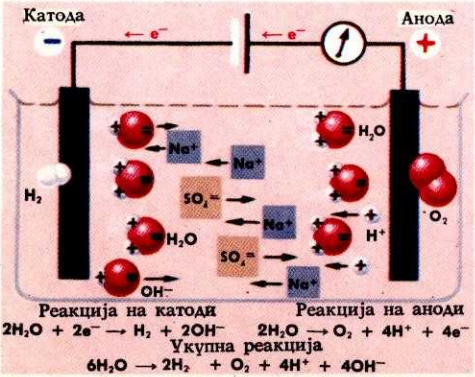
Сл. 1. Механизам електролизе



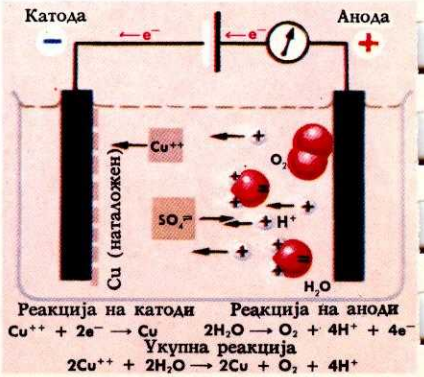
Сл. 2. Електролиза растопљеног натријум-хлорида



Сл. 3. Електролиза натријум-хлорида у воденом раствору



Сл. 4. Електролиза натријум-сулфата у воденом раствору



Сл. 5. Електролиза купри-сулфата у воденом раствору

захваљујући већ изложеном хемијском процесу.

Елеменат бакар-водоник. Један полуелеменат састоји се од раствора неке соли бакра, нпр. $Cu^{2+}SO_4^{2-}$ и бакарне плочице која чини катоду. Други полуелеменат састоји се од раствора неке киселине, нпр. $(H^+)_2SO_4^{2-}$ и од *водоникове електроде*, која се састоји од платинске жице смештене у унутрашњости стаклене цеви кроз коју се у полуелеменат шаље струја гасовитог водоника; платина апсорбује водоник. Водоникова електрода понаша се као анода.

Анодна реакција код овог елемента јесте: $H_2(g) \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ што значи да се сваки молекул водоника губитком два електрона претвара у два протона. Та два електрона иду кроз спољни део електричног кола, долазе на катоду и ту се неутралишу јоном Cu^{2+}, који се претвара у атом бакра и таложи се на електроду. Према томе, катодна реакција је: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(č)$. Укупна реакција је: $Cu^{2+} + H_2(g) \rightarrow 2H^+ + Cu(č)$ и алгебарски је збир претходно изнетих реакција.

Елеменат цинк-водоник. У једном полуелементу налази се раствор који садржи јоне Zn^{2+} и плочицу од цинка, која се понаша као анода. Анодна реакција је: $Zn(č) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$. Други полуелеменат састоји се од раствора неке киселине и од водоникове електроде, која у овом случају има улогу катоде. Катодна реакција је: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2(g)$. У овом случају један протон прима један електрон и претвара се у атом водоника, а одмах затим сједињују се два атома водоника дајући један молекул. Укупна реакција у овом случају је: $Zn(č) + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2(g)$.

Ако се упореде процеси у ова два последња галванска елемента видеће се да цинк има већу тенденцију да даје електроне него водоник, а водоник већу него бакар, тј. бакар прима електроне лакше него водоник, водоник лакше него цинк.

Потенцијал у односу на нормалну водоникову електроду. У свим галванским елементима потенцијална разлика између електрода зависи од потенцијала катоде у односу на аноду. Зато није могуће дефинитати потенцијал сваке електроде изоловано, јер у сваком процесу учествују обе електроде. Због тога је потребно одредити једну електроду за поређење, којој се приписује произвољна вредност; када се то једном утврди, вредност потенцијала сваке електроде могуће је одредити. По конвенцији, као електрода за упоређење узима се водоникова електрода у облику једномоларног раствора јона H^+, под притиском гасовитог водоника од 1 атмосфере и на температуре од 25°C; њен потенцијал под поменутим условима дефинисан је као *нормални потенцијал* или *стандард водоникове електроде и њему се даје вредност нуле.*

Као *нормални потенцијал* или *стандардни потенцијал* неког елемента сматра се потенцијал електроде тог елемента у једномоларном раствору јона тог истог елемента на 25° (под притиском од 1 атмосфере ако је тај елеменат гас). Свим супстанцама које имају тенденцију да отпуштају електроне у већој мери од водоника приписују се негативни потенцијали (тако потенцијал цинка при реакцији $Zn(č) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ износи —0,76 волта). Свим супстанцама које имају тенденцију да отпуштају електроне у мањој мери него што је то код водоника приписују се позитивни потенцијали (тако потенцијал бакра у реакцији: $Cu(č) \rightarrow Cu^{2} + 2e^-$ износи + 0,34 волта).

ОКСИДОРЕДУКЦИЈА

Оксидација је губитак електрона, дакле, нека супстанца се оксидује када отпушта електроне; у реакцији $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ један атом цинка отпустио је два електрона и прешао у јон Zn^{2+}. *Он се оксидује.*

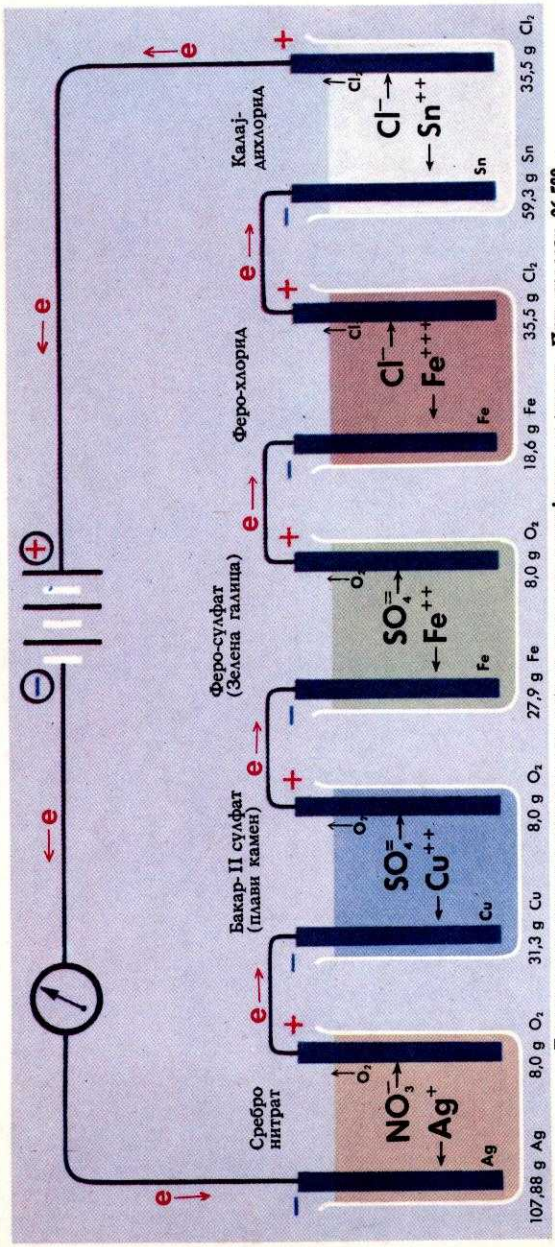
Редукција је примање електрона, тј. супстанца се редукује када прима електроне; у реакцији $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$, јон Cu^{2+} примио је 2 електрона; *он се редукује.*

Супстанца која отпушта или упушта електроне зове се **редукционо** средство а супстанца која прима електроне зове се **оксидационо средство.** При реакцији $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ цинк је редукционо средство (оксидује се у Zn^{2+}) а јон Cu^{2+} је оксидационо средство (редукује се у Cu). У једном хемијском процесу редукцији треба да одговара оксидација, па се говори о **оксидоредукционим реакцијама.**

Тенденција неке супстанце да уступа електроне, мери се **оксидационим потенцијалом** (не треба га помешати са јонизационим потенцијалом). У табели су дати оксидациони потенцијали неких супстанци. Ако се смисао реакције обрне и измени знак потенцијама, очигледно је да ће добити **стандардни редукциони потенцијал.** Вредности оксидационих потенцијала елемената и једињења, написане по реду у коме се вред-

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

ФАРАДЕЈЕВИ ЗАКОНИ



Еквиваленти метала таложених на катоди и гасова развијених на аноди. При пролазу 96.500 кулона ослобађа се 1 еквивалент сваке супстанце

Реакција на катоди	$M^{+n} + ne^- \longrightarrow M$		$\times m$
Реакција на аноди	$A^{-m} \longrightarrow A + me$		$\times n$
Укупна реакција	$mM^{+n} + nA^{-m} \longrightarrow mM + nA$		

Уопштите

ности смањују према оксидационој моћи (или расту према редукционој моћи) чине **електрохемијски низ елемената.**

Једна супстанца редукује све супстанце које јој у електрохемијској серији следе, а оксидује све које јој претходе. Литијум (Li) редукује све друге; јон флуора F^-, не може да рекудуке ниједан елемент ни једињење; другим речима, флуор је најјача оксидациона супстанца што постоји, а јон Li^+ најслабије оксидационо средство.

Ако неки елемент тежи да прима електроне, кажемо да је електронегативан, у супротном случају каже се да је електропозитиван.

Стандардни оксидациони потенцијали*)

Li	$\rightarrow Li^+ + e^-$	— 3,05
K	$\rightarrow K^+ + e^-$	— 2,93
Na	$\rightarrow Na^+ + e^-$	— 2,71
Mg	$\rightarrow Mg^2 + 2e^-$	— 2,37
Al	$\rightarrow Al^{3+} + 3e^-$	— 1,66
Zn	$\rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	— 0,762
Fe	$\rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$	— 0,44
Sn	$\rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$	— 0,14
Pb	$\rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$	— 0,13
H_2	$\rightarrow 2H^+ + 2e^-$	— 0,000
Cu	$\rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$	+ 0,345
Fe	$\rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$	+ 0,771
Ag	$\rightarrow Ag^+ + e^-$	+ 0,800
$2H_2O$	$\rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$	+ 1,23
$2Cl^-$	$\rightarrow Cl_2 + 2e^-$	+ 1,36
Au	$\rightarrow Au^{3+} + 3e^-$	+ 1,50
2F	$\rightarrow F_2 + 2e^-$	+ 2,85

Размотримо неколико примера галванских елемената:

Елеменат цинк-бакар. Код елемената ове врсте укупна реакција је: $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn^{2+} + Cu^{2+}$, јер оксидациони потенцијал за $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ износи — 0,74 волти, а $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ износи + 0,34 (јер за реакцију $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ износи — 0,34 волта) те ће се за укупну реакцију развити потенцијал: *+ 0,34—(—0,76)=+1,10* волта. Укупни потенцијал који може дати један галвански елеменат једнак је оксидационом потенцијалу реакције на аноди увећан за редукциони потенцијал на катоди (или, што је исто, умањен за оксидациони потенцијал реакције на катоди).

*) Старије означавање оксидационог процеса замењено је новијим, тј. знак — замењен је знаком +. Међутим, на табели Е 5 није унета ова измена, јер су таблице са илустрацијама претходно отштампане у Италији.

Елеменат цинк-гвожђе. На аноди, реакција је $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (потенцијал —0,76 волти), а на катоди $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$(потенцијал —0,41). Пошто је укупна реакција $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$, овај елеменат може дати 0,44 — [— 0,76]=+0, 32 v.

Елеменат калај-бакар. Реакција у аноди $jeSn \rightarrow Sn^{2+} 2e^-$ (потенцијал — 0,14 волта), а на катоди $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (потенцијал + 0,34 волта); како је укупна реакција $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$, укупни потенцијал који овај елеменат може дати износи [+0,34—(—14)]=+0,48 волти.

Елеменат бакар-сребро. Реакција на аноди је: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (потенцијал износи + 0,34 волти), а на катоди: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ (потенцијал је +0,80 волти). Како је укупна реакција $Cu + 2Ag \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$, укупни потенцијал који овај елеменат може дати износи [+ 0,80 — (+0.34)]=+0,46 волти.

Из таблице стандардних оксидационих потенцијала види се да елементи који у електрохемијском низу стоје изнад водоника могу да ослобађају водоник из раствора неке киселине и да се претварају у јоне; нпр.: $Zn(č) + 2H^+ — — — Zn^{2+} + H^2(g)$. И обратно, водоник може да редукује јоне елемената који се у електрохемијском низу налазе испод њега: $H_2(g) + Cu^{2+} ——— 2H^+ + Cu(č)$.

Оксидациони број елемената у једињењу јесте негативна или позитивна шаржа атома неког елемента који се налази у једињењу под претпоставком да су све везе јонске. Апсолутна вредност валенционог броја једнака је броју отпуштених или примљених електрона.

Познато је да многе везе нису јонске и, само упрошћености ради, сматрају се јонским при израчунавању валенционог броја. Али не треба помешати валенциони број или оксидациони број са стварном валенцом. Валенциони број подудара се са поларном валенцом неког атома или групе атома у јонским једињењима.

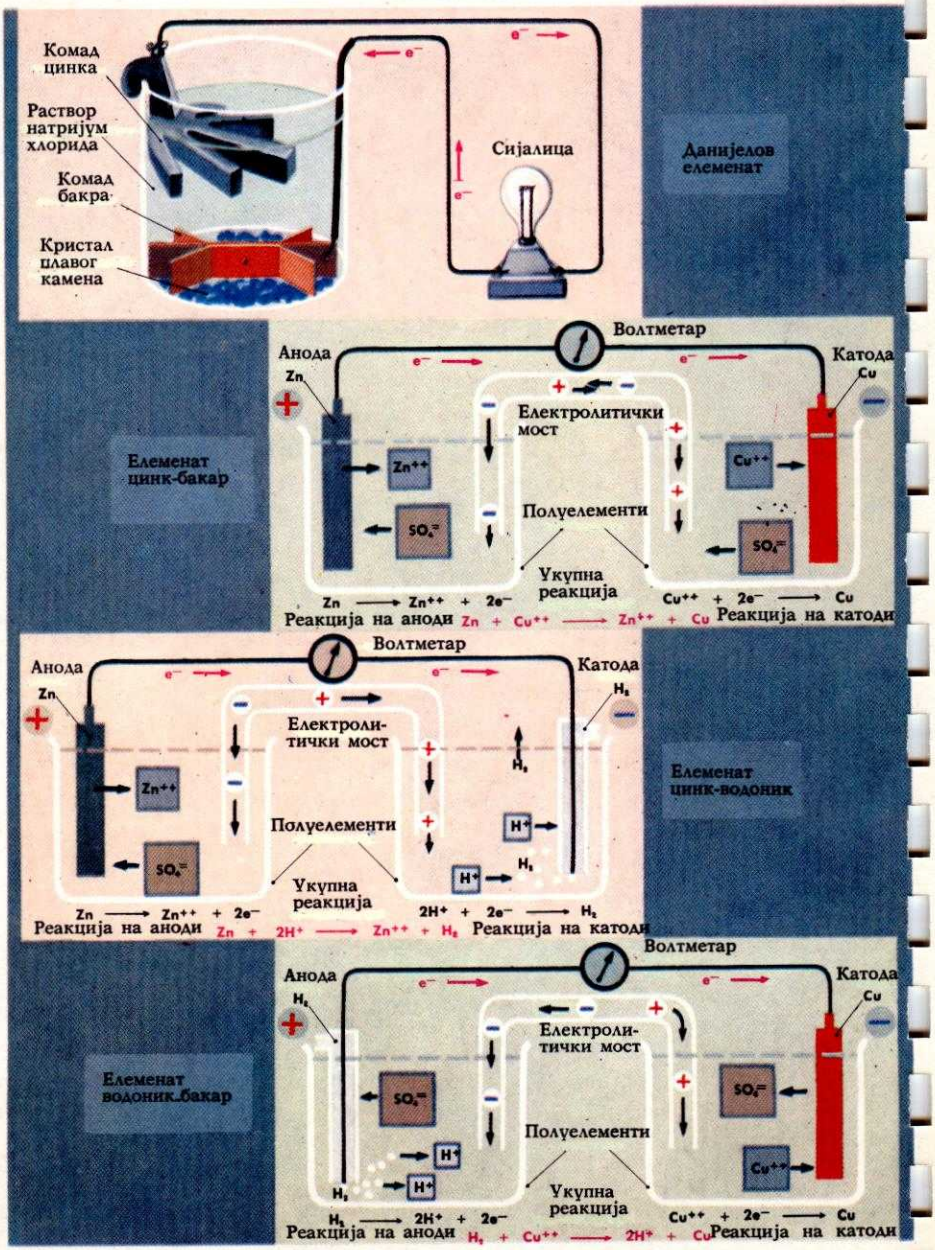
Да би се означио валенциони број неког елемента као позитиван или негативан, треба водити рачуна о његовој електропозитивности или електронегативности у односу на електропозитивност или елекронегативност атома са којима је сједињен.

Правила

— Оксидациони број неког слободног елемента или у међусобним везама његових атома јесте нула.

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

ПРЕТВАРАЊЕ ХЕМИЈСКЕ ЕНЕРГИЈЕ У ЕЛЕКТРИЧНУ ЕНЕРГИЈУ



— Валенциони број флуора (најнегативнијег елемента) у једињењима је — 1, а литијума (најпозитивнијег елемента) + 1

— Кисеоник, који је после флуора најнегативнији, има увек валенциони број —2, изузев у супероксидима у којима је — 1 (као нпр. у Na_2O_2) и у F_2O у коме је +2.

— Валенциони број (оксидациони број) водоника јесте +1, изузев металне хидриде, као нпр. натријум-хидрид, NaH, у коме је — 1.

— Валенциони број алкалних метала је +1, земно-алкалних +2, алуминијума +3, а халогенских елемената, уопште, — 1.

Неки елеменат који је сједињен с другим, електропозитивнијим елементом, има негативан валенциони број; ако је сједињен с електронегативнијим елементом, његов валенциони број биће позитиван. Нпр. валенциони број угљеника у метану је — 4, јер је валенциони број водоника +1, а у угљентетрахлориду, CCl_4, + 4, јер је број валенце хлора — 1.

Неки елементи при међусобном сједињавању могу добити два различита степена оксидације. На пример, бакар гради две врсте једињења: купро-једињења, у којима је оксидациони број бакра + 1 и купри-једињења у којима бакар има оксидациони број + 2; гвожђе гради феро-једињења с валенционим бројем +2 и фери-једињења у којима је валенциони број гвожђа +3; калај гради стано-једињење са оксидационим бројем +2 и стани-једињења у којима је оксидациони број калаја +4.

Алгебарски збир оксидационих бројева (валенционих бројева) свих атома у неком неутралном једињењу треба да буде раван нули. На пример, сумпорној киселини (H_2SO_4) оксидациони број кисеоника је —2; како има 4 атома кисеоника, укупни збир кисеоникових електричних шаржи је *4. (—2)=—8* негативних шаржи; оксидациони број водоника је +1, а пошто има 2 атома водоника, биће *2. (+1)=+2* позитивне шарже; како је валенциони број сумпора, S, + 6, алгебарски збир оксидационих бројева биће *4. (—2) + 2. (+1) + 6=0.*

Алгебарски збир оксидационих бројева свих атома у неком полиатомском јону мора бити раван шаржи тог јона. У јону ортрофосфата или једноставно фосфата, PO_4^{3-} оксидациони број кисеоника износи —2, а пошто има 4 атома кисеоника биће укупно *4. (—2)=—8* негативних шаржи, како алгебарски збир шаржи јона треба да буде —3, оксидациони број фосфора биће +5, јер је *4. (—2) + 5 = 3;* у јону NO_3^- валенциони број азота износи +5 јер је *3. (—2) + 5 = 1.*

Дефиниције оксидационих и редукционих реакција могу се проширити на следећи начин:

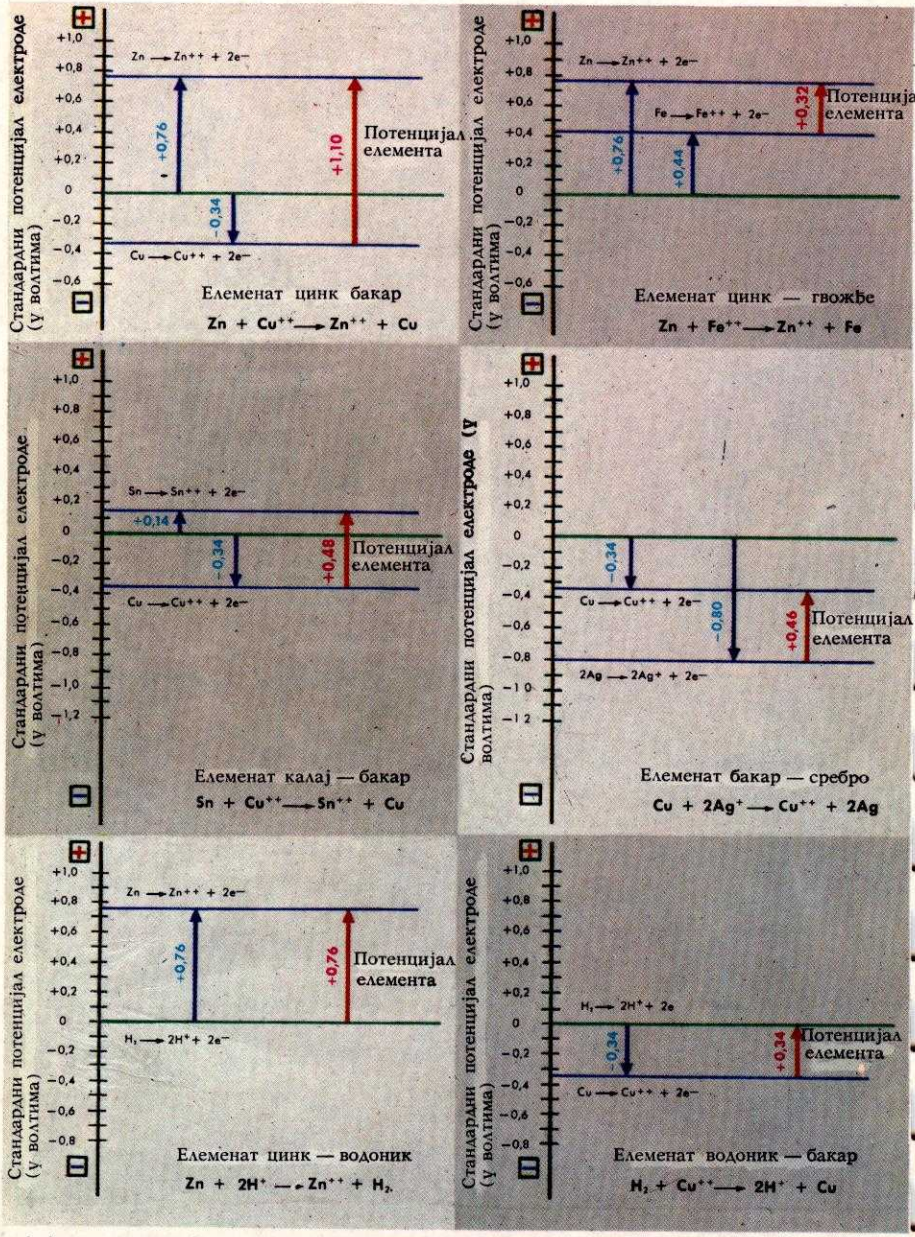
Оксидација је повећање броја позитивне валенце или смањење броја негативне валенце. На пример, када сагорева сумпор у присуству ваздуха, постаје сумпордиоксид, SO_2, услед реакције $S+O_2 \rightarrow SO_2$; оксидациони број сумпора прешао је од нуле на +4. При разлагању јодоводоника, HJ, на H_2 и J_2 јод се оксидује јер њихов оксидациони број прелази од —1 на нулу.

Редукција је повећање броја негативне валенце или смањење броја позитивне валенце. Примери: при постајању сумпорводоника, H_2S, према реакцији $S + H_2 \rightarrow H_2S$, сумпор се редукује јер његов оксидациони број прелази од 0 на —2; у јону перманганата MnO_4^- валенциони број магнана је +7, а у мангандиоксиду, MnO_2, +4; због тога у реакцији од MnO_4 на MnO_2 имамо редукцију.

Еквиваленатна тежина неког оксидационог или редукционог средства равна је његовој молекулској тежини подељеној бројем отпуштених или примљених електрона. Нпр.: еквиваленатна тежина (еквиваленат) $FeCl_3$ при прелазу у $FeCl_2$ равна је његовој молекулској тежини, јер гвожђе прима само један електрон; еквиваленат калијум-перманганата, $KMnO_4$, када се редукује у MnO_2 пошто прими три електрона, раван је његовој молекулској тежини подељеној са 3; еквиваленат стано-хлорида, $SnCl_2$ при оксидацији у стани-хлорид $SnCl_4$ једнак је његовој молекулској тежини подељеној са 2, јер калај отпушта 2 електрона.

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА

ОКСИДОРЕДУКЦИЈА



Дијаграм потенцијала различитих елемената (црвено означава потенцијал елемената). Потенцијал елемената јесте разлика стандардних потенцијала електрода: први одговара катоди а други аноди.

МЕТАЛИ

Подела елемената периодног система на метале и неметале је најнепосреднија. Приближно 3/4 елемената јесу метали.

Физичке особине. Најзначајније опште карактеристике свих метала јесу: висока проводљивост топлоте и електрицитета; карактеристични сјај који се зове *металног сјаја* површине елемената; еластичност, отпорност на лом. Друге особине су променљиве и често су неке од њих јаче или слабије изражене код појединих метала. Тврдина и отпорност на деформације опште су карактеристике многих метала као Cu, Al, Fe, Cr, Ni, Pd, W итд. Други нису тако тврди, чак су пластични, као Sn и Pb. Неки су потпуно меки и могу се запарати ножем као Na, K , Ag и Cu су врло тегљиви а Au је ковно.

Хемијске особине. У истој групи периодног система металне особине елемената постају јаче изражена идући надоле, а у истој периоди повећавају се идући налево. Оксиди метала су базни. Постоје и елементи који се, било као слободни или у једињењима, понашају некад као метали, а некад као неметали, тј. имају неке особине метала а неке неметала, обе слабо наглашене.

СТРУКТУРА МЕТАЛА

Сви метали су на обичној температури у чврстом стању. Изузетак чини жива (Hg) која је течна и топи се на —39,8°C. У структури чврстих метала сваки атом је окружен другим атомима истог метала. Број металних атома распоређен је и уређен на правилан начин при чему образују основне кристалне решетке које се даље развијају у све три димензије у простору (сл. 2). Разликују се три типичне металне структуре или решетке: а) хексагоналне (шестоугаоне), нпр. код Zn; б) кубне или тесералне с централним атомом на пљоснима, нпр. код Cu; в) кубне или тесералне с атомом у центру коцке, нпр. код Li. Прве две су врло компактне а трећа нешто мање.

У чворовима кристално-металних решетки (сл. 3) налазе се позитивни јони, јер се атоми ослобађају својих валенционих електрона. Ови валенциони електрони крећу се слободно кроз све међупросторе решетке, стварајући електронски облак или електронски гас којим су обавијени сви позитивни јонови.

Самом структуром метала објашњавају се његове особине. Покретљивошћу електрона објашњава се добра проводљивост топлоте и електрицитета. Металним кристалима се објашњавају физичке особине метала: отпорност на прелом и деформације, растегљивост, ковност и способност да честице метала могу да клизе једна преко друге, тј. да могу мењати положај у простору. Један јонски кристал, напротив, не може се деформисати. Ако се такав кристал изложи спољној сили тако да један јон клизи преко другог, може се десити да се два јона истог знака додирну па ће се међусобно одбијати због чега ће се кристал разорити. Тврдина неких метала као W, Ni, Cr, Fe, Pt објашњава се тиме што је слагање („паковање") честица у њиховим структурама веома компактно па су међуатомска одстојања врло мала.

МЕТАЛУРГИЈА

Мање активни метали, тј. они који се у електрохемијском низу налазе испод водоника, као Pt, Au, Ag, Cu, могу се наћи у природи у слободном стању. Највећи број металних елемената не налази се у слободном стању већ у облику једињења. Најобилнија метална једињења јесу силикати, сулфиди и оксиди; срећу се, али ређе, хлориди, карбонати и др. Минерали из којих се може добити неки метал, зову се руде („металични минерали").

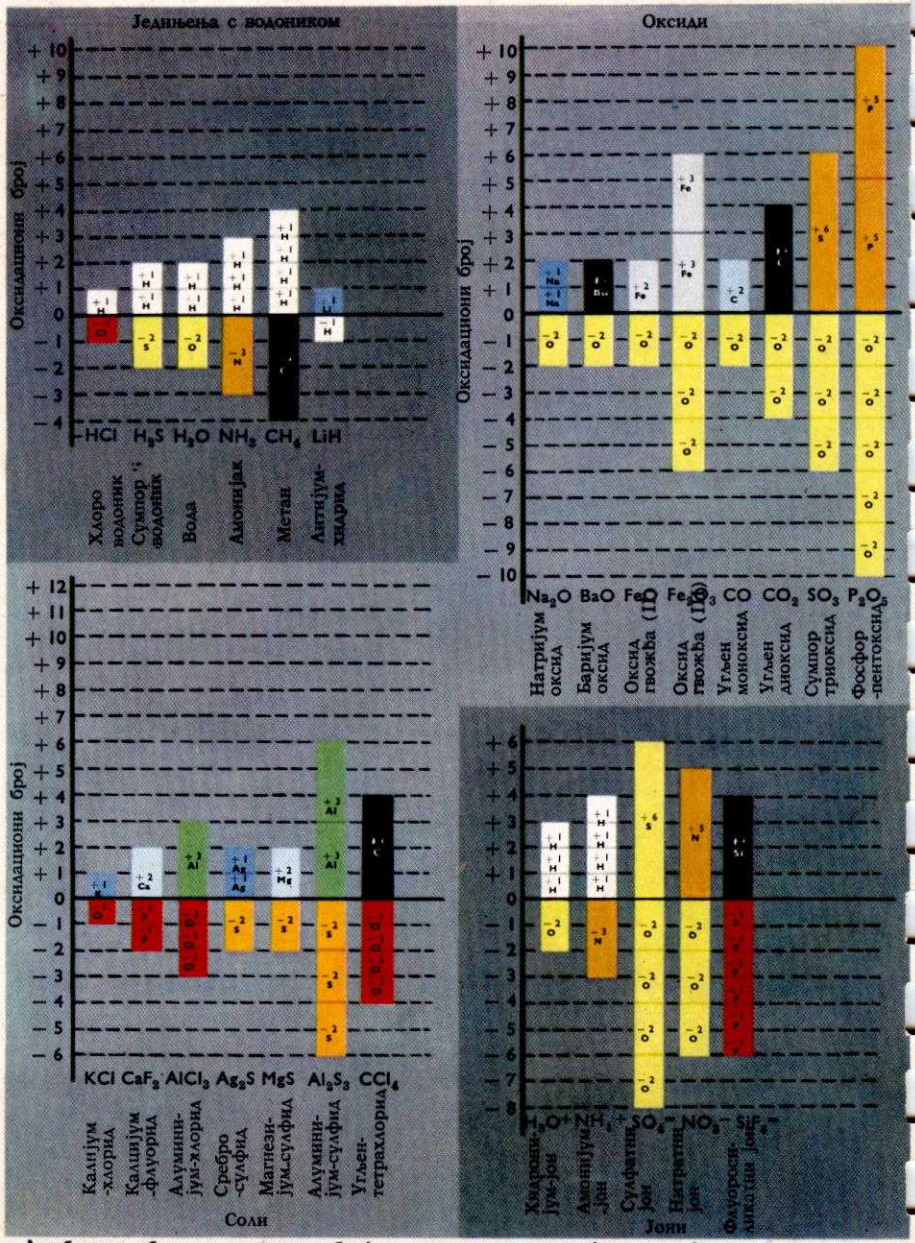
Металургија је наука која се бави начинима добијања метала почев од његовог минерала до погодног стања чистоће за употребу за коју је намењен. Сваки метал добија се по нарочитој металуршкој методи која обухвата хемијске и физичке процесе.

У металургији примењеној код многих минерала, специјално минерала тешких метала, разликују се четири операције:

а) **Концентрисање минерала.** Минерале метала прате страни материјали који се зову *ганг* („јаловина", камен). Минерал се одваја од ганга физичким средствима. Једна од добрих метода, нарочито за сулфиде, јесте *флотација*. Минерал се ситно самеље

ОКСИДОРЕДУКЦИЈА

ОКСИДНИ БРОЈ ИЛИ ВАЛЕНЦИОНИ БРОЈ



Алгебарски збир оксидационих бројева неког неутралног једињења једнак је нули. Алгебарски збир оксидационих бројева компонената неког јона једнак је шаржи јона.

у прах и убацује у смесу воде и уља па се све то претвара у пену; метални минерал концентрише се у уљаном слоју, а ганг у воденом.

б) **Концентрација хемијским процесом.** За ову методу може се применити било који хемијски процес у коме се обогаћује садржај метала у минералу изузев процеса за добијање слободног метала. У овој операцији важни су: *пржење* и *калцинација* („печење"). Пржење се састоји у загревању минерала у ваздушној струји, при чему се као производ добија оксид, сулфат или слободан метал. *Калцинација* („печење") се састоји у загревању минерала у облику карбоната или неке друге хидратне соли, при чему се развија CO_2 или водена пара.

в) **Редукција у слободни метал.** Метална једињења минерала, врло често оксиди, могу се редуковати у метале, при чему се као редукционо средство често употребљава угаљ, углавном у облику кокса; при томе се производи CO, који са своје стране служи као редукционо средство. Као друга редукциона средства могу се навести Fe и Al; гвожђе се употребљава за добијање антимона, а алуминијум за добијање хрома у врло чистом стању.

г) **Пречишћавање (рафинација).** Завршна операција при којој се добија метал у одговарајућем чистом стању зове се *пречишћавање (рафинација)*. Жива се пречишћава дестилацијом, калај и цинк сублимацијом. Помоћу *електролитичког пречишћавања* добијају се метали у врло чистом стању, нпр. бакар (сл. 1). Изводи се у електролитичком суду у коме је анода нечист метал; електролит је раствор неке соли тог метала, а катода танка плочица чистог метала. При пропуштању електричне струје кроз суд и при одговарајућој волтажи (напону), одваја се нечист метал са аноде и таложи се врло чист на катоди. Метали неактивнији од метала који се пречишћава, таложе се на дну суда и чини *анодни муљ;* активнији метали остају у раствору.

Електрометалургија. Врло активни метали као што су алкални, земноалкални, алуминијум, добијају се електролизом њихових растопљених соли. Елекролиза ових соли у раствору не би се могла извести јер би се у том случају на катоди ослооаћао H_2 а не тражени метал. Натријум се добија електролитичким путем у суду (сл. 2) са анодом од угљеника, а катодом од гвожђа; као електролит употребљава се растопљени натријумхлорид; истом методом добија се и хлор.

Црна металургија. Гвожђе је метал који је био познат и употребљаван још у старо доба. Боје је сивобеле, оксидује се на ваздуху, а нарочито влажном; феромагнетично је, тј. магнет га снажно привлачи. У природи се не налази у слободном стању; његови најважнији минерали су: фериоксид, Fe_2O_3 познат као *хематит* („црвена руда"), затим хидратизовани оксид гвожђа, $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ или *мрки* хематит, а ако је n=3 хематит је жут — *лимонит; магнетит*, Fe_3O_4; ферокарбонат, $FeCO_3$ или *сидерит;* феросулфид FeS_2 *пирит*, употребљава се за добијање сумпорне киселине.

Црна металургија је металургија гвожђа. Полази се од оксида гвожђа. Најпре се минерали гвожђа прже да би се елиминисала вода, оксидовали сулфиди и разорили карбонати; главни процес је редукција фероксида, а то се врши у *високим пећима.*

Основни делови високе пећи (сл. 3) јесу: „јама", две зарубљене купе спојене својим већим основама чине *трбух;* испод трбуха налази се дувалка, скуп цеви за довођење топлог ваздуха; *отвор за пуњење*, уста пећи, на врху купе кроз која се убацују минерали, кокс и топитељ, тј, калцијумкарбонат. Кроз отвор за пуњење излазе и гасови. На дну пећи налази се пећица („бунар") где се скупљају и одвајају гвожђе и згура.

Основне реакције у високој пећи јесу: сагоревање кокса при чему постаје угљенмоноксид, CO; редуковање оксида гвожђа помоћу CO и постајање згуре од топитеља и примеса руде. Гасови што напуштају високу пећ садрже CO, па се одводе у друге пећи за загревање ваздуха. Гвожђе које тече из високе пећи зове се *сирово гвожђе* и садржи 3—4% угљеника и друге примесе; врло је тврдо али је крто.

Ковно гвожђе садржи 0,1 до 0,2% угљеника а примесе не прелазе 0,5%; врло је отпорно и жилаво, па се употребљава за израду предмета који су изложени великом напрезању као што су ланци, сидра и сл. *Челик* је гвожђе које садржи 1—1,5% угљеника, а може садржати и мале количине V, Cr, Mn и друге елементе, према намени челика. Челици су растегљиви, ковни, тврди, отпорни и жилави, а њихова примена у индустрији је разноврсна и многострана.

МЕТАЛИ

СТРУКТУРА, МЕТАЛУРШКИ ПРОЦЕСИ

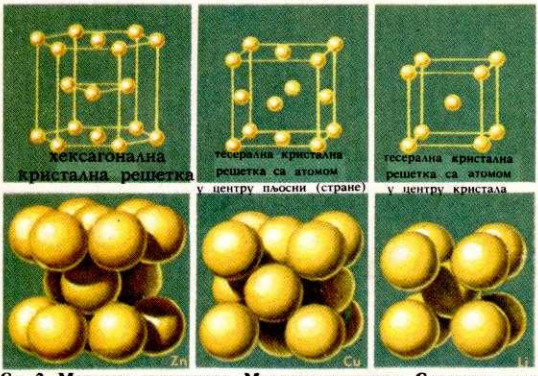
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac															

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu

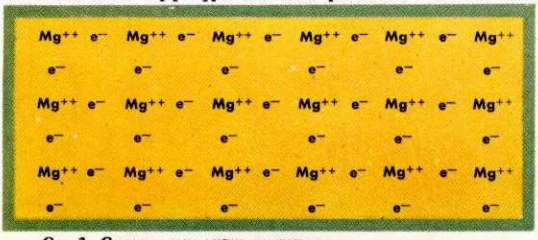
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

Метали · Неметали · Чврста тела · Течности · Гасови

Сл. 1. Метални елементи обухватају око 3/4 укупног броја



Сл. 2. Метална структура. Метална решетка. Слагање атома.



Сл. 3. Схема металних кристала. Јони магнезијума су уштопљени у електронски гас.

пржење

топлота
$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$
Цинк-оксид

$ZnS + 2O_2 \rightarrow ZnSO_4$
Цинк-сулфат

$2CuS + 3O_2 \rightarrow 2CuO + 2SO_2$
оксид олова

$HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$
жива

калцинација

Топлота
$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

$MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$

$CaSO_4 \cdot 2H_2O \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$

редукција

$Sb_2S_3 + 3Fe \rightarrow 2Sb + 3FeS$
редукционо средство
добијање антимона

$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$
редукционо средство
добијање хрома

$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$
редукционо средство
добијање гвожђа

Сл. 4. Неки процеси за добијање метала.

ХЕМИЈСКА КИНЕТИКА

Хемијска реакција је претварање једне или више супстанци у друге. Од супстанци које реагују („реактанти") постају *производи реакције* — реакциони производи. Хемијске и физичке особине супстанци које ступају у реакцију различити су, а све трансформације праћене су изменама енергије. У свим хемијским реакцијама раскидају се неке везе између атома супстанци који реагују („реактаната") и код реакционих производа постају нове везе. Ни почетни ни завршни производи ништа не говоре о току реакције. Неке реакције врше се одједном, друге у току дужег времена и с постајањем интермедијарних („међу")-производа.

Реакције могу бити *хомогене* (оне које се врше у једној фази) или *хетерогене*.

БРЗИНА РЕАКЦИЈЕ

Да би се реакције развиле увек је потребан одређени временски интервал. Дужина тог временског интервала варира у пространим границама.

Брзина реакције може се дефинисати количином супстанце која реагује, која се претвара или ишчезава у јединици времена. На брзину реакције утичу разни фактори.

а) **Природа реактаната** (супстанци које реагују). Реактанти утичу на брзину реакције. Неутрализације киселина базама и уопште, јонске реакције, врло су брзе, скоро тренутне. Тако, на пример, мешајући раствор сребронитрата, $Ag^+ NO_3^-$, с раствором натријум хлорида, Na Cl , постаје среброхлорид, Ag^+Cl^-, који се из раствора издваја у чврстом стању, тј. *таложи се*. Та реакција је: $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightarrow Ag^+ Cl^- + Na^+ + NO_3^-$.

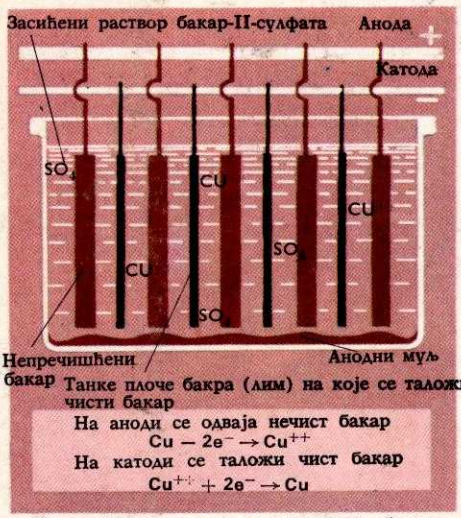
Брзине реакција између молекула су врло различите. Сагоревање бензина је веоме повећа температура. Тако, на пример, смеса кисеоника и водоника за добијање воде ($2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$) на обичној температури може врло дуго остати неизмењена, али на високој температури ови гасови реагују експлозивно. Утврђено је да се брзина реакције удвостручава или утростручава повећањем температуре за 10°C.

в) **Концентрација реактаната.** Концентрација реактаната утиче на брзину реакције према **закону о дејству маса.** Претпоставимо да се реакцијом између реактаната A и B добијају реакциони производи C и D, према реакцији $A + B \rightarrow C + D$, при чему су A, B, C, и D било какве врсте хемијских супстанци, а [A], [B], [C] и [D] концентрације односних супстанци које се могу изразити у *моловима на литар, граматомима на литар,* у *јоновима на литар* или *грамјоновима на литар* према врсти хемијског производа с којим се ради. Закон о дејству маса гласи: *брзина реакције управо је пропорционална производу концентрација реактаната.* Свака концентрација се изражава експонентом који је једнак коефицијенту супстанце који учествује у реакцији (реактанта). Закон о дејству маса изражава се овако: $V=k\ [A]\ .\ [B]$, где је V брзина реакције а k константа брзине реакције супстанци A и B на одређеној температури. За реакцију $2A + 3B \rightarrow M + H$ брзина V_1 биће $V_1=k_1\ [A]^2\ .\ [B]^3$ где је k_1 константа брзине те реакције при некој одређеној температури.

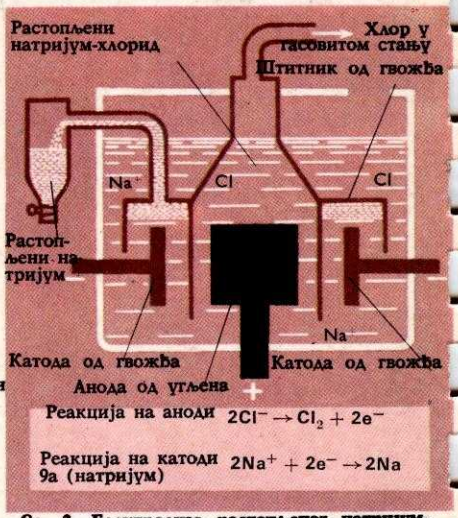
г) **Катализа.** Брзина реакције се повећава у присуству извесних супстанци које се називају *катализатори*, а сама појава *катализа.* Катализатори не подлежу никаквој сталној хемијској промени, тј. на крају реакције катализатор се налази непромењен. Врло често су за катализу довољне и најмање количине катализатора у односу на количину реактаната. Класичан пример катализатора јесу киселине и базе при по-

МЕТАЛИ

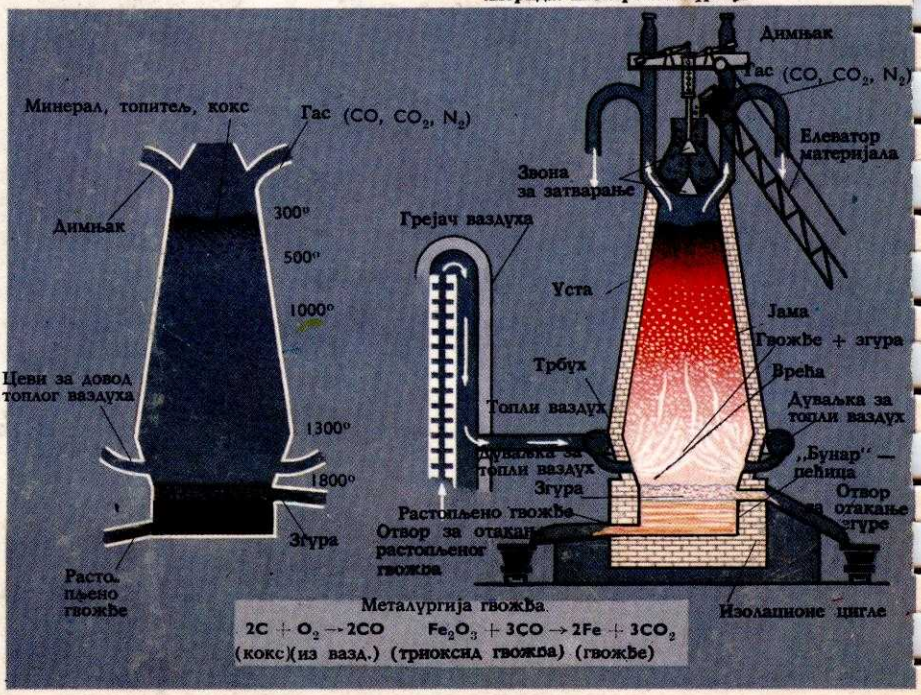
МЕТАЛУРГИЈА НЕКИХ МЕТАЛА



Сл. 1. Електротехничка рафинација бакра.



Сл. 2. Електролиза растопљеног натријум-хлорида. Електрометалургија.



Сл. 3. Схема високе пећи. Добијање гвожђа (сидерургија).

никлом, или Адомсовом платином, PtO_2, од које се добија врло ситна и активна платина.

Аутокатализа. Као што и само име каже, аутокатализатор је један од производа који постају при реакцији, дакле у току реакције увећава њену брзину. Оксидацију оксалне киселине перманганатом у присуству сумпорне киселине — да би постали магнанови јони, угљендиоксид и вода — катализују јони Mn^{2+} који постају током реакције.

Ензими су веома сложена једињења која катализују биолошке процесе. Каталитичко дејство ензима врло је специфично.

д) **Стање уситњености.** У хетерогеним реакцијама брзина реакције је пропорционална површини контакта, а осим тога концентрацији реактаната. Због тога ће код супстанци у чврстом стању реакција бити утолико бржа уколико је финије уситњена.

АКТИВАЦИОНА ЕНЕРГИЈА

Да би се десила нека хемијска промена потребно је да се молекули или честице међусобно сударе. Међутим, неће сви судари између честица реактаната изазвати хемијске промене; може се десити да резултат судара буде само одбијање честица без хемијских промена. Да би судари били ефикасни и да би се могла десити хемијска промена, потребно је да честице реактаната имају већу енергију од енергије од које се при судару само одбијају. Та енергија зове се *активациона енергија.*

Када се два молекула сударе с енергијом потребном да се деси хемијска промена, тј. довољном енергијом, ствара се *активисани комплекс* који је нека врста честица у пролазном стању између почетног и завршног.

Активисани комплекс може постати између реактаната или између реакционих производа; тај спонтани процес биће упоредан са систему са мањим енергетским га ће постати систем C + D, са ослобођењем енергије која је равна разлици између енергије активисаног комплекса и енергије завршног стања. Укупна ослобођена енергија у реакције биће: Ei — Ef.

У присуству катализатора енергија активног комплекса је E'c и она је мања од Ec.

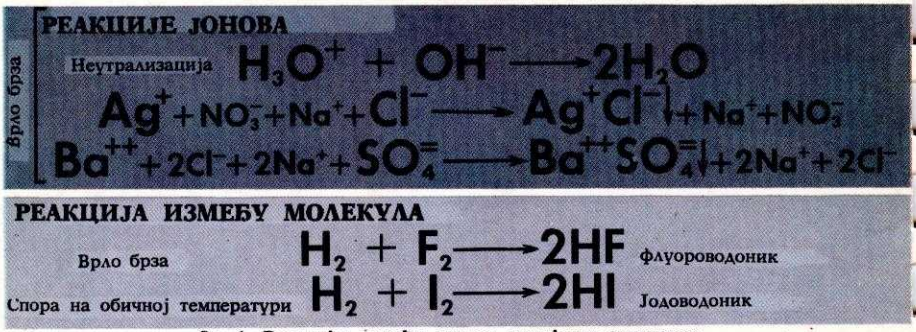
ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

Иреверзне („неповратне") реакције јесу такве реакције које се завршавају када се утроши бар један од реактаната. Тако, нпр., када сумпор сагорева с ваздушним кисеоником, постаје сумпордиоксид: $S + O_2 = SO_2$. *Реверзне („повратне") реакције* јесу такве реакције код којих постали производи могу поново међу собом реаговати и дати полазне супстанце. При реверзним реакцијама хемијске промене нису потпуне.

Ако се јод и водоник помешају, они реагују и дају јодоводоник, али када постане извесна количина HJ; пошто код HJ постоји тенденција да поново да полазне производе, успоставља се равнотежа, с једне стране између молекула јода и молекула водоника који ступају у реакцију да би дали јодоводоник и, с друге стране, између молекула јодоводоника који реагују и дају водоник и јод. Ако се пође од чистог јодоводоника он се распада на јод и водоник све дотле док се не постигне равнотежа. Хемијска равнотежа се успоставља када се изједначи брзина реакције у једном смислу с брзином реакције у супротном смислу. Једначина поменуте реакције, пошто се успостави равнотежа, јесте: $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$. Брзина сједињавања водоника и јода јесте: $v = k[H_2][J_2]$, а брзина разлагања јодоводоника је: $v_1 = k_1 [HJ]^2$. Када се постигне равнотежа, брзина те две реакције треба да буде једнака, па је: $v = v_1$, тј. $k[H_2][J_2] = k_1[HJ]^2$, што је даље $k = \frac{[HJ]^2}{\ }$, и ако израз k/k_1 означимо са

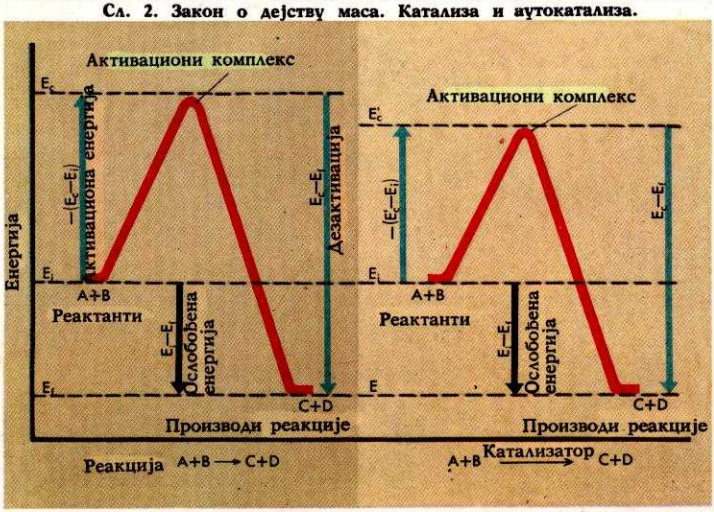
ХЕМИЈСКА КИНЕТИКА

БРЗИНА РЕАКЦИЈЕ

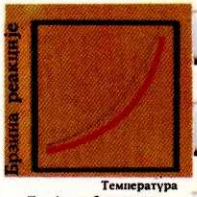


Сл. 1. Реакције: између разних хемијских супстанци.

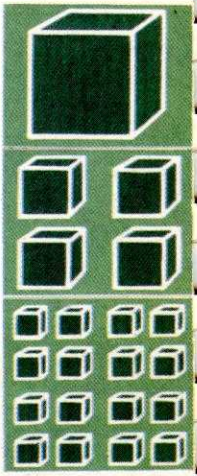
Сл. 2. Закон о дејству маса. Катализа и аутокатализа.



Сл. 3. Ослобођена енергија у једној егзотермној реакцији независна је од катализатора. Тенденција да постану производи мањег енергетског садржаја.



Смањење реакције с временом



Сл. 4. Што је супстанца ситнија, то је контактна површина већа па тиме и реакција бржа.

начини равнотеже: $aA+bB \rightleftharpoons mM+nN$, израз константе равнотеже је:

$$Kc = \frac{[M]^m\ [N]^n\ \ldots}{[A]^a\ [B]^b\ \ldots}$$

Константа Кс односи се на концентрацију производа у равнотежи и важи за супстанце у било ком физичком стању (чврстом, течном, гасовитом или у растворима). Ако су производи реакције и реактанти гасови, уводи се константа Кр и односи се на парцијални притисак сваког гаса. Ако су реактанти A, B . . . и производи M, N . . . гасови, а њихови парцијални притисци P_A P_B . . . P_M P_N . . . за производе, израз Кр је:

$$Kp = \frac{P_M{}^m\ P_N{}^n \ldots}{P_A{}^a\ P_B{}^b \ldots}$$

ТЕРМОХЕМИЈА

Сваки хемијски или физички процес праћен је изменом енергије. Већ се видело код судова за електролизу да се хемијске реакције врше захваљујући електричној енергији, а у галванским елементима, енергија за стварање електричне струје произлазила је из хемијске реакције. *Термохемија* се бави проучавањем топлотне енергије која се јавља при хемијским реакцијама (сл. 1). Термохемијске реакције могу бити *егзотермне*, ако ослобађају топлотну енергију и *ендотермне*, ако апсорбују топлотну енергију. Количина апсорбоване или ослобођене топлоте зове се *топлота реакције*. Свака термохемијска једначина, поред супстанци што учествују, укључује и топлоту реакције. Нека је реакција између супстанце A и B да би се добили производи C и D егзотермна и нека је количина ослобођене топлоте Δ, термохемијска једначина реакције биће: $A+B \rightarrow C+D+$, где је $\Delta = Ef - Ei$, или, другим речима: топлота ослобођена при некој егзотермној реакцији јесте разлика између енергетских садржаја полазних супстанци и енергетских садржаја реакционог производа. Обрнута реакција биће ендотермна; топлота реакције је $-\Delta$, а њена једначина: $C+D \rightarrow A+B-\Delta$, при чему је $-\Delta = Ef - Ei = -(Ei - Ef)$. Према томе, апсорбована топлота при некој ендотермној реакцији једнака је ослобођеној топлоти при обрнутој реакцији која је егзотермна.

Егзотермне реакције су сагоревање угља при чему се добија угљендиоксид и ослобођава се 94,1 *kkal* (килокалорије) на један произведени мол CO_2, или непотпуно сагоревање при чему се ослобађа 26,4 *kkal* топлоте на постали мол CO. Односне термохемијске једначине јесу: $C+O_2 \rightarrow CO_2+$ $+94{,}1$ *kkal* и $C+ 1/2\ O_2 \rightarrow CO+26{,}4$ *kkal* (у термохемијским једначинама употребљавају се коефицијенти у облику разломка; наведена једначина говори да 1 мол угљеника реагује с 1/2 мола кисеоника да би постао 1 мол угљенмоноксида). Претварање CO_2 у угљомоноксид и кисеоник ендотермна је реализација $CO_2 \rightarrow CO+{}^1/_2O_2 \rightarrow 67{,}7$ *kkal*.

Хесов закон. *Ослобођена или апсорбована топлота у једној реакцији иста је било да се реакција врши одједном или у више реакционих ступњева; она зависи само од стања на почетку и на крају реакције.* Узмимо егзотермну реакцију између A и B која даје производе C и D и нека је њена топлота реакције Δ ; директно се може прећи од почетних супстанци на завршне производе: $A+B$ —— $C+D+\Delta$, или A и B могу прво дати међупроизвод M а затим M може прећи у C и D према термохемијској једначини: $A+B \rightarrow M+\Delta_1$, па затим $M \rightarrow C+D+\Delta_2$ Укупан збир калорија при парцијалним реакцијама једнак је броју калорија добијених при укупној реакцији:

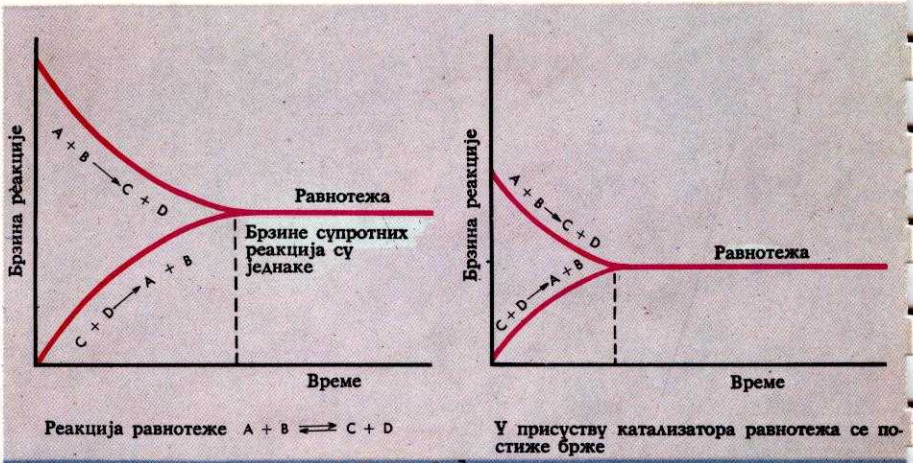
$$\Delta_1 + \Delta_2 = \Delta$$

ФОТОХЕМИЈА

Постоје хемијске реакције које започињу или повећају брзину под дејством енергије зрачења. Сваки молекул који се претвара апсорбује један кванат енергије $E=h_1\upsilon$, где је h Планкова константа а υ фреквенција зрачења. Ако се при собној температури у неком тамном суду држи смеса гасова H_2 и Cl_2, они ће реаговати полако и дати HCl, али ако се ова смеса гасова на истој температури изложи дејству Сунчеве светлости, реакција постаје експлозивна. Једначина ове фотохемијске реакције је: $H_2+Cl_2\ h\nu \rightarrow 2\ HCl$. Зелене биљке помоћу хлорофила и под дејством светлости, полазећи од молекула који су тако прости као CO_2 и H_2O, граде фотосинтезом сложене молекуле угљених хидрата

ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

КОНСТАНТНА РАВНОТЕЖА



Сл. 1. Брзина константе равнотеже

Реакција равнотеже	Константа равнотеже
$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$	Константа равнотеже зависи од температуре $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightleftharpoons CH_3CH_2COOCH_3 + H_2O$ (Сирћетна киселина, Етил-алкохол, Етил-ацетат, Вода)	$K_C = \frac{[CH_3CH_2COOCH_3][H_2O]}{[CH_3COOH][CH_3CH_2OH]}$
Уопште: $aA + bB + \ldots \rightleftharpoons mM + nN + \ldots$	Константа се односи на концентрацију (за чврста тела, течности и гасове) $K_c = \frac{[M]^m [N]^n \ldots}{[A]^a [B]^b \ldots}$ — Константа се односи на парцијалне притиске (само за гасове) $K_P = \frac{P_M^m \, P_N^n \ldots}{P_A^a \, P_B^b \ldots}$
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	Константа се односи на концентрацију $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$ — Константа се односи на парцијалне притиске $K_P = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} P_{H_2}^3}$

Сл. 2. Реакција равнотеже и изрази односних константи

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

Опште познавање киселина и база засновано је на свакодневном искуству. Свима је познато да је укус сирћета (сирћетна киселина) и лимуна (лимунска киселина) „кисео" или да је сона киселина (хлороводонична киселина) корозивна. Киселине реагују са металима који се у електрохемијском низу елемената налазе испод водоника, нпр. с цинком и производе молекулски водоник, H_2; плаволубичасти лакмусов раствор претварају у црвени; реагују с базама и дају соли. Исто тако, познато је каустичко и корозивно дејство алкалија, врло јаких база. Распрострањеност тоалетних сапуна заснива се на томе што нису алкални. Базе су љигаве под прстима, имају опор укус, црвену лакмусову хартију боје у плаво, реагују с киселинама и дају соли.

Да бисмо били јаснији држећи се класичне концепције, можемо их дефинисати: *киселина је свака супстанца која у воденом раствору даје хидронијум-катјоне,* H_2O^+, *а база је било која супстанца која у воденом раствору даје хидроксилне јонове* OH^-. Нека је киселина HA а база MOH где су A и M атоми или атомске групе, према горњој дефиницији, имаћемо за киселину: $HA + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + A^-$, а за базу: $MOH + H_2O \longrightarrow M^+ + OH^-$. Базе и киселине реагују градећи соли и воду: $HA + MOH \rightarrow MA + H_2O$.

Постоје супстанце, као нпр. гасовити хлороводоник HCl, које у чистом стању нису киселине јер су H и Cl сједињени ковалентном везом, али када се растворе у води, оне се јонизују и дају, у нашем примеру, јон хлора Cl^- и протон H^+ према реакцији $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. Протони или водоници сједињују се непосредно с једним молекулом воде и дају хидронијум-катјоне: $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$, а ако саберемо ове две реакције имаћемо: $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$; хлороводонична киселина је раствор хлороводоника у води. Друге супстанце, као натријумдиоксид у чврстом стању, Na^+OH^-, имају јоне везане у кристалу и, ако се растворе у води, њихови јони се одвијају и равномерно се распоређују према: $Na^+OH^- \longrightarrow Na^+ + OH^-$. Алкалије су хидроксиди алкалних метала: Li^+OH^-, Na^+OH^-, K^+OH^-, Kl^+OH^- Cs^+OH^-; због тога се у ширем смислу базни раствори називају алкалним растворима. Друге супстанце, као нпр. метиламин, CH_3NH_2, који је органска база, када се растворе у води примају један протон и ослобађају хидроксилни јон: $CH_3NH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$. Општа схема овог процеса јесте: $B: + H_2O \rightarrow H:B^+ + OH^-$, где две тачке (:) представљају елеткронски пар.

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ ПО БРЕНСТЕДУ И ЛОРИЈУ

Општију концепцију о базама и киселинама дали су, независно један од другог, 1923. године Бренстед (J. N. Brönsted) и Лори (J. M. Lowry). Према тим ауторима: киселина је било каква супстанца, молекулска или јонска, која може дати протоне некој другој супстанци; база је било каква супстанца, молекулска или јонска, која може примити протоне од било какве друге супстанце, тј. киселина је донатор („давалац") протона а база је акцептор („прималац") протона.

Било која киселина HA, када изгуби један протон претвара се у базу, своју коњуговану (кореспондентну) базу A^- (ова база може да прими један протон и да се поново претвори у киселину HA). Било која база B:, када прими један протон и веже га учествовањем једног електронског пара, претвара се у киселину, своју коњуговану (кореспондентну) киселину HB^+ (ова, међутим, може лако да отпусти један протон и да поново пређе у базу B:). Две хемијске супстанце које могу да мењају један протон *граде коњугован пар киселине и базе, киселина — база.*

Када нека киселина HA да један свој протон бази B:, обе се промене у коњуговану базу односно киселину A^- и $H:B^+$ према реакцији:

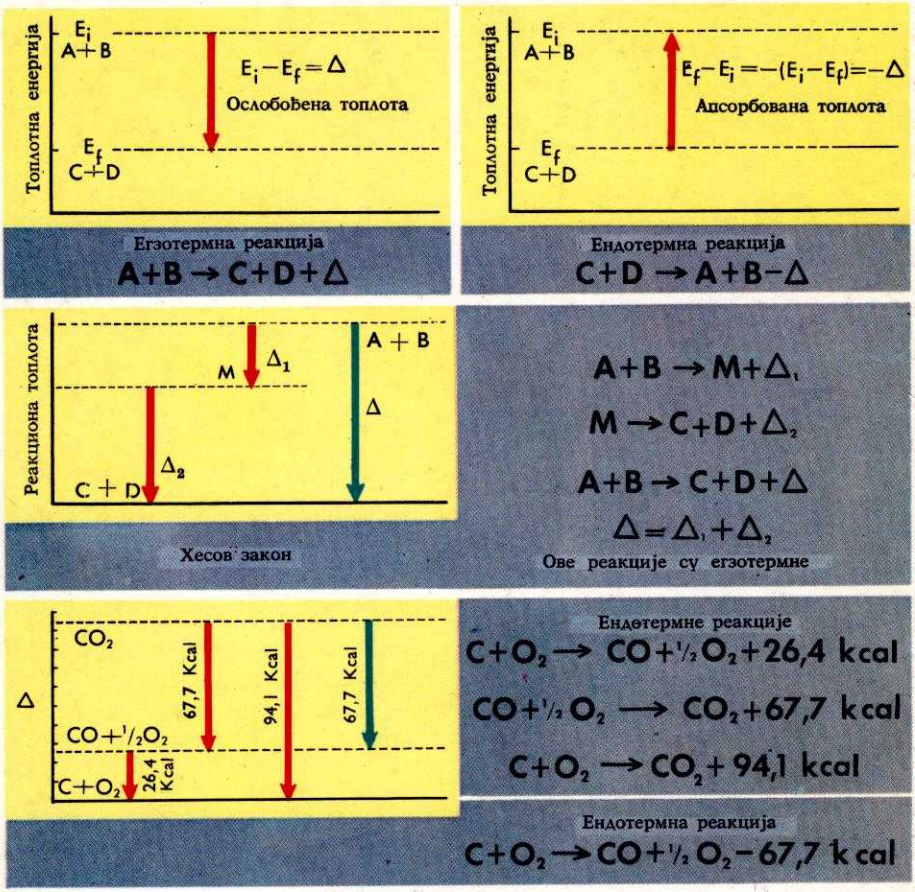
$$\underset{\text{киселина}_1}{HA} + \underset{\text{база}_2}{B:} \rightleftharpoons \underset{\text{база}_1}{A^+} + \underset{\text{киселина}_2}{H:B^+}$$

Коњуговани парови киселина$_1$ — база$_1$ и база$_2$ — киселина$_2$. Ова реакција може се вршити у оба смисла јер чак и киселина $H:B^+$ може дати свој протон бази A^- да би прешла у базу B: односно у киселину HA (сл. 3).

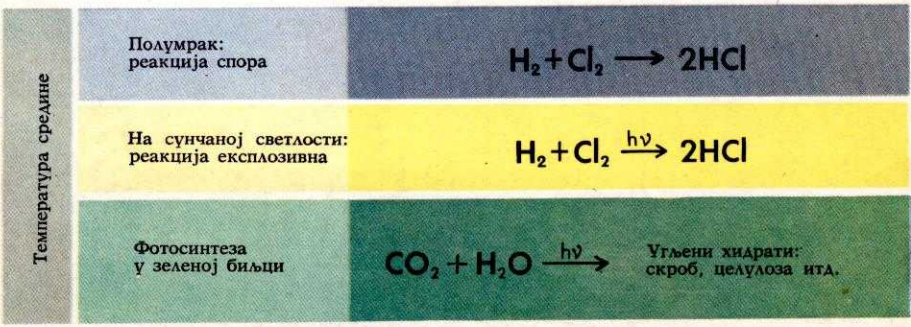
Хлороводник у гасовитом стању, HCl, када се раствори у води губи свој протон па се претвара у јон хлора Cl^-, који је његова коњугована база. Овај протон ступа

ЕНЕРГИЈА И ХЕМИЈСКЕ ПРОМЕНЕ

ТЕРМОХЕМИЈА И ФОТОХЕМИЈА



Сл. 1. Термохемијска једначина



Сл. 2. Фотохемијске реакције

у везу са једним молекулом воде, базе, захваљујући једном од два недељена електронска пара кисеоникова атома (серија Б/4, сл. 2), па се вода тако претвара у своју коњуговану киселину H_3O^+.

Формула сирћетне киселине је CH_3COOH. Када CH_3COOH изгуби један водоник, киселина се претвара у своју коњуговану базу: у ацетни јон, CH_3COO^-. Протон се везује базом водом, H_2O:, која се на тај начин претвара у своју коњуговану киселину H_3O^+; са своје стране, киселина H_3O^+ може дати један протон бази CH_3COO^-, да би поново постала H_2O и CH_3COOH.

Тенденција базе Cl^- да прими један протон од киселине H_3O^+ много је мања него код базе а CH_3COO^-, тј. тенденција киселине HCl да да протон, много је већа него код CH_3COOH.

Амонијак, $:NH_3$, на обичној температури у гасовитом је стању; ако се раствори у води понаша се као база јер захваљујући једном недељеном електронском пару азота, N, амонијак тежи да прими један протон и да награди своју коњуговану киселину NH_4^+. Ту се вода понаша као киселина јер даје један H^+ бази $:NH_3$ и прелази у своју коњуговану базу OH^-. Реакција равнотеже је:

$$\underset{\text{база}_1}{NH_3} + \underset{\text{киселина}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{киселина}_1}{NH_4^+} + \underset{\text{база}_2}{OH^-}$$

Јачина неке киселине одређује се њеном тенденцијом да даје протоне; јачина базе њеном тенденцијом да прима протоне. Од поменутих киселина најјача је HCl, јер најлакше уступа један протон; од поменутих база најслабија је Cl^- јер најтеже прима протон. Најјача база јесте хидроксилна група OH^-. Према томе, уколико је јача нека киселина утолико је њена коњугована база слабија, а уколико је нека база јача, утолико је њена коњугована киселина слабија.

Вода, најчешћи растварач киселина и база, понаша се и као база и као киселина. Тако се један молекул воде, H_2O, понаша као киселина и претвара се у своју коњуговану базу OH^-, када да један свој протон било којој бази. Молекул воде понаша се као база и претвара се у своју коњуговану киселину, H_3O^+, када прими један протон од било које друге киселине. Тако један молекул воде, киселине, може дати један протон другом молекулу воде, базе, да би постала база хидроксил и киселина хидрониум; са своје стране, један протон може прећи од H_3O^+ на OH^- да би постала два молекула воде према равнотежној једначини (много помереној налево):

$$\underset{\text{киселина}_1}{H_2O} + \underset{\text{база}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{база}_1}{OH^-} + \underset{\text{киселина}_2}{H_2O^+}$$

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ ПРЕМА ЛУИСУ

Према концепцији киселина и база у досадашњем разматрању играо је главну улогу протон. Дефиницију која се не ослања на протоне дао је 1923. године Луис (G. N. Lewis). Она гласи: киселина је било каква хемијска супстанца, молекулска или јонска, која може примити недељен електронски пар од било какве друге супстанце; база је било каква супстанца, молекулска или јонска, која располаже једним слободним електронским паром и може га делити са било којом супстанцом; према томе, киселина је акцептор („прималац"), а база донатор електронског пара.

При реакцијама $H^+ + Cl^- \rightarrow HCl$, $H^+ + H_2O$ —— H_3O^+ и $H^+ + :NH_3$ —— NH_4^+ базе по Луису, са по једним расположивим електронским паром јесу: [:Cl:], H_2O: и $:NH_3$, а Луисова киселина, акцептор електронског пара јесте протон H^+. Једна реакција киселина — база у којој протон не учествује, јесте реакција Луисове киселине и то бортрифлуорида, F_3B, који прима један пар од Луисове базе амонијака, $:NH_3$, при чему постаје координативно једињење $F_3B:NH_3$ (сл. 4). Једна друга реакција киселина — база по Луису јесте реакција F_3B, и етилетра, $(C_2H_5)_2O$:, при чему постаје $F_3B:O(C_2H_5)_2$.

ЈОНСКИ ПРОИЗВОД ВОДЕ

Вода се понаша и као киселина и као база, тј. може се разложити на хидронијумове и хидроксилне јоне. У чистој води постоје обе ове врсте јона, али у крајње малим количинама. Нека је $[H_3O^+]$ концентрација хидронијум-јонова или, што је исто, $[H^+]$ концентрација водоникових јонова (или протона), а $[OH^-]$ концентрација хидроксилних јона. Производ концентрације хидронијум-јонова и концентрације хидроксилних јонова зове се *јонски производ воде*, који је увек константан и износи 10^{-14}. Он се изражава (серија Б/6, сл. 1), узимајући К као константу са: $K=[H_3O^+] \cdot [OH^-]=10^{-14}$; или: $K=H^+ \; OH^- = 10^{-14}$ У чистој води и у растворима неутралних

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

КИСЕЛИНЕ, АМОНИЈАК И ВОДА

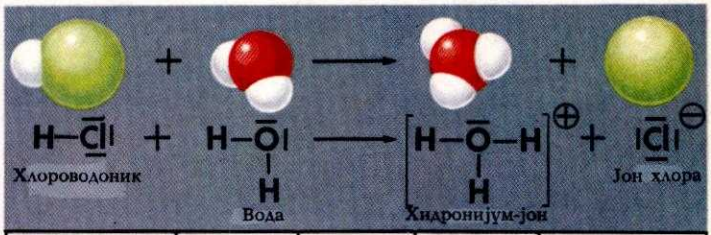
Сл. 2. Неке киселине. Њихова јачина се смањује идући одозго наниже

$$HA \longrightarrow H^+ + A^-$$ Киселина: донатор протона

$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

$$\underset{\text{Киселина}_1}{HA} + \underset{\text{База}_2}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{Киселина}_2}{H_3O^+} + \underset{\text{База}_1}{A^-}$$ Киселина: даје хидронијум-јон у раствору

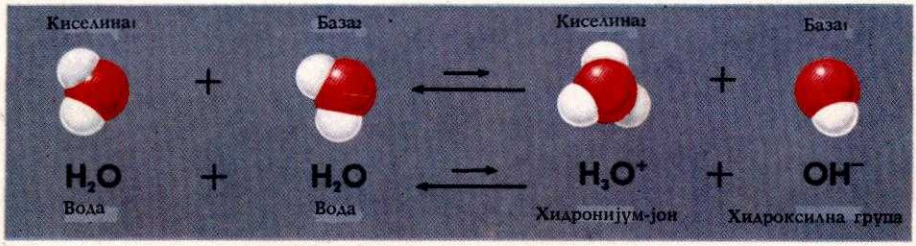
Сл. 1. Дефиниције киселине



Киселина$_1$	База$_2$	⇌	Киселина$_2$	База$_1$
HNO_3 Азотна киселина	H_2O Вода	⇌	H_3O^+ Хидронијум-јон	NO_3^- Нитратни јон
CH_3COOH Сирћетна киселина	H_2O	⇌	H_3O^+	CH_3COO^- Јон сирћетне киселине (ацетатни јон)
H_2SO_4 Сумпорна киселина	H_2O	⇌	H_3O^+	HSO_4^- Јон сумпорне киселине (сулфатни јон)
HSO_4^- Кисели сулфат	H_2O	⇌	H_3O^+	$SO_4^=$ Јон сулфата
NH_3 Амонијак	NH_3 Амонијак	⇌	NH_4^+ Амонијум-јон	NH_2^- Амид-јон

$$H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,H_3O^+ + SO_4^=$$

Сл. 3. Неке киселине. Течни амонијак се понаша као киселина и база.



Сл. 4. Вода се понаша као киселина и као база

соли, концентрација хидронијум-јонова, $[H_3O^+]$, износи 10^{-7} грамјона на литар; исто толико износи и концентрација хидроксилних јонова, $[OH^-]$, тј. 10^{-7} грамјона на литар, јер концентрација двеју врста јонова мора бити једнака.

Пошто је јонски производ воде константан, када се дода киселина води, повећава се концентрација хидронијум-јона (или, што је исто, протона), па се мора умањити концентрација јонова OH^- и обратно, ако се додаје база повећава се концентрација хидронијум-јонова.

ХИДРОЛИЗА

Кисела реакција при хидролизи соли („кисела хидролиза"): со која потиче од неке јаке киселине и нека слабе базе реагује у води кисело — ослобађају се водоникови јони. Базна реакција при *хидролизи* соли („базна хидролиза"): со која потиче од слабе киселине и јаке базе реагује у воденом раствору алкално или базно при чему се ослобађају хидроксилни јони. У оба случаја каже се да се со *хидролизује*.

На пример, алуминијум-хлорид, $AlCl_3$, који потиче од хлороводоничне киселине — јаке киселине — и алуминијум хидроксида, $Al(OH)_3$, — слабе базе (сл. 2) реагује кисело. Натријум-ацетат CH_3COONa, со која потиче од сирћетне киселине (слабе) и натријум-хидроксида (јаке базе) реагује у воденом раствору алкално или базно.

Може се рећи да је *хидролиза* реакција при којој се нека хемијска супстанца, молекулска или јонска, дејством воде претвара у две или више супстанци.

НЕУТРАЛИЗАЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

Реакција неке киселине с неком базом зове се неутрализација; производи такве реакције јесу вода и нека со.

При реакцији неке јаке киселине с неком јаком базом, које су обе потпуно јонизоване, реагују јони H_3O^+, тј. H^+, а OH^- при чему не интервенишу ни анјони киселине ни катјони базе. Неутрализација је H_3O^+ тј. H^+ а OH^- при чему не интервенишу ни анјони киселине нити катјони базе. Неутрализација је $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$ или $H^+ + OH^- = H_2O$ (серија Б/16, сл. 3).

Раствори соли јаких киселина и јаких база неутрални су, тј. у њима су концентрације јонова H_3O^+ и OH^- једнаке.

Неутрализација неке слабе киселине слабом базом, обе слабо јонизоване, може се представити са: $HA + MOH \longrightarrow H_2O + M^+ + A^-$ (сл. 3).

Исто тако, раствори соли слабих киселина и слабих база су неутрални.

ИНДИКАТОРИ

Индикатори су супстанце које се различно боје према томе да ли су у киселој или алкалној средини. То су врло слабе киселине или базе, које у присуству неке базе или неке киселине дају или примају један протон. Промена боје потиче отуда што индикатор, губећи или примајући протон, мења своју хемијску структуру. Сваки индикатор мења боју у одређеној концентрацији водоникових јонова, H^+, која му је карактеристична.

Обичан индикатор је лакмус који у присуству неке киселине прима један протон и поцрвени, а у присуству базе даје протон и поплави.

Други индикатори су: фенолфтулен (безбојан у неутралном и киселом раствору а црвенкаст у алкалним растворима), метил-црвено (црвен у киселом а жут у неутралном или базном раствору), конго-црвено итд.

ПОЛИБАЗНЕ КИСЕЛИНЕ И ПОЛИКИСЕЛЕ БАЗЕ

Киселине, према броју водоникових атома који се могу протонизовати, називамо једнобазним, двобазним, тробазним, односно *полибазним* (нпр. HCl и HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4).

Базе су према броју хидроксилних група једнохидроксилне (или „једнокиселе"), двохидроксилне, трохидроксилне, односно, полихидроксилне (или поликиселе); нпр.: $NaOH$, KOH и NH_4OH (једнохидроксилне); $Mg(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$ (двохидроксилне); $Al(OH)_3$ и $Fe(OH)_3$ (трохидроксилне).

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

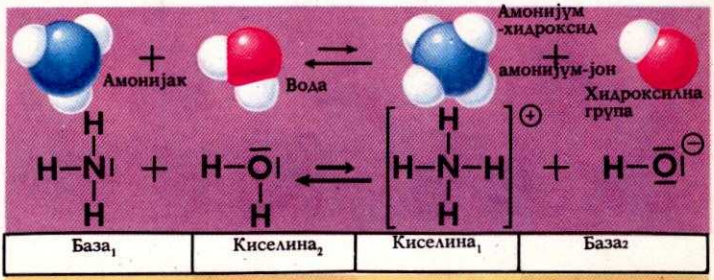
БАЗЕ. КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ ПО ЛУИСУ

Сл. 2. Неке базе. Њихова јачина смањује се идући надоле.

$$B: + H_2O \longrightarrow H{-}B + OH^-$$ Базе: примаоци протона

$$MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$$ Базе: отпуштају хидроксилни јон у раствору

Сл. 1. Дефиниција база



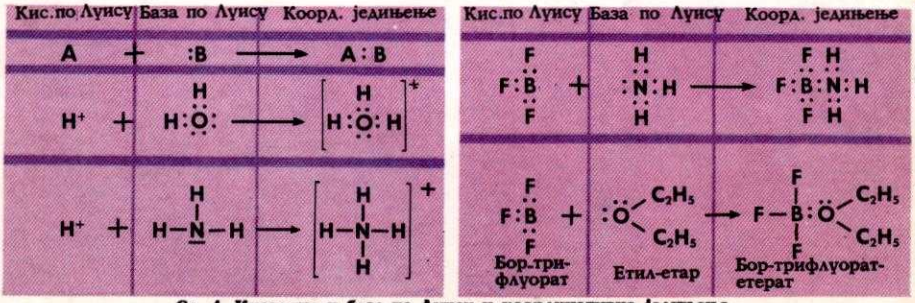
$$K^+ OH^- \xrightarrow[\text{Калијум-хидроксид}]{} K^+ + OH^-$$

$$Na^+ OH^- \xrightarrow[\text{Натријум-хидроксид}]{} Na^+ + OH^-$$

$$Ca^{++}(OH^-)_2 \xrightarrow[\text{Калцијум-хидроксид}]{} Ca^{++} + 2\,OH^-$$

$$Mg^{++}(OH^-)_2 \xrightarrow[\text{Магнезијум-хидроксид}]{} Mg^{++} + 2\,OH^-$$

Сл. 3. Неке хидроксилне базе.



Сл. 4. Киселине и базе по Луису и координативна једињења.

СТРУКТУРА МОЛЕКУЛА

Молекулска формула неког једињења показује његов састав, тј. број и врсту атома који граде молекул. Молекулска формула угљендиоксида, CO_2, показује да се ово једињење састоји од једног атома угљеника и два атома кисеоника. Молекулске формуле угљенмоноксида, азотсубоксида, фосфортрихлорида, фосфорпентахлорида, метана (чије су формуле према реду како су поменуте: CO, N_2O, PCl_3, PCl_5, CH_4) изражавају њихов састав. Молекулска формула бутана (C_4H_{10}) каже нам да један молекул бутана садржи 4 атома угљеника и 10 атома водоника.

Структурна формула нам, поред састава, показује и структуру молекула, тј. начин на који су атоми везани међу собом. Структурна формула показује такође поделу електрона спољног нивоа сваког атома у молекулу. Има елемената, нарочито оних из друге периоде периодног система, чији су атоми по октетном правилу у спољном нивоу окружени са 8 електрона (то чине елементи једињења CO_2, N_2O, CH_4) али атом угљеника прави изузетак у неким мезомерним облицима CO, који не попуњава окрет већ се окружује са 6 електрона. Атоми других елемената, као што су сумпор и фосфор, при образовању једињења у неким случајевима граде октете а у неким не, па се дешава да се окруже у спољном нивоу са 10, чак и са 12 електрона. Тако, у PCl_3, фосфор има у спољном нивоу 8 електрона, а у PCl_5 десет.

Када не може да се постави ниједна структурна формула која стварно одговара молекулу и којом се објашњавају све његове особине, али постоје разне могућне структуре (мезомерни облици) од којих се сваком објашњавају само неке особине, тада је стварна структура *резонациони хибрид* између разних мезомерних облика (в. серију B/5). Разни мезомерни облици имају атоме распоређене на исти начин, али је подела електрона различита. Молекули CO_2, CO и N_2O имају мезомерне облике представљене на сл. 1, 2 и 3, серије E/1. И бензол (в. серију B/5) представља резонанциони хибрид разних мезомерија.

ИЗОМЕРИЈА

За два или више једињења која имају исту молекуларну формулу али различите структурне формуле кажемо да су изомери. Физичке и хемијске особине изомера различите су, јер су различите супстанце. Изомерија је врло честа појава код органских једињења.

Угљоводоници су органске супстанце састављене само од угљеника и водоника, нпр. C_4H_{10} (бутан). Постоје два изомерна бутана (сл. E/1): један нормални бутан или n-бутан чија структурна формула има линеаран низ, CH_3—CH_2—CH_2—CH_3 а у којој су сви атоми угљеника узастопно везани; други изобутан, или бутан с рачвастим низом, $(CH_3)_2$—CH—CH_3 код кога је један угљеников атома везан са остала три. Угљоводоници једнаке молекулске формуле, али са рачвастим линеарним низом, као бутан, јесу *изомери* (низа).

Алкохоли су органска једињења која имају хидроксилну групу везану с једним угљениковим атомом, *засићеним* или *алифатичним*, (не треба мешати хидроксилну групу алкохола с хидроксилном групом база). Алкохоли са три угљеникова атома су пропил-алкохоли (пропаноли) и њихова молекулска формула је C_3H_8O, а са хидроксилном групом, C_3H_7OH. Постоје два изомерна пропил-алкохола (серија B/1, сл. 5а): један је нормални пропил-алкохол или n-пропил--алкохол или I-пропил-алкохол, CH_3—CH_2—CH_2OH, с хидроксилном групом везаном са крајњим угљениковим атомом; други је изопропил-алкохол или 2-пропил-алкохол, $CH_3CH(OH)$—CH_3, с хидроксилном групом везаном за централни угљеников атом. Ови изомери који се разликују по положају једног атома или атомске групе, зову се *изомери по положају*.

Постоје незасићени угљоводоници чији молекули имају два угљеникова атома везана двогубом везом. За молекулску формулу бутена, C_4H_8, могућне су три структурне формуле: две с линеарним низом: 1-бутен или α -бутилен, CH_3—CH_2—CH=CH_2 у коме двогуба веза полази од једног од крајњих угљеникових атома; 2 бутен или β -бутилен CH_3 CH=CH . CH_3. Осим тога, постоји још један изомер бутена рачвастог низа, изооутилен $(CH_3)_2C=CH_2$. Ова три изомера разликују се или према низу — линеаран или рачваст, или према положају *двогубе* везе.

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

ХИДРОЛИЗА. НЕУТРАЛИЗАЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

Јонски производи воде	$K = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ $K = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$
У дестилованој води или у неутралном раствору pH = 7	$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ Грамјони/литар
У киселом раствору pH < 7	$[H_3O^+] > [OH^-]$; $[H_3O^+] > 10^{-7}$ Грамјони/литар
Базни раствори pH > 7	$[H_3O^+] < [OH^-]$; $[H_3O^+] < 10^{-7}$ Грамјони/литар

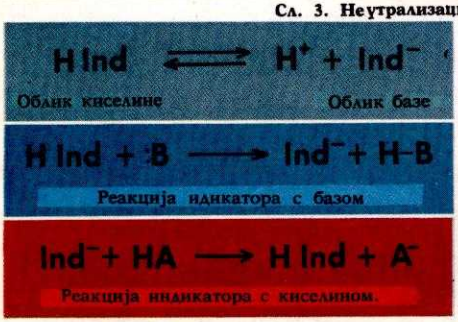
Сл. 1. Јонски производи воде

„Кисела" хидролиза	$[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + [Al(H_2O)_5OH]^{++}$ $[Zn(H_2O)_4]^{++} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + [Zn(H_2O)_3OH]^+$ Киселина$_1$ База$_1$ Киселина$_2$ База$_1$		
„Базна" или „алкална" хидролиза	$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ $(CN)^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ Цијанидни јон. База$_1$ Киселина$_1$ Киселина$_1$ База$_2$		

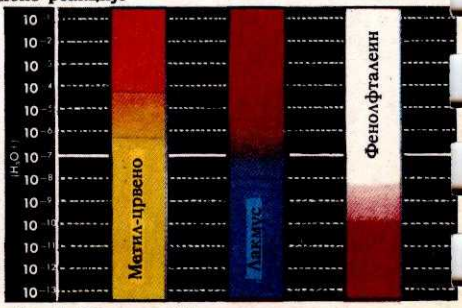
Сл. 2. Хидролиза

Општа формула	$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$		
Јака киселина с јаком базом	$A^- + H_3O^+ + M^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O + M^+ + A^-$ $Cl^- + H_3O^+ + Na^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O + Na^+ + Cl^-$		
Слаба киселина са слабом базом	$HA + MOH \longrightarrow H_2O + M^+ + A^-$ $CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow H_2O + NH_4^+ + CH_3COO^-$		

Сл. 3. Неутрализационе реакције



Сл. 4. Реакције индикатора



Сл. 5. Промена боје неког индикатора с концентрацијом јонова H_3O

СТЕРЕОХЕМИЈА

Стереохемија проучава *конфигурацију* супстанци, тј. просторни распоред атома неког молекула. За познавање неког једињења потребно је знати број и тип атома који га граде, начин на који су ови атоми везани међу собом и њихов релативни распоред у простору.

Конфигурационе формуле нарочито су важне за органску хемију. Према Ван'т Хофу (Van't Hoff) атом четворовалентног угљеника налази се у центру тетраедра а четири валенце су управљене ка 4 темена тетраедра. Тако се метан, CH_4, представља тетраедром с угљениковим атомом у центру и по једним водоником на сваком темену. У свих органских једињења на теменима се налазе атоми, или атомске групе, који сите централни угљеников атом. Код засићених једињења, с простим везама између угљеникових атома, тетраедри су везани преко једног темена. Проста веза омогућава слободну ротацију једног тетраедра у односу на други.

У незасићеним једињењима с двогуоом или трогубом везом два тетраедра су везана преко једне ивице или преко једне површине; односни примери јесу: етилен (етен), $CH_2 = CH_2$ и ацетилен (етин), $CH \equiv CH$.

Просторни распоред атома неког молекула даје могућност за други тип изомерије: *стереоизомерију*. Супстанце исте емпиријске формуле и исте структуре формуле, али различите конфигурације јесу *стереоизомерне — стереоизомери*. Стереоизомерија може бити: геометријска или оптичка.

ГЕОМЕТРИЈСКА ИЗОМЕРИЈА

Геометријска изомерија се среће код једињења код којих су угљеникови атоми везани двогубом везом и садрже различне супституенте на сваком етиленски везаном угљенику. Њихове опште формуле су: C(ab) ═══ C(xy), C(ab) ═══ C(ax) и C(ab) ═══ C(ab), где су a, b, x и y — атоми или атомске групе.

Двогуба веза је крут систем и она не омогућава ротацију једног тетраедра у односу на други (тетраедри су у ствари везани преко ивице). Четири супституента угљеникових атома налазе се у истој равни, која је нормална на раван у којој се налази двогуба веза: два супституента се налазе с једне, а два с друге стране у односу на двогубу везу (серија E/2, сл. 1). Ти супституенти могу бити распоређени на два различна начина према двогубој вези, што пружа могућност за два геометријска стереоизомера.

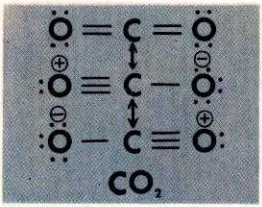
У једињењима типа C(ab) ═══ C(ax) и C(ab) ═══ C(ab), ако су два једнака супституента са исте стране двогубе везе, изомер се назива *cis*, а ако су са супротне, тј. ако су с исте стране двогубе везе различити супституенти, изомер се назива *trans* (понекад се у ширем смислу, ова изомерија зове *cis-trans)*. У једињења типа C(ab) ═══ C(xx) или C(ab) ═══ C(aa), као код изобутилена, геометријска изомерија не постоји.

Угљоводоник 2-бутен, једињење типа C(ab) ═══ C(ab), има два геометријска стереоизомера (серија B/2, сл. 3): *cis*-2-бутен с два водоника (и две метил-групе) на истој страни у односу на двогубу везу и *trans*-2-бутен са једним H и једним CH_3 на свакој страни двогубе везе. Друга два изомера овог типа јесу (сл. 3): *cis*—1—хлор-2-бром-етилен и *trans*—1—хлор—2—бром-етилен.

Друга једињења која могу имати геометријске изомере јесу циклична једињења, тако названа јер им се угљеникови атоми сједињују дајући прстенове (циклусе). Код циклохексана, C_6H_{12}, чији сви угљеникови атоми имају једнаке супституенте не постоји стереоизомерија; она постоји када два угљеникова атома прстена, било да су суседни или не, имају различне супституенте; у том случају изомер *cis* је онај када су једнаки супституенти на истој страни у односу на раван прстена. Изомер *trans* је онај када се супституенти налазе са супротних страна равни прстена. На сл. 4б узето је да је цикло-хексанов прстен планиран и да стоји нормално на раван хартије. Два геометријска изомера има 2-хидрокси-циклохексан-карбонска киселина. Ако обележимо бројевима угљеникове атоме прстена почев од онога чији супституент садржи највише кисеоника (серија E/2, сл. 4), у нашем случају то је C-1 који је везан с карбоксилном групом COOH и C-2 који је везан са хидроксилном групом OH. Киселина *cis*-2-хидроксициклохексан-карбонска са атомима H везаним за C-1 и C-2 са исте стране прстена топи се на 78°C. Киселина *trans*-2-хидроксициклохексан-карбонска, са H атоми

СТРУКТУРА МОЛЕКУЛА

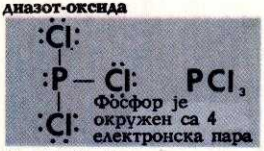
СТРУКТУРНЕ ФОРМУЛЕ. ИЗОМЕРИЈА



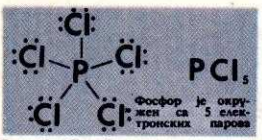
Сл. 1. Мезомерни облици угљен-диоксида

Сл. 2. Мезомерни облици угљен-моноксида

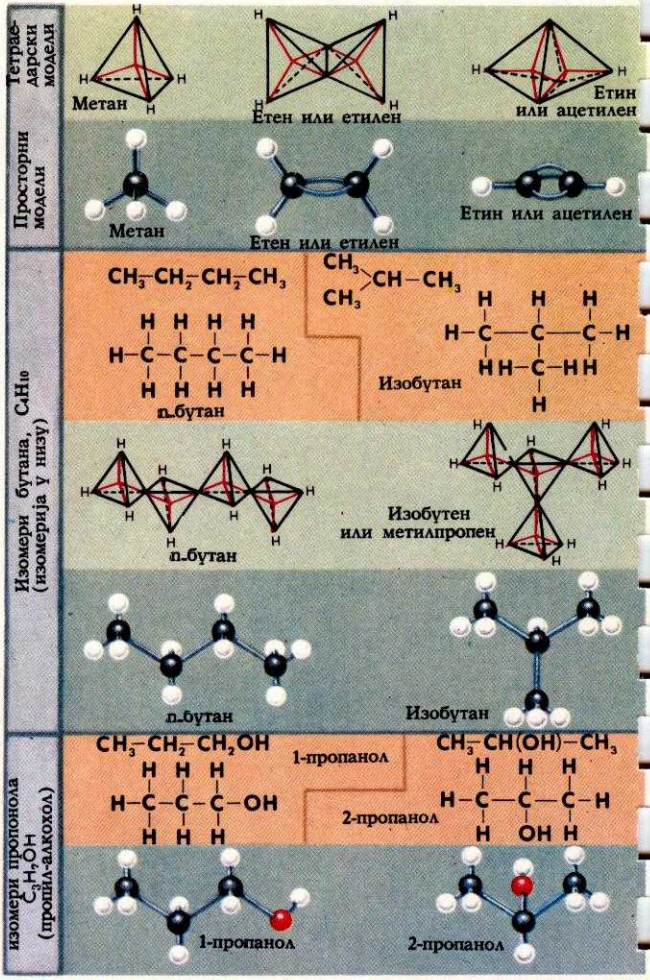
Сл. 3. Мезомерни облици диазот-оксида



Сл. 4. Фосфор-трихлорид



Сл. 5. Фосфор-пентохлорид



Сл. 6. Тетраедарски модели, просторни модели и структурне формуле неких изомера

ма С-1 и С-2 који се налазе са супротних страна, топи се на 111°С.

У ствари, ови прстенови нису планирани, циклохексанов прстен може да има конформацију конвексну („столичасту", „седласту") и конкавну („креветасту", „лађасту") (серија Е/2, сл. 5). Ова два различита облика нису се могла одвојити јер је разлика између њихових енергетских садржаја врло мала, али је утврђено да је стабилнија и обилнија конвексна („седласта") циклохексанова конформација.

ОПТИЧКА АКТИВНОСТ

Са тачке гледишта таласног кретања, светлост је једна врста електромагнетских таласа. Када се један светлосни зрак простире, осцилације светлосних таласа су управне на правац простирања светлосног зрака и налазе се у једној равни. Осцилације обичне беле светлости се налазе у различитим равнима. У *поларизованој светлости* све осцилације су у једној равни.

Под *оптичком активношћу* подразумева се способност неке супстанце да обрне раван или изазове ротацију равни поларизоване светлости за известан угао. То обртање мери се у степенима. За супстанце које могу да обрћу раван поларизоване светлости каже се да су *оптички активне:* десне или (+) када обрћу раван поларизоване светлости надесно и леве или (—) када је обрћу налево.

Оптичка активност се одређује *полариметром* (серија Е/3, сл. 1), апаратом који се углавном састоји од једног светлосног монохроматичног извора (најчешће натријумове жуте светлости), од поларизатора (који поларизује светлост), анализатора (за одређивање обртања поларизационе равни и који је везан са скалом подељеном на степене). Између поларизатора и анализатора постављена је цев с проводним стаклима на крајевима, у коју се стављају супстанце за испитивање (обично раствори).

Обртање зависи од дужине цеви, концентрације раствора и природе супстанце која се испитује. *Ротациона моћ* или *оптичка ротација* [α], назива се угао обртања равни поларизоване светлости који даје један грам супстанце растворене у 1 *ml* у цеви дужине 1 *dm*.

Кварц је оптички активан. Два кристала кварца, један десни и други леви, који нису једнаки али су у извесној релативној симетрији (као лева и десна рука), називају се *енантиоморфни*. Оптичка активност кварца потиче од специјалног распореда честица у простору и ишчезава у растопљеном или у аморфном стању. Тако је аморфни силицијум-диоксид оптички инактиван.

ОПТИЧКА ИЗОМЕРИЈА

Оптичка изомерија је типична за оне супстанце које показују оптичку активност. Оптички изомери, будући да су специјални, имају исту структуру али различну конфигурацију.

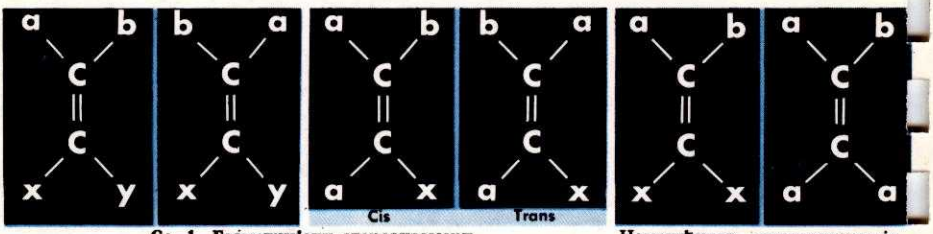
Оптичка активност органских супстанци не ишчезава ни у растопљеном нити у гасовитом стању, а ни у раствору. Према томе, она не зависи од начина на који су молекули здружени већ од самих молекула, који су асиметрични, тј. без центра симетрије, без осе симетрије, без равни симетрије. Асиметрија органских молекула зависи, у највећем броју случајева, од присуства једног или више *асиметричних угљеникових атома*. За угљеников атом каже се да је асиметричан када је везан са четири различита атома или са четири различне атомске групе. У тетраедерском моделу, у центру је асиметричан угљеников атом а на сваком темену по један различити супституент, па се то може представити, по Фишеру (Fischer), пројекцијом тетраедра (сл. 2/Б).

Најпростије представљање тетраедарског модела јесте са две праве које се секу и стоје нормално један на другој.

Млечна киселина садржи један асиметричан угљеников атом, означен у низу као групом (СООН), с једном хидроксилном гру-С—2, јер је везан с једном карбоксилном пом (ОН), с једним водоником (Н) и с једном метил-групом (CH_3). Постоји десна млечна киселина и лева млечна киселина. Ове киселине, (+) млечна киселина и (—) млечна киселина, имају супротне конфигурације. Два молекула, један десне и један леве млечне киселине, јесу *енантиотропни;* они се не могу поклопити: симетрични су као предмет и његов лик у огледалу. Обртање равни поларизоване светлости које изазива десна киселина једнако је по величини а супротно по смислу од обртања које изазива лева; то је због тога што оортање потиче од просторног распореда супституената и асиметричног угљениковог атома и конфигурације два енантиоморфна

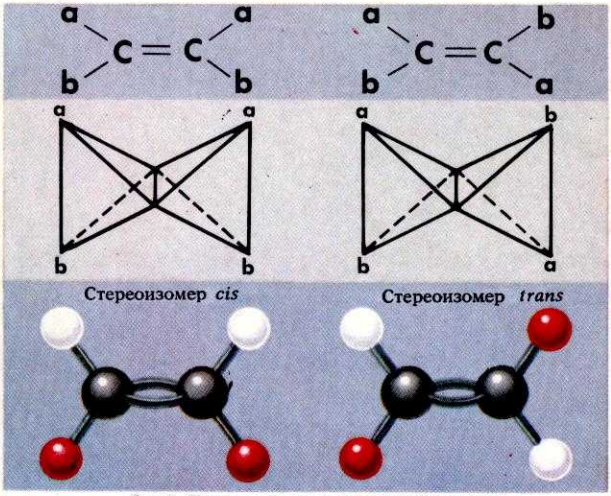
СТЕРЕОХЕМИЈА

ГЕОМЕТРИЈСКА СТЕРЕОИЗОМЕРИЈА

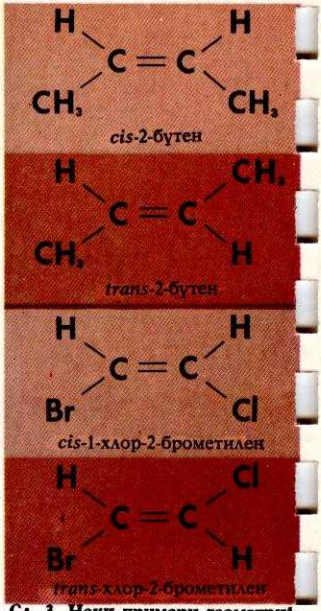


Сл. 1. Геометријски стереоизомери

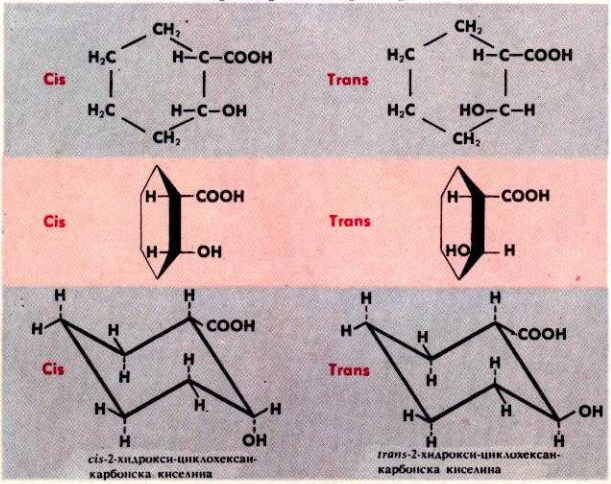
Немогућност стереоизомерије



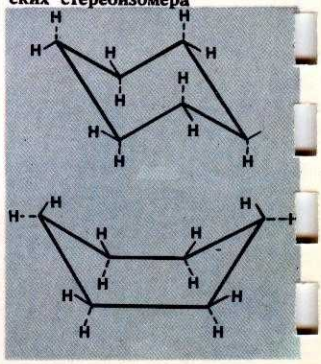
Сл. 2. Тетраедарски и просторни модели



Сл. 3. Неки примери геометријских стереоизомера



Сл. 4. Представљање геометријских изомера 2 — хидрокси-циклохексан-карбонске киселине



Сл. 5. Конформације циклохексана

облика су супротне. Ова два облика имају исте физичке и хемијске константе, а разликују се само по својој ротационој моћи (једнака су по апсолутној вредности али супротних знакова).

Апсолутна конфигурација неког једињења јесте положај у простору сваког атома или сваке атомске групе неког молекула. Ослањајући се на Фишерово представљање (при коме се група с највише киселоника ставља горе) апсолутна конфигурација (+) млечне киселине има OH групу лево, а (—) млечне киселине десно.

Ако помешамо једнаке количине (+) млечне и (—) млечне киселине, добијена смеса неће показивати оптичку активност: то је (±) *рацемска* млечна киселина или рацемат. Рацемат је оптички неактиван јер је број молекула који обрћу раван поларизоване светлости надесно једнак броју молекула који је обрћу налево. И винска киселина има три стереоизомера (сл. 3).

Млечна киселина с једним асиметричним угљениковим атомом има два оптичка изомера и један рацемат. Један молекул може имати и више од једног асиметричног атома; у том случају могући број оптичких изомера је 2n, а број могућих рацамата 2n/2 где је n број асиметричних угљеникових атома.

Тако 2-амино-3хидроксихептан-карбонска киселина CH_3 —CH_2 —CH_2 —CH_2 —$CH(OH)$ —$CH(NH_2)$ —COOH, са асиметричним атомима C—2 и C—3, има $2^2=4$ оптичка изомера и 2 рацемата. Апсолутна конфигурација та четири изомера дата је на сл. 1.

Исто тако и *cis-trans*-2-хидроксициклохексан-карбонске киселине, са два асиметрична угљеникова атома, имају 4 оптичка изомера (сл. 2) и 2 рацемата.

Молекули многих природних супстанци су асиметрични; од стереоизомера увек је један обилнији, јер су синтетичне реакције у природи врло стереоспецифичне. Биолошке супстанце као аминокиселине и протеини оптички су активне, тј. асиметричне. Све аминокиселине имају исту конфигура-

СЛОБОДНИ РАДИКАЛИ

У молекулима су електрони једног или два атома распоређени у паровима. Радикали су честице код којих постоји један усамљен или распарен електрон. Тај електрон испољава јаку тенденцију да се спари с неким другим; слободни радикали су зато врло реактивни и нестабилни, па се евентуално једине и међусобно (димеризација). Постојањем радикала објашњава се механизам многих реакција. Један од врло нестабилних радикала је радикал метила, CH_3.

Упркос томе доказано је постојање неких слободних радикала који су у раствору релативно стабилни, као нпр. трифенилметил, $(C_6H_5)_3C$, који се димеризује прелазећи у хексафенил-етан, $(C_6H_5)_3C$ — $C(C_6H_5)_3$. Трифенилметил је хибрид многих мезомерних облика.

Слободни радикали су обојени, баш због усамљеног електрона.

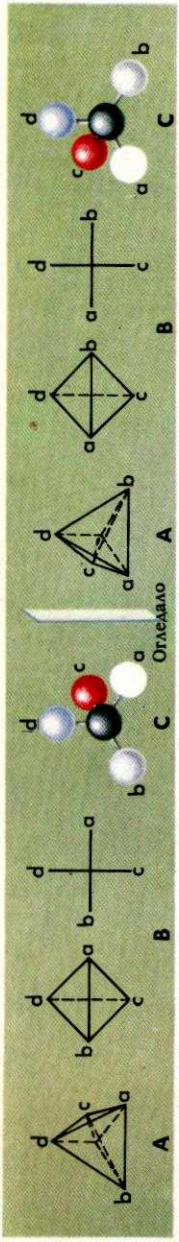
Мануел Балестер је открио 1964. године, први слободан радикал који је био не само потпуно стабилан, већ скоро инертан, чак стабилнији од многих нормалних молекула. Реч је о *перхлор-трифенил-метилу* или PTM, $(C_6Cl_5)_3C$; интензивно црвене боје*). Стабилност и инертност PTM потичу од стерилних утицаја; усамљени електрон је, у ствари, окружен волуминозним атомима хлора, па не може да реагује.

ПРОИЗВОДЊА СУМПОРНЕ КИСЕЛИНЕ

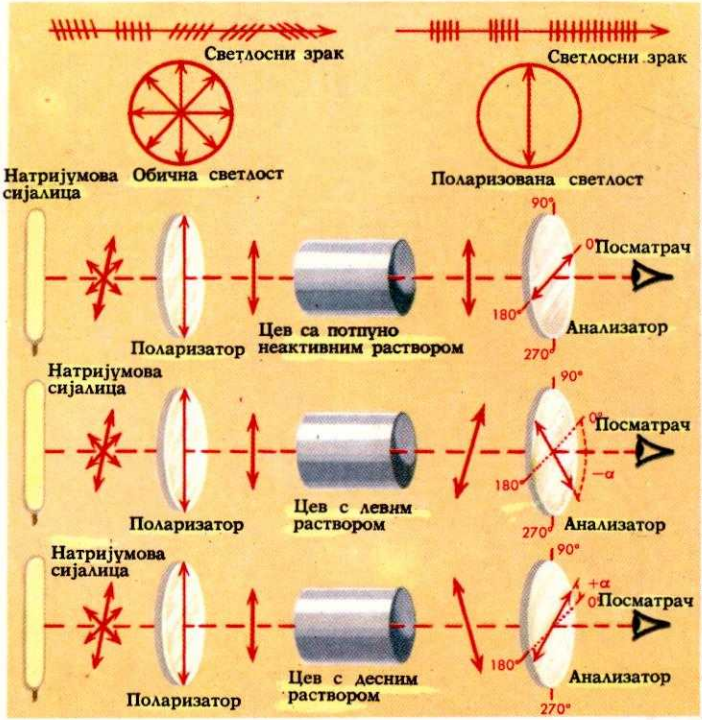
Сумпорна киселина, H_2SO_4, јесте један од најважнијих и највише употребљаваних хемијских производа, било у лабораторији било у индустрији; она се примењује у многим процесима и реакцијама.

Полазни производ за добијање сумпорне киселине је сумпордиоксид, SO_2, безбојан гас који дражи на кашаљ и оштрог је мириса. Сировине за добијање су пирит, FeS_2 или сумпор, који сагоревањем на ваздуху у ротационој пећи даје SO_2.

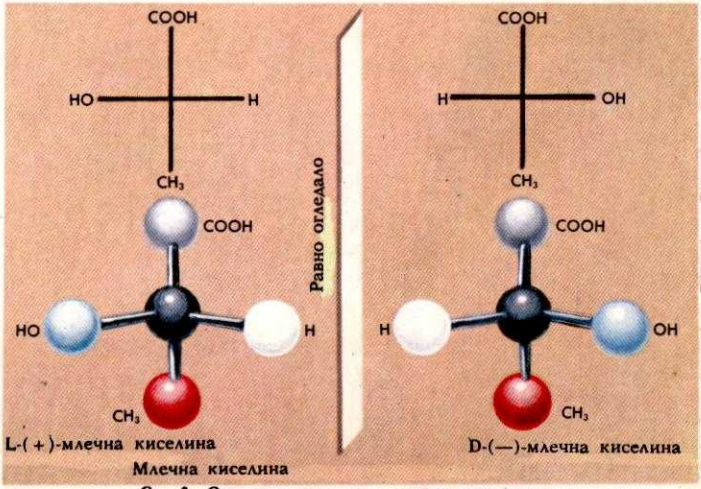
ОПТИЧКА СТЕРЕОИЗОМЕРИЈА



Сл. 2. Представљена два енантиомера: А тетраедрима, В пројекционим формулама и С просторним моделом.



Сл. 1. Схема полариметра.



Сл. 3. Оптички изомери млечне киселине

сид, према јако егзотермној, равнотежној реакцији:

$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{\text{катализатор}} 2SO_3 + 45\ kkal.$$

Ова реакција се индустријски изводи под најповољнијим условима равнотеже да би се добио највећи принос.

Реакцијом, исто тако егзотермном, сумпортриоксида с водом, добија се сумпорна киселина: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.

Сумпорна киселина добија се индустријски помоћу два процеса:

а) **Процес оловних комора.** Процес је тако назван јер се постројење састоји од две велике коморе обложене с унутрашње стране оловом. Пре те две коморе налази се Гловеров стуб, а иза комора је Ге-Лисаков стуб. И ова два стуба обложена су изнутра оловом (сл. 2). Катализатори за оксидацију SO_2 у SO_3 јесу азотови оксиди NO и NO_2.

Сумпордиоксид, SO_2, добијен пржењем пирита, улази помешан с ваздухом у доњи део Гловеровог стуба. Са горње стране стуба пада као киша разблажена сумпорна киселина која потиче из оловних комора, а и смеса концентрисане сумпорне киселине и азотових оксида, који долазе из Ге-Лисаковог стуба. На дну Гловеровог стуба слива се добијена концентрована сумпорна киселина.

Део SO_2, који није реаговао у Гловеровом стубу, прелази заједно са азотовим оксидима у оловне коморе где на њ дејствује вода која као киша пада с врха коморе; кроз доњи део коморе долази разблажена сумпорна киселина која такође иде у Гловеров стуб. Азотови оксиди затим одлазе из коморе у Ге-Лисаков стуб где се мешају с концентрованом сумпорном киселином која долази из Гловеровог стуба и пада у облику кише. Ова смеса скупља се на дно Ге-Лисаковог стуба, одакле се упућује у горњи део Гловеровог стуба, па се на тај начин азотови оксиди поново укључују у круг процеса. Ге-Лисаков стуб има димњак кроз који се избацује азот који је на почетку процеса ушао у коморе с ваздухом. Сумпорна киселина која се скупља на дно Ге-Лисаковог стуба има концентрацију од 78%.

б) **Контактни процес.** Овај процес је тако назван што се оксидација сумпор-диоксида у сумпор-триоксид врши при контакту са SO_2, помешаним са O_2, с катализатором у чврстом стању. Катализатори који се употребљавају су платина, Pt, или ванадијум-пентоксид, V_2O_5.

Сумпордиоксид, добијен пржењем пирита, улази у комору за пречишћавање која је снабдевена филтрима за одвајање прашине, затим улази у други стуб где се испира водом, па после тога у трећи где се суши помоћу концентроване сумпорне киселине. Гас SO_2, чист и сув а помешан са ваздухом, улази у *контактни* стуб где се оксидује у SO_3. Катализатор, Pt, или V_2O_5 да би имао највећу могућу површину за контакт с гасом добро је спрашен и распоређен на подлози. Гасови који садрже SO_3 прелазе у апсорпциони торањ где је SO_3 апсорбован концентрованом сумпорном киселином, па се с водом претвара у H_2SO_4 до концентрације од 98%. Ако се вода додаје у потребним размерама може се постићи и 100% концентрација H_2SO_4.

Особине. Сумпорна киселина је врло корозивна течност, безбојна, уљаног изгледа и густа (d=1,83 *g/ml*). Због великог афинитета према води употребљава се за сушење; мешањем с водом ослобађа се топлота јер је реакција $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$ егзотерма.

Спада у јаке киселине, прва константа јонизоције је висока, друга нешто мања ($K_2 = 1{,}2.10^{-2}$).

Сумпорна киселина је двопротонска (или двобазна) киселина; да би се неутралисао 1 мол сумпорне киселине потребна су 2 грамеквивалента неке једнохидроксилне базе, другим речима, један мол H_2SO_4 једнак је 2 грам-еквивалента сумпорне киселине.

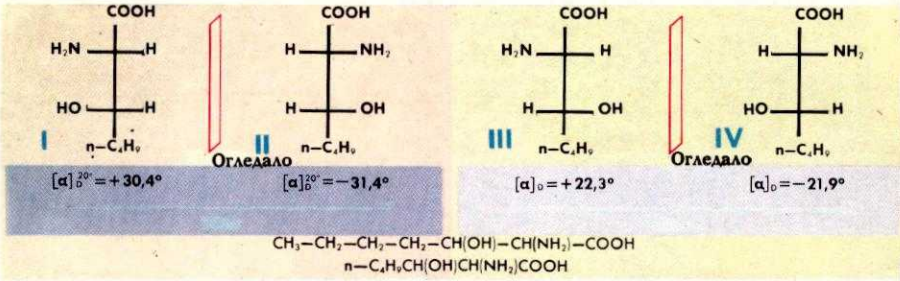
ПЕТРОЛЕУМ

Петролеум је једна од најважнијих природних резерви хемијских производа. Различити и обилни деривати који се добијају од петролеума носе назив: *петрохемијски производи.*

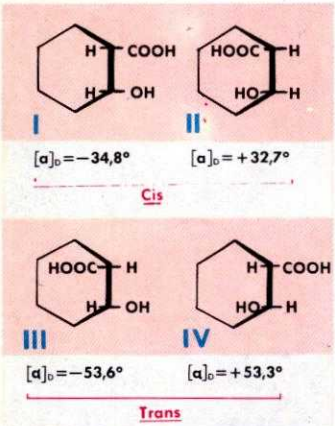
Петролеум је течни раствор засићених угљоводоника у гасовитом, течном и чврстом стању, код којих се број угљеникових атома креће од 1 до 50 па и више; садржи мале количине сумпорних, кисеоничних, азотних једињења. У неким петролеумима срећу се знатне количине ароматичних угљоводоника. У америчким петролеумима преовлађују алифатични угљоводоници или угљоводоници отвореног низа, а у европским — циклични.

СТЕРЕОХЕМИЈА

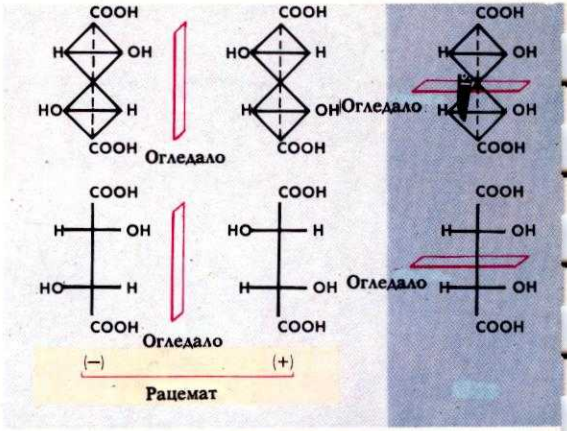
ОПТИЧКА СТЕРЕОИЗОМЕРИЈА. СЛОБОДНИ РАДИКАЛИ



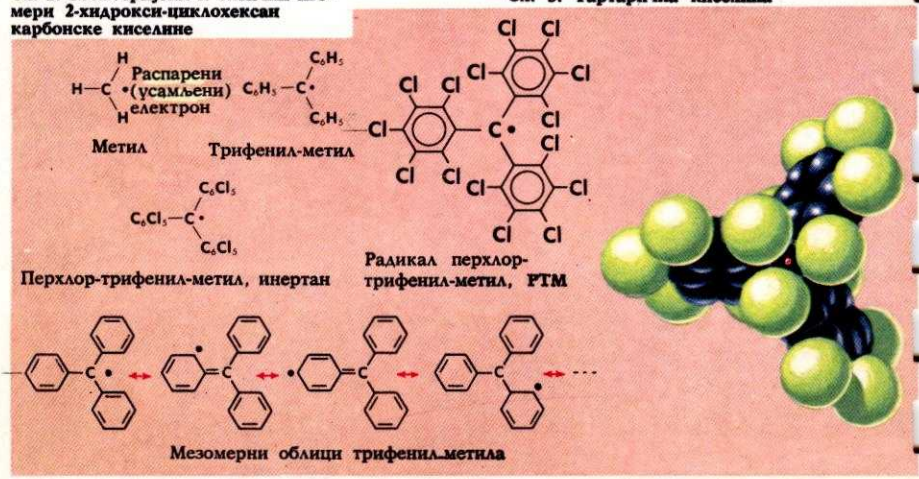
Сл. 1. Конфигурације два оптичка изомера 2-амино-3-хидрокси-хептан-карбонске киселине



Сл. 2. Геометријски и оптички изомери 2-хидрокси-циклохексан карбонске киселине



Сл. 3. Тартарична киселина



Сл. 4. Слободни радикали: имају један распарени (усамљени) електрон

Природни гас је друга природна резерва хемијских производа. Налази се у шупљинама земљине коре и, врло често, заједно с петролеумом. Оба су постала распадањем органске материје. Главна компонента природног гаса је метан, чији се садржај креће од 50—94%. Осим тога садржи етан, пропан, бутан и друге лаке угљоводонике.

Природни гас се употребљава као гориво у индустријске сврхе и за домаћинства и за добијање петрохемијских производа. Поред тога метан се, будући да лако реагује с воденом паром, употребљава за добијање угљенмоноксида и водоника. Још служи, непотпуним сагоревањем и термичким разлагањем, за добијање чађи.

Рафиновање петролеума. Рафиновање петролеума се састоји у томе што се његови састојци одвајају фракционом дестилацијом— одвајање засновано на различитим тачкама кључања једне групе једињења или *фракција*. Свака фракција није тачно одређен хемијски производ, већ скуп једињења која кључају у извесном температурском интервалу. Главне фракције дате су у таблици на сл. 2.

Рафиновање петролеума врши се у фракционим колонама при чијем се дну доводи сировина, претходно загреајана у пећи близу колоне. Различите компоненте пењу се у облику паре, па пошто се температура у колони смањује идући навише, постепено се кондензују: у почетку се кондензују паре једињења чија је тачка кључања највиша и падају као течност. На горњем делу колоне скупљају се најлакше и најиспарљивије фракције, на доњем неиспарљивије и специфички теже.

Бензин је фракција која кључа од 30° до 200°; за сада је најважнија фракција петролеума, и то захваљујући његовој великој потрошњи као горива у моторима с унутрашњим сагоревањем. Скоро потпуно се употребљава за аутомобилске и авионске моторе. Неподесна страна бензина, која изазива губитак енергије, јесте његова *детонација*, тј. врло брза експлозија и може се изазвати механичком компресијом или загревањем. Да би се детонација избегла употребљавају се антидетонатори. Најпознатији је олово-тетраетил.

Антидетонаторска особина бензина мери се *октанским бројем* (одређен је произвољном скалом за мерење) који има вредност нула за n—хептан а 100 за 2,2,4 — триметилпентан.

Пошто је количина бензина која се добија рафиновањем петролеума недовољна, производња бензина повећава се разним процесима: кракованьем, изомеризацијом, полимеризацијом, алкиловањем. *Кракованье* је термичко и каталичко разбијање угљоводоника из фракција високе тачке кључања, да би се добили мањи молекули. Кракованьем не само што се повећава количина производње бензина, него му се и квалитет побољшава јер је и октански број бензина добијеног кракованьем већи од бензина добијеног рафиновањем. *Изомеризација* је претварање једног молекула линеарног (правог) низа у молекул рачвастог низа нпр. изомеризација n — хепатана у 2,2-диметилпентан. *Полимеризација* је сједињавање малих молекула врло испарљивих угљоводоника да би се добили крупнији молекули с бројем угљеникових атома које има бензин. *Алкиловање* је реакција којом се од молекула незасићених угљоводоника добијају засићени молекули. Добијени угљоводоници врло су рачвасти и њихов октански број је око 100.

ПОЛИМЕРИ

Полимери су џиновски молекули — *макромолекули* који се састоје од једне основне јединице, *мономера*, која се понавља бар сто, негде и хиљаду, па чак и милион пута. Ако се основна јединица понови два пута, једињење које се тако добија зове се *димер;* ако се понови три пута ,добија се *тример* и, уопште, за мањи број понављања мономера једињења се зову *олигомери*.

Мономери се могу спајати у једном јединoм правцу и дати линеарне полимере, или у више праваца дајући мрежасте полимере или полимере с попречним везама п тродимензионалне полимере.

Полимеризационе реакције јесу реакције при којима се два или више молекула или супстанци, истих или различитих, сједињују и дају већи молекул, што се врши ковалентним везама. Механизам, тј. процес постајања ковалентних веза, може бити двојак:

а) **Механизам преко слободних радикала.** Свака компонента уноси по један електрон при постајању елеткронског пара везе или, ако се веза раскида, задржава по један електрон. Процес се може представити општом једначином: A . + B . $\rightleftharpoons$

РАЗНИ ПОДАЦИ

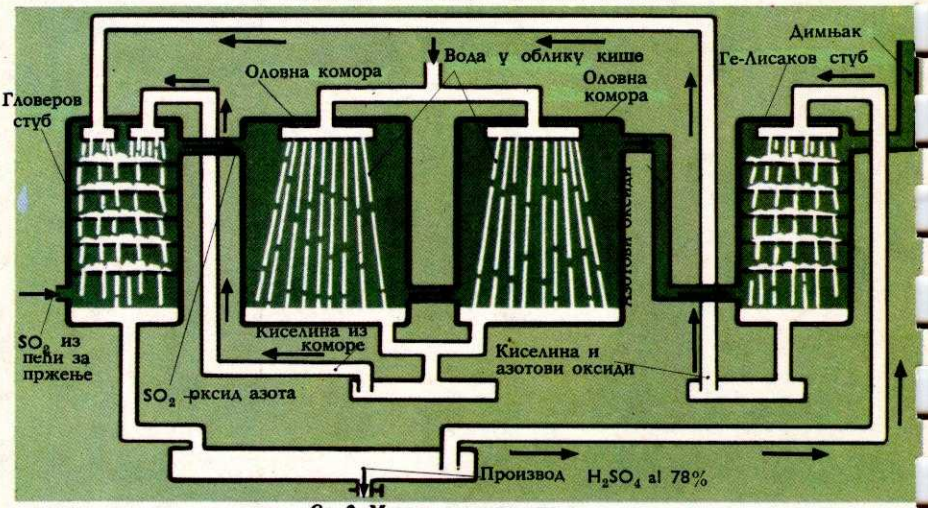
$$2FeS_2 + 11/2\,O_2 \longrightarrow 4SO_2 + Fe_2O_3$$
Пирит

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
Сумпор — Сумпор-диоксид

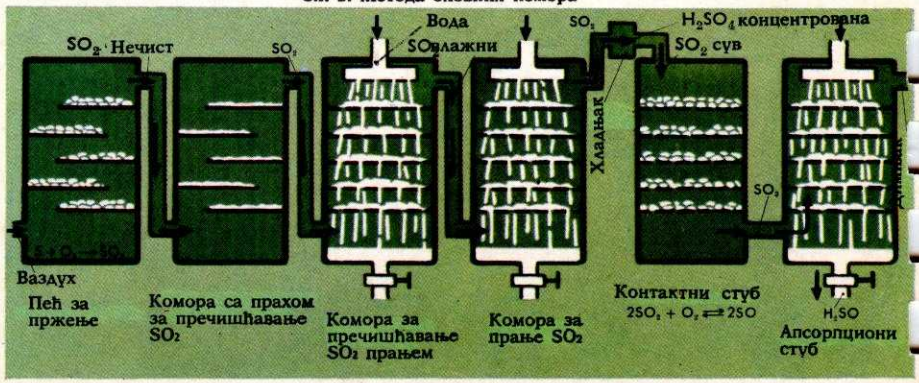
$$2SO_2 + O_2 \overset{\text{Катализатор}}{\rightleftharpoons} 2SO_3$$
Сумпор-триоксид

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$
Сумпорна киселина

Сл. 1. Реакција за добијање сумпорне киселине



Сл. 2. Метода оловних комора



Сл. 3. Контактна метода

A : B, где A и B не морају бити почетни производи ако веза постаје, ни завршни ако се веза раскида. Они такође могу бити и интермедијарни производи. Азот' моноксид, NO и азот-диоксид, NO_2, димеризују се у азот триоксид, N_2O_3, а етилен се полимеризује у полиетилен, у оба случаја механизмом преко слободних радикала.

б) **Поларни механизам** је ако се сједињују две компоненте, једна дефицитарна или сиромашна у електронима, која прима електронски пар везе, друга богата у електронима, која га даје. Овај механизам је реакција киселина-база по Лису. Ако се веза раскида, једна компонента губи цео пар везе а друга га задржава. Једначина тог процеса је: $A+ : B \rightarrow A : B$, или $A^+ + : B^- \rightleftarrows A : B$. Алуминијум-трихлорид је у гасовитом стању димер, а у чврстом тример. Он се полимеризује поларним механизмом. Алуминијум-хлорид, $AlCl_3$, употребљава се у многим хемијским процесима као катализатор. Један од тих је и краковање петролеја за добијање бензина.

Природни макромолекули. Кристални алотропски облици угљеника (дијамант и графит) јесу макромолекули. У једном и у другом основна јединица је угљеников атом. Под *алотропијом* се подразумева постојање исте супстанце у разним облицима и с различитим особинама који се називају *алотропски облици* (модификације).

Дијамант (серија Ж/3, сл. С) јесте једна алотропска модификација тетраедарског и четвороковалентног угљеника. У кристалима дијаманта сваки угљеник заузима центре правилног тетраедра и везан је ковалентним везама за друга четири угљеникова атома која се налазе на теменима тетраедра. Сваки угљеник који се налази на теменима може се сматрати као да се налази у централном месту и да је везан са друга четири С на исти начин, ови с другима, итд., увек распоређени тетраедарски и везани јаким ковалентним везама док не награде кристални макромолекул.

Оваквом структуром се објашњава висока тврдина дијаманта и слаба проводљивост електрицитета.

Графит је стабилнији облик угљеника а структурно се састоји од слојева или листова атома који су распоређени на теменима правилних шестоуглова. Сваки угљеников атом везан је ковалентним везама са три друга угљеникова атома, који се налазе у истој равни и Ван дер Валсовим везама са четвртим угљениковим атомом који се налази у другој равни и на већој удаљености но што су прва три. Оваквом структуром објашњава се добра цепљивост графита, тако да се може употребити као средство за подмазивање, а такође се употребљава за фабрикацију мина (срца) за оловке.

Остали облици у којима се угљеник јавља имају *микрокристалну структуру или су аморфни*, јер је у њих решетка графита разорена или поремећена.

Угљеникова једињења с другим елементима, у којима је угљеник четворовалентан и тетраедерске структуре, јесу *алифатична једињења*. Једињења с угљениковим атомима који се налазе у једној равни и имају хексагонални распоред као код графита јесу *ароматична бензолова једињења*, од којих је најтипичнији бензол (бензен).

Силицијум, елеменат исте групе као и угљеник, кристалише по истој системи као и дијамант. *Кварц* је алотропски кристални облик силицијумоксида, SiO_2. Овим распоредом SiO_2 објашњава се зашто се кварц топи на тако високој температури, 1700°C, а CO_2 је мономер и гасовит на обичној температури.

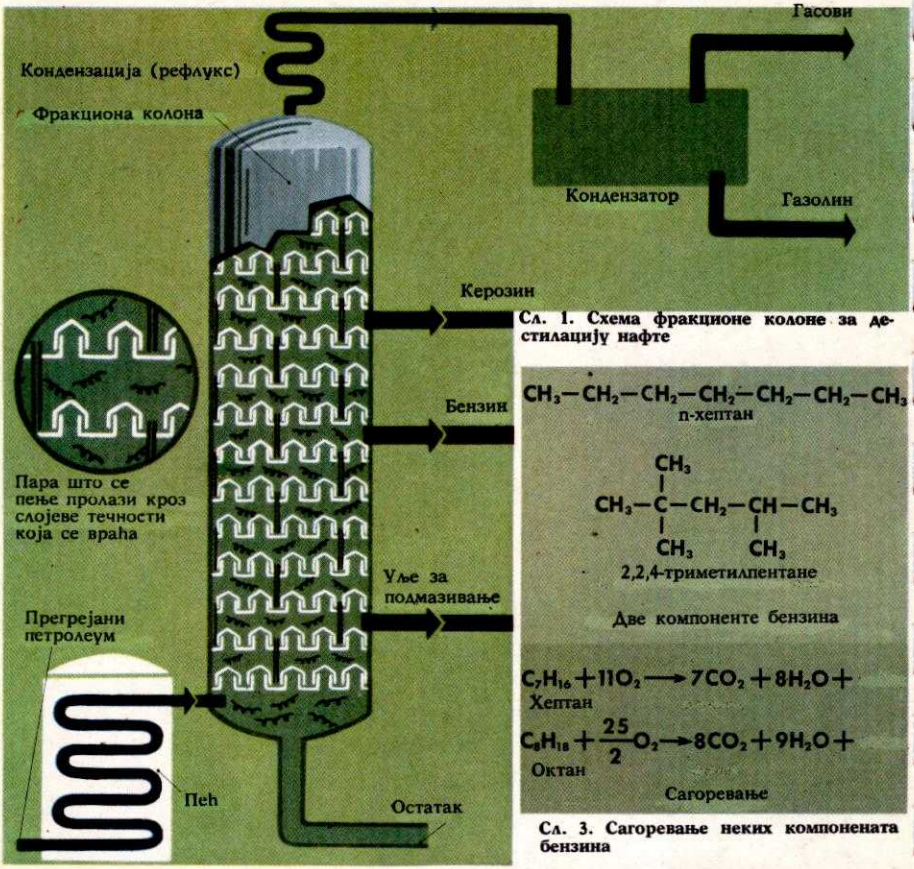
Фосфор исто тако може имати разне алотропске облике, од којих је један варијетет бели фосфор, који садржи молекуле P_4. Други варијетет је црвени фосфор који је макромолекулски, стабилнији је и много мање растворан од белог фосфора, а није отрован. Фосфортриоксид, P_2O_3 и фосфорпентаоксид, P_2O_5, јесу димери па су њихове формуле $(P_2O_3)_2$, односно $(P_2O_5)_2$, или P_4O_6 и P_4O_{10}.

Сумпор има један алотропски кристални облик који се састоји од молекула S_8 (серија В/2, сл. 5) и други, полимеран, који се састоји од дугачких низова сумпорних атома цик-цак везаних.

Полимери су џиновски молекули, чији су елементи (мономери) везани јаким ковалентним везама; распоређени су у дугачке низове или велике листиће који су међу собом везани слабијим силама. У чврстим кристалима, силе које сједињавају елементе кристала, било да су ковалентне или јонске, врлу су јаке. У течностима и гасовима у којима је несређено стање материје, везе између елемената у молекулу су јаке, али између самих молекула врло су слабе. Полимери се могу налазити и у интермедијарном стању и онда показују неке карактеристичне особине као што су: висока молекулска тежина, еластичност, способност да граде влакна итд. В. Х. Каро-

РАЗНИ ПОДАЦИ

ПЕТРОЛЕУМ (НАФТА)



Сл. 1. Схема фракционе колоне за дестилацију нафте

Сл. 3. Сагоревање неких компонената бензина

Фракција	Број угљеникових атома у компонентама	Интервал кључања (°C)	Употреба и примена
Гас	C_1-C_5	—165-30	Гасови за гориво (метан, пропан, бутан), добијање чађи, водоника и бензин (за полимеризацију)
Петролеум, етар или лигроин	C_5-C_7	30-90	Растварачи, „суво" прање
Лигроин и лаки бензин		90-110	Растварачи, синтетичке боје и вискозе (синтетички)
Бензин	C_5-C_{12}	30-200	Гориво за моторе
Керозин (петролеј, „гас")	C_{12}-C_{16}	175-275	Гориво за ложење
Испарљива уља, горива, Дизел-уља	C_{15}-C_{18}	275-400	Гориво за ложење и Дизел-мотор
Уља за подмазивање, вазелин	C_{16} и више, до C_{26}-C_{30}	350 и више	Подмазивање
Парафин	C_{20}	тач. топљ. 52-57	Свеће, воштане жижице и водоне пропустљиви материјали
Парафин	C_{18}-C_{30}	27-69	
Нафта-мазут	C_{34}-C_{42}		Ложење
Битумен-асфалт		остатак	Асфалт, водонепропустљиви материјали
Нафта-кокс		сувог остатак	Угљене електроде

Сл. 2. Фракције добијене дестилацијом петролеума (нафте)

терс класификовао је полимере у две врсте: кондензационе и адиционе.

Кондензациони полимери постају елиминацијом воде или других простих молекула из мономера.

Кондензациони мономери у природи јесу угљени хидрати: *гликоген*, резервна супстанца животиња, *скроб*, резервна супстанца биљака, *целулоза*, супстанца која чини скелет биљака а чије су основне јединице остаци шећера.

Синтетички линеарни кондензациони полимери јесу влакна.

Полиамидна влакна. Везе које граде низ јесу амидног типа, тј. добијене елиминацијом једног молекула воде од ОН из карбоксилне групе неке киселине и Н из неког амина. Најтипичније и најкарактеристичније влакно овог типа је *најлон*. Каротес је синтетизовао најлон 66 од адипинске киселине и хексаметилендиамина 1932. године после десет година проучавања полимера.

Полиестерска влакна. Везе између његових основних јединица су естарског типа, тј. постале су елиминацијом воде из ОН карбонске киселине и Н из алкохола. Постоје и друге методе за добијање полиестарских влакана. Каротерс је био први који је обрадио полиестере па је затим прешао на полиамиде. Из ове области најтипичнији су деривати терефталне киселине и етиленгликола. Од тих производа познати су: терлонка, тергал, терилен и др.

Мрежасти кондензациони полиестери су *алкидне смоле* добијене кондензовањем полибазних киселина (или њихових анхидрида) с полихидроксилним алкохолима. *Глиптали* су деривати анхидрида сталне киселине и глицерина и употребљавају се у индустрији боја и лакова.

Адициони полимери постају сједињавањем молекула незасићеног мономера. Емпиријска формула полимера иста је као и емпиријска формула мономера.

Каучук је један адициони полимер изопрена или 2-метилбутадиена, а *синтетички каучук* или неопрен је полимер 2-хлорбутадиена. Каучук је еластичан јер се полимерни низови могу лако продужити мењањем њихових релативних положаја. Природни каучук је врло мек, а његове особине се побољшавају *вулканизацијом* — процес који се састоји у додавању сумпора те се тако добија вулканизовани каучук.

Етен или етилен и пропилен, петрохемијски производи добијени крековањем, полимеризују се у *полиетилен* или *политен*, односно у полипропилен сиђењем двогубих веза угљеникових атома. Употребљавају се за израду цеви, судова и других потреба за домаћинства и у индустрији.

Телфон је полимеризовани тетрафлуоретилен, стабилан је до 320°C и добар је електрични изолатор.

Стирол (стирен) или винилбензол гради полимере с низонима који се могу умрежити с *p*-дивинилбензолом. Скелет смолâ које служе за јонске измењиваче јесте полистирол умрежен с *p*-дивинилбензолом.

ПРОТЕИНИ (БЕЛАНЧЕВИНЕ)

Протеини су најважније хемијске супстанце које се сусрећу у живим организмима и учествују у животним процесима. Они су главни састојци ћелијске структуре, а сусрећу се и као изоловани молекули. Протеини су састављени од џиновских, необично сложених молекула чије молекулске тежине варирају од 10.000 па до неколико милиона.

Основни хемијски елементи свих протеина јесу: C, H, O, N, и често S, а понегде P, и други елементи. Хидролизом протеина у присуству киселина и база (најбоље искувавањем са 6N HCl) добијају се α-аминокиселине. Из протеина је изоловано 24 α-аминокиселина.

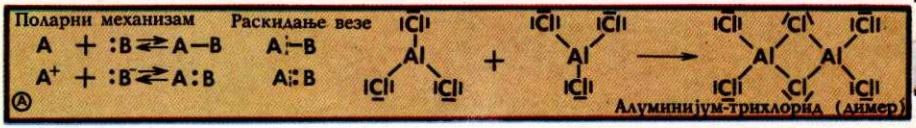
Аминокиселине јесу молекули који садрже једну карбоксилну групу, COOH, и једну аминогрупу, NH_2, везану са истим угљениковим атомом, а у α положају према карбоксилној групи. Њихова општа формула је: $RCH(NH_2)COOH$. Најпростија је *глицин* или *гликокол* где је R=H. За друге R је група различита за сваку од њих. Постоје и α-аминокиселине са још једном карбоксилном групом као глутаминска киселина и са још једном аминогрупом као лизин; цистин и цистеин садрже сумпор.

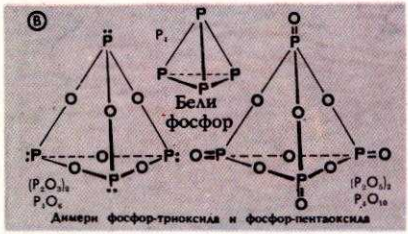
α-аминокиселине су амфортерне због присуства киселе групе COOH, и базне групе NH_2, па се зато понашају према базама као киселине губећи протон из групе COOH а према киселинама као базе јер примају један протон на N. Карбоксилна група је довољно кисела, а аминогрупа довољно базна јер протон из COOH прелази на групу NH_2 услед чега се врши унутрашња јонизација. Овај унутрашњи јонски облик α-аминокиселина зове се *бетаински облик* и представља се са $RCH(NH_3^+)\ COO^-$.

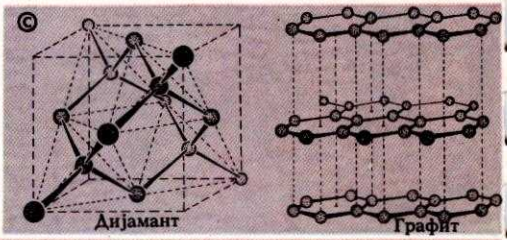
Серија Ж
Број 3

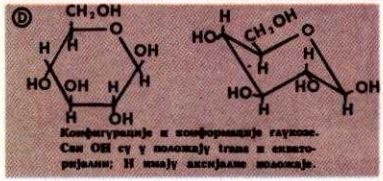
РАЗНИ ПОДАЦИ

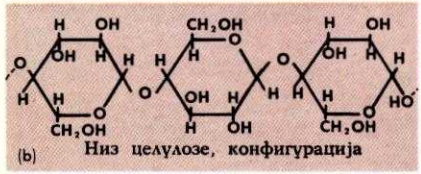
ПОЛИМЕРИ

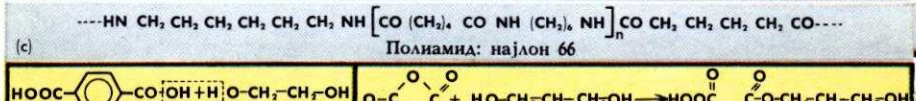


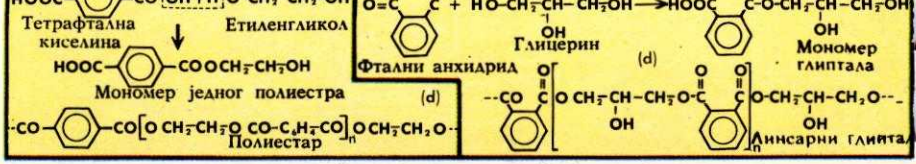












Под: A, Механизми полимеризације; B, фосфор и димери његових оксида. C, природни макромолекули; дијамант и графит; D, кондензациони полимери: (a) скроб. (b) целулоза (c) полиамид, (d) полиестар.

Угљеник α у односу на карбоксилну групу, изузев код глицина, везан је са 4 различите групе. Због тога се свака од α-аминокиселина може јавити у два оптичка изомера, чије су конфигурације супротне. Ако се синтетизује једна α-аминокиселина обичним лабораторијским методама добија се рацемат; међутим, у живим организмима постоје само α-аминокиселине конфигурације L, тј. оне код којих се представља са COOH горе и са NH_2 на левој страни. Није познат узрок ове селективности у природи за L-α-аминокиселине. Д-α-аминокиселине не само што су биолошки неактивне већ могу да буду шкодљиве и узроци поремећаја.

Протеини су кондензациони полимери Л-α-аминокиселина, везани у дугачке низове *пептидним везама*; то је веза амидног типа и може се сматрати да је постала елиминисањем једног молекула воде која потиче од једног H из NH и OH из COOH. Сједињењем малог броја молекула L-α-аминокиселина добијају се пептиди. Постоје бипептиди, трипептиди и, уопште, полипептиди, према броју молекула аминокиселине који се сједињују. Пептиди се могу добити и парцијалном хидролизом протеина. Различити пептидни низови могу се везати преко дисулфидне везе L-α-аминокиселине цистина.

Број протеина је изванредно велик и при њеховом постајању L-α-аминокиселине могу се комбиновати на необично разноврстан број начина и дати различне конфигурације. За потпуно познавање неке беланчевине, потребно је знати њену примарну, секундарну и терцијарну структуру.

а) **Примарна структура** односи се на састав и секвенцију њених L-α-аминокиселина. Познате су компоненте разних протеина, али секвенција, како су аминокиселине везане, у највећем броју случајева није позната. Позната је секвенција, нпр. за инсулин.

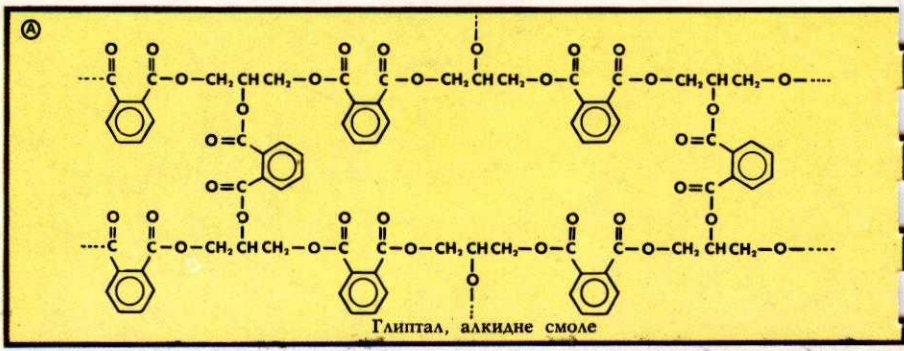
б) **Секундарна структура** тиче се конфигурације или просторног распореда протеина. Полипептидни низови L-α-аминокиселина су у облику спирала, тј. у хеликоидним облицима. За један низ могуће су различите увијене структуре или конфигурације. Једна је α-хеликоидна, а сусреће се нпр. код α-кератина у вуни. На увијање утичу међумолекулске водоничне везе (H) између N—H неке аминокиселине и кисеоника (O) из C=O друге аминокиселине (на сл. 4 представљене испрекиданом линијом); преостали део група R бочно је распоређен. Ако се ови водонични мостови (везе) раскину, протеин се може незнатно увити. Ако се дуж низа налазе области са шаржама истог знака, због њиховог међусобног одбијања, хеликоидни облик је мало стабилан и протеин може добити линеарну конфигурацију у којој могу постојати водоничне везе са суседним низовима. Сем тога изувијани низови могу се преплитати.

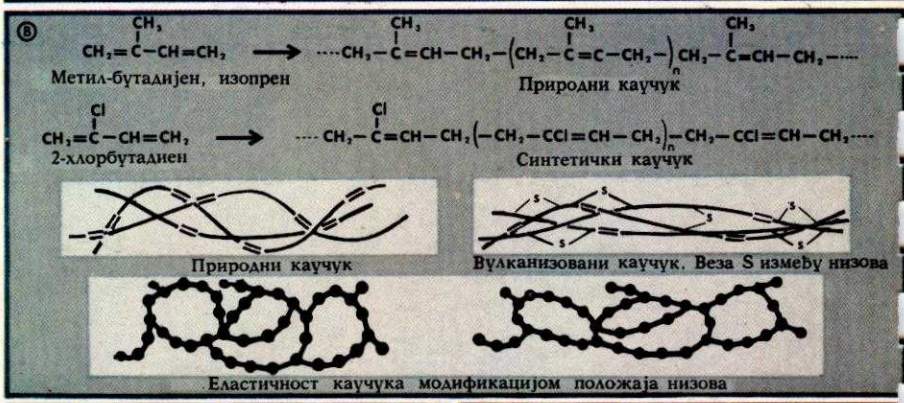
в) **Терцијарна структура** састоји се у томе што се хеликоидни облици изувијају и испреплићу. Томе доприносе међумолекулске водоничне везе (мостови), електростатичне силе, Ван дер Валсове силе и др.

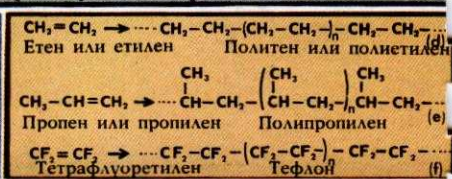
Из овог сумарног описа протеина назире се сложени склоп живих бића; свако има велики број различитих беланчевина и свака од њих врши, са своје стране, врло специфичан задатак.

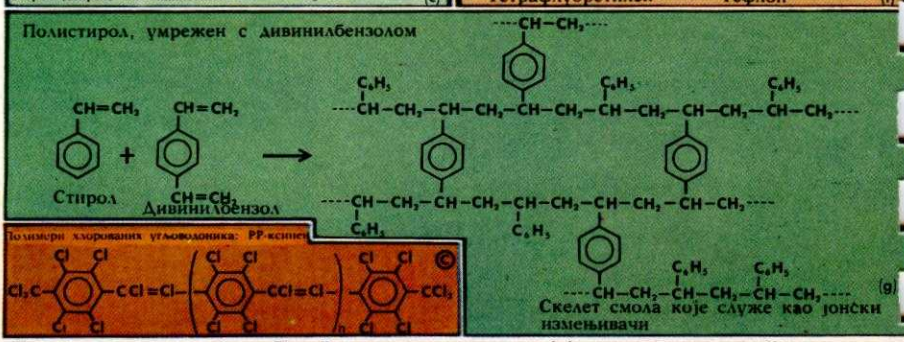
РАЗНИ ПОДАЦИ

ПОЛИМЕРИ









Под A, умрежени глиптал. Под B, адиционе полимери: (a) природни каучук; (b) синтетички каучук или неопрен; (c) линеарни полистирол; (d) полиден; (e) полипропилен; (f) тефлон (g). Полистирол умножен с дивинилбензолом. Под C, полимери хлорованих угљоводоника P P-ксинен.

САДРЖАЈ

МАТЕРИЈА **А/1**
- Основни закони ,,
- Једињења и смесе ,,
- Хемијски еквиваленат А/2
- Молекулска тежина ,,
- Топлота и температура ,,
- Густина ,,
- Притисак А/3
- Гасни закони ,,

АТОМИ **Б/1**
- Структура атома ,,
- Атомски број ,,
- Атомска тежина и грам-атом ,,
- Изотопи ,,
- Измена енергија између електромагнетног зрачења и материје Б/2
- Дуализам талас-честица ,,
- Емисија Х-зракова ,,
- Хајзенбергов принцип неодређености Б/3
- Теорија кваната ,,
- Квантни бројеви Б/4

ЕЛЕМЕНТИ **Б/5**
- Периодни систем ,,
- Величина атома ,,
- Јонизациони потенцијал ,,
- Електронски афинитет Б/6
- О периодном систему ,,

ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ **В/1**
- Јонска (електровалентна веза) ,,
- Ковалентна веза В/2
- Поларитет везâ ,,
- Координативна ковалентна веза В/3
- Метална веза ,,
- Водонична веза В/4
- Ван дер Валсове везе ,,
- Двогубе и трогубе везе ,,
- Хибридизација орбитала ,,
- Мезомерија или резонанција В/5

РАСТВОРИ **Г/1**
- Хомогени и хетерогени системи ,,
- Концентрација раствора ,,
- Физичке особине раствора Г/2
- Осмоза Г/3
- Колоиди ,,
- Особине колоида Г/4
- Класификација колоида ,,

ЕЛЕКТРОХЕМИЈА **Д/1**
- Претварање електричне енергије у топлотну ,,
- Претварање електричне енергије у хемијску Д/2
- Фарадејеви закони електролизе Д/3
- Претварање хемијске енергије у електричну ,,
- Данијелов елеменат ,,
- Елеменат бакар-водоник Д/4
- Потенцијал у односу на нормалну водоникову електроду ,,
- Оксидо-редукција ,,

МЕТАЛИ **Д/7**
- Физичке и хемијске особине метала ,,
- Структура метала ,,
- Металургија ,,
- Електрометалургија Д/8
- Црна металургија ,,

ХЕМИЈСКА КИНЕТИКА **Б/1**
- Брзина реакције ,,
- Активациона енергија Б/2
- Хемијска равнотежа ,,
- Термохемија Б/3
- Фотохемија ,,

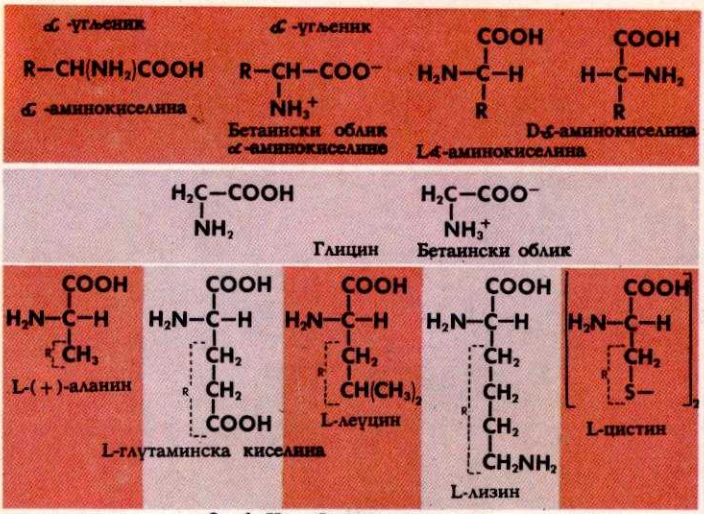
КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ **Б/4**
- Киселине и базе по Бренстеду и Лорију ,,
- Киселине и базе по Луису Б/5
- Јонски производ воде ,,
- Хидролиза Б/6
- Неутрализационе реакције ,,
- Индикатори ,,
- Полибазне киселине ,,
- и поликиселе базе ,,

СТРУКТУРА МОЛЕКУЛА **Е/1**
- Изомерија ,,
- Стереохемија Е/2
- Геометријска изомерија ,,
- Оптичка активност Е/3
- Оптичка изомерија ,,
- Слободни радикали Е/4

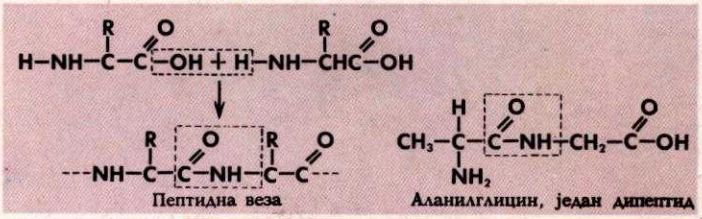
РАЗНИ ПОДАЦИ **Е/4**
- Производња сумпорне киселине ,,
- Петролеум Ж/1
- Полимери Ж/2
- Природни макромолекули Ж/3
- Кондензациони и адициони полимери Ж/4
- Протеини (беланчевине) ,,

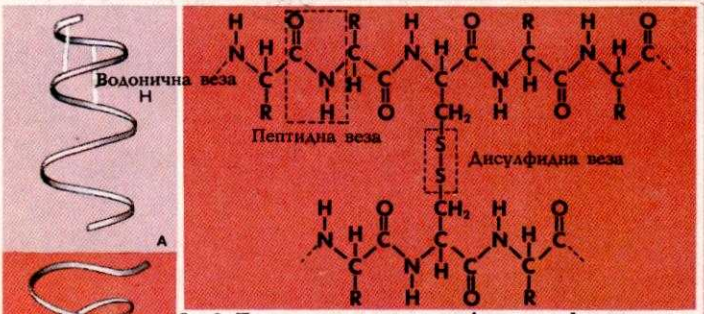
РАЗНИ ПОДАЦИ

ПРОТЕИНИ

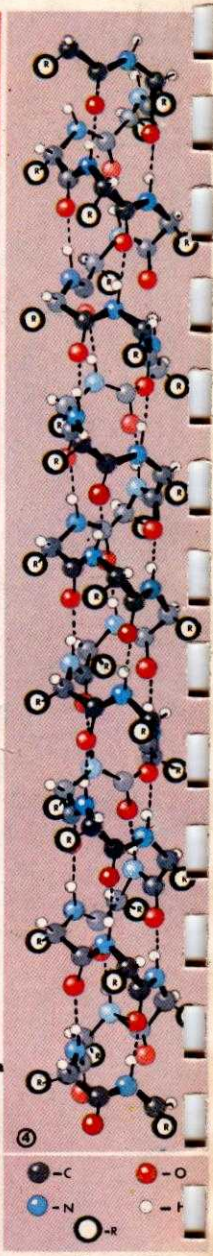


Сл. 1. Неке L-α-аминокиселине





Сл. 2. Полипептидни низови спојени дисулфидним везама



Слике 3—5. Могуће конфигурације неких протеина: под А хеликоидне; под В изувијене; под С праве; под 4. део α-хеликса: тачкасте линије представљају водоничне мостове (везе R низ разних L-α-аминокиселина; под 5. терцијарна структура једног проетина: многобро