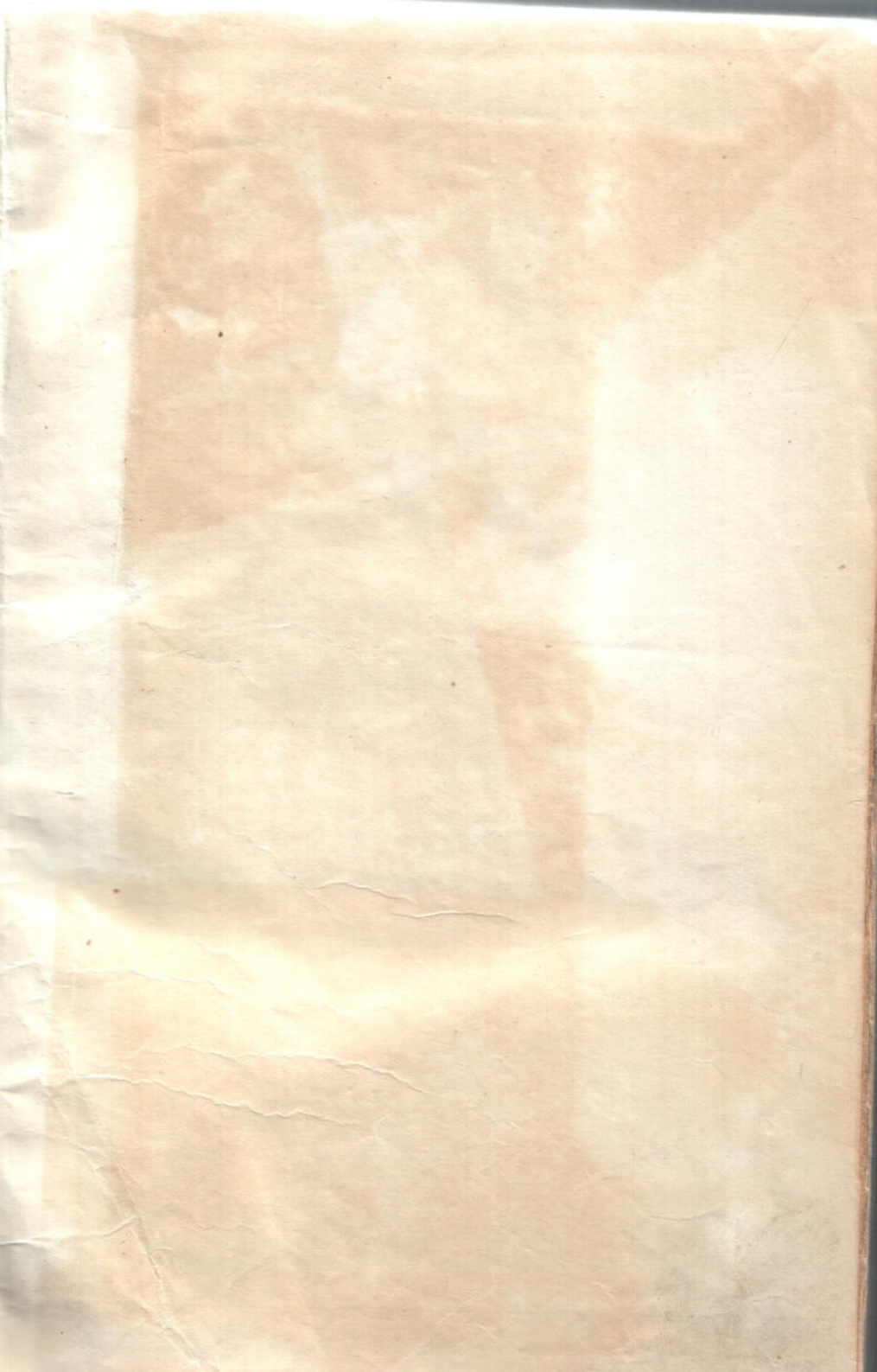


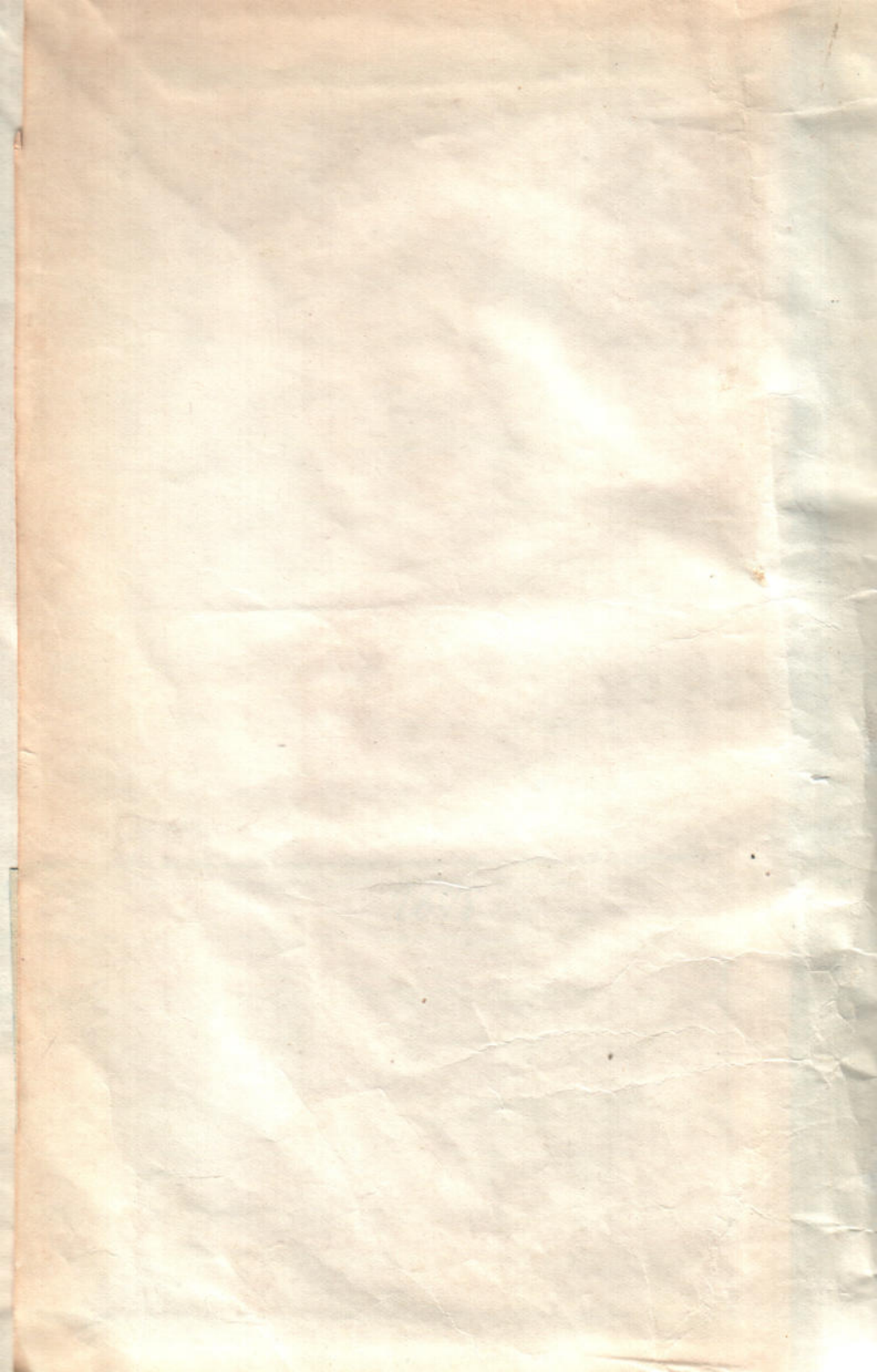
546  
P-45

on

2698















Резервадський А

Неорганічна Хемія

546

Р-45

П

2698  
2698  
8698

с/а N16 № 1

### ВІД АВТОРА

19 вересня 1932 р. ЦВК СРСР видав постанову, що закликає всіх наукових робітників до ґрунтового всебічного перегляду життя вищої школи, а разом із тим, звичайно, і до перегляду самої методики викладання, а з нею також і до перегляду підручників для підвищення якості підготовки кадрів фахівців. Ця постанова і спонукала нас скласти цей підручник загальної і неорганічної хемії.

Хемія за наших часів увійшла в першій ряди наук, що мають реконструювати техніку кожної галузі народного господарства.

На цю найважливішу роль хемії ЦК ВКП(б) вказав ще в 1929 р. у своїй резолюції, де він говорить: «Ряд найважливіших наукових відкриттів у галузі хемії зробив її одним із основних факторів розвитку продуктивних сил народного господарства та джерелом нових засобів матеріальної культури, що ставить перед пролетарською державою завдання прискореного розвитку хемізації країни та розвитку хемічної промисловості».

І дійсно, успіхи хемії, особливо за останні роки, відкрили майже безмежні можливості для її технічного використання.

Тому хемія повинна знайти собі місце з відповідним числом годин в учбових планах не тільки хемічних, а й усіх нехемічних вищих шкіл.

Для цих останніх насамперед і складено цей підручник. Він взагалі відповідає тій типовій програмі, що тепер прийнята Комітетом вищої технічної освіти при ЦВК СРСР.

Хемічна освіта, як відомо, починається з вивчення загальної і неорганічної хемії, якій і присвячено цей підручник.

У загальній хемії закладається основний фундамент хемічної освіти, тому наш підручник починається з пояснення загальних понять про матерію і рух. Після з'ясування того, що матерія існує й розвивається як об'єктивна реальність незалежно від людської свідомості, далі встановлюються основні поняття про елемент, молекулу, атом, протон та електрон, при чому разом із тим подейуються й закони сполучення атомів і хемічна мова, пристосована до виразу складу сполук і різних його змін.

Після встановлення вихідних понять і законів хемії в кілька розділів, що знайомлять читача з такими речовинами, як вода, водень, кисень (з явищем горіння), озон і водень-пероксид. На цьому матеріалі далі з'ясовується необхідне поняття про валент-

1938 р. 0

Проверено  
1966 г.



ність, а з нею подається докладніше вчення про структуру атомів і молекул.

Перш, ніж перейти до систематичного огляду елементів і їх сполук, у VII розділі даються характеристики головних класів хемічних сполук: оксидів, основ, кислот і солей.

У VIII розділі покищо тільки коротко викладається періодичний закон, це величезне завоювання людського генія. Періодичний закон, що надзвичайно яскраво виявляє загальний закон розвитку матерії, її єдність, дискретність і безперервність, тобто основний діалектичний закон, покладено в основу всього курсу.

Ми глибоко переконані, що матеріал курсу тільки в освітленні періодичного закону і може бути як слід сприйнятий та засвоєний. Тому ми закликаємо наших читачів звернути на цей закон якнайбільшу увагу.

У VIII розділі вчення про періодичний закон, як сказано, викладено покищо коротко, бо читач ще не має досить матеріалу для критично-аналітичного сприйняття цього закону. Далі — у XV розділі, коли читач матиме чимало фактичного матеріалу, що підготує його до свідомого аналізу періодичного закону, останній розгорнуто з відповідною повнотою.

З IX розділу починається систематичне ознайомлення учня з неметалами та їх сполуками, в порядку від типових представників VII групи і послідовно до елементів VI, V й IV груп періодичної системи. При V групі у зв'язку з азотом розглянуто й елементи нульової групи.

В міру нагромадження фактичного матеріалу поступово включаються відповідні теоретичні розділи. Так, після розгляду галогенів і їх сполук у X розділі дається вчення про швидкості хемічних процесів, про хемічну рівновагу та про закон діючих мас. У розділі XI викладається вчення про розчини з теорією електролітичної дисоціації та сольватною теорією. Починаючи з цього розділу, всі реакції між електролітами перекладаються з молекулярної мови вже цілком на мову іонів. Останні розділи, починаючи з розділу XVI, присвячені металам, їх сполукам і стопам.

Така програма цього підручника.

Опис окремих розрізнених фактів ще не становить науки. Наука починається лише там, де виявляється зв'язок між цими фактами, виражений законами й теоріями. Лише ці останні дають змогу керувати процесами, спрямовуючи їх у бажаному напрямі.

Тим то ми в цьому підручнику намагалися якнайясніше викласти теоретичні теми.

Прищеплюючи учневі серйозні теоретичні основи і виробляючи вміння правильно мислити, вища школа повинна навчити своїх студентів і прикладати теорію до практичного життя.

Виходячи з цих міркувань, теоретична частина підручника гармонічно пов'язується з лабораторною практикою, з одного боку, і з ознайомленням із заводською практикою та з промисловістю взагалі — з другого.



В багатьох найважливіших виробництвах у припустимих для початківців дозах подано опис технології процесів. Розвивати ширше технологічну частину на даній стадії хемічного розвитку читача, подавати різні технологічні подробиці ще не можна, а тому цю частину складено коротко.

Всюди в кожний розділ підручника лабораторну практику, ми мали на увазі насамперед якнайяскравіше конкретизувати в уявленні учня пророблювані теоретичні проблеми.

Лабораторною практикою мається на увазі прищепити учневі *практичні навички і вміння орієнтуватись* у різних хемічних операціях, потрібні не тільки при заняттях у лабораторіях витушу, а й у заводських умовах. Для досягнення цієї мети треба з самого початку занять вимагати від учнів повної акуратності в роботі, тобто чистоти, порядку, точності виконання завдання, ощадного витрачання матеріалів і т. ін.

А тому що хемія тепер зайняла одне з вирішальних місць у справі соціалістичного будівництва народного господарства, то, розуміється, підручник з хемії повинен відбивати цю роль хемії.

Зазначене завдання в нашому підручнику виконано так: в усіх відповідних розділах наведено ті або інші досягнення в СРСР щодо відкриття природної сировини та вироблення з цієї сировини тих або інших найважливіших фабрикатів. Особливе значення для підвищення врожайності мають мінеральні добрива, що в плані третьої п'ятирічки висунуті на перше місце: у підручнику їм приділено відповідну увагу. Трохи ширше, ніж звичайно, викладено проблему палива, зважаючи на її особливу важливість.

Відділ металів, що його звичайно викладали в старих підручниках дуже стисло, в нашому підручнику (взагалі — теж короткому) трохи поширено, зважаючи на ту величезну роль, яку метали відіграють у справі реконструкції всього господарства СРСР; і ми вважали за потрібне, щоб студент був у курсі тих дійсно величезних досягнень, які ми тут маємо.

Показники всіх основних досягнень в СРСР взято з офіціальних звітів; пізніші дані взято з журнальної літератури.

На великий жаль, через обмежений обсяг нашого підручника, ми не змогли розгорнути в достатній мірі *історичну частину курсу*, дуже важливу для правильного розуміння розвитку самої науки. Ми сподіваємось, що на лекціях, які становлять обов'язкову ланку в педагогічному процесі, цю прогалину поповнять лектори. Щоправда, історія хемії ще не досить упорядкована: вона ще чекає на свого складача, і ця робота потребує колективних зусиль.

Щодо *педагогічного процесу* вивчення курсу, то ми його уявляємо в такому вигляді.

Кожний розділ курсу починається відповідною *лекцією*, в якій перед студентами розгортаються всі основні теми трактованого розділу без зайвих подробиць і подаються методичні вказівки для самостійного пророблення. Лекції супроводяться експериментами та демонстраціями. Прослухавши лекцію й записавши в своєму *лекційному журналі* найважливіші вказівки лектора, студент про-



робляє даний розділ дома самостійно, користуючись підручником розв'язуючи при цьому задачі до пророблюваного розділу і відпо-відаючи на додані до кожного розділу контрольні запитання, які містять у собі основну канву того, що обов'язково повинен засвоїти кожен учень.

Разом із тим студент записує в свій журнал і коротке резюме даного розділу, відзначаючи всі незрозумілі для нього місця, а також і питання, які в нього виникли під час пророблення.

Під час лабораторних занять студент мусить спочатку вдуматися — що і для чого він робитиме протягом даного часу, і, тільки обміркувавши одержане завдання — яку мету воно має, які реакції увиходять до завдання, яку взагалі має рацію наступна робота, — він може взятися до самої роботи. Проробивши експеримент, учень повинен у своєму робочому журналі коротко занотувати і самий опис експерименту і те, про що експеримент говорить. Всі реакції, обов'язково пишуться в іонному вигляді, при чому відзначаються заряди.

Так ми уявляємо собі правильний хід педагогічного процесу для засвоєння нашого курсу.

Дуже важливо, щоб керівник групи втягував студентів у роботу для поширення знань, які вони дістали з підручника, рекомендуючи їм читати додаткову літературу; остання вказана при кожному розділі.

Складаючи цілком заново цей підручник, ми не мали перед собою відповідних зразків і, звичайно, ми далекі від думки, що наша спроба нової побудови курсу бездоганна. Ми будемо вдячні всім тим читачам нашого підручника, які вкажуть нам наші хиби.

Висловлюю мою подяку проф. Д. Н. Монастирському, С. А. Балезіну, П. І. Дубову і Л. М. Сморгонському за попередній перегляд цього підручника і за вказівки, якими я скористувався, а також проф. В. Н. Верховському, що допоміг мені підібрати й виконати малюнки.

Москва 2,  
Дурновський пров., б. 13, кв. 2.  
1 травня 1933 р.

А. Реформатський



## РОЗДІЛ I

### ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХЕМІЇ

§ 1. Матерія і рух. Хемія належить до природничих наук. «Предмет природничої науки — рухома матерія, тіла» (Енгельс). «При всій надзвичайній різноманітності тіл, що нас оточують, неважко помітити те, що для всіх них є спільне: всі вони *матеріальні*; вони існують поза нами і незалежно від нас як об'єктивна реальність. Під поняттям «матерія» ми розуміємо «об'єктивну реальність, існуючу незалежно від людської свідомості і відображану нею» (Ленін).

В нашій практичній діяльності ми маємо справу не з матерією взагалі, а з конкретними формами її. Окремі, якісно визначені форми матерії ми називаємо речовинами; так, залізо, мідь, вода — різні речовини.

Все, що нас оточує, постійно змінюється. Нічого мертвого, застиглого в природі немає. Матерія без руху не існує, як не існує й рух без матерії. *Рух є форма існування матерії*.

Говорячи про рух матерії, треба мати на увазі не тільки переміщення тіл у просторі, але і всяку зміну взагалі. Нагрівання й охолодження тіл, випромінювання, перетворення одних тіл в інші і т. д. — все це є *різні форми руху матерії*.

Кожна певна форма руху становить предмет вивчення якоїнебудь науки. Хемія вивчає хемічні форми руху, фізика — фізичні і т. д.

Форми руху матерії, якісно відмінні одна від одної, можуть переходити одна в одну. Наприклад, механічний рух може переходити в тепловий, тепловий — у механічний, електричний, хемічний. Звідси зрозуміло, чому нам часто доводиться стикатися з явищами, що мають риси не тільки однієї якоїсь певної форми руху. З такими явищами нам доведеться зіткнутися і в цьому курсі.

§ 2. Фізичні й хемічні явища. Різниця в характері фізичних і хемічних явищ зводиться до того, що саме при цих явищах діється з складом речовини; якщо склад речовини лишається незмінний, то такі явища звуться фізичними; *явища, при яких склад змінюється, називаються хемічними*. До сказаного треба додати, що може бути й таке хемічне явище, при якому склад речовини не змінюється, але змінюється внутрішня структура, інакше — взаємне співвідношення складових частин, або змінюється кількість однієї й тієї ж речовини в індивідуумі (явища алотропії, полімеризації); про це буде докладніше сказано далі.



## Практичні заняття <sup>1</sup>

### Вивчення пальника Бунзена

На рис. 1 показано пальник Бунзена в складеному вигляді і в розбірі. Світільний газ із газопроводу через кран і каучукову трубку входить крізь тонкий отвір у пальник і тут у пригвинченій трубці змішується з повітрям, що входить туди через бічні отвори; при виході з трубки його запалюють і він горить блідоблакитним полум'ям.

При закриванні отворів клапаном доплив повітря зменшується або зовсім припиняється, і полум'я стає світлим і курним.

Спроба 1. Вивчаючи пальник Бунзена, студент повинен розібрати і потім знов скласти його, з'ясувавши призначення кожної частини, звернувши особливу увагу на значення піддувала та на явище «проскакування» газу, на полум'я світне й несвітне і, нарешті, на різницю температур полум'я в його центральній частині і в частинах поверхневих. Для цього треба:

1) взяти скіпку і, тримаючи її руками за обидва кінці, внести в несвітне полум'я пальника, спостерігаючи, які частини скіпки найраніше запалюються. Спостережене відзначити в робочому журналі;

<sup>1</sup> Студента, який уперше приходить в хімічну лабораторію, треба насамперед ознайомити з самою лабораторією: з її призначенням і, в зв'язку з цим, — з її устаткуванням: з робочим столом, з витяжними шафами, з водопроводом та з газопроводом; далі треба ознайомити з апаратурою, звернувши особливу увагу на будову й використання терезів, газового пальника, на хімічний (скляний, фарфоровий, металічний) посуд; показати, як провадити елементарні роботи зі склом (різати й згинати скляні трубки, витягувати їх, топити та запаювати); навчити, як поводитися з пробками (як їх добирати до посуду, обтискувати, просвердловати, вставляти трубки в просвервлені отвори). Треба дати загальні правила, яких слід додержувати при роботах у хімічній лабораторії (чітко написати і вивісити на видному місці в лабораторії); ознайомити з аваріями, які часто трапляються, і з заходами, яких вживають, щоб запобігти їм, а також, коли вони вже трапляються, то, що треба зробити, щоб виправити наслідки аварій; обов'язково показати, де міститься в лабораторії аптечка і як нею користуватися для подання першої допомоги потерпілому.

Треба одразу встановити найсуворішу дисципліну при роботах у лабораторії і вимагати ошадного витрачання газу, води, посуду, реактивів і взагалі всяких матеріалів, якими студент користуватиметься при своїх роботах.

З самого початку роботи пильнувати порядку, чистоти на робочому місці і чистоти в самій роботі; стежити за цим треба протягом усього курсу.

З першого ж дня роботи в лабораторії кожен студент повинен вести свій робочий журнал, в якому він мусить коротко записувати всі свої роботи; хімічні рівняння та обчислення пророблюваних реакцій треба записувати особливо чітко і ясно. Цей журнал час від часу керівник мусить уважно переглядати.



2) швидко внести головку сірника всередину полум'я (ближче до пальника), спостерігати те, що відбувається і зробити висновок.

На рис. 2 показано температури в різних частинах полум'я бунзеновського пальника.

### Приклади фізичних форм руху

**С п р о б а 2.** Візьміть пінцетом платинову (а якщо немає такої, то алюмінієву) пластинку і нагрійте її в полум'ї спиртової лампи (або газового пальника): пластинка під час нагрівання змінюватиметься — вона швидко стане гаряча і навіть може розжаритись до яскравого свічення. Якщо потім її відсунути від полум'я, то вона поступово охолоне і набуде попередніх своїх властивостей: склад пластинки від розжарювання не зміниться.

**С п р о б а 3.** Якщо пропустити через мідний дріт електричний струм (а це й відбувається в електричній сітці, що дає освітлення, або в телеграфних та телефонних проводах), то під час проходження струму дріт набуває нових властивостей; але, як тільки струм припиниться, дріт і вагою і властивостями стає такий самий, який він був і перед пропусканням струму.

У цих прикладах склад речовини не змінювався. Це видно з того, що як у першій, так і в другій спробі кількість речовини (платини і міді) не змінилась, і після спроби властивості речовини залишилися такі самі, які були перед спробою. Отже, це були фізичні форми руху.

### Приклади хемічних форм руху

**С п р о б а 4.** Візьміть пінцетом мідну пластинку (або тонкий мідний дріт) і прожарюйте її в полум'ї пальника; в міру прожарювання режева пластинка (або дріт) міді почне чорніти, і ця чорнота залишиться на пластинці і після її охолодження. Отже, під час нагрівання частина міді (а якщо пластинка була тонка, то і вся пластинка) змінилась в поверхні і, як показує дослід, змінилась через прилучення до міді певної кількості кисню з повітря, що оточує пластинку, утворивши нову речовину, так званий мідьII-оксид. МідьII-оксид має вже й новий склад і нові властивості проти міді. Це явище всім відоме з щоденного життя: самоварна покришка (до її складу увиходить мідь), якщо давно не чищена, від тепла розжареного вугілля в самоварній трубі чорніє з тієї самої причини.

**С п р о б а 5.** Візьміть пінцетом невеличкий кусок магнієвої стрічки і нагрійте його в полум'ї пальника, аж поки стрічка запалиться, і тоді зараз же вийміть із полум'я. Стрічка горітиме далі, при чому замість колишньої блискучої магнієвої стрічки утворюватиметься біла речовина, яка почасти звітряється, утворюючи дим, і зветься паленою магнізією (інакше магній-оксид); її можна зібрати в задалегідь підставлену фарфорову чашку. Зверніть увагу на те, що під час горіння магнію виділяється дуже багато тепла: температура полум'я горящого магнію близько 1500°. Зміна магнію, що при цьому відбулася, подібно до зміни міді (у спробі 4) полягає в сполученні магнію з киснем повітря. Отже, і в цій спробі склад речовини змінився: утворилася нова, складніша (ніж сам магній) речовина, що має новий склад, нові властивості.

**С п р о б а 6.** Покладіть у фарфорову чашку грудочку негашеного вапна (перед спробою прожарити і дати охолонути), облійте її невеликою (10—20 см<sup>3</sup>) кількістю води і спостерігайте; незабаром грудочка вапна почне розігріватись і розсипатись на порошок. Якщо негашене вапно доброї якості, розігрівання буде дуже сильне, і частина прилітої води перетвориться в пару. Негашене вапно під час цього процесу сполучається з частиною води і утворює нову і складом і властивостями речовину — гашене вапно — всім відомий будівельний матеріал.



У загальненні. У спробах 4, 5 і 6 спільне, поперше, було те, що взяті речовини при зазначених умовах сполучалися з іншими речовинами і в результаті утворювалися речовини іншого складу (складніші), з іншими властивостями, відмінними від властивостей речовин, які брали участь в утворенні цих речовин. По-друге, в усіх цих спробах (не виключаючи і спроби 4, де спостерігати важче) разом із зміною складу спостерігалась і зміна запасу енергії (виділялося тепло) в узятих речовинах.

Хемічні зміни інакше звуться *хемічними реакціями*. Їх вивчає хемія.

**§ 3. Предмет і завдання хемії та її значення.** Хемія вивчає ті особливі форми руху речовини, при яких і склад її (а іноді тільки внутрішня структура) і запас енергії змінюються і при яких неодмінно утворюються нові речовини з новими властивостями. Вивчити ці особливі форми руху матерії, опанувати ці процеси настільки, щоб керувати ними й використовувати їх для тієї або іншої мети — це і становить *завдання хемії*.

Хемічні процеси в природі відбуваються безупинно і пронизують її настільки широко і глибоко, що кожна людина на кожному кроці стикається з ними і в щоденному житті, і в заводській практиці, і взагалі в усіх галузях народного господарства. Людина, використовуючи та пристосовуючи до своїх потреб існуючу природу, перетворює її, витворює з неї свою штучну, ніби другу, природу: з надр землі — добуває руди і з них відділяє метали, потрібні для будівництва різних машин і інших металічних виробів; з таких же надр землі — видобуває багато найцінніших нерудних копалин, як от: вапняки, пісок, глину, пісковики, граніти, сланці, всілякі солі (починаючи з звичайної кухонної солі), нафту, кам'яне вугілля та ін., і шляхом того чи іншого оброблення, тих чи інших — найчастіше хемічних — змін робить їх для себе корисними. Грунт, воду і повітря людина використовує для вирощування різних злаків, овочів, фруктів, які потім перетворює, відповідно обробляючи, в поживні речовини, а ці в свою чергу, зазнавши численних хемічних змін в організмі, перетворюються в кров, яка дає і ріст і життя цьому організмові. І всюди і скрізь людина використовує різні хемічні перетворення.

«Кожний прогрес на полі хемії, — говорить Маркс, — не тільки урізноманітнює число корисних речовин і застосування вже відомих, поширюючи тим самим разом із зростанням капіталу сферу його прикладання. Одночасно він навчає повертати екскременти процесу продукції і споживання назад у кругообіг процесу репродукції, отже, він створює нові матеріали для капіталу без попередньої витрати капіталу» («Капітал», т. I, Партвидав «Пролетар» вид. 1933 р., стор. 516).

Звідси легко зрозуміти, чому хемію іноді звуть «майстром нових матеріалів». Для найшвидшого і найбільш плідного соціалістичного будівництва всю нашу країну треба перетворити в грандіозну хемічну лабораторію, де й творилися б нові матеріали і цілком використовувалися б усі відходи та покидь усіх видів промисловості.



Перші етапи зародження хемії губляться в давній давнині. Але вже з перших пам'яток, які дійшли до нас, можна бачити, що й за стародавніх часів люди вміли виділяти метали з їх руд. Виділені метали вони облагороджували, підроблюючи їх під колір золота, яке, очевидно, і тоді було мінною одиницею при торговельних операціях. Ці операції і спричинилися до цієї роботи. З інших видів хемічної промисловості за стародавніх часів були: виготовлення скла, фарб, вина. Звичайно, ніякої хемічної науки тоді ще не було; це було лише просте майстерство. Наука хемія виникла далеко пізніш. Для цього треба було скудчити відповідний матеріал і його систематизувати.

Період нагромадження та збирання матеріалу для майбутньої хемії охоплює кілька віків і зветься алхемічним періодом. Найпівніше розгорнулася алхемія в епоху Відродження, тобто саме тоді, коли дуже розвинулись торгівля та різні виробництва.

Справді, «з часу хрестових походів промисловість колосально розвинулася і добула силу нових механічних (ткацтво, годинникова справа, млинярська справа), хемічних (фарбарство, металургія, алкоголь) та фізичних фактів (окуляри), які дали не тільки величезний матеріал для спостережень, але й цілком інші, ніж раніш, засоби для експериментування, а також дали можливість будувати нові інструменти. Можна сказати, що власне систематична експериментальна наука стала можливою лише з того часу» (Енгельс). За цього періоду посилюються різні експедиції, відбувається низка географічних відкриттів і, нарешті, було винайдено друкування книжок.

Торговельні операції, що дедалі більше розвивалися, висунули на сцену торговельний капітал, а разом із ним і гонитву за барисшем... Цінність золота, як мінною одиниці, звичайно дуже зроста.

Алхеміки того часу, що були під впливом ідеї грецьких філософів про єдність матерії, дістали спеціальне замовлення — знайти такий метод («філософський камінь» «камінь мудреців», «чудесний елексир»), яким можна було б перетворювати звичайні метали в дорогоцінне золото.

І алхеміки широко розгортають свої розшукування такого методу; вони проробляють найчисленніші спроби, дістають безліч найрізноманітніших сполук — кислот, лугів та солей — і таким чином нагромаджують найбагатіший експериментальний матеріал. А разом із тим, експериментуючи, вони виробляють і цілу низку хемічних методів дослідження, як от: нагрівання, прожарювання, сублимація, випарювання, перегін, кристалізація та ін.

Так збирався хемічний матеріал та вироблялися різні способи хемічного експериментування. Але науки хемії все таки ще не було. Іде вже XVII вік. У цьому віці, як видатний хемік, виступає Бойль, який, за виразом Енгельса, і «робить з хемії науку». Якщо до нього всі досліди були оповиті густим містичним туманом, то Бойль перший починає трохи відмовлятися від нього. Він перший встановлює правильніше для того часу поняття про «елемент», як про речовину, якої не можна розкласти на різні складові частини ніякими способами. Користуючись повітряним насосом, винайденим Торічеллі, Бойль вивчає повітря та його зміни під впливом тиску (закон Бойля-Маріотта) і зрущує цим справу докладнішого дослідження повітря та газів взагалі. Незабаром відкривають гази — водень, або пальне повітря (Кевендіш), кисень, або повітря, позбавлене флогістону (Прістлей); спалюючи водень у кисні, дістають воду (Кевендіш). Шеєле відкриває хлор і т. ін. У зв'язку з цими відкриттями, як побачимо далі (див. розд. V), будуть відразу намагатися робити різні узагальнення і насамперед — з'ясувати найважливіший у щоденному житті процес горіння; з'явиться так звана «теорія флогістону»; з викриття суперечностей у цій теорії виникає, нарешті, й хемія як наука.



§ 4. Типи хемічних реакцій. Вже з перелічених вище прикладів хемічних змін можна бачити, що вони надзвичайно різноманітні. Але вся ця різноманітність швидше позірна. По суті всі зміни щодо складу можна звести всього до двох типів: одні зміни призводять до ускладнення, а інші, протилежні першим, — до спрощення складу. Перший шлях зветься *синтезом*, а другий — *аналізом*<sup>1</sup>.

Щоправда, в хемії відзначається ще й третій тип хемічних змін — це тип обміну або заміщення, який полягає в тому, що один або більше число із складників речовини замінюються на інші складові частини. Але цей третій шлях є поєднання перших двох, бо обмін відбувається через попередній розклад взятих речовин та через наступне сполучення утворених частин у нових комбінаціях.

## Практичні заняття

### Реакція сполучення

Пригадайте спроби 4 і 5 з прожарюванням міді і магнію; при нагріванні вони згоряли, інакше — сполучалися з киснем і утворювали нові, складніші від взятих, речовини. В спробі 6 палене вапно, сполучившись із водою, утворило гашене вапно. В усіх трьох прикладах з двох взятих речовин щоразу утворювалася одна, складніша речовина. Оце й були приклади синтезу або приклади реакцій сполучення. У цих спробах характерне було й те, що при цих синтезах виділялось тепло, а утворені сполуки мали інші властивості, ніж властивості взятих речовин: наприклад, ні мідь-оксид, ні магній-оксид горіти вже не можуть, а гашене вапно з водою вже більше не сполучається.

С п р о б а 7. Зробіть ще таку спробу: візьміть порошок сірки (сірчаний цвіт) і порошок заліза і спочатку ознайомтеся з їхніми властивостями, а саме переконайтеся:

1) що залізо, не дуже тонко спорошковане, легко тоне у воді, а сірка, як взяти дрібний її порошок, плаває на поверхні води, бо мало змоцується водою;

2) що залізо, як облити його соляною кислотою, розчиняється з шипінням, при чому виділяється безбарвний, без запаху, горючий газ — водень;

3) що магніт притягує залізо, а сірки не притягує.

Після цього добре змішайте приблизно рівні об'єми порошку сірки та порошку заліза: матимете на вигляд досить одноманітну сіру масу, ніби нову речовину. Але як дослідити її пильніше, то виявиться, що ніякої нової речовини тут не утворилося. Справді, коли цю масу кинуть в воду, то залізо зараз же упаде на дно посудини, а сірка плаватиме на поверхні води; якщо ці розділені залізо та сірку зібрати окремо, висушити (хоча б, наприклад, між аркушами фільтрувального паперу) і спробувати діяння на них соляної кислоти та магніту, то виявиться, що властивості заліза та сірки ані трохи не змінилися від того, що їх змішали, тобто між залізом та сіркою не було ніякого хемічного взаємодіяння. Такі суміші звуться *механічними сумішами*.

С п р о б а 8. Тепер знову візьміть такі самі кількості порошоків сірки та заліза, як і раніш, тільки краще ще точніш: відважте 4 г сірки та 7 г заліза, так само добре змішайте їх на папірці, висипте в суху пробірку і, тримаючи її дерев'яною державкою, нагрійте цю суміш у полум'ї пальника попереду обережно вдовж усієї пробірки (щоб вийшло повітря, яке було поміж порошоків), а далі дужче дно пробірки, аж поки

<sup>1</sup> Поняття «синтез» та «аналіз» у хемії вживаються і в ширшому значенні: під «синтезом» розуміють взагалі штучне добування складних речовин, а під «аналізом» — вивчення складу речовин.



суміш почне розжарюватись, і зараз же відсуньте пальник, а під пробірку підставте (про всякий випадок) або фарфорову чашку, або цеглину і спостерігайте хід реакції: вся маса взятої суміші буде поступово розжарюватись до свічення (тобто при цій реакції виділятиметься багато тепла, від чого скло пробірки може розтріскатись або розтопитись). Після цього розжарена маса в пробірці почне остигати. Коли все остигне, розбийте пробірку і вийміть з неї остиглу масу, розгляньте її—чи схожа вона на взяті залізо та сірку, однорідна чи різнорідна ця речовина, розтовчіть частину її в дрібний порошок і киньте його у воду; торкніться до одержаної речовини магнітом. Ви переконаєтесь, що ця речовина ні на сірку, ані на залізо не схожа, що вона однорідна, цілком тоне у воді й магніт її не притягує. Візьміть невеличку частину одержаної речовини в пробірку і облейте її слабкою, соляною кислотою: речовина зараз же почне розчинятись з виділенням газу, тільки вже не водню, а газу з дуже неприємним запахом (запах тухлих яєць), що зветься сірководнем. Очевидно, одержана речовина є цілком нова, з новими властивостями; в ній є і речовина сірки і речовина заліза, тільки властивості їхні стали інші, і сірка і залізо існують тепер не окремо, а створили одну однорідну речовину; вона зветься залізо-сульфід. Всю цю реакцію можна виразити так:

сірка + залізо = залізо-сульфід.

Відзначмо, що при цій реакції виділялося багато тепла.

Здебільшого виділення тепла може бути характерною ознакою реакції сполучення; з виділення (або вбирання) тепла вже можна зробити висновок про те, що відбувається хемічна реакція; коли ж утворюється механічна суміш, то тепло не виділяється.

У спробі 7 разом із тим дається поняття про механічні суміші. Суміші складаються з різнорідних речовин, між собою не сполучених, які звичайно більш-менш легко можна розділяти, а *хемічні сполуки однорідні* в усіх своїх частинах. Властивості суміші являють собою суму властивостей змішаних речовин, а властивості хемічної сполуки цілком відмінні від властивостей речовин<sup>1</sup>, що її створили.

*Хемія вивчає головню речовини однорідні.*

У загальненні. В наслідок реакції сполучення виникає число речовин, менше проти числа взятих для реакції речовин.

#### Реакція розкладу

С п р о б а 9. Насипте в суху (краще туготопку) пробірку трошки порошку червоного ртуть-оксиду і дуже нагрівайте його на полум'ї пальника. Незабаром на стінках пробірки з'явиться сіра поволока, з якої далі утворюються металеві крапельки; це є ртуть. Разом із тим занурте в пробірку жеврющу скіпку: скіпка спалахне, бо при спробі виділятиметься кисень, який сполучатиметься з речовиною скіпки в виділенням великої кількості тепла. Якщо нагрівати довго, то весь взятий червоний порошок ртуть-оксиду розкладеться на ртуть та кисень. Цей процес можна виразити рівнянням: ртуть-оксид = ртуть + кисень.

С п р о б а 10. Покладіть у пробірку тріхи цукрового піску і нагрівайте: цукор буде топитися, при чому спершу він пожовтіє, далі побуріє і, нарешті, почорніє. Кінець-кінцем у пробірці замість взятого цукру лишиться тверда чорна речовина. Це є вугіль. Разом із тим із пробірки при нагріванні виділятиметься водяна пара. Отже, цукор розкладеться і дасть вугіль та воду.

<sup>1</sup> Треба відзначити, що різнорідні речовини можуть утворювати і однорідні суміші. Згадаймо суміші газів, наприклад повітря. Отже, цілком правдиве твердження, що всяка хемічна сполука однорідна, але це завжди буде правдиве супротивне твердження, бо не всяка однорідна речовина є хемічною сполукою.



**Спроба 11.** Такий самий буде наслідок, коли ви в пробірку з цукром додасте міцної сірчаної кислоти (обережно!). Процес розкладу піде швидше, якщо цукровий пісок у пробірці попередю злегка змочити водою, а потім вже додати кислоти.

**Узагальнення.** У спробах 9, 10 та 11 маємо реакцію розкладу очевидно складних речовин — ртуть-оксиду та цукру. В наслідок реакції розкладу утворюється більше число речовин проти числа взятих речовин.

### Реакція заміщення

**Спроба 12.** Налийте півпробірки води, розчиніть у ній кілька кристалів мідного купоросу (синього каменю) і в цей розчин покладіть кілька чистих цвяшків або залізний дріт. Незабаром ви побачите, що цвяшки або дріт почнуть укриватися рожевою поволокою металевої міді, яку витискує з мідного купоросу залізо, а це останнє замінитиме в купоросі мідь. Цей процес буде ще ясніший, коли в розчин мідного купоросу насипати залізного порошку, добре розбовтати і дати встоятись: синій колір мідного купоросу зміниться на зелений через утворення залізного купоросу, а на споді в пробірці буде рожевочервона мідь. Цю реакцію можна записати так:

мідний купорос + залізо = залізний купорос + мідь.

**Спроба 13.** Налити в пробірку розчину свинець-ацетату і додати до нього розчину кухонної солі; утвориться біла кристалічна речовина — свинець-хлорид, а в розчині лишиться натрій-ацетат. Запишімо цей процес так:

свинець-ацетат + натрій-хлорид = свинець-хлорид + натрій-ацетат.

**Узагальнення.** При реакціях обміну або заміщення число продуктів, що утворюються в наслідок реакції, дорівнює числу речовин, узятих для реакції.

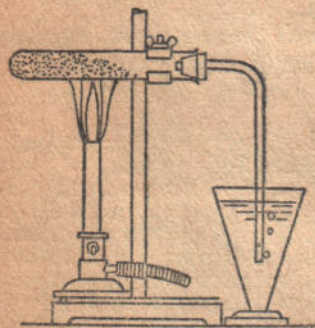


Рис. 3.

**§ 5. Речовини складні і прості.** Як сказано було вище, хемічні зміни відбуваються в напрямі або ускладнення або спрощення складу. Звідси випливає, що речовини можуть складатись з різнорідних складових частин, на які вони при відповідних умовах і розкладаються.

Всі такі речовини, які можна розкласти на різнорідні складові частини, звуться *складними* речовинами.

Спроба показала, що при розкладі будьякої складної речовини кінцець-кінцем утворюються такі речовини, які далі існуючими хемічними методами розкласти на різнорідні складові частини хемія не вмів. Всі такі речовини, які хемічними методами більш не можна розкласти на різнорідні складові частини, звуться *простими* речовинами. До простих речовин належать, наприклад, усі метали, а також і неметали, як от, водень, кисень, азот, сірка, фосфор, арсен, йод та ін.

Зробіть ще такі спроби.



Спроба 14. У пробірці (рис. 3), заткнутій пробкою, крізь яку проходить газовідвідна трубка, нагрійте добре перед тим висушений мінерал малахіт<sup>1</sup>; трохи згодом він почне розкладатись (на що вкаже зміна кольору з зеленого на чорний) на простіші своїм складом речовини: 1) воду, яка з'являтиметься попереду як роса, а далі у формі краплин на холодних частинах трубки, та 2) на вуглекислий газ, який піде газовідвідною трубкою в склянку з вапняною водою; вуглекислий газ каламутить таку воду, і, спостерігаючи скаламучення вапняної води, можна стежити за його виділенням. Коли увесь малахіт розкладеться, то лишиться чорна маса так званого мідь-оксиду. Описана спроба, значить, дає право зробити висновок, що малахіт, розкладаючись, дає воду, вуглекислий газ та мідь-оксид.

Ці продукти розкладу малахіту теж можна розкласти на ще менш складні речовини.

Що вода є складна речовина, це можна довести такою спробою.

Спроба 15. Коли ввести електроди від електричної батареї в посудину з водою, підкисленою слабкою сульфатною кислотою<sup>2</sup> і зібрати в окремі циліндри бульбашки газів, що з'являються на обох електродах (рис. 4), то в одному з циліндрів — у тому, що був на катоді, — збереться по об'єму вдвоє більше газу, ніж у другому. Легко виявити і різницю властивостей одержаних газів: той газ, що виділяється на катоді, має здатність горіти, а другий (на аноді) сам не горить, але в ньому горять інші речовини. Перший з них зветься воднем, а другий — киснем.

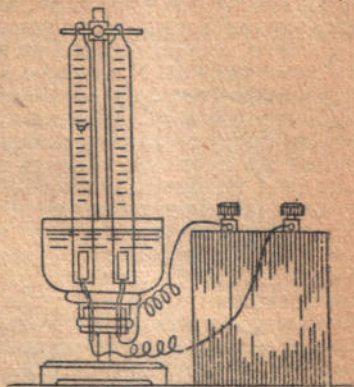


Рис. 4.

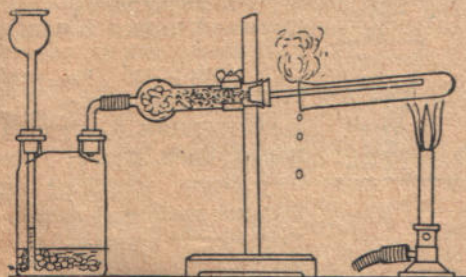


Рис. 5.

Якби зважити воду в посудині перед спробою й після спроби, то можна було б упевнитися, що під час спроби вага води зменшилася і при тому настільки, скільки важать разом обидва одержані гази. Значить ці гази справді є ті речовини, на які розкладалась вода.

Що мідь-оксид є складна речовина, легко довести такими спробами.

Спроба 16. Коли пропускати понад нагріваним мідь-оксидом водень, то він реагуватиме з киснем і утворить воду, а мідь перейде у вільний стан. Спробу проводять у такому приладі (рис. 5). У трубку кладуть мідь-оксид, водень добувають у склянці (діючи на цинк суль-

<sup>1</sup> Малахіт, природний зелений мінерал, взято лише тому, що з ним дуже легко і показово йде спроба. Замість природного малахіту можна взяти продажний, мідь-карбонат, з яким він має тотожний склад. Цю сіль легко може добути і сам експериментатор: треба тільки до водного розчину мідного купоросу (синього каменю) додати водного розчину соди; при цьому випаде зелений осад, який треба відфільтрувати, промити водою та висушити.

<sup>2</sup> Чому саме долається до води сульфатна кислота, буде з'ясовано далі.



фітною кислотою) і сушать у трубці з розширенням, куди вмішують сухий кальцій-хлорид. Проходячи над мідь-оксидом<sup>1</sup>, підігріваним на бунзенівському пальнику, водень сполучається з киснем мідь-оксиду, утворюючи воду, яка почасти виділяється у формі пари з пробірки, а почасти, якщо пробірка не дуже нагріта, осідає краплинками на холодних частинах її. В трубці лишається червона металічна мідь. Отже, ця спроба доводить, що мідь-оксид розкладається на мідь та кисень.

С п р о б а 17. Щоб довести, що вуглекислий газ є складна речовина, можна скористуватись таким приладом (рис. 6). У двошийковій склянці (від діяння соляної кислоти на крейду або мармур) добувають вуглекислий газ і пропускають його в суху трубку з розширенням, куди кладуть або кусочок металу калію або порошок металу магнію; трубка з розширенням закінчується трубкою, зігнутою під прямим кутом і зануреною в склянку із ртутью; ця остання не дає околишньому повітрю увійти в прилад. Повітря, що було в приладі, попередю витискують, довгий час пропускаючи через прилад вуглекислий газ. Потім розширення трубки, де містяться калій або магній, нагрівають; відбувається енергійне горіння металу, який сполучається з киснем, що його мав у собі вуглекислий газ, і утворюється біла киснева сполука взятого металу. Але тут буде ще вугіль, видний неозброєним оком; цей останній, як елемент

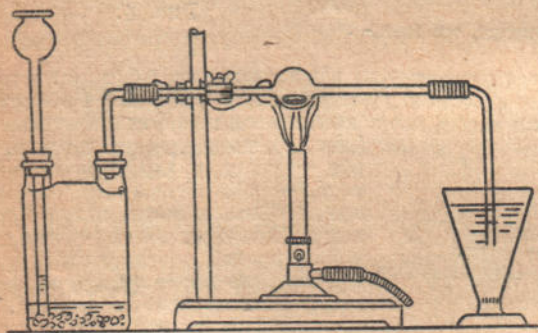


Рис. 6.

вуглець, увиходив також до складу вуглекислого газу. Отже, вуглекислий газ розкладається на вуглець та кисень.

Добути при розкладі малахіту мідь, кисень, водень та вуглець сучасними хемічними методами вже не можна розкласти на різнірідні складові частини.

Складних речовин хемія знає дуже багато—понад мільйон; рівних же простих речовин порівняно мало—близько 200.

Кажучи про прості речовини, треба мати на увазі, що іноді деякі прості речовини, хоч і різняться між собою властивостями, але утворені з того самого матеріалу. Наприклад, такі прості речовини як вугіль, графіт та алмаз (відшліфований він зветься брильянт) своїми властивостями відмінні один від одного, а проте легко довести, що речовина, яка їх утворює, є та сама: тому їх можна перетворювати один в один.

Ще приклад: сірка може бути не тільки кристалічна, але й аморфна, тягуча, як гума; крім жовтої сірки, відома сірка й іншого кольору і т. д. В усіх цих відмінах сірка є проста речовина, і матеріал в усіх цих відмінах сірки є той самий.

Відміни того самого матеріалу, що являють собою різні прості речовини, зветься алотропічними відміннями, а саме це явище зветься алотропією (від грецьких слів: алос—інший і тропос—вигляд, властивість).

<sup>1</sup> Починати нагрівання можна лише тоді, коли з приладу витиснено все повітря, інакше може статися вибух (див. «Водень»).



§ 6. Елементи. З попереднього випливає, що треба відрізнати самий матеріал, з якого складаються прості речовини, від сформованих з цього матеріалу простих або складних речовин. Розглянемо це твердження ще на іншому прикладі. У спробі 8 із заліза та сірки було добуто залізо-сульфід — речовину, яка має в своєму складі і речовину заліза і речовину сірки, але вони не схожі на взяті в реакцію прості речовини — залізо та сірку. У спробі 9 було добуто з ртуть-оксиду прості речовини — ртуть та кисень: очевидно вони були в ртуть-оксиді, але властивості їхні були в ртуть-оксиді інші, ніж у виділених ртуті та кисні. Для найбільшої ясності щодо цього в хемії введено поняття про елементарний матеріал або про елемент. Під хемічним елементом розуміють той основний матеріал, з якого складається та або інша проста речовина і який уіходить у складні речовини як складова частина. Отже, до складу сульфїду заліза уіходять не прості речовини — залізо та сірка, а елементи залізо та елемент сірка; до складу ртуть-оксиду уіходять елементи (а не прості речовини) ртуть та кисень. Із спроб 10 та 11, де з цукру виділено було просту речовину — вугіль, не можна зробити висновку, що в складі цукру є цей чорний вугіль, а треба сказати, що до складу цукру уіходить основний матеріал вугля, який має навіть особливу назву — елемент вуглець.

На жаль особливих назв для елементів, крім вуглецю, не вигадано.

Зовнішній вигляд елементів нам невідомий. У вільному стані елемент являє собою вже просту речовину.

Хемічних елементарних видів матерії тепер відомо 92, але детально їх усіх ще не вивчено. Ось список елементів з їх хемічними позначеннями та з їх атомними вагами:

1. Азот N . . . . .	14,008	26. Залізо Fe . . . . .	55,84
2. Актиний Ac . . . . .	(227,0)	27. Золото Au . . . . .	197,2
3. Алабамій Ab . . . . .	—	28. Ліній Li . . . . .	—
4. Алюміній Al . . . . .	26,97	29. Індій In . . . . .	114,8
5. Аргон Ar . . . . .	39,944	30. Ірідій Ir . . . . .	193,1
6. Арсен As . . . . .	74,93	31. Ітербій Yb . . . . .	173,5
7. Вазій Va . . . . .	137,26	32. Ітрій Y . . . . .	88,92
8. Берилій Be . . . . .	9,02	33. Йод J . . . . .	126,92
9. Вісмут Bi . . . . .	209,00	34. Кадмій Cd . . . . .	112,41
10. Бор B . . . . .	10,82	35. Калій K . . . . .	39,104
11. Бром Br . . . . .	79,916	36. Кальцій Ca . . . . .	40,07
12. Ванадій V . . . . .	50,95	37. Кисень O . . . . .	16,0000
13. Віргіній Va . . . . .	—	38. Кобальт Co . . . . .	58,94
14. Водень H . . . . .	1,0078	39. Криптон Kr . . . . .	83,7
15. Вольфрам W . . . . .	184,0	40. Ксенон Xe . . . . .	131,3
16. Вуглець C . . . . .	12,00	41. Лантан La . . . . .	138,92
17. Гадоліній Gd . . . . .	157,3	42. Літій Li . . . . .	6,940
18. Галій Ga . . . . .	69,72	43. Лютецій Lu . . . . .	175,0
19. Гафній Hf . . . . .	178,6	44. Магній Mg . . . . .	24,32
20. Гелій He . . . . .	4,002	45. Мазурій Ma . . . . .	—
21. Германій Ge . . . . .	72,60	46. Манган Mn . . . . .	54,93
22. Гольмій Ho . . . . .	163,5	47. Мідь Cu . . . . .	63,57
23. Диспрозій Dy . . . . .	162,5	48. Молибден Mo . . . . .	96,00
24. Ебропій Eu . . . . .	152,0	49. Натрій Na . . . . .	22,997
25. Ербій Er . . . . .	167,04	50. Неодим Nd . . . . .	144,27





51. Неон Ne . . . . .	20,183	72. Сірка S . . . . .	32,06
52. Нікель Ni . . . . .	58,69	73. Скандій Sc . . . . .	45,10
53. Ніобій Nb . . . . .	93,3	74. Срібло Ag . . . . .	107,880
54. Слово Sn . . . . .	118,70	75. Стронцій Sr . . . . .	87,63
55. Осмій Os . . . . .	190,8	76. Сурма Sb . . . . .	121,76
56. Паладій Pd . . . . .	106,70	77. Талій Tl . . . . .	204,39
57. Платина Pt . . . . .	195,23	78. Тантал Ta . . . . .	181,4
58. Полоній Po . . . . .	210,0	79. Телур Te . . . . .	127,5
59. Прозвоним Pr . . . . .	140,92	80. Тербій Tb . . . . .	159,2
60. Протактиній Pa . . . . .	(230,0)	81. Титан Ti . . . . .	47,90
61. Радій Ra . . . . .	226,97	82. Торій Th . . . . .	232,12
62. Радон Rn . . . . .	222,0	83. Тулій Tm . . . . .	169,4
63. Реній Re . . . . .	186,31	84. Уран U . . . . .	238,14
64. Родій Rh . . . . .	102,91	85. Фосфор P . . . . .	31,02
65. Ртуть Hg . . . . .	200,61	86. Фтор F . . . . .	19,00
66. Рубідій Rb . . . . .	85,457	87. Хлор Cl . . . . .	35,457
67. Рутеній Ru . . . . .	101,70	88. Хром Cr . . . . .	52,01
68. Самарій Sm . . . . .	150,43	89. Цезій Cs . . . . .	132,81
69. Свинць Pb . . . . .	207,22	90. Церій Ce . . . . .	140,13
70. Селен Se . . . . .	79,20	91. Цинк Zn . . . . .	65,38
71. Силіцій Si . . . . .	28,06	92. Цирконій Zr . . . . .	91,22

Чи великі запаси елементів (у вигляді простих та складних речовин) у дослідженій природі — в повітрі, в воді та земній корі? Елементи в природі розподілені дуже нерівномірно: деякі з них трапляються часто і в великій кількості, а деякі — дуже рідко і в кількостях іноді дуже незначних. Найбільш є таких елементів: кисню — 49,98% усієї дослідженої природи, силіцію — 25,80%, алюмінію — 7,26%, заліза — 5,08%, кальцію — 3,51%, магнію — 2,50%, натрію — 2,28%, калію — 2,23%, водню — 0,34%, титану — 0,30% і вуглецю — 0,21%; і всі ці 11 елементів становлять у сумі 99,49%, а на решту — 81 елемент — припадає всього тільки 0,51%. Наведені дані, звісно, не цілком точні, але на підставі їх можна хоч приблизно гадати про різницю запасів елементарних видів матерії на земній кулі.

До останнього часу вважали, що елементи мають дві неодмінні властивості: *неперетворність* одного в один та *нерозкладність* на різномірні частини. Далі буде вказано, що, поперше, при деяких, щоправда, не зовсім звичайних умовах (через радіоактивний розклад або під час бомбардування альфа-частинками) деякі елементи, як у цьому пересвідчилась сучасна хемія, можуть *перетворюватись* в інші, *розкладатись* на різномірні частини. Колишнє уявлення, як побачимо далі, в корені суперечить основному закону природи — законі розвитку. Тенер; покищо умовно, запропоновано *під елементами*<sup>1</sup> *розуміти такі речовини, які не можуть розкладатись хемічно і мають певне атомне число* (про це останнє див. «Періодичну систему»).

**У з а г а л ь н е н н я.** Із з'ясованого вище випливає, що оскільки речовини природи складені з елементів, то і *властивості речовин залежать від властивостей елементів*. Отже, щоб розуміти і власти-

<sup>1</sup> Поняття про елементи точніше буде подано в розділі про атоми, де буде видно, що це поняття виражає ті спільні властивості, які мають окремі однорідні атоми даної речовини.



вості самих речовин і ті процеси, що в них відбуваються, насамперед треба знати властивості та поведінку елементів.

§ 7. Закон зберігання ваги речовин. При всякому досліді мусить виникати питання про правильність та точність його. Зокрема, досліджуючи процеси різних хемічних процесів, треба впевнитись у тому, що жодна складова частина процесу не спущена з очей. З цього погляду допомагає дуже важлива властивість речовини, а саме те, що вага її при всіх змінах лишається та сама. Всі точні досліді показали, що вага речовин, які вступають у реакцію, завжди дорівнює вазі речовин, що утворюються в наслідок реакції, або, що є те саме, речовина при своїх змінах не твориться й не зникає. Це твердження і зветься законом зберігання речовини; воно ж часто зветься й законом зберігання матерії.

Цю властивість речовини спостережено ще віків з 25 тому, але думку про це цілком виразно висловив 1760 р. М. В. Ломоносов, а трохи пізніш і французький хемік Лавуазьє (1743—1794 рр.).

Цей закон дає можливість точно контролювати хемічні досліді: дослід вважається за точний, якщо доведено, що в кінці одержано стільки саме на вагу речовини, скільки було взято її на вагу для досліді. Приміром, у спробі 8, коли було взято 7 г заліза та 4 г сірки, вага одержаного залізо-сульфіду мусить дорівнювати 11 г, або, коли в спробі 9 було взято 10 г ртуть-оксиду, металевої ртуті мусить бути одержано 9,2 г і кисню 0,8 г, а разом усього — 10 г. І якби навіть кисень не було зважено, то його вагу легко було б обчислити як різницю між 10 г ртуть-оксиду та вагою металевої ртуті ( $10 - 9,2 = 0,8$ ).

У правдивості наведеного вище закону можна впевнюватись при кожній хемічній реакції.

### Практичні заняття

С п р о б а 18. На одну шальку терезів поставте два стаканчики; в один налейте з пробірки розчину глауберової солі (натрій-сульфату), а в другий — приблизно стільки ж розчину будьякої свинцевої солі (наприклад свинець-ацетату) і зрівноважте терези, поклавши на другу шальку їх тягарці або дріб. Потім обережно вилийте розчин з одного стакана в другий: відбудеться реакція обміну і виділиться білий осад. Після цього знову поставте обидва стаканчики на ту саму шальку терезів і дайте терезам зрівноважитись; ви побачите, що терези будуть у попередньому стані рівноваги, і, звісно, тому, що взята маса речовин лишилася незмінна.

С п р о б а 19. Подібну ж спробу можна зробити на терезах з запаленою свічкою так (рис. 7). На одну шальку терезів чіпляють лампове скло, в яке всунута мідна сітка; на цю сітку кладуть тверду каустичну соду (ідкий натрій) або палене вапно для вбирання води та вуглекислого газу; під скло підводять свічку, поставлену на пробку. Після цього терези зрівноважують і свічку запалюють. Під час горіння свічка видимо зменшується, а тим часом терези покажуть, що вага тієї шальки терезів, на якій горить свічка, більшає. Пояснення: без допливу повітря свічка не горить, отже, повітря (кисень повітря) бере участь у процесі горіння; з матеріалу свічки та з кисню повітря утворюється вода (що парує) та вуглекислий газ, які вбирає речовина, уміщена в склі. Отже, під час горіння до ваги свічки додається вага кисню: він і збільшує спільну вагу продуктів горіння.



Спроба 20. Довести, що повітря справді спричинилось до збільшення ваги, можна такою спробою (рис. 8).

Нехай свічка буде горіти в замкненій колбі, в яку покладено перед тим ідкого калію для вбирання вуглекислого газу та кальцій-хлориду<sup>1</sup> для вбирання води; колбу затикають пробкою, крізь яку проходять дретик з прикріпленою запаленою свічкою на кінці та зігнута під кутом трубка; на трубку надівають каучукову трубочку з затискачем, а в каучукову трубочку вставляють ще трубку, яку занурюють у стакан з забарвленою водою. Запалена свічка, як це і було раніш, деякий час горить, а потім гасне. Причина цьому не може бути ні в вуглекислом газі, що виділяється під час горіння, бо його вбирає ідкий калій, ні в воді, яку вбирає кальцій-хлорид. Лишається звернутися до повітря, що бере участь у спробі, і дізнатись, чи не сталося в ньому будь-яких змін. Для цього, охолодивши колбу, треба відкрити затискач на каучуковій трубці: рідина із стакана зараз же підіймається трубкою й увіходить у колбу. Звідси, природно, можна зробити висновок: із повітря колби щось зникло. В повітрі, що залишилося, свічка вже не горить, — воно не здатне підтримувати горіння. Отже, в повітрі є така складова частина,

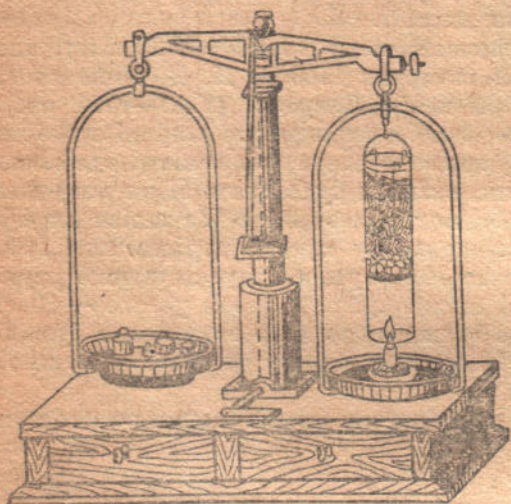


Рис. 7.

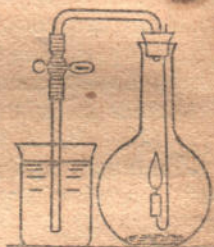


Рис. 8.

яка може підтримувати горіння, і під час горіння вона сполучається з тілом, що горить, увіходячи до складу продуктів горіння — води та вуглекислого газу — і роблячи їх важчими за згорілий матеріал.

Цю саму складову частину повітря, яку звемо к и с н е м, можна виділити знову з вуглекислого газу та води, розклавши їх (див. спроби розкладу води та малахіту).

Отже, причина, з якої більшає вага продуктів горіння, — кисень повітря.

В усіх випадках видимого зникання речовини при хемічних перетвореннях звичайно, як і в випадку горіння, разом із зміною складу відбувається й перехід речовин з видимих рідкого або твердого станів у невидимий газуватий. Спільна ж вага речовин, що беруть участь у перетворенні (перед і після нього), завжди лишається незмінна.

Таким чином, закон зберігання ваги речовин говорить: якщо після реакції вага речовини побільшала, то це значить, що відкілясь увій-

<sup>1</sup> Практично дуже зручно брати так зване натрійне ванно.



шла додаткова маса речовини, і треба розшукати джерело цього додавання; якщо ж після реакції вага поменшала проти ваги взятих речовин, то цей закон говорить, що частина речовини втратилася, наприклад, вийшла з приладу безбарвним газом, який і треба вловити.

М. В. Ломоносов (1760 р.)<sup>1</sup> висловив цей закон так: «Всі зміни, що трапляються в природі, полягають у тому, що скільки чого в одного тіла віднімається, стільки додається до іншого. Наприклад, якщо донебудь поменшає трохи матерії, то стільки ж матерії додається до іншого тіла».

Лавуазьє ж цей закон формулював так:

«Ніщо не втрачається і ніщо не виникає; матерія завжди лишається та сама; у ній може бути зміна форми, але ніколи не буває зміни ваги».

Оскільки переконано Лавуазьє висловлював це твердження, видно з таких його слів: «Я можу розглядати речовини, взяті й одержані, як частину алгебричного рівняння, і, вважаючи послідовно кожен член цього рівняння за невідомий, я можу знайти його величину і перевірити спробу обчисленням, а обчислення — спробою».

Закон зберігання ваги речовини є основний закон природи, який вказує, що ніхто і ніколи з нічого не може зробити щонебудь і що існуюче не можна обернути в ніщо. А тому так звані «чудеса» про творення з нічого є цілковита вигадка.

Закон зберігання ваги речовини щодня перевіряється в хемічних лабораторіях на найточніших терезах, і до цього часу не заперечувався.

Щоправда, сучасна наука викрила не тільки зв'язок між речовиною та енергією, але й їх взаємну перетворність: речовина може перетворюватись в енергію і навпаки — енергія в речовину. Маса рухомого тіла зростає в міру збільшення швидкості його руху і стає безконечно великою, коли ця швидкість наближається до швидкості світла. Відомо, наприклад, що коли тіло вже рухається, то, щоб надати йому певного прискорення, треба витратити більшу силу, ніж тоді, коли це тіло перебуває в спокої. Маса ж тіл пропорціональна силам, якими треба діяти на ці тіла, щоб надати їм однакових прискорень. Отже, маса тіла (а вона пропорціональна вазі) від руху більшає, і, чим більша швидкість руху, тим більша маса його. Щоправда, при звичайно спостережуваних швидкостях руху це збільшення маси безмірно мале, а тому і важко його визначити; воно стає цілком помітне тільки при колосально великих швидкостях, що наближаються до швидкості світла, тобто до 300 000 км за секунду. Правдивість такого припущення потверджено спробами над рухом електронів (електрон є складовою частиною атома; про

<sup>1</sup> М. В. Ломоносов ще 1743 р. перший показав, що на законі зберігання ваги речовини ґрунтується вся хемічна будова; він перший перевіряв його й експериментально, вивчаючи обпалення металів у залізних трубках; цими спробами він довів, що коли перетворюються метали в окалину (в оксиди), то спільна вага металу та взятого повітря лишається незмінна.



це буде сказано далі): виявилось, що маса електрона справді зростає в міру збільшення швидкості його руху (швидкість руху електронів може доходити до 0,95 швидкості світла).

Взявши на увагу сказане, легко можна бачити, що закон зберігання ваги речовини зливається з іншим загальним законом — зберігання енергії.

**§ 8. Енергія. Закон зберігання енергії.** Енергія, як відомо, буває двох типів: *кінетична*, або енергія явного руху, та *потенціальна*, або прихована, яку можна перетворити в кінетичну; кінетичну енергію, навпаки, можна перетворити в потенціальну. Кожний з цих двох типів енергії має різні види. До кінетичного типу належать: енергія звичайного руху, наприклад, води, кулі, повітря і т. ін., енергія звукова, тепла, світлова та електричного струму. До потенціального типу належать: енергія тяжіння, енергія пружностозміненого тіла, енергія електрична та енергія хемічна.

При якісній своєрідності різні види енергії можуть переходити один в один. Ці переходи відбуваються точно кількісно: *певна кількість енергії одного виду переходить в еквівалентну кількість іншого виду*. Еквівалентними кількостями енергії різних видів зветься такі їх кількості, які можуть виконати однаково роботу. Наприклад, тепловий вид енергії легко переходить у механічний, а механічний — в електричний і т. д. Теплову енергію, як відомо, виміряють калоріями: мала калорія (*кал*) є кількість тепла, потрібна для підвищення температури 1 г води на 1° (з 14,5 до 15,5°); велика калорія (*ккал*) — кількість тепла, потрібна для підвищення температури 1000 г води на 1°. Численними спробами встановлено, що одна велика калорія тепла дає 427 кгм роботи і, навпаки, 427 кгм роботи, перетворюючись у тепло, дають одну велику калорію тепла (1 ккал).

Покладаючи, що вчення про енергію відоме читачеві з фізики, ми тут лише нагадаємо, що в замкнених системах робота, яку виконує енергія, може відбуватись лише при умові наявності різниці в напруженні енергії діючого тіла та середовища, що його оточує; коли ж рівні напруг енергії стають однакові, то корисної роботи одержати не можна. Та частина енергії, що може виконати роботу, зветься *вільною енергією*. Та частина енергії, що зовнішньої роботи вже не буде виконувати, зветься енергією *зв'язаною*.

Енергія становить добуток двох факторів — фактора ємності та фактора напруги. Наприклад, енергія ваги дорівнює добуткові всієї маси (фактор ємності) на висоту її піднесення (фактор напруги); в тепловій енергії фактор напруги є температура, а фактор ємності — теплосміність; в електричній енергії фактор ємності являє собою кількість електрики, а фактор напруги — електричний потенціал.

Загальний закон, що характеризує перетворення енергії, такий самий, як і закон перетворення речовини, а саме: *енергія, перетворюючись, не утворюється й не втрачається*. Цей закон зветься *законом зберігання енергії*.

**§ 9. Хемічна енергія.** Хемічна енергія є вид енергії, прихований в речовинах, що при хемічних змінах виявляється, перетворюю-



ючись в інші види енергії, найчастіш у теплову, а також у світлову, електричну, механічну та ін. Прикладами можуть бути всі випадки горіння, що дають тепло та світло, а також і пророблені вже спроби (4, 5, 6, 8). Фактор смності в хемічній енергії являє собою маса речовини, а фактор напруги — хемічний потенціал, або величина так званого хемічного споріднення.

Реакції сполучення здебільшого (а часто й реакції розкладу) відбуваються з виділенням тепла; такі реакції звуться *екзотермічними*. Але є й такі реакції, які відбуваються з вбиранням тепла, як от, наприклад, утворення вибухових речовин. Такі реакції звуться *ендотермічними*<sup>1</sup>.

Як вище зазначено, хемічна енергія може перетворюватись не тільки в теплову енергію; часто можна спостерігати перетворення її в інші види енергії, а саме: в світлову — теж при реакціях горіння, в електричну — в електричних елементах, в механічну — наприклад при розкладі вибухових речовин, або, наприклад, коли теплова енергія, одержана при реакції горіння, передається воді, перетворюючи її в пару, а ця рухає поршень, що передає свій рух валові або колесові, які вже надають руху різним механізмам — машинам, що виконують ту або іншу роботу. Отже, хемічна енергія, виконуючи роботу, не тільки дає можливість добувати різні корисні речовини, але й являє собою джерело для добування інших видів енергії, що широко використовується і в фабрично-заводській промисловості і в повсякденному житті.

У свою чергу й інші види енергії можуть перетворюватись у хемічну енергію, чим і користуються хеміки, проводячи різні хемічні перетворення: дуже часто реакції проводять, підвищуючи температуру, або побільшуючи тиск, або вживаючи електричної енергії і т. д.

Раз усі речовини складені з тих або інших елементів, то зрозуміло, що первісні запаси енергії й зосереджені в елементах: діянням енергії, яку елементи в собі мають, вони можуть сполучатися між собою і утримуватись у сполуці. Елементи, сполучаючись між собою, витрачають на своє сполучення не всю властиву їм енергію, а ту або іншу частину її, неоднакову в різних випадках. Звідси й одержані складні речовини теж мають у собі певний запас енергії, яку людина також може використовувати для своїх цілей.

Із сказаного також зрозуміло, що *кожна хемічна реакція мусить мати свій тепловий ефект.*

<sup>1</sup> Той відділ хемії, який вивчає вимірювання кількості тепла, що виділяється або вбирається при хемічних реакціях, звється термохемією. Основний закон термохемії є закон Гесса, відомий під назвою принципу початкового та кінцевого стану. Формулюють його так:

Якщо в системі речовин, простих або складних, взятих при певних умовах, відбувається ряд змін фізичних або хемічних, то кількість тепла, що при цих змінах виділяється або вбирається, залежить лише від початкового та кінцевого стану системи: вона буде однакова, які б не були проміжні стани.

Безпосередній висновок з цього принципу є таке твердження:

Щоб розкласти складну речовину, треба витратити таку саму кількість тепла, яка виділилась при створенні цієї речовини.



Умови діяння хемічної енергії. Найголовніша умова для того, щоб могла виявитись хемічна енергія, — це *якнайцільніше зіткнення між собою реагуючих речовин*: хемічна енергія діє лише на дуже малих віддалях. Отже, все, що допомагає найцільнішому зіткненню речовин одної з одною, — все це сприяє і виникненню й ходові хемічного перетворення. Тому речовини в рідкому та газовому станах реагують краще, ніж у твердому стані; всяке подрібнення речовин, їх розтирання, стискування, розтоплення, розчинення, як засоби, що збільшують величини поверхонь зіткнення, а також число точок зіткнення, — полегшують хід хемічних перетворень.

Підвищення температури, що спричиняється до прискорення руху найдрібніших частинок речовин (та їхніх складових частин, про що буде сказано далі), призводить до прискорення зіткнень їх між собою й тим прискорює хід реакції; але дуже велике підвищення температури може спричинитись і до розкладу утвореної під час реакції речовини. *Тому, щоб добути певну речовину, кожну реакцію проводять в певних температурних границях.*

Для збудження реакції часто користуються і іншими видами енергії, наприклад світла (при фотографуванні), електричної енергії та ін.

*Хід реакцій у часі буває різний*: він змінюється від майже миттєвого (як це буває, наприклад, при розпаді вибухових речовин) до надзвичайно повільного. З значною швидкістю відбувається, наприклад, іржавіння заліза, а так зване вивітрювання гірських порід іде дуже повільно.

Часто хемікові треба дуже прискорити або сповільнити хід того чи іншого процесу; для цього є цілий ряд можливостей.

Швидкість ходу реакцій, як було вже сказано, поперше, залежить від фізичного стану речовин: у твердому стані, особливо між великими грудками, реакції звичайно відбуваються дуже повільно, а в рідкому (розтопленому або розчиненому) та в газовому станах — швидше. Подруге, як правило, реакції відбуваються швидше при підвищеній температурі і повільніше при зниженій. Потретє, на швидкість реакції впливає концентрація реагуючих речовин, тобто кількість їх у даному об'ємі: чим більша концентрація (тобто чим щільніш вони уміщені у взятому об'ємі), тим швидше йтиме реакція і, навпаки, чим менша концентрація, тим повільніше відбуватиметься процес. Далі на цю умову буде звернено особливу увагу. Почетверте, прискорити або сповільнити хід реакцій можна, вводячи інші речовини в посудину, де вже відбувається процес, тільки з малою швидкістю. Наприклад, давно було відомо, що численні речовини, коли вони цілком сухі, не реагують при температурах нижчих за 500—600°; тим часом реакція між ними легко може відбутись, якщо до таких речовин додати хоч трохи води; отже, вода може прискорювати хід реакцій.

### Практичні заняття

Спроба 21. Візьміть у суху пробірку з грам бертолетової солі і нагрівайте її, аж поки вона розтопиться; розтоплену сіль нагрівайте далі і разом з тим опустіть у пробірку жеврющу скіпку; остання буде роз-



палюватись, бо в бертолетовій солі під час нагрівання виділяється кисень, що енергійно сполучається з складовими частинами скіпки; при цьому виділяється багато тепла і скіпка спалахає. Після цього відведіть пробірку від полум'я і продовжуйте вносити жеврющу скіпку в пробірку: скіпка скоро перестане запалюватись, бо кисень почне виділятися дуже повільно; тоді всипте в пробірку кілька дрібків чорного порошку мангану IV-оксиду і ви відразу побачите бурхливе виділення кисню, від якого занурена в пробірку скіпка дуже розгориться. Отже, манган IV-оксид прискорив розклад бертолетової солі. Треба зауважити, що манган IV-оксид після реакції ані трохи не змінився ні кількісно, ні якісно і може служити таким самим прискорювачем і для інших порцій бертолетової солі. Для багатьох інших реакцій знайдено інші прискорювачі.

Такі прискорювачі звуться *каталізаторами*. Як каталізатори часто використовують або метали — платину, нікель, залізо, паладій та ін., або складні речовини, як от: глинозем, азбест, пемзу. Заводська техніка широко використовує діяння каталізаторів.

В організмах теж є прискорювачі реакцій, так звані *ферменти* або *ензими*; приміром, у слині є фермент — птіалін (або амілаза), що прискорює перетворення крохмалю в цукрувату речовину; фермент ліпаза прискорює розщеплення жирів в організмі; у дріжджах є фермент цимаза, що полегшує перетворення цукру в спирт та вуглекислий газ, і т. ін.

Каталізатори можуть бути в дуже незначній кількості і все таки прискорювати процес, що відбувається між дуже великими кількостями речовин.

Крім каталізаторів прискорювачів, або, як їх ще звуть, *позитивних* каталізаторів, є каталізатори *негативні*, що сповільнюють швидкість процесів. До таких каталізаторів належать численні отруйні речовини: в їх присутності (приміром, арсену, сірководню, навіть пилу) позитивні каталізатори поступово припиняють своє діяння.

Питанню про швидкості реакцій буде присвячений окремий розділ (X); у ньому будуть подані пояснення явищ каталізу.

### Контрольні запитання

1. Визначте, що таке матерія, речовина та енергія?
2. Яке співвідношення між матерією та енергією?
3. Які форми руху вивчає хемія?
4. Як пізнавати матерію?
5. Визначте предмет і завдання хемії та чим вона відмінна від фізики?
6. До яких основних типів можна звести всі хемічні явища?
7. З яких ознак можна дізнатись, що даний процес є хемічний?
8. Визначте, які речовини звуться складними і які простими. Наведіть приклади цих і тих.
9. Як практично вирішити, чи є дана речовина складна, чи вона проста та як це вирішення перевірити?
10. Сформулюйте закон зберігання ваги речовини та поясніть його значення.
11. Яка різниця між поняттям «проста речовина» та «елемент»?
12. Що таке алотропія?
13. Що розуміють, коли кажуть, що залізо-сульфід складається з сірки та заліза: сірка та залізо в ньому прості речовини чи елементи?
14. За якими ознаками можна відрізнити суміш від однорідної речовини?



15. Сформулюйте закон зберігання енергії.
16. Що таке хемічна енергія та які потрібні умови її виявлення?
17. Від чого залежить швидкість ходу хемічного процесу і як її можна змінити?
18. Поясніть роль хемії в соціалістичному будівництві, промисловості та сільському господарстві.

**Додаткова література до всіх розділів взагалі і до I розділу зокрема**

1. Е н г е л ь с, Діалектика природи.
  2. Й о г о ж, Анти-Дюрінг.
  3. Й о г о ж, Людвіг Фейербах.
  4. Л е н і н, Матеріалізм та емпіріокритицизм.
  5. М е н д е л е е в, Основи хімії, 10-е изд.
  6. М е н ш у т к и н, Курс общей (неорганической) хімії.
  7. Е ф р а и м, Неорганическая хімія.
  8. М у р, Історія хімії.
  9. М е н ш у т к и н, Из истории хімії.
  10. Г е р ц, Очерк истории развития основных воззрений хімії.
  11. М о р о з о в, В поисках философского камня.
  12. Ф е р с м а н, Химические элементы земли и космоса.
  13. Е г о ж е, Химические проблемы промышленности.
  14. Ч у г а е в, Природа и происхождение химических элементов.
  15. В и з л е р, Химические элементы.
  16. У р б е н, Химический элемент и атом.
  17. 15 лет советской хімії.
  18. Ломоносовский сборник, Материалы для истории развития хімії в России.
  19. Пути химической промышленности во 2-й пятилетке, Довідник, G m e l i n - K r a u t, Handbuch der anorg. Chemie.
- Журнали: Журнал общей хімії, Журнал прикладной хімії, Успехи хімії, Журнал химической промышленности.
-



## РОЗДІЛ II

### ЗАКОНИ УТВОРЕННЯ ХЕМІЧНИХ СПОЛУК. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ. ХЕМІЧНА МОВА

§ 10. Закон постійності складу. Аналізи складних сполук показали, що кожна чиста хемічна сполука при всякій будові завжди має один і той же склад. Отже, коли елементи складають будьяку хемічну сполуку, вони увіходять до складу її завжди в тих самих точно визначених вагових відношеннях. Приміром, для утворення води потрібні водень та кисень, і, як показують спроби, вони увіходять до складу води завжди так, що кисню в 8 разів на вагу більше за водень. Отже, закон постійності складу стверджує, що кожна чиста хемічна сполука завжди має один і той же точно визначений свій склад.

Зазначена властивість істотно відрізняє хемічну сполуку від сумішей, в яких вагові пропорції змішуваних речовин можуть бути цілком довільні і змінні<sup>1</sup>. Приміром, сірку з залізом можна змішати в яких завгодно пропорціях, але сполучити їх для утворення залізо-сульфіду можна лише в певних, а саме, таких відношеннях: на 7 ваг. частин заліза 4 ваг. частини сірки; на утворення кухонної солі, що складається з натрію та хлору, — на 23 ваг. частини першого завжди потрібно 35,5 ваг. частин другого і т. ін. Коли б якоїсь складової частини було взято надвишок проти зазначених кількостей, то цей надвишок не увійшов би в сполуку, а лишився б вільний.

§ 11. Закон кратних відношень. теж відзначає певну закономірність в кількостях елементів, що сполучаються між собою, але вже в тих випадках, коли два елементи, сполучаючись один з одним, утворюють кілька складних сполук, що відрізняються одна від одної своїми властивостями: в цих випадках елементи будуть ті самі, але відносні кількості їх будуть різні. Приміром, водень та кисень, крім води, до складу якої вони увіходять на вагу у відношенні 1 : 8 (в процентах: водню 11,11, а кисню — 88,89), можуть утворити ще іншу сполуку — водень-пероксид, до складу якого кисню увіходить в 16 разів на вагу більше за водень, тобто у відношенні 1 : 16 (або в процентах: водню — 5,88, а кисню — 94,12).

Ще один приклад: вуглець із киснем на вагу сполучається або у відношенні 3 : 8 (в процентах: вуглецю — 27,27, а кисню — 72,73), і тоді утворюється вуглекислий газ, або у відношенні 3 : 4 (в про-

<sup>1</sup> Треба зазначити, що різниця між механічними сумішами та хемічними сполуками в деякій мірі умовна: є і перехідні між ними ступені (див. далі «Розчини», «Стопи»).



центах: вуглецю — 42,86, а кисню — 57,14), але тоді утворюється інша сполука, так званий чадний газ, інакше вуглець-ІІ-оксид.

Наведені приклади показують, що коли два елементи сполучаються між собою в різних вагових відношеннях, утворюючи щоразу різні сполуки, то на одну і ту ж вагову кількість одного з них (водню в першому прикладі і вуглецю—в другому) припадають такі вагові кількості другого, які є між собою в простих кратних відношеннях (у першому прикладі кисню 8 і 16 ваг. частин, а в другому — кисню 8 і 4 ваг. частини). У цьому і полягає закон кратних відношень, вперше сформульований Дальтоном<sup>1</sup>.

Вищенаведені закони пояснюються атомно-молекулярною теорією.

**§ 12. Атомно-молекулярна теорія.** Основна думка цієї теорії була намічена ще віків з двадцять п'ять тому. Ще й тоді, за давньої давнини, перед мислителями постало питання про те, що являє собою матерія, насамперед питання про те, яку вона має структуру: суцільну — безперервну, чи — зернисту, що має всередині проміжки між окремими зернинами, зчепленими між собою. Цю останню думку, цебто думку про зернисту структуру матерії, висловив ще за п'ять віків перед нашою ерою грецький філософ Демокріт. Цей погляд на матерію докладно виклав у першому віці нашої ери Тіт Лукрецій Кар у своїй книзі: «Про природу речей» (в рос. переклад).

Демокріт уявляв собі матерію складену з дрібнісіньких мас і при тому таких стійких, що їхня вага ні в яких умовах не меншає; інакше, ці маси нездробимі, неподільні, або по грецькому — атоми (грецьке слово атом і означає — неподільний). За тих часів це вчення не стало загально визнаним і було забуте.

На початку ХІХ в. англійський хемік Дальтон відживив це стародавнє вчення, вклавши в нього більш конкретний зміст.

З попередників Дальтона в ХVІІ в. треба назвати Ньютона, який припускав, що речовина мабуть складена «з твердих, мідних, непроникних, рухомих частинок, які мають певну масу, незмірно твердіших, ніж будьяке пористе тіло, складене з них... можливо різних величин та вигляду, різних густин та сили».

В ХVІІІ в. М. В. Ломоносов приклав уявлення про атоми до хемії; він відрізняв два роди частинок, що складають матерію: більші корпускули, або молекули, та дрібніші начала, з яких вони складаються (цебто, очевидно, — атоми).

Основні твердження атомної гіпотези Дальтона такі:

1. Всі тіла, рідкі або тверді, складаються з величезної кількості дрібнісіньких частинок, або атомів речовини, зв'язаних силою притягання.

2. Частинки всіх однорідних тіл цілком однакові на вагу, вигляд і т. д.

Кожен елемент має свої власні атоми; кожне складне тіло — свої «складні атоми», цілком однакові між собою, але відмінні від атомів

<sup>1</sup> Треба зазначити, що в деяких випадках є відхилення від цього закону.



інших складних тіл. Вага кожного атома одного й того самого однорідного тіла цілком однакова, але відмінна від ваги кожного іншого однорідного тіла, простого чи складного.

3. Частинки складної речовини складаються з невеликого цілого числа атомів відповідних елементів. Приміром, два елементи  $A$  і  $B$ , сполучаючись, можуть дати одну частинку  $C$ , що складається з одного атома  $A$  та одного атома  $B$ ; або частинку  $D$  — з одного атома  $A$  та двох атомів  $B$ ; або частинку  $E$  — з 2 атомів  $A$  та 1 атома  $B$ ; або частинку  $T$  — з 1 атома  $A$  та 3 атомів  $B$  і т. д. Цим пояснюється існування кількох сполук двох елементів між собою. Частинки даного індивідуума складаються завжди з одного й того ж числа атомів тих самих елементів.

4. Хемічний аналіз лише розділяє ці частинки одну від одної і знову їх сполучає. Хемічне діяння не може утворити або зруйнувати елемент. Всі зміни, які ми робимо, полягають у тому, що ми розділяємо частинки, які є в стані зчеплення або сполучення, і зв'язуємо частинки, що були раніш віддалені одна від одної.

Як видно з наведених тверджень, Дальтон уявляв собі прості речовини збудованими з атомів, зв'язаних між собою силою притягання, а складні речовини — збудованими з «складних атомів».

Дальтон пробував дати і метод визначення відносної ваги атомів, виходячи з аналізу складних тіл. Але, не вмючи визначати число елементарних частинок (атомів) у складних частинках, він скористувався з цілком неутрунтованого припущення, а саме: що в природі все збудовано дуже просто, а тому, якщо будьякі два хемічні елементи утворюють між собою одну сполуку, то в її складному атомі повинно бути тільки по одному атому першого й другого елементу. Приміром, за аналізами того часу склад води виражали в процентах числами: 85% кисню і 15% водню. Вважаючи, що «складний атом» води має в собі один атом кисню і один атом водню, виходить за Дальтоном, що і ваги атомів кисню та водню відносяться як 85 : 15, тобто це відношення дорівнює 5,66. Якщо взяти вагу атома водню за одиницю порівняння атомних ваг, то матимемо, що вага атома кисню дорівнює 5,66.

Пізніше Дальтон змушений був внести і ряд інших недоведених припущень, що, звичайно, послаблювало й саму гіпотезу. Але одночасно, як побачимо далі, ця гіпотеза давала можливість легко і просто розуміти численні властивості та перетворення речовин, а тому в основному її й було прийнято.

Докладніше й точніше вивчення поведінки газів з їхньою характерною здатністю розширяться та займати якнайбільший об'єм, вивчення різних теплових явищ, вивчення явищ розчинення, явищ дифузії та ряду інших дали змогу пізніше виправити і уточнити гіпотезу Дальтона остільки, що в середині XIX в. вона стала цілком доведеною атомно-молекулярною теорією.

Цю теорію докладно викладається в фізиці, і тому тут буде вказана тільки її суть.

Всі речовини складені з окремих найдрібніших молекул (молекула — слово латинське, означає — малесенька маса), відокремлених одна



від одної проміжками; а самі молекули складені з атомів, які теж відокремлені один від одного.

В 60-х роках минулого століття з пропозиції Канніццаро хеміки прийняли такі визначення молекули та атома:

*Молекула є найменша кількість даної речовини, що має всі її хемічні властивості.*

*Атом є найменша кількість хемічного елементу, що міститься в молекулах його сполук.*

Часто молекули визначають і як границю фізичної подільності речовини, а атом — як границю хемічної подільності елементу.

Молекули складних речовин складаються з атомів різних елементів, а молекули простих речовин — з атомів того самого елементу (доказ подано далі).

У хемічно чистій речовині всі молекули однакові, чим і пояснюється однорідність хемічних сполук. Різномірних атомів є стільки ж, скільки є різних елементарних речовин<sup>1</sup>.

*Кінетичне вчення* (від грецького слово кінезис — рух), що поступово увійшло в науку і було засноване на вивченні газів, а потім охопило і рідини і тверді речовини, в 60-х роках ХІХ в. стало вже загальноповизнаним і увійшло в атомно-молекулярне вчення про будову речовини.

Як молекули в речовині, так і атоми в молекулах не перебувають у спокої, а безупинно рухаються.

При фізичних явищах склад молекул речовини лишається незмінним, при хемічних же явищах склад молекул (або їхня структура) обов'язково змінюється.

Хемічні реакції за цією теорією полягають у тому, що взяті молекули розкладаються на атоми, з яких складаються нові молекули; атоми при цьому зберігають свою вагу, тобто лишаються цілі.

Вищевикладена атомно-молекулярна теорія проіснувала понад 100 років, бо вона досить просто пояснювала і властивості і поведінку речовин.

§ 13. Три стани речовини в світлі молекулярної теорії. Речовини звичайно бувають у трьох станах: твердому, рідкому та газоподібному.

Як уже було сказано, молекули, з яких складається речовина, безупинно в ній рухаються.

Тверді тіла, як відомо, відрізняються від рідин та газів властивістю протидіяти зміні їхньої форми, зміні відносного розміщення їхніх частин. Молекули в твердих речовинах коливаються всередині маленького простору навколо якогось середнього положення подібно в деякій мірі до маятника, який коливається, але лишається на тому самому місці, де його підвішено. Виявити молекулярний рух у твердих тілах можна, наприклад, спостерігаючи парування льоду, звітрювання нафталіну та взагалі пахучих твердих речовин, самостійну кристалізацію порошоків тощо.

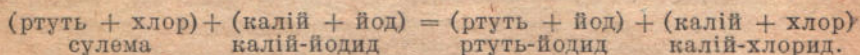
Наявність руху молекул у твердих тілах потверджує також така спроба: якщо свинцеву паличку спаяти з паличкою золотою й дати

<sup>1</sup> В одному з дальших розділів, коли буде з'ясовано поняття про «ізотопію», буде дано додаткове пояснення цього твердження.



ім спокійно лежати кілька років, то в свинцевій паличці на деякій віддалі від снау буде золото, яке, очевидно, проходить у свинець через рух, властивий частинкам золота.

С п р о б а 22. Якнайдрібніш розітріть у фарфоровій ступці кілька кристалів калій-йодиду й потім, чисто витерши ступку, так само дрібно розітріть у ній (обережно!) кусочок сулеми; порошок сулеми насипте в пробірку, а зверху на нього висипте порошок калій-йодиду; не струшуючи, залишіть пробірку з сумішшю стояти, а самі спостерігайте забарвлення на границі, де стикаються порошки сулеми та калій-йодиду: самі порошки білі, а на границі їх зіткнення почне незабаром з'являтися рожева смужка, яка щодалі все більше буде поширюватись і поступово стане карміночервоною. Сулема складається з ртуті та хлору, калій-йодид — з калію та йоду, а карміночервона речовина — з ртуті та йоду. Очевидно, відбудеться реакція обміну, яку можна виразити так:



Щоб така реакція відбулась, частинки сулеми та калій-йодиду повинні були підійти одна до одної, потім розкластись на атоми, з яких вони складаються, а ці, рухаючись, повинні були сполучитись у нові комбінації — в нові частинки, утворивши ртуть-йодид та калій-хлорид.

У р і д и н а х молекули мають вільніший рух, ніж молекули в твердих тілах; вони рухаються найрізноманітнішими напрямками, бо, рухаючись, кожна з них стикається з іншими молекулами. Перехід з твердого стану в рідкий, як відомо, відбувається при підвищенні температури. При цьому, через збільшення руху, частинки залишають місця, які вони займають, і попереднє впорядковане їх розміщення змінюється на рух безладний — тверде тіло перетворюється в рідину. Спостереження та спроба показують, що швидкість руху у різних частинок рідини неоднакова: одні рухаються швидше, інші повільніше, чим і пояснюється поступове випаровування рідин (поступове відривання частинок від усієї маси речовини). Зрозуміле також і явище збільшеного парування рідин при нагріванні, і явище кипіння їх: чим вища температура, тим швидше рухаються частинки; молекули, які рухаються найшвидше, дійшовши поверхні рідини, можуть легко перемогти притягання своїх же молекул і виходять геть із сфери цього притягання чим далі все в більшій кількості.

Ще в 1827 р. ботанік Броун помітив таке явище: розглядаючи в мікроскоп якунебудь рідину, що має в собі суспензовані малесенькі дрібочки, можна бачити, що ці дрібочки безупинно рухаються; цей рух відбувається зигзагоподібним шляхом. На рис. 9 зображено такі шляхи. Причина цього руху тепер цілком ясна, а саме: молекули рідини, самі безупинно рухаючись, налітають на дрібочки, що плавають у рідині, і штовхають їх у різні сторони. Чим менші розміри дрібочків, тим дужче вони відштовхуються і швидше рухаються; рух дрібочків від підвищення температури прискорюється. Цей рух і названо б р о у н і в с ь к и м р у х о м.

Такий самий рух порошинок можна легко спостерігати тоді, коли вони завислі в газах. У цьому можна переконатись, спостері-



гаючи збоку пучок сонячних променів, що проходять через повітря, яке має в собі дрібнесенькі порошинки.

У газах молекули дуже (проти їхніх розмірів) віддалені одна від одної: вони майже не притягаються взаємно і рухаються так швидко, що їх зберігають, щоб утримати, в щільно закупореному посуді.

Дослідами доведено, що в кожному об'ємі газу при нормальних умовах на самі молекули припадає лише  $\frac{1}{7000}$  —  $\frac{1}{8000}$  частина цього об'єму. Звідси зрозуміла і легка стисливість газів.

Молекули газів рухаються прямолінійно всіма напрямками; при цьому звичайно вони стикаються одна з одною, вдаряються об усяку перепону і тим утворюють те, що зветься тиск газу.

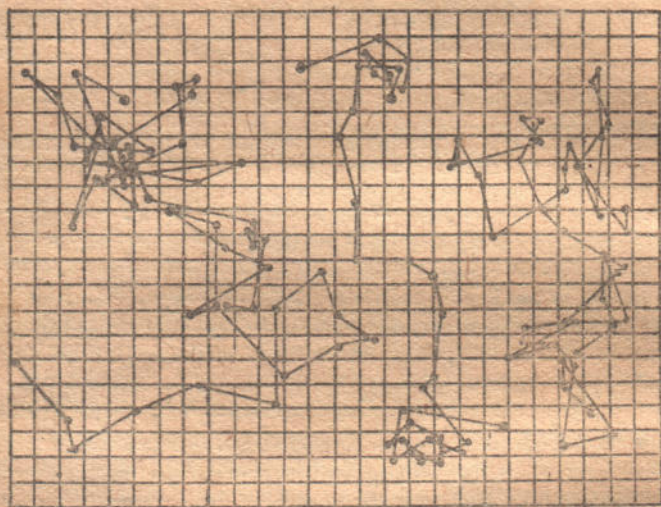


Рис. 9.

Швидкість руху молекул при однаковій температурі у різних газів неоднакова. Так, наприклад, за обчисленнями молекули найлегшого газу — водню рухаються в середньому з швидкістю 1850 м/сек, а молекули гущішого газу — кисню рухаються в середньому лише з швидкістю 460 м/сек<sup>1</sup>.

Так просто і ясно атомно-молекулярна теорія пояснює, в чому полягає різниця агрегатних станів речовин.

**§ 14. Основні закони хемії і атомно-молекулярна теорія.** Основні закони хемії, що їх було вже викладено, теж легко розуміти в світлі атомно-молекулярної теорії.

<sup>1</sup> Спроби показали, що швидкість руху газових частинок обернено пропорціональна кореням квадратним з їхніх густин. Наприклад, густини водню та кисню відносяться як 1 : 16; отже, швидкості їх руху відносяться як  $\sqrt{16} : \sqrt{1}$ , цебто як 4 : 1.



В основі цієї теорії лежить атом з незмінною масою. При хемічних реакціях ні число атомів, ні вага кожного з них не змінюються. Тому нові речовини, створені під час реакції, важать саме стільки. Скільки важили речовини, що зреагували. А це й є закон зберігання ваги речовини.

Всі молекули даної речовини збудовані з однакового виду атомів і з однакового числа їх. А тому що атом кожного виду має певну незмінну вагу, то ясно, що дана сполука мусить мати певний ваговий склад (закон постійності складу):

Закон кратних відношень теж безпосередньо впливає з атомно-молекулярної теорії: елементи увіходять у сполуки своїми атомами, які в одного й того самого елемента всі однакові; атоми неподільні, отже, вони увіходять у сполуку цілими, а не частинами атома. Звідси ясно, що коли два елементи утворюють кілька сполук, то кількості одного елемента, які припадають на ту саму кількість другого елемента, повинні відноситись як цілі числа.

§ 15. Складність атома. Маючи дуже велику цінність, атомно-молекулярна теорія мала і дуже значну хибу: вона впиралася в монолітний неподільний атом, що являв собою границю пізнання речовини. Це уявлення нічим не виправдувалось і численні прихильники цієї теорії давно вже припускали, що атом не є монолітний, що його теж можна розглядати як складну систему.

Довести і розвинути це припущення вдалося в кінці XIX і, головним чином, на початку XX вв. Попереднє, покищо коротке, освітлення цього новішого уявлення про структуру атома і буде подано в цьому розділі.

Починаючи з 1895—1896 рр., у природі виявлено речовини, які за деякі їхні властивості названо радіоактивними речовинами.

Детальне вивчення радіоактивних речовин привело до висновку (далі про це буде сказано докладніше), що атом ще не являє собою границю подільності речовини; виявилось, що він сам є дуже складна своєю будовою електрична система, яка нагадує планетні світові системи: так само, як і планетні системи, атом складається з уміщеного всередині з порівняно великою масою ядра, круг якого орбітами рухаються його супутники, що мають далеко меншу масу, — електрони. Об'єм ядра супроти всього об'єму атома безмірно малий.

Найпростішу будову має атом водню. Він складається з ядра, зарядженого позитивно, і одного електрона, що рухається навколо ядра і являє собою найменшу частинку (атом) негативної електрики. Ядро атома водню зветься протоном.

Будова атомів інших елементів складніша: їхні ядра складаються з протонів і електронів, при чому протонів у ядрі завжди більше, ніж електронів, від чого ядро завжди має позитивний заряд<sup>1</sup>; навколо ядра рухаються різними орбітами елек-

<sup>1</sup> Завдяки роботам Чадвіга і подружжя Жоліо тепер вважають, що ядро складається з протонів і нейтронів. Кількість протонів, що входять у ядро, дорівнює порядковому номеру елемента. Різниця між атомною



трони. Число електронів, що оточують ядро, дорівнює зарядові ядра; тому атом є електрично нейтральний.

Маса електрона в 1840 разів менша за масу атома найлегшого елемента — водню, тобто становить 0,00054 його маси.

Електрони рухаються навколо ядра різними орбітами, які можна розбити на шари; з цих шарів один буде околишній, а інші — внутрішні. Ядро притягує електрони околишнього шара меншою мірою, ніж електрони внутрішніх шарів. Від кількості електронів, що їх має в собі околишній шар, як побачимо далі, передусім і залежать хемічні властивості атома. Щодо ваги атома, то — це головню вага ядра. Під різними впливами атом може втрачати або набувати електрони.

Якщо число електронів в будьякого атома зменшиться, то в тій частині атома, що залишається, переважатимуть позитивні електричні заряди, або, як то кажуть, лишок буде електропозитивний; якщо ж до атома прилучаться електрони, то виникне електронегативна система. Атоми, що втратили кілька електронів, і атоми, що набули електрони, звуться і о н а м и.

Якщо стара атомно-молекулярна теорія всі хемічні перетворення зв'язувала з пересуванням молекул та атомів, то, як побачимо далі, нова теорія планетарної будови атомів зв'язує хемічні процеси не тільки з пересуванням молекул та атомів, але й з пересуванням іонів та електронів.

На запитання, чи є електронна теорія кінцева ланка в пізнанні матерії, треба відповісти негативно. Та чи інша наукова теорія є лише ступінь у пізнанні природи. «Електрон є так само невичерпний, як і атом» (Ленін).

§ 16. Вага молекул і атомів. Газові закони. Оскільки всі речовини за атомно-молекулярною теорією реагують у вагових відношеннях, відповідних вагам їх молекул та атомів, то, щоб можна було стежити за реакціями з погляду кількісних відношень, треба знати вагу як молекул, так і атомів. Ця вага звичайно безмірно мала. За складними посередніми визначеннями, вага атома, наприклад, водню дорівнює

0,000 000 000 000 000 000 000 001 66 г,

а вага атома кисню

0,000 000 000 000 000 000 000 026 35 г,

тобто, як видно, вага атомів становить квадрильйонні частки грама.

Зрозуміло, що наука не має таких терезів, на яких можна було б безпосередньо зважувати атоми. Вага молекул теж надзвичайно мала.

Якщо абсолютну вагу неможливо визначити безпосередньо, то визначають відносну вагу, де бто визначають, у скільки разів даний

вагою і порядковим числом (де бто числом позитивних зарядів ядра) і є кількість нейтронів. Маса нейтронів дорівнює 1,011, тобто, практично, — маса протона.



атом або дана молекула важча або легша за інший атом або молекулу.

З'ясуємо попереду, як визначати відносні ваги молекул. Звернімося спочатку до речовин, які легко мати в газовому стані, бо для них насамперед і був розроблений метод.

Газові закони. Гази, як відомо, частіше вимірюють об'ємами; величина об'ємів газів залежить від двох умов: від тиску, що діє на даний об'єм, та від температури, при якій вимірюють об'єм газу.

а) Співвідношення між величиною об'єму газу і тиском встановили ще в XVII в. Бойль і Маріотт; його виражають так: *при постійній температурі об'єми газу змінюються обернено пропорційно створеному на них тискові*. Позначимо початковий об'єм газу через  $V_0$ , при початковому тискові  $P_0$ , а змінений тиск через  $P$  і величину нового об'єму через  $V$ . Тоді за законом Бойля-Маріотта матимемо:

$$V_0 : V = P : P_0$$

або, взявши добуток середніх та крайніх членів,

$$V_0 P_0 = VP,$$

цебто *при незмінній температурі добуток з об'єму на тиск для тієї самої кількості взятого газу є величина постійна*.

б) Співвідношення між величинами об'єму газу та температурою встановив Гей-Люссак. Закон Гей-Люссака говорить: *при постійному тискові зміни об'ємів газів прямо пропорційальні змінам температури*, тобто від підвищення температури об'єми більшають, а від зниження—меншають, при чому збільшення об'єму або його зменшення при зміні температури на  $1^\circ$  завжди однакове, воно дорівнює  $\frac{1}{273}$  або 0,003665 того об'єму, що його займав даний газ при  $0^\circ$ .

Ця величина зветься *температурним коефіцієнтом розширу газів*. Якщо взятий при  $0^\circ$  об'єм газу позначити через  $V_0$ , то при  $1^\circ$  цей об'єм дорівнюватиме  $V_0 + \frac{1}{273} V_0$ , при  $2^\circ$  дорівнюватиме  $V_0 + \frac{1}{273} V_0 \cdot 2$ , а при  $t^\circ$   $V_t = V_0 + \frac{1}{273} V_0 \cdot t$ ; вивісши  $V_0$  за дужки, матимемо:

$$V_t = V_0 \left( 1 + \frac{1}{273} t \right),$$

або, як це умовно прийнято, заміняючи дріб  $\frac{1}{273}$  грецькою літерою  $\alpha$  (альфа), виразимо закон Гей-Люссака формулою:

$$V_t = V_0 (1 + \alpha t).$$

в) Виведім рівняння, що виражає зміну газових об'ємів у тому випадку, коли одночасно будуть змінюватись і тиск і температура. Позначимо:



- 1) об'єм газу при  $0^\circ$  і 760 мм через  $V_0$
- 2) » » »  $t^\circ$  і 760 » »  $V_t$
- 3) » » »  $t^\circ$  і 0 |» »  $V_p$

При переході від першої умови до другої, тобто коли зміниться тільки температура від 0 до  $t^\circ$ , за законом Гей-Люссака матимемо:

$$V_t = V_0(1 + \alpha t). \quad (1)$$

При переході з другого в третій стан, тобто коли змінюватиметься лише тиск від 760 до  $P$ , за законом Бойля-Маріотта матимемо:

$$V_p \cdot P = V_t \cdot 760. \quad (2)$$

Підставивши в рівняння (2) замість  $V_t$  його значення з рівняння (1), одержимо:

$$V_p P = V_0(1 + \alpha t) \cdot 760. \quad (3)$$

Підставивши в одержаному рівнянні (3) замість  $\alpha$  її значення, цебто  $\frac{1}{273}$ , дістанемо:

$$V_p P = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right) \cdot 760,$$

або

$$V_p P = \frac{V_0 \cdot 760 (273 + t)}{273}.$$

Вираз  $273 + t$  є абсолютна температура<sup>1</sup> газу, яку позначимо через  $T$ ; тоді рівняння матиме такий вигляд:

$$V_p P = \frac{V_0 \cdot 760 \cdot T}{273}.$$

Тут множник  $\frac{760 V_0}{273}$  є величина постійна і його позначають літерою  $R$ ; тоді рівняння, кінець-кінцем, матиме такий вигляд:

$$V_p P = RT.$$

Це є так зване рівняння К л а п е й р о н а.

Точно перевіряючи спробою, виявили, що жодний газ точно не підлягає цим законам, і ця невідповідність стає особливо ясна при роботах з великими тисками та дуже низькими температурами: при цих умовах газу стискується сильніше, ніж того вимагають наведені закони.

Причини цієї невідповідності відкрив ван-дер-Ваальс, який указав на дві хиби. Перша — це те, що не взято було до уваги властивості молекул притягуватись одна до одної: ця сила притягання залежить від віддалі між молекулами і збільшується в міру зменшення об'єму, а тому і стає помітна при збільшеному тискові та при низьких температурах.

<sup>1</sup> Абсолютний температурний нуль лежить при  $-273^\circ$  термометра Цельсія; температура, відлічувана від цього абсолютного нуля, зветься абсолютною температурою.



Друга: взятий об'єм газу в рівняннях вважають за цілком змінний, а це неправильно. Об'єм газу складається з об'єму, що припадає на самі молекули, та з проміжків між молекулами; зміняться ж можуть лише ці останні, а об'єм самих молекул тим часом лишається незмінний, і тому вільний для руху молекул об'єм менший від усього взятого об'єму, позначеного в рівнянні. А залежно від цього частинки вдаряться частіш об стінки посудини, створюючи тиск, більший проти того, який мають на увазі в рівняннях.

Ван-дер-Ваальс з теоретичних міркувань запропонував, замість рівняння Клапейрона, таке виправлене рівняння:

$$(V - b) \left( P + \frac{a}{V^2} \right) = RT,$$

де  $b$  — частина нестисливого простору, цебто підсумований об'єм молекул газу,  $a$  — величина, що визначає силу зчеплення газових частинок між собою, а  $\frac{a}{V^2}$  — зчеплення, властиве молекулам, виражене в одиницях тиску й обернено пропорціональне квадратові об'єму.

Отже, закони Бойля-Маріотта та Гей-Люссака, а також і рівняння Клапейрона виражають поведінку і де а л ь н и х газів, а рівняння ван-дер-Ваальса виражає поведінку р е а л ь н и х газів з їх якісною своєрідністю.

Для нашої мети відзначимо, що за цими законами змінюються в с і г а з и, незалежно від їх складу, а, значить, і причина однакової взагалі поведінки газів не в хемічному складі; вона очевидно залежить від числа молекул, що є в об'ємах газів.

Раніш, ніж виявляти цю причину однакової поведінки газів, розгляньмо ще один закон, що теж стосується до газів; його теж установив Гей-Люссак.

г) Закон Гей-Люссака щодо величини об'ємів газів, які сполучаються між собою, та об'ємів газів, що утворюються в наслідок сполучення.

В 1807 р. Гей-Люссак опублікував такі свої спроби: вимірюючи об'єми, в яких гази сполучаються між собою, та об'єми утворюваних при цьому газових сполук, він знайшов, що, наприклад: а) один об'єм водню (приміром  $1 \text{ см}^3$ ) сполучається з 1 об'ємом хлору ( $1 \text{ см}^3$ ) і дає два об'єми водень-хлориду ( $2 \text{ см}^3$ ); б) два об'єми водню (наприклад  $2 \text{ см}^3$ ) сполучаються з 1 об'ємом кисню (з  $1 \text{ см}^3$ ) і дають два об'єми ( $2 \text{ см}^3$ ) водяної пари; в) три об'єми водню (наприклад  $3 \text{ см}^3$ ) сполучаються з одним об'ємом азоту (з  $1 \text{ см}^3$ ) і дають два об'єми ( $2 \text{ см}^3$ ) складної сполуки, що зветься амоніаком. Узагальнюючи ці спостереження, Гей-Люссак відзначив, що об'єми газів, які реагують між собою, є в простих відношеннях один до одного і ці об'єми є також у простих відношеннях до об'ємів, утворених при реакції газових продуктів.

Всі вищенаведені закони газів показують, що в їхній будові є щось спільне. Виявив це спільне фізик А. Авогадро.



§ 17. Закон Авогадро-Жерара. Авогадро запропонував гіпотезу, що при однакових температурах та тискові однакові об'єми всіх газів мають у собі однакове число молекул. Це твердження можна прочитати і навпаки, а саме: одне й те саме число молекул усіх газів займає при однакових умовах температури та тиску один і той же об'єм.

Цю гіпотезу протягом минулого XIX в. перевіряли дуже багато разів і завжди виявляли, що вона цілком правильна. Правильність її доведено й на підставі кінетичної теорії газів (див. фізику). Тому гіпотеза Авогадро стала тепер законом Авогадро. В 40-х роках минулого століття французький хемік Жерар показав, яке важливе значення має для хемії закон Авогадро, а тому справедливо цей закон тепер звуть законом Авогадро-Жерара.

Закон Авогадро-Жерара насамперед показав, що і у газів, утворених з одного елементу, атоми при звичайних умовах не існують окремо (винятки подамо далі), а зчеплюються в молекули. І, справді, розгляньмо першу ж спробу Гей-Люссака. Коли утворюється водень-хлорид, то в сполуку увіходять рівні об'єми водню й хлору, а утворений водень-хлорид має вдвоє більший об'єм, ніж кожний з узятих об'ємів. Зобразім цю реакцію так:



За законом Авогадро-Жерара молекул водень-хлориду утворюється вдвоє більше, ніж було молекул водню або хлору. Може у водню й хлору за молекули треба вважати їхні атоми? Якщо це так, то припустім, що один об'єм водню має в собі 1000 атомів водню; тоді стільки ж атомів хлору матиме в собі й один об'єм хлору. З 1000 атомів водню і з 1000 атомів хлору можна одержати теж 1000 молекул водень-хлориду, бо кожна його молекула не може мати в собі менше одного атома водню і одного атома хлору. Зобразім це знову графічно:



Але, якби це було справді так, то 1000 молекул водень-хлориду займали б такий самий об'єм, який займають окремо водень і окремо хлор, а тим часом вони, як видно, займають об'єм удвоє більший, отже й число молекул у них мусить бути вдвоє більше. А тому що кожна молекула водень-хлориду не може мати в собі водню і хлору менше, ніж по одному атому, то вважати атоми водню і хлору за їх молекули не можна. Спроба доводить, що в узятих об'ємах водень і хлор являють собою не окремі атоми, а молекули, які складаються кожна з двох атомів, які й слід вважати за молекули водню й хлору. І тоді графік матиме такий вигляд:





Аналізи всіх сполук, які мають у собі водень, показали, що жодна з них не має в собі водню менше його півмолекули, отже, півмолекула і є його атом. Те саме треба сказати і про хлор: і в нього півмолекула його становить атом. Значить молекули водню і хлору справді складаються кожна з двох атомів.

Розглядаючи так само реакції утворення води з водню і кисню, утворення амоніаку з водню й азоту, неминуче приходимо до висновку, що взагалі атоми деяких елементів групуються в молекули. Число атомів у молекулах деяких газових елементів дорівнює двом, але воно може бути й більше. Для дальшої нашої мет. важливий висновок, що воднева молекула складається з двох атомів.

**§ 18. Метод визначення відносної ваги молекул.** Тепер з'ясуємо метод визначення відносної ваги молекул.

**Вага в одиниці виміру.** При всяких вимірах для порівнюваності результатів вибирають певну одиницю порівняння.

Спочатку за одиницю порівняння як ваги атомів, так і ваги молекул було взято вагу атома водню, як елементу найлегшого. Тоді вага атома кисню становила 15,88, тобто атом кисню в 15,88 разів важчий за атом водню. Пізніше з цілком практичних міркувань умовились вагу атома кисню вважати за ціле число — 16, а щоб зберегти співвідношення між вагою атома кисню та вагою атома водню, вагу цього останнього треба було збільшити на 0,008; таким чином, виправлену відносну вагу атома водню тепер приймають за 1,008. Ваги всіх інших атомів і всіх частинок виражають у «кисневих одиницях».

*Атомна вага всякого елементу, а також і всяка молекулярна вага є число, яке показує, у скільки разів атом або молекула важчі за  $\frac{1}{16}$  атома кисню.*

Для визначення відносної ваги молекул є кілька способів. Молекулярну вагу речовин, які легко переходять в пару, не змінюючи свого складу, можна визначити з густини їхньої пари. Цей метод обґрунтований на законі Авогадро-Жерара.

За цим законом, як було вже сказано, при однакових умовах температури та тиску однакові об'єми газів мають у собі однакове число молекул; отже, відношення ваги однакових об'ємів газів — випробовуваного газу і газу водню, взятого за одиницю виміру, інакше густина газу щодо водню, — покаже, у скільки разів молекули випробовуваного газу в узятому об'ємі важчі молекул водню в такому самому об'ємі. Через те, що число молекул в однакових об'ємах випробовуваного газу і водню однакове, одержуване число покаже також, у скільки разів одна молекула випробовуваного газу важча за одну молекулу водню. Наприклад, густина кисню відносно водню <sup>1</sup> дорівнює 16 (точніше, 15,88), тому молекула кисню в 16 разів важча за молекулу водню.

<sup>1</sup> 1 л кисню при 0° і 760 мм тиску важить 1,430 г, а 1 л водню при тих самих умовах важить 0,0899 г; звідси

$$D = \frac{1,430}{0,0899} = 16.$$



З'ясуємо тепер, у скільки разів молекула кисню буде важча за атом водню. Це питання розв'язується так: молекула водню, як було вже з'ясовано, складається з двох атомів; значить, проти одного атома водню молекула кисню буде вдвоє важча, ніж проти молекули водню; отже молекула кисню в 32 рази важча за один атом водню.

Математичний вивід формули буде такий: позначимо вагу молекули випробовуваного газу через  $M$  і число таких молекул у взятому об'ємі через  $N$ ; відповідно вагу молекули водню позначимо через  $M_1$  і число молекул водню в узятому об'ємі через  $N_1$ .

Вага об'єму взятого газу дорівнює  $MN$ ; вага такого самого об'єму водню дорівнює  $M_1N_1$ .

Густина газу за воднем  $D$  дорівнюватиме:

$$D = \frac{MN}{M_1N_1}.$$

Тому що взято однакові об'єми випробовуваного газу та водню, то числа молекул теж однакові, цебто  $N = N_1$ ; скоротивши їх, одержимо:

$$D = \frac{M}{M_1},$$

звідки  $M = M_1D$ . Тому що  $M_1$ , тобто маса молекули водню, дорівнює 2 (точніше  $= 1,088 \cdot 2 = 2,016$ ), то, заміняючи  $M_1$  на 2, одержимо:  $M = 2D$ , або  $M = 2,016D$ , цебто *відносна вага молекул речовини в газовому стані дорівнює подвоєній (точніше в 2,016 рази більшій) густині її за воднем.*

Справжня вага молекул безмірно мала. Дійсно, в спектроскоп можна ще спостерігати, наприклад, 0,000 000 000 2 г простої речовини гелію; неозброєним оком можна помітити 0,000 000 000 000 001 г жовтої фарби — флуоресцеїну в 1 см<sup>3</sup> його розчину через його зелену флуоресценцію; нюхом можна виявити щонайменшу кількість дуже пахучих речовин. Але це ще не окремі молекули. Величина окремих молекул далеко менша за ці величини. Наприклад, за обчисленнями П. І. Вальдена, 0,000 005 л води містять у собі 80 більйонів водяних молекул; 22,4 л газу при 0° і 760 мм тиску мають у собі  $6,06 \cdot 10^{23}$  (ч и с л о А в о г а д р о) молекул.

Є й інші методи визначення відносної ваги молекул; про деякі з них буде сказано далі.

**§ 19. Метод визначення атомної ваги.** 1. Метод аналізу сполук. За вагу атома, як було вже сказано, вважають ту найменшу вагову кількість елемента, яка трапляється в молекулах сполук цього елемента. Щоб визначити цю найменшу масу елемента, треба проаналізувати його сполуки і в кожній молекулі різних сполук визначити величину маси досліджуваного елемента, пам'ятаючи, що вона може відповідати вазі одного атома або вазі цілого числа атомів.

Наведім приклади. Нехай треба визначити атомну вагу кисню. Проаналізуємо хоча б дві його сполуки — воду та вуглекислий газ. Візьмім певні вагові кількості води та вуглекислого газу, розкладемо їх на складові частини. Воду розкладемо на водень та кисень,



а вуглекислий газ на вуглець та кисень, і зважимо одержані кількості складових частин. Зваживши, знайдемо, що у воді на одну вагову частину водню припадає в вісім разів більша вагова маса кисню, тобто вагове відношення в ній водню та кисню буде 1 : 8. Аналізуючи вуглекислий газ, виявимо, що на кожні 3 вагові частини вуглецю припадає 8 вагових частин кисню, себто 3 : 8. Тепер будемо міркувати так: воду взято цілком чисту, отже, однорідну, тобто в ній всі молекули однакові, а значить, водень і кисень і в молекулі води є у відношенні 1 : 8. Звідси треба тільки дізнатись про вагу молекули води і поділити її в відношенні 1 : 8, і ми визначимо, яка маса кисню увиходить в молекулу води. Визначення ваги молекули води показує, що вона дорівнює 18; поділяючи 18 у відношенні 1 : 8, одержуємо масу кисню, рівну 16, а водню — 2. Визначаючи вагу вуглекислого газу, знайдемо, що вона дорівнює 44; поділяючи 44 в відношенні 3 : 8, одержимо масу кисню, рівну 32, а масу вуглецю рівну 12.

Якщо те саме зробити і з іншими кисневмісними речовинами, як от, винний спирт, нітратна кислота, вуглецьII-оксид, то в їхніх молекулах виявимо, що маса кисню відповідно дорівнює 16, 48, 16. Аналізуючи всі інші кисневмісні сполуки, ми не знайшли б у жодній з молекул їх кисню менше 16, а при більших масах ми мали б маси в ціле число разів більші, ніж 16, тобто 32, 48, 64 і т. д. Отже, число 16 і відповідає найменшій кількості кисню, яка увиходить в молекули його сполук, інакше — це атомна вага кисню. Звідси в молекули води, винного спирту та вуглецьII-оксиду увиходить по одному атому кисню, а в молекулу вуглекислого газу їх увиходить два, в молекулу нітратної кислоти — три. Такий шлях аналізу і є найточнішим методом для визначення атомної ваги елементів.

2. Метод Дюлонга і Пті. Метод аналізу дуже складний. Є простіший метод, який практично можна швидко виконувати, обґрунтований на законі Дюлонга і Пті. Ці дослідники, визначаючи теплоємність [тобто кількість тепла, потрібну на підвищення температури одиниці маси (1 г) речовини на 1°] різних простих речовин у твердому стані (головно металів), виявили, що теплоємність тим менша, чим більша атомна вага, і, навпаки, що *добуток теплоємності на атомну вагу є величина майже постійна*. Наприклад, атомна вага магнію — 24,32, а теплоємність його — 0,2475, добуток із цих величин — 6,02; атомна вага цинку — 65,3, а теплоємність його — 0,0954, добуток їх — 6,24; атомна вага олова — 118,7, а теплоємність його — 0,0538, добуток — 6,39; для ртуті атомна вага — 200,6, теплоємність — 0,0329, добуток — 6,6. В середньому численними визначеннями встановлено, що *добуток з теплоємності металу на його атомну вагу дорівнює 6,4*; він зветься атомною теплоємністю. Позначаючи атомну вагу через  $A$ , а теплоємність через  $Q$ , цю законність можна виразити так:  $A \cdot Q = 6,4$ ; звідси:

$$A = \frac{6,4}{Q}.$$



За цією формулою, визначивши спробою теплосмність і поділивши на неї 6,4, одержуємо атомну вагу.

**П р и к л а д.** Теплосмність заліза дорівнює 0,114; поділяючи на цю величину 6,4, одержуємо атомну вагу заліза, рівну 56,14, а справжня атомна його вага дорівнює 55,84, цебто неточність становить 0,3. Метод Дюлонга і Пті треба вважати за метод наближений<sup>1</sup>. Атомні ваги подано раніш — в списку елементів на стор. 17. Є й інші методи для визначення атомної ваги.

**Т е р м і н о л о г і я.** Масу елемента, що відповідає атомній вазі, вираженій у грамах, названо *граматомом*; наприклад, атомна вага кисню дорівнює 16, і його граматом є 16 г кисню.

Маса речовини, що відповідає молекулярній вазі, виражена в грамах, зветься *граммолекулою*; наприклад, молекулярна вага води дорівнює 18, і її граммолекула є 18 г води.

Граммолекула кисню, цебто 32 г кисню, при 0° і 760 мм тиску займає об'єм у 22,4 л. Граммолекула всякої речовини в стані газу і пари займає при 0° і 760 мм тиску об'єм у 22,4 л. Цей об'єм зветься *граммолекулярним об'ємом*.

**§ 20. Хемічні символи, формули й рівняння.** Вивчаючи хемічні перетворення будьяких мас речовин, хемік намагається з'ясувати, які саме зміни відбуваються з їх окремими молекулами та з атомами, що з них вони складаються, і який характер має пересування електронів в атомах. Щоб виражати такі спостереження, в хемії розроблена і особлива скорочена мова. Цієї мови вживають хеміки всіх країн земної кулі; отже, вона є мова інтернаціональна; це полегшує взаємне розуміння хеміків, що розмовляють різними мовами.

Загальноживану нині хемічну мову запропонував шведський хемік Берцеліус на початку XIX в. (1813 р.). Берцеліус у цій мові надзвичайно вдало поєднав не тільки якісну, але й кількісну сторону хемічних перетворень.

Суть цієї мови ось у чому: кожний елемент має свою назву, частіш латинську або грецьку. За пропозицією Берцеліуса атом кожного елемента позначається першою літерою його назви. Наприклад, символ одного атома водню є Н, бо латинська назва водню — Hydrogenium (гідрогеніум); символ атома кисню — О від латинської його назви Oxygenium (оксигеніум). Якщо дві або більше число назв починаються однаковою літерою, то до першої літери назви додають ще одну з літер її. Наприклад, назва азоту Nitrogenium (нітрогеніум), а назва металу натрію — Natrium (натріум); атом азоту позначають літерою N, а атом натрію літерами Na; вуглецевий атом від латинської назви вугля Carbo (карбо) позначається літерою C; атом міді від латинської назви Cuprum (купрум) позначається двома літерами Cu, а атом хлору (від назви Chlorum) позначається літерами Cl і т. д.

Кожна літера (або дві літери) позначають не тільки назву елемента, але й точно визначену вагою його масу.

<sup>1</sup> Теплосмність залежить від температури; разом із зміною її теплосмність у деякій мірі змінюється; вона стає постійною тільки при високих температурах.



Тому що молекули складаються з атомів, то і склад молекули виражають символами атомів, пишучи їх поруч, при чому, якщо число атомів більше одного, то це число позначають маленькою цифрою, яку ставлять внизу літери праворуч. Наприклад, молекулу кухонної солі виражають формулою  $\text{NaCl}$ ; тут цифр не поставлено, і це означає, що до складу молекули увіходить лише один атом натрію і один атом хлору. Молекула ртуть(II)-оксиду  $\text{HgO}$ ; молекула магній-оксиду  $\text{MgO}$ ; молекула води  $\text{H}_2\text{O}$  — сюди увіходить два атоми водню і один атом кисню; молекула амоніаку  $\text{NH}_3$  — тут у молекулі один атом азоту та три атоми водню. Такі комбінації символів звуться **формулами хемічних сполук**. *Формула завжди виражає склад тільки однієї молекули хемічної сполуки.*

Якщо треба написати дві, три або більше число молекул, то ставлять відповідну цифру перед формулою, наприклад,  $2\text{NaCl}$ , цебто дві молекули кухонної солі, або  $3\text{H}_2\text{O}$  — три молекули води.

Формули молекул звичайно мають також кількісне значення; за формулою можна обчислити вагу молекули: вага дорівнює сумі ваг атомів, що з них складається молекула. Наприклад,  $\text{H}_2\text{O}$  вагою дорівнює сумі атомних ваг, позначених у молекулі води, водню ( $\text{H}_2 = 2$ ) та кисню ( $\text{O} = 16$ ), цебто 18.

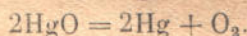
Щоб виразити хемічне перетворення, хемічною мовою користуються так.

**Реакція сполучення.** Атоми або молекули, що сполучаються, пишуть у рядок і замість слова «сполучаються» між ними ставлять + (плюс), а замість слів «утворюється в наслідок реакції така ось речовина» ставлять знак рівності = (а іноді й стрілку  $\rightarrow$ ), наприклад:



Знак рівності одночасно стверджує закон зберігання ваги речовини: вага речовин ліворуч від знака рівності дорівнює вазі речовини праворуч від знака рівності. Такі вирази хемічних реакцій звуться **хемічними рівняннями**.

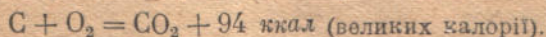
**Реакція розкладу.** Приклад:



**Реакція обміну.** Приклад:



Іноді в рівнянні вказують, скільки калорій тепла виділяється або вбирається при даній реакції, наприклад:



Читайте так: 12 г вуглецю сполучаються з 32 г кисню й дають 44 г вуглекислого газу, при чому виділяється 94 великих калорій ~~тепла~~, тобто ця реакція екзотермічна.

Звичайно, щоб написати якнебудь рівняння, треба знати результати спроби, при якій точно вираховують кількості речовин, узятих на реакції, та речовин, одержаних у результаті реакції.



Що дають хемічні формули та рівняння? Кожна формула говорить не тільки про якісний, але й про кількісний склад речовини. Це дає можливість за формулою обчислити процентний склад речовини.

Для прикладу візьмим молекулу води, що складається з двох атомів водню та одного атома кисню (ат. в. 16); граммолекула води, значить, важить 18 г. Щоб перейти до процентів, міркуємо так: якщо 18 г води мають у собі 2 г водню, то 100 г води —  $x$ , звідки

$$18 : 100 = 2 : x,$$

або

$$x = 200 : 18 = 11,11\%;$$

щодо кисню, то пропорцію складемо так:

$$18 - 16$$

$$100 - y,$$

звідки

$$18 : 100 = 16 : y,$$

$$y = \frac{100 \cdot 16}{18} = 88,89\%.$$

Навпаки, від процентного складу легко, якщо відомі атомні ваги, перейти до формули сполуки. Наприклад, нехай аналізується та сама вода і у процентах одержано  $H = 11,11\%$ , а  $O = 88,89\%$ ; густина водяної пари відносно водню дорівнює 9, отже з рівності  $M = 2D$  вага молекули становить 18. Обчислимо тепер, скільки водню та кисню має в собі одна граммолекула води:

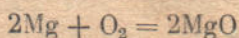
$$\left. \begin{array}{l} \text{якщо в } 100 \text{ ваг. ч. води } H - 11,11 \\ \text{то } 18 \text{ ваг. ч. води } H - x \\ \text{якщо в } 100 \text{ ваг. ч. води } O - 88,89 \\ \text{то в } 18 \text{ ваг. ч. води } O - y \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 2 \\ y = 16 \end{array}$$

Поділивши одержані величини на атомні ваги — для водню 2 : 1, а для кисню 16 : 16, одержуємо для водню два атоми і для кисню один атом — це й будуть числа атомів водню й кисню в молекулі, тобто молекула води має формулу  $H_2O$ .

Знаючи формулу речовини та вагу її молекули з атомних ваг атомів, з яких вона складається, легко обчислити густину пари речовини відносно водню з рівняння  $M = 2D$ ; одержуємо:

$$D = \frac{M}{2}.$$

Хемічні рівняння звичайно також мають кількісний зміст; візьмим реакцію між магнієм та киснем:





і прочитаємо записане кількісно: 48 ваг. ч. магнію (ат. в. Mg — 24), сполучаючись з 32 ваг. ч. кисню (ат. в. O—16), дають 80 ваг. ч. MgO. Тепер нехай буде взято не 48 г, а 60 г магнію; скільки потрібно буде кисню для реакції й скільки буде одержано MgO? Розрахунок: якщо 48 г Mg потребують 32 г O, то 60 г — x; розв'язуючи пропорцію

$$\begin{array}{r} 48 - 32 \\ 60 - x, \end{array}$$

одержимо  $x = 40$ ; з 60 г магнію та 40 г кисню звичайно буде одержано 100 г MgO.

Можна розв'язати й обернену задачу: скільки треба Mg та O, щоб одержати, наприклад, 200 г MgO?

щоб одержати 80 г MgO, треба взяти магнію 48 г  
 » » 200 г MgO » » » x г,

звідки

$$x = \frac{48 \cdot 200}{80} = 120 \text{ г};$$

щоб одержати 80 г MgO, треба взяти кисню 32 г  
 » » 200 г MgO, » » » y г

$$y = \frac{32 \cdot 200}{80} = 80 \text{ г}.$$

### Вправи й лабораторні роботи

**В п р а в а 23.** Обчислення процентного складу складних сполук. Обчислити процентне відношення складових частин раніш одержаних (див. попередні лабораторні роботи) сполук: води  $H_2O$ , магній-оксиду MgO, залізо-сульфіду FeS, мідь II-оксиду CuO, користуючись атомними вагами, поданими на стор. 17.

**В п р а в а 24.** Показати закон кратних відношень (Дальтона) на таких сполуках азоту з киснем (в %):

	азоту	кисню
азот I-оксид має в собі . . . . .	63,64	36,36
азот II-оксид » » » . . . . .	46,67	53,33
азот IV-оксид » » » . . . . .	30,43	69,57
нітрит-ангідрид має . . . . .	36,84	63,16
нітрат-ангідрид » . . . . .	25,93	74,07

**В п р а в а 25.** Знаючи атомні ваги елементів, написати формули молекул сполук, утворених:

- а) з 2 ваг. ч. водню та 16 ваг.ч. кисню
- б) » 12 » » вуглецю » 32 » » »
- в) » 24 » » магнію » 16 » » »
- г) » 46 » » натрію » 16 » » »
- д) » 46 » » натрію » 12 » » вуглецю та 48 ваг. ч. кисню

**В п р а в а 26.** Задача: 1,2 г вуглецю, сполучившись з киснем, дали 4,4 г вуглекислого газу. Обчислити процентний склад цієї сполуки. Відповідь: C = 27,3%, O = 72,7%.

**С п р о б а 27.** Налити в одну мензурку 54 см<sup>3</sup> води, а в другу 59 см<sup>3</sup> чистого спирту. Відзначити, який буде об'єм суміші (108 см<sup>3</sup> замість 113 см<sup>3</sup>). Поясніть зменшення об'єму.



Спроба 28. Кілька краплин спиртового розчину гумігуту прилити до води, утвориться молочного кольору рідина. Взяти краплинку цієї рідини і розглянути її в сильний мікроскоп. Спостерігається броунівський рух.

Якщо є ультрамікроскоп, то броунівський рух краще спостерігати крізь нього.

Спроба 29. Визначення молекулярної ваги вуглекислого газу. Раніш, ніж розпочати цю спробу, треба навчитись зважувати на точних терезах, а також, ясна річ, і знати, як сконструйовані точні терези.

Терези. Хемічні терези (рис. 10) являють собою рівноплечий важіль з підвішеними до нього двома металевими шальками. Щоб терези були чутливі до невеличких змін ваги, тобто щоб торт між частинами

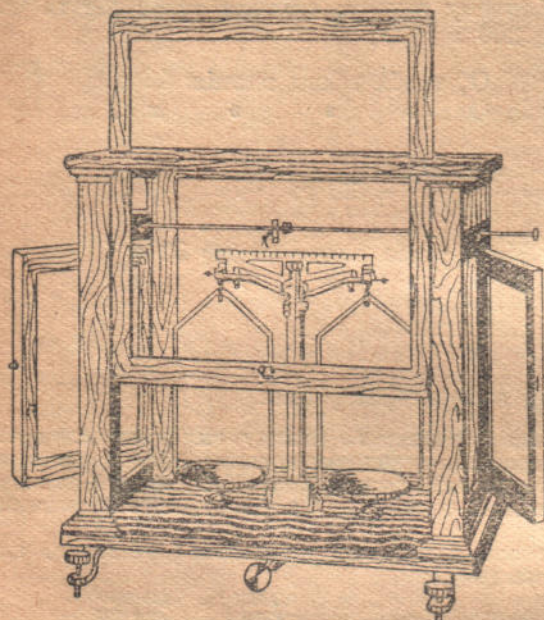


Рис. 10.

терезів було якнайменше, роблять центральну вісь коромисла з агату або з твердої сталі у формі тонкого вістря; це останнє лежить на гладенькій підставці з твердого каменя. Такі самі й осі, на яких висять шальки; вони так само лежать на твердих гладеньких поверхнях. Ці три осі паралельні одна одній і лежать в одній площині.

Зваживши, коромисло та шальки особливим пристроєм («аретиром») підіймають над підставками; для цього обережно повертають вправо головку важеля, що проходить у підставці терезів. Важки на шальку терезів кладуть лише тоді, коли терези аретовані. Спускають коромисло на підставку, обережно і повільно обертаючи головку важеля вліво; при цьому, тільки визначиться напрям, куди хилиться

коромисло, відразу ж знову повільно аретують терези і, відповідно спостереженню нахилу, додають або знімають важки.

Таке поводження з терезами надовгий час зберігає осі та підставки. Хемічні терези навіть середньої якості можуть показувати 0,0001 г.

Якщо дуже маленькими важками незручно користуватись, то в терезах роблять ще такий пристрій: права половина коромисла від середини до кінця поділена на 10 рівних частин; на ці поділи можна особливим держачком класти важок в 0,01 г, що зветься рейтером (зроблений з платиного дроту). Важок, як відомо, діє пропорціонально віддалі від осі хитання; отже, кожен поділ коромисла відповідає одному міліграмові. Зважуючи, цілі грами, їх десяти та соті частки визначають покладеними важками, а тисячні та десятитисячні частки грама — рейтером, який пересувають зліва направо, аж поки настане цілковита рівновага.

Встановлення рівноваги спостерігають за хитанням стрілки, зв'язаної з коромислом; хитання стрілки відлічують по шкалі, прикріпленій до терезів ззаду стрілки. Рівновага буде тоді, коли стрілка буде хитатись на однакове число поділок від середньої на шкалі лінії.



Терези мусять стояти нерухомо і цілком горизонтально.

Перед тим, як зважувати, треба щоразу перевіряти, чи зберігають самі терези положення рівноваги. Важків ніколи не треба брати руками, а тільки пінцетом. Веруть їх, починаючи з більшого; якщо взято важок більший, ніж треба, то його знімають (терези перед цим аретують), кладуть на його місце в ящик і ставлять ближчий—менший (пропускати важки не слід) і так далі — до рівноваги. Важки обов'язково кладуть на праву шальку терезів, а зважувану речовину—на ліву; при цьому безпосередньо на шальку терезів можна класти лише такі речовини, які не можуть забруднити або пошкрябати її. Порошки або кристали зважують або в скляночці (пробірниці чи колбі) або на аркушику глянцевого паперу; рідини та гази зважують звичайно у відповідних посудинах. Коли, зважуючи, встановили рівновагу, то, ще не знімаючи важків з шальки терезів, треба записати вагу, а, знявши важки, перевірити записане.

Ознайомившись з будовою терезів, розпочнімо спробу 29.

а) Взяти цілком чисту і суху колбу на 200—250 см<sup>3</sup>, щільно її заткнути, помітивши, на яку глибину увіходить пробка в колбу, щоб за весь час спроби тримати пробку на тій самій глибині.

б) Точно зважити колбу з пробкою на точних терезах і вагу цієї колби з повітрям та пробкою записати в журнал.

в) У зважену колбу (пробку виїняти і зберігати чистою) опустити до дна газовивідну суху трубку від апарата Кіппа, що виділяє CO<sub>2</sub> (добувають, діючи HCl на CaCO<sub>3</sub>); CO<sub>2</sub> перед тим треба промити водою (щоб відділити пару HCl, яку механічно захоплює CO<sub>2</sub> з апарата) і висушити (від водяної пари), пропускаючи через склянку Дрекселя з міцною сульфатною кислотою. Вуглекислий газ пропускати (не швидко) в колбу хвилин з 10. Виїнявши обережно з колби трубку (кран апарата Кіппа закрити) і заткнувши колбу пробкою, зважити колбу з вуглекислим газом; вагу записати. Знов у ту саму колбу пропускати CO<sub>2</sub> хвилин з 5 і після цього знов зважити колбу з CO<sub>2</sub>. Знову наповнювати колбу CO<sub>2</sub> та зважувати треба доти, доки два послідовні зважування дадуть ту саму вагу. Це означатиме, що все повітря з колби справді витиснув вуглекислий газ і що він справді заповнює колбу. Одержану вагу записати точно.

г) Виміряти об'єм колби: для цього налити в колбу води до тієї риски, до якої увіходила в колбу пробка, потім воду вилити в мірний циліндр і записати число кубічних сантиметрів, що виміряють об'єм цієї води, отже, й колби.

Записувати зважування треба так:

Вага колби з пробкою та повітрям . . . . .

Вага повітря в об'ємі колби . . . . .

Вага колби з пробкою . . . . .

Вага колби з пробкою та CO<sub>2</sub> . . . . .

Вага CO<sub>2</sub> в об'ємі колби . . . . .

Записати температуру повітря під час роботи (за термометром Цельсія) і тиск за барометром. Звести  $V$  — об'єм (колби),  $t^{\circ}$  — температуру та  $P$  — тиск до нормальних умов (цебто до 0° і 760 мм тиску).

Визначити вагу повітря в об'ємі колби, знаючи, що 1 см<sup>3</sup> його при 0° і 760 мм важить 0,001293 г; відняти одержану вагу повітря від ваги колби з пробкою та повітрям і визначити вагу колби з пробкою. Знаючи цю вагу, відняти її від ваги колби з пробкою та CO<sub>2</sub> і визначити вагу CO<sub>2</sub> в об'ємі колби.

Взявши до уваги, що 1) вага 1 см<sup>3</sup> водню при 0° та 760 мм дорівнює 0,00008987 г і 2) молекулярна вага дорівнює подвоєній густині газу за воднем, обчислити молекулярну вагу CO<sub>2</sub>. Теоретична величина її дорівнює 44.

С п р о б а 30. Зважити на терезах Робервальє в чотирьох скляних або фарфорових чашках такі кількості металів ртуті та цинку:

1-ша чашка . . . . .	200 г ртуті
2-га чашка . . . . .	200 г цинку
3-тя чашка . . . . .	200 г ртуті
4-та чашка . . . . .	65 г цинку



Поставити ці чашки з металами в повітряний ogrivник з термометром і гріти його до  $150^{\circ}$  з півгодини. Взяти чотири чистих стакани, налити в них  $200 \text{ см}^3$  води в кожний і занурити в них термометри, відзначивши температуру води.

Після цього одночасно вийняти з ogrivника першу пару чашок ( $200 \text{ г Hg}$  та  $200 \text{ г Zn}$ ) і зараз же перекласти їхній вміст у два стакани з водою; вода звичайно нагріється і термометри покажуть це підвищення температури — відмінне одне від одного; записати покази термометра.

Потім вийняти з ogrivника другу пару чашок ( $200 \text{ г Hg}$  та  $65 \text{ г Zn}$ ), також негайно перекласти уміщені в них метали в другі два стакани з водою і теж відзначити підвищення температури; тут воно буде однакове для ртуті і для цинку (якщо покази термометрів будуть трохи різні, то це залежатиме або від нечистоти взятих металів, або від неточного зважування).

На підставі закону Дюлонга і Пті пояснить спостережене щодо теплоємності взятих металів, маючи на увазі, що атомна вага ртуті 200, а атомна вага цинку 65.

### Контрольні запитання

1. Коротко і точно сформулюйте закони, за якими елементи сполучаються між собою.
2. Чи не суперечить закон кратних відношень законіві постійності складу? Поясніть вашу відповідь.
3. Коротко і точно визначте, що таке атом та молекула.
4. Що таке електрон?
5. Чому атом електрично нейтральний?
6. Чим відрізняється іон від атома?
7. Що таке хемічна реакція?
8. Сформулюйте закони, за якими змінюються об'єми газів залежно від температури та тиску, і пояснить, чому їм підлягають ідеальні гази?
9. Виведіть рівняння Клапейрона і внесіть у нього поправки для реальних газів.
10. При незмінному тиску, на скільки градусів треба нагріти об'єм газу від  $0^{\circ}$ , щоб цей об'єм збільшився вдвоє?
11. Якщо при нормальних умовах газ займає  $45 \text{ см}^3$ , то який він матиме об'єм при  $16^{\circ}$  і  $754 \text{ мм}$  тиску? Відповідь:  $48 \text{ см}^3$ .
12. Сформулюйте закон Авогадро-Жерара і вкажіть, як його використала хемія.
13. Покажіть, як від об'ємних законів Гей-Люссака можна прийти до закону Авогадро-Жерара?
14. Чому не можна думати, що атоми водню та кисню не існують при звичайних умовах окремо, а сполучаються в молекули?
15. Виведіть рівняння  $M = 2D$  та пояснить його зміст.
16. Як визначити відносну вагу молекули газоподібних речовин?
17. Якими методами визначається відносна вага атома?
18.  $1 \text{ л}$  азоту важить  $1,251 \text{ г}$ . Чому дорівнюватиме молекулярна вага азоту? Відповідь:  $27,8$ .
19. Теплоємність платини  $0,0324$ . Чому дорівнює приблизна атомна вага платини? Відповідь:  $198$ .
20. Як треба розуміти вирази — атомна вага вуглецю  $12$ ; молекулярна вага води  $18$ ?
21. Що треба розуміти під такими хемічними символами та формулами:  
 $\text{C}, \text{N}, \text{HCl}, \text{NaCl}, \text{H}_2\text{SO}_4$ ?
22. Що означають у хемічних формулах знаки  $+$  та  $=$ ?
23. Який тиск створюватиме одна граммолекула чадного газу ( $\text{CO}$ ) при  $0^{\circ}$ , якщо вона займає об'єм, рівний  $1 \text{ л}$ ?
24. Визначити процентний вміст  $\text{H}$  та  $\text{O}$  в водень-пероксиді  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
25. Напишіть формулу сполуки, що має в собі  $\text{O}—75\%$  та  $\text{H}—25\%$ .



26. Доросла людина протягом року з'їдає 8 кг кухонної солі  $\text{NaCl}$ ; скільки з 8 кг солі вона вводить в організм  $\text{Na}$  та  $\text{Cl}$ ?

27. Формула молекули рудничного газу  $\text{CH}_4$ ; що цей газ — легший чи важчий за повітря? У відповіді подайте ваші обчислення.

28. При  $500^\circ$  густина пари сірки за воднем 96; атомна вага сірки 32. Який склад має молекула сірки при  $500^\circ$ ?

29. Треба добути 1 т (1000 кг) залізоII-сульфіду ( $\text{FeS}$ ); скільки треба взяти для цього заліза та сірки?

Відповідь: 636,36 кг; 363,64 кг.

30. Спалюючи 6 г вугля, одержують 22 г вуглекислого газу. Який склад має цей газ?

### Додаткова література

1. Х в о л ь с о н, Физика наших дней.
2. Окремі розділи з підручників фізичної хемії: Б р о д с к о г о, Е г г е р т а Е й к е н а та ін.
3. К р а м е р и Г о л ь с т, Стрoение атомов и теория Бора.
4. Г р е ц, Теория атома в его новейшем развитии.
5. Т о м с о н, Атомы.
6. Б о р н, Стрoение материи.
7. П е р р е н, Атомы.
8. К р е м е р с, Стрoение атома.
9. Л а н г м ю и р, Расположение электронов в атомах и молекулах.
10. Г а а з, Квантовая химия.
11. Ф р е н к е л ь, Стрoение материи.



## РОЗДІЛ III

### ВОДА Н<sub>2</sub>O<sup>1</sup>

**§ 21. Вода в природі.** Вода є одна з найважливіших речовин у природі; зустрічається вона всюди. Вода в рідкому стані вкриває мало не  $\frac{4}{5}$  земної поверхні; багато води є в стані пари в атмосфері та в стані льоду особливо в полярних країнах і на верхів'ях високих гір; тваринні організми мають у собі до 80% води, а рослинні — до 90% і більше<sup>2</sup>.

Вода в природі ніколи не буває цілком чистою, а завжди має в собі розчинені різні домішки як тверді, так і газоподібні; часто вона буває каламутна від завислих у ній речовин.

Найчистіша природна вода — дощова, але й вона має в собі розчинені гази (близько 3%) з повітря; крім того, падаючи, вона захоплює з собою значні кількості порошків та мікроорганізмів, що носяться в повітрі.

Води джерел утворюються з дощової води. Просочуючись крізь ґрунт, дощова вода розчиняє речовини ґрунту; від різноманітності ґрунтів залежить і різноманітність та кількість домішок у джерельній воді. Найчастіш і в найбільшій кількості вода має в собі солі Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NaCl, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, CaSO<sub>4</sub> та ін. Джерела, що мають у собі цілющі речовини, звуться мінеральними.

Є, наприклад, води залізисті (що мають у собі сполуки заліза), сірчані (що мають у собі сполуки сірки); гірська вода має в собі MgSO<sub>4</sub> та ін.

Кринична вода, крім твердих складових частин (солей), містить у собі звичайно ще гази, наприклад, часто вуглекислий газ. Маючи в собі цей газ, вода може розчиняти й практично нерозчинні в чистій воді речовини, як от, CaCO<sub>3</sub>, MgCO<sub>3</sub> та інші, бо утворюються кислі (розчинні) солі. Якщо така вода стоїть на повітрі, краще при підвищеній температурі (швидше, як кипить), то кислі солі переходять у нормальні солі, які й випадають, утворюючи каламуть або осад. З цієї саме причини й створюється накип у самоварах, котлах і взагалі там, де кипить вода.

Вода, що має в собі багато Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, а також CaSO<sub>4</sub> та ін., зветься твердою водою; вона погано миєть (розчинені в ній

<sup>1</sup> Лавуазьє 1783 р. вперше довів, що вода є складна речовина.

<sup>2</sup> Приклади: води в картоплі 75%, в огірках 95%, у капусті 91%, в ріпі 90,67%, у буряках 88%, у моркві 86,77%, у цибулі 86%, у грибах 87,91%, у лимонах 82,94%, в апельсинах 84,76%, у кавуні 92,07%. Тіло людини середньої ваги (60 кг) містить у собі 40 кг води.



солі з милом дають нерозчинні в воді солі), в ній погано вариться садовина та городина і вона дає багато накипу в посудинах. Накипи, що утворюються в котлах або в самоварах, найчастіше містять у собі  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ .

Щоб позбавитись небажаної твердості води, запропоновано кілька способів, з яких покищо найбільше вживають такого: до води додають вапна, яке сполучається з розчиненим у воді вуглекислим газом, утворюючи нерозчинний у воді  $\text{CaCO}_3$ , що й осідає на дно посудини<sup>1</sup>.

Твердість води виражають звичайно в градусах твердості; кожен градус відповідає вмістові в 100 л води 1 г  $\text{CaO}$ .

Відрізняють твердість тимчасову й постійну: тимчасова твердість залежить від присутності в воді головню кальцій-гідрокарбонату  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ; її можна усунути, як було вже сказано, кип'ятінням води. Постійна твердість залежить від присутності в воді кальцій-сульфату, магній-сульфату та ін.; позбавитись цієї твердості кип'ятінням води не можна.

Тимчасова твердість разом із постійною твердістю становить спільну твердість.

Вода, що містить у собі мало твердих розчинених речовин (до 8° твердості), зветься м'якою водою; вода з твердістю від 8 до 16° зветься середньою, а з твердістю понад 16° — твердою.

Річкова вода містить у 100 тис. ч. від 10 до 50 ч. солей.

Морська вода твердість має далеко більшу від твердості річкових вод<sup>2</sup>; у ній кількість солей доходить у середньому 3,5% і головна маса припадає на кухонну сіль  $\text{NaCl}$  (близько 2,5—3%).

Мікроби, що є в воді, вбиваються або звичайним кип'ятінням, або хлоруванням, або озонуванням, або діянням ультрафіолетового світла.

Природна вода зветься чистою водою, якщо вона, поперше, не має в собі каламуті, подруге, містить у собі невелику кількість солей (щонайбільше 300 мг солей та 100 мг органічних залишків) на 1 л і, потретє, має відсвіжний смак і не має запаху.

В повітрі вода є в стані водяної пари, з якої утворюються хмари, туман, роса, сніг тощо.

<sup>1</sup> Воду очищають також, фільтруючи її через цеолітовий мінерал, що являє собою складну силікатну сполуку, одну з складових частин якої становить натрій. Цей останній при очищенні заміщується на  $\text{Ca}$  та  $\text{Mg}$  з солей, що знаходяться в твердій воді; використаний і змінений мінерал знову регенерують, обробляючи його кухонною сіллю. Штуклом цеоліт готують, стоплюючи в скловарній печі 3 ч. каоліну, 6 ч. кварцу та 12 ч. соди, що приблизно відповідає складові  $10\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 10\text{SiO}_2$ ; подріблений стоп настоюють на воді, яка прилучається й створює цеоліт.

<sup>2</sup> Моря приймають річкові води, які приносять у них свої солі; наприклад, р. Дон, у водах якого на 1 л припадає в середньому 0,46 г солей, протягом року приносить в Азовське море мало не 16 млн. т солей (головню  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$  та  $\text{NaCl}$ ). Дунай у Чорне море приносить щороку мало не 98 млн. т солей. З моря випаровується сила чистої води, від чого й більшає концентрація солей у морській воді.



Вода просочує всю тверду частину земної кори. З речовинами вона тут реагує різно; іноді вона тільки конденсується на поверхні твердих речовин і в такому разі зветься гігроскопічною і виділяється з речовини нагріванням до 100°.

Дуже часто вода увиходить до складу кристалів, при чому участь води тут остільки потрібна, що ці кристали, як виділити з них воду, руйнуються. Така вода зветься кристалізаційною, а сполуки з нею зветься кристалогідратами. Кристалізаційна вода виділяється<sup>1</sup> з кристалогідратів при температурі, що часто значно перевищує 100°. Наприклад, остання частинка кристалізаційної води мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  виділяється лише близько 220°. Інші приклади кристалогідратів:

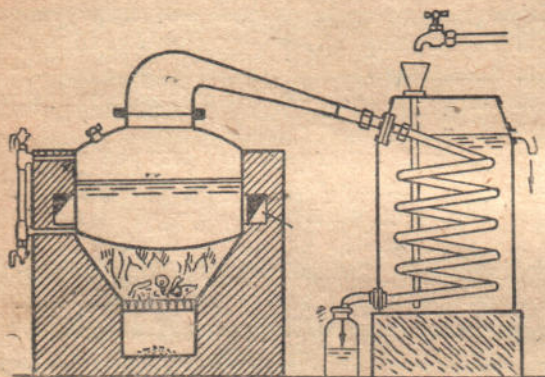
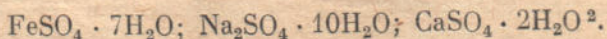
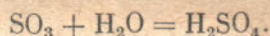
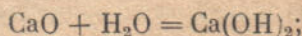
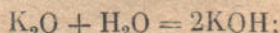


Рис. 11.

Увиходячи в хемічну сполуку, вода, як побачимо далі, розкладається на свої іони ( $\text{H}^+$  та  $\text{OH}'$ ), які потім і увиходять як складники в хемічні сполуки і більш-менш міцно утримуються в них. Наприклад:



Вода, що бере участь в утворенні таких сполук як  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  тощо, звичайно зветься конституційною.

Щоб очистити природну воду від домішок, механічно завислих, наприклад від мулу, глини, піску і т. ін., її фільтрують, цебто пропускають через пори якоїнебудь речовини — паперу, піску, вугілля, пористого каменю тощо.

Але, щоб очистити воду від домішок, розчинених у ній, її переганяють, цебто, нагріваючи, перетворюють у пару, яку далі

<sup>1</sup> Звітнюватися кристалізаційна вода з кристалів може і при звичайних умовах; такий процес зветься звітнюванням.

<sup>2</sup> В наведених формулах молекули води написано поруч формул солей і між ними поставлено точку. Так позначають, щоб показати, що до відповідних безводних сполук вода прилучається не так міцно, як в інших випадках, наприклад, у випадку утворення  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ . В  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  води, як такої, вже нема, а є в ньому елементи води; ця сполука починає розкладатись з виділенням води, якщо нагрівати її понад 450°, а, наприклад,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в сухому повітрі починає втрачати воду навіть при звичайній температурі, а близько 220°, як сказано, втрачає вже всю воду. При реакції  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$  на кожну молекулу виділяється 13500 кал тепла, а  $\text{CuSO}_4$ , сполучаючись з  $5\text{H}_2\text{O}$ , виділяє лише 3720 кал тепла.



пропускають через холодильники, і одержану в холодильнику воду збирають в якийнебудь приймач. Така перегнана вода зветься дестильованою водою. Переганяють воду в апараті, зображеному на рис. 11, в так званому перегінному кубі. Всі тверді речовини, розчинені в воді, після перегону лишаються в перегінному кубі.

§ 22. Фізичні властивості чистої води. Чиста вода в тонкому шарі безбарвна, а в товстому зеленувато-блакитна, без запаху і смаку. При  $0^{\circ}$  вода твердне, утворюючи тверду кристалічну масу — лід<sup>1</sup>.

При  $100^{\circ}$  (760 мм тиску) вода перетворюється в пар<sup>2</sup>. При  $4^{\circ}$  вода має найбільшу густину і найменший об'єм; понад цю температуру і нижче за цю температуру вона розширюється. Перетворюючись у лід, вода більшає в об'ємі приблизно на 9%, а питома вага її звичайно меншає; з цієї причини лід плаває на поверхні води<sup>3</sup>. При  $0^{\circ}$  вода й лід можуть існувати одне поруч одного в усяких відношеннях.

Скрите тепло топлення льоду 79 ккал, а скрите тепло паротворення 536 ккал. 1 об'єм води при  $100^{\circ}$ , як вона перетворюється в пар, збільшується в 1696 разів. Густина водяної пари проти повітря становить 0,62, а проти водню 9. Теплоємність води більша від теплоємності усіх інших рідин, чому гарячу воду та її пару використовують для нагрівання. Властивості води в багатьох випадках вважають за одиницю порівняння.

§ 23. Склад води. Аналіз і синтез води. Як вище було вже вказано, вода кипить при  $100^{\circ}$  (при 760 мм тиску). Якщо воду нагрівати до  $950\text{--}1000^{\circ}$ , то вона поступово починає розкладатись на свої складові частини — водень і кисень, і чим більше буде підвищуватись температура, тим усе більше молекул води розкладатиметься на свої складові частини.

<sup>1</sup> За спробами Тамана та Бріджмена, лід існує в кількох формах, що відрізняються одна від одної питомою вагою і кристалічною формою. Різних льодів установлено шість, і вони зветься: лід I, II, III, IV, V, VI. Різні льоди утворюються при різних тисках і різних температурах. Наприклад, лід III утворюється під тиском  $3000 \text{ кг/см}^2$  при  $-180^{\circ}$ ; він має більшу питому вагу, ніж звичайний лід, а нагрітий до  $-130^{\circ}$ , він розширюється, перетворюючись у звичайний лід. Лід, що утворюється під тиском  $20\ 760 \text{ кг/см}^2$ , існує при  $+76^{\circ}$  (гарячий лід) і зветься лід VI (Бріджмен).

<sup>2</sup> Щоб показати, як впливає тиск на температуру кипіння води, подамо таку таблицку:

при тискові в 1 ат	вода кипить при $100^{\circ}$
» » » $1\frac{1}{2}$	» » » » 111,7°
» » » 2	» » » » 120,6°
» » » $2\frac{1}{2}$	» » » » 127,8°
» » » 3	» » » » 133,9°

<sup>3</sup> Температура нижніх шарів води (в не дуже мілких басейнах) звичайно не буває нижча за  $4^{\circ}$ ; при  $4^{\circ}$  вода найважча, вона спускається вниз і далі вже не охолоджується. Тому великі басейни (ріки, моря) взимку не промерзають до дна, і життя у воді не припиняється. 1 кг води при  $4^{\circ}$  займає об'єм 1,00013 л, а при  $0^{\circ}$  1 кг льоду займає об'єм 1,09083 л.



Але треба зазначити, що цей процес розкладу завжди зв'язаний з оберненим процесом сполучення утворених продуктів розпаду, де то водень знову сполучається з киснем, утворюючи воду. Розклад речовини в даному разі під впливом тепла зветься д и с о ц і а ц і є ю.

Вже з спроби дисоціації ясно, що вода складається з двох складових частин — з водню й кисню. При розкладі води водню виділяється об'ємом вдвоє більше, ніж кисню. На вагу в воді водню майже в вісім разів менше, ніж кисню. Це можна довести такими спробами.

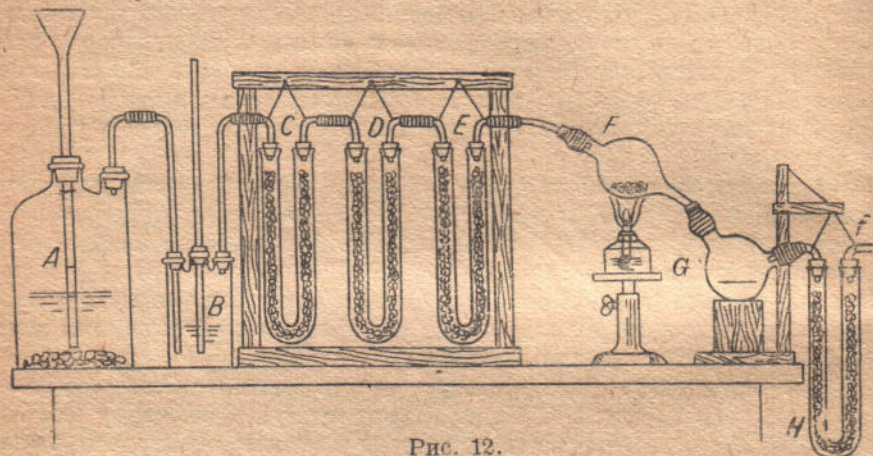


Рис. 12.

А н а л і з води проводять, діючи на воду електричним струмом, при чому на катоді виділяються два об'єми водню, а на аноді один об'єм кисню (рис. 4).

Треба зазначити, що чиста вода є надзвичайно слабкий електроліт; для електролізу води до неї додають якогонебудь електроліту, наприклад  $H_2SO_4$ .

С и н т е з води проводять так. Добувають у склянці *A* (рис. 12) водень, діючи  $H_2SO_4$  на  $Zn$ , і сушать його, пропускаючи через склянку *B* з  $H_2SO_4$  та трубки *C*, *D* та *E* з  $CaCl_2$ . В кулясту посудину *F* уміщено чорний мідь-оксид  $CuO$ . Водень, проходячи через нагрітий  $CuO$ , віднімає від нього кисень, утворюючи воду, яка конденсується в кулястій посудині *G* і остаточно уловлюється в трубці *H* з кальцій-хлоридом. Прилади *F*, *G* та *H* зважують перед і після спроби. Збільшення ваги приладів *G* та *H* і дає кількість утвореної води, а зменшення ваги кулястої посудини *F* — кількість витраченого на її утворення кисню. Різниця між вагами води та кисню дає вагу водню. Цим способом після численних перевірок знайдено, що 100 ваг. ч. води містять у собі 11,11 ваг. ч. водню і 88,89 ваг. ч. кисню, або на 1 ваг. ч. водню припадає 7,94 ваг. ч. кисню<sup>1</sup>.

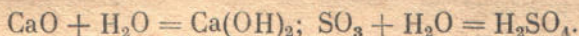
<sup>1</sup> В тих випадках, коли не потрібна особлива точність, це відношення приймають як 1 : 8.



З густини водяної пари за воднем, що дорівнює 9, за рівністю  $M = 2D$  обчислюємо молекулярну вагу води, яка дорівнює 18. З цього випливає, що молекула води в стані пари складається з одного атома кисню (ат. в. 16) та двох атомів водню ( $18 - 16 = 2$ ), тобто має формулу  $H_2O$ .

У рідкій і твердій воді частинки складніші; вони асоційовані, цебто складаються з кількох простіших молекул, а тому їх виражають формулою  $(H_2O)_n$ , де індекс  $n$  має різні значення. Є дані, які вказують на те, що в льодових частинках значення  $n$  мабуть доходить до 24, тобто склад такої частинки виражається формулою  $(H_2O)_{24}$ , частинки рідкої води мають у середньому склад  $(H_2O)_4$ . Найпевніше в рідкій воді є суміш молекул «шарових»  $H_2O$ , і водяних  $(H_2O)_n$ , і льодових  $(H_2O)_m$ ; відносні ж кількості цих трьох видів молекул такі, що, визначаючи молекулярну вагу, одержують результати, які вказують на склад  $(H_2O)_4$ .

§ 24. Хемічні властивості води. З погляду хемічних властивостей вода є водень-оксид; вона може сполучатися з іншими оксидами, наприклад:



При хемічних перетвореннях вода відіграв дуже важливу роль; досить вказати, що численні хемічні реакції йдуть або у водних розчинах, або в присутності щонайменшої кількості води. Вода може віддавати свій кисень іншим речовинам, наприклад залізові, тобто окиснювати їх; водень при цьому виділяється звичайно вільним.

При утворенні однієї граммолекули води з водню та кисню в стані пари виділяється 58 700 кал тепла, а тому що ця граммолекула перетворюється в рідку воду, то ще виділяється 9700 кал, а всього при утворенні рідкої води виділяється 68 400 кал тепла.

### Практичні заняття

Спроба 31. Зробіть перегонку води, тобто добудьте дистильовану воду в приладі, зображеному на рис. 13. Візьміть колбу на 200—250 см<sup>3</sup> і заткніть її пробкою; пробка, попереду обм'ята, повинна щільно увійти в отвір колби. На трубку, припаяну до колби А, надіньте пробку (трубка мусить щільно увійти в отвір пробки) таких розмірів, щоб обм'ята вона щільно увійшла в холодильник В. Холодильник складається з вузької довгої трубки, впавної (або прикріпленої каучуковими трубками) в другу ширшу трубку; ця остання має на кінцях два отвори, через які знизу вгору протягом усього часу проведення спроби пропускають холодну воду для охолодження водяної пари, що йтиме під час дистиляції вузькою трубкою. На кінець вузької трубки, що виходить з холодильника, з допомогою пробки (див. на рис.) надівають форштос — зігнутий під тупим кутом трубку із звуженим кінцем; звужений кінець форштоса вставляють у склянку, в якій збиратиметься перегнана вода. Закріпіть колбу й холодильник у лапки штативів. Налийте в колбу до половини її об'єму водопровідної води (а для більшої наочності додайте до води будь-якої фарби або чорнила) і знову щільно заткніть колбу. В холодильник пустіть воду; вода повинна заповнювати весь холодильник і

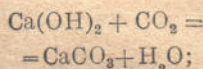
<sup>1</sup> Для простоти склад молекули води в усіх її станах пишуть  $H_2O$ ; це спрощення прийняте і в цьому підручнику.



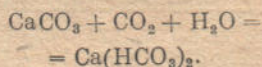
протікати через нього весь час проведення спроби. Після цього нагрівайте воду до кипіння. Утворена водяна пара піде з колби вивідною трубкою в холодильник і тут, охолоджуючись, скраплюватиметься в воду, що стікатиме форштосом у підставлену склянку.

Частину одержаної перегнаної води треба випарити у фарфоровій чашці, щоб упевнитися, що в ній уже немає розчинених речовин; якщо дистиляція проведена правильно, то після випаровування води в фарфоровій чашці не повинно бути жодного залишку.

**Спроба 32. Тимчасова твердість.** Настійте воду на вапні, злийте розчин (він має в собі  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) в стакачик і пропустіть в нього вуглекислий газ; цей останній добудьте, діючи соляною кислотою  $\text{HCl}$  на мрамур у колбочці, заткнутій пробкою, крізь яку проходить газовідвідна трубка. Вапняна вода спочатку стає каламутною, а далі ця каламутність осідає на дно; цей осад своїм складом являє  $\text{CaCO}_3$ , що утворюється за рівнянням:

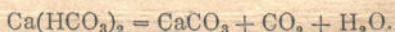


$\text{CaCO}_3$  не розчиняється в воді, й тому випадає в осад. Якщо пропускати  $\text{CO}_2$  далі, то утворений осад розчинятиметься в воді, бо утворюється інша сіль складу  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , розчинна в воді:



Ця сіль і дає тимчасову твердість, яку легко

усунути, нагріваючи розчин. Нагрійте добутий розчин: з нього виділятимуться бульбашки  $\text{CO}_2$  за рівнянням:



Осад випаде також, як додати до розчину вапна або соди.

**Спроба 33.** На годинникове скло покладіть грудочку безводного кальцій-хлориду  $\text{CaCl}_2$  (або порошку поташу  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) і залиште лежати кілька годин; взяті речовини стануть вогкі, бо вони гігроскопічні.

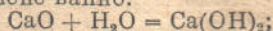
**Спроба 34.** Налийте в пробірку доверху води (краще теплої), затуліть її щільно пальцем і, обернувши догори дном, занурте отвором у миску з водою, а під водою відніміть палець; вода з пробірки не вилітеться.

Візьміть невеличку грудочку металу кальцію  $\text{Ca}$  і загорніть його в серпанок, а потім захопіть цей суверток пінцетом і підведіть його під пробірку під водою; зараз же почнеться реакція:



цебо виділятиметься водень, який підійматиметься до дна пробірки й витискуватиме з неї воду.

Як збереться водню з півпробірки, припиніть спробу, затуліть під водою пробірку пальцем, вийміть із води й переверніть її дном униз; піднесіть запалений сірник до отвору пробірки і відійміть палець; водень спалахне. Утворений під час реакції кальцій-оксид  $\text{CaO}$  сполучається з водою і дає гашене вапно:





це останнє має лужний смак і змінює фіолетовий лакмус на синій. Додайте до води, що лишилась після спроби в мисці, фіолетового лакмусу і переконайтесь у сказаному.

**§ 25. Вода як розчинник.** Вода — найзвичайніший розчинник для численних різних речовин — і твердих, і рідких, і газоподібних. Під розчином розуміють цілком однорідну (гомогенну) систему з двох або більшого числа речовин. Своєю однорідністю розчини відрізняються від суспензій, цебто систем, де одна речовина змулена в другій — чи у формі ясно видимих окремих частинок речовини, чи у вигляді емульсії (у формі краплинок); типовим прикладом емульсії може бути молоко.

Розчини можуть бути не тільки рідкі, але й газоподібні і тверді; прикладом перших може бути повітря, прикладом других — звичайне скло, що являє собою однорідну суміш різних солей силікатної кислоти з крем'янюкою.

При даній температурі в певній кількості води може розчинитись тільки певна кількість речовини<sup>1</sup>. Кількість речовини, що міститься в певному об'ємі розчину, зветься концентрацією розчину. Концентрацію виражають числом граммолекул (*Мол*) речовини, розчинених в 1 л розчину. Концентрацію можна виразити також у процентах. Приклади:

1. 20% розчин кухонної солі містить у 100 ваг. ч. розчину 20 ваг. ч. солі і 80 ваг. ч. води. Іноді вказують, скільки ваг. ч. речовини розчинено в 100 г води. Таку концентрацію можна перевести на процентну так: нехай дано розчин, де в 100 г води розчинено 20 г солі, яка буде процентна концентрація? Обчислюємо: якщо в 100 г води розчинено 20 г солі, то вага розчину дорівнює 120 г; отже, 120 г розчину містять у собі 20 г солі, а в 100 г розчину буде  $x$ . звідки:

$$x = \frac{20 \cdot 100}{120} = 16,6, \text{ тобто концентрація} = 16,6\%.$$

2. Нехай концентрація розчину натрій-сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  дорівнює 28,8% розчину. Чому вона дорівнюватиме, якщо її виразити числом граммолекул? За таблицею знаходимо питому вагу такого розчину; вона дорівнює 1,2012 (при 20°), значить 1 л даного розчину важить 1201,2 г; кількість солі в 1 л обчислимо в пропорції  $1201,2 : 100 = x : 28,8$ , звідки  $x = 345,9456$ . Молекулярна вага  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  дорівнює 142,07; поділивши 345,945 на 142,07, одержимо 2,435, тобто 1 л даного розчину містить у собі 2,435 граммолекул  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Найбільша кількість даної речовини, що може розчинитись у 100 ваг. ч. розчинника, зветься коефіцієнтом розчинності цієї речовини при даних умовах.

<sup>1</sup> Треба відрізнити розчинність «практичну», цебто таку, що її більш-менш легко можна виявити при звичайних дослідах, від розчинності «абсолютної»: практично часто багато речовин зветься нерозчинними, але справді вони розчиняються, тільки в щонайменших кількостях, і, очевидно, цілком нерозчинних у воді речовин немає.



Розчин, що містить в 1 л розчину один грам еквівалент речовини, зветься н о р м а л ь н и м розчином. Грамеквівалент речовини є така її кількість у грамах, яка відповідає одному грамо-атомові водню (або взагалі одновалентного елементу); наприклад, граммолекула соляної кислоти  $\text{HCl}$  — 36,5 — і є її грамеквівалент; для сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в молекулі якої два атоми водню, грамеквівалент становить половину граммолекули, цебто  $\frac{98}{2} = 49$  ; для  $\text{FeCl}_3$ , де Fe — тривалентне, грамеквівалентом буде  $\frac{162,5}{3} = 54,16$  г.

Відповідно до потреби готують розчини півнормальні (половина грамеквівалента речовини на 1 л розчину), децинормальні —  $\frac{1}{10}$  грамеквівалента, центинормальні —  $\frac{1}{100}$  грамеквівалента і т. ін.

Замість слова «нормальний» для стислості ставлять літеру N; тоді децинормальний розчин буде виражено через N/10 або 0,1 N, центинормальний — через N/100 або 0,01 N; півнормальний N/2 або 0,5 N, двонормальний — 2 N і т. ін.

Відрізняють ще м о л я р н і розчини, що містять в 1 л розчину одну граммолекулу речовини. Наприклад: молярний розчин кухонної солі ( $\text{NaCl} = 58,5$ ) буде такий розчин, 1 л якого містить у собі 58,5 г її; молярний розчин сульфатної кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$ ) містить в 1 л розчину 98 г її. Від того, які частки граммолекули речовини містять у собі 1 л розчину, розчини можуть бути півмолярні, деци-та центимолярні й ін.

Коефіцієнт розчинності багатьох т в е р д и х речовин більшає разом з підвищенням температури і для кожної даної температури він є для даних речовини і розчинника величиною постійною. Розчини, які містять у собі цю найбільшу кількість речовини, що відповідає даній температурі, зветься н а с и ч е н и м и, щоб відрізнити від ненасичених, коли кількість розчиненої речовини менша, ніж треба для насиченості. Бувають також розчини й п е р е с и ч е н і, що містять у собі більше речовини, ніж треба для насичених розчинів.

Вплив температури на збільшення розчинності твердих тіл у воді видно, наприклад, з нижчеподаних даних (стор. 59).

3. Найзвичайніший спосіб зображати розчинність сполук є с п о с і б г р а ф і ч н и й. Звичайно на абсцисі відкладають температури, а на ординаті — число грамів розчиненої сполуки; ставлячи перпендикуляри до абсциси в точці спостережуваної температури, і до ординати в точці, що відповідає максимальній кількості розчиненої речовини, і, продовжуючи ці перпендикуляри до точки їх перетину, одержують для різних температур різні такі точки; лінія, що сполучає між собою одержані точки перетину перпендикулярів, і буде графіком розчинності даної речовини залежно від температури. Графік розчинності калійної селітри подано на рис. 14.

Графік розчинності деяких інших солей зображено на рис. 15.



Розчинність (у грамах) солей в 100 г води

t°	Натрій-хлорид NaCl	t°	Мідь-II-сульфат CuSO <sub>4</sub>	t°	Калій-пірохромат K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	t°	Калій-нітрат KNO <sub>3</sub>
0	35,52	0	12,9	10	7,4	0	13,5
5	35,63	15	16,2	20	12,4	20	31,5
14	35,87	25	17,4	30	18,4	40	64
25	36,13	40	22,8	40	25,9	50	110
40	36,64	50	25,1	50	35	80	169
60	37,25	60	28,1	60	45	100	247
80	38,22	80	34,9	80	68,6		
90	38,87	90	38,5	90	81,1		
100	39,6	100	41,4	100	91,1		

Не всі речовини мають криві розчинності, що йдуть так плавно, як показано на рис. 14 та 15; наприклад, крива розчинності глауберової солі при 32,4° переломлюється (рис. 16).

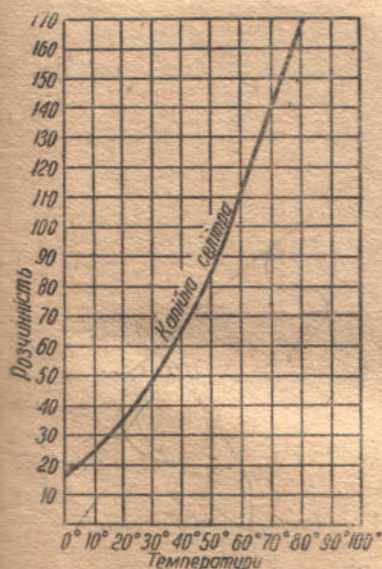


Рис. 14.

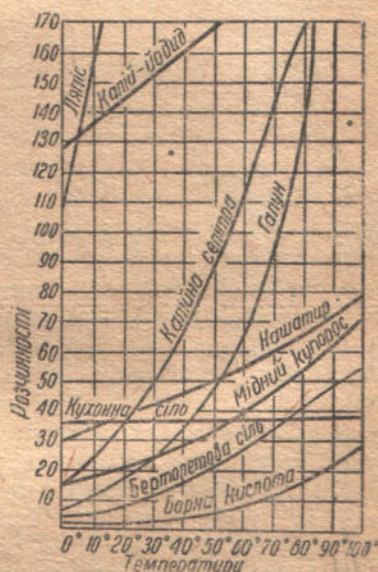


Рис. 15.

Дослід показав, що до 32,4° з розчину виділяються кристали складу Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, а, починаючи з 32,4°, кристали Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Виявляється, що кожна хемічна сполука має свою криву розчинності. Такі переломи кривої розчинності становлять стрибки залежно від кількісних змін складу; ці переломи зветься точками переходу однієї гілки кривої в другу.



4. Речовини виділяються з розчинів, кристалізуючись, тільки після того, як розчин стане насичений і почне пересичуватись відносно розчиненої речовини. Насичення можна досягти або знижуючи температуру розчину (якщо розчинність речовини більшає з підвищенням температури), або випаровуючи розчин, тобто зменшуючи об'єм розчину. Кристалізацією користуються для очищення речовини від домішок. Якщо в даній воді розчинено кілька речовин, то першою кристалізується та речовина, яка найменш розчинна у воді<sup>1</sup>. Збираючи окремі порції кристалів, що випадають, можна відокремити розчинену суміш. Одержані порції, щоб краще очистити, звичайно ще перекристалізують, цебто знову розчиняють у воді, і знову згущують розчин і знову збирають окремі порції кристалів.

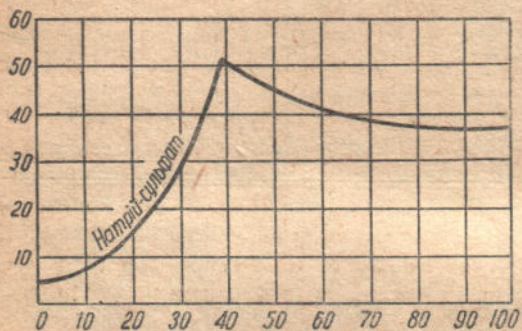


Рис. 16.

Таке чищення речовини зветься фракціоновою кристалізацією. В природі величезна кількість води випаровується з водних басейнів (морів, океанів); коли вони міліють або висихають, солі, що були в розчині, поступово кристалізуються за коефіцієнтом їхньої розчинності (менш розчинні випадають раніш, а більш розчинні —

пізніш), від чого, чергуючись, утворюються шари різних солей.

Розчин, що лишається після виділення з нього частини кристалів, зветься **м а т о ч н и м р о з с о л о м** (або просто маточником).

Багато рідин теж розчиняються у воді, але для рідин підвищення температури часто зменшує їхню розчинність<sup>2</sup>.

5. Якщо у воді розчиняються тверді та рідкі речовини, то часто температура або підвищується (наприклад, коли розчинити  $\text{NaOH}$  або  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), або знижується (наприклад, коли розчинити  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$  та численні інші солі), і завжди змінюються температури кипіння та замерзання розчинів проти цих температур у чистого розчинника, бо розчини мають меншу пружність пари, ніж чиста вода.

Грунтуючись як на цих прикметах, так і на деяких інших, треба визнати, що розчинення зв'язане з хемічним взаємодіянням між розчинником та розчиненою речовиною.

6. Щодо розчинності газів у воді, то вона залежить від природи газів, від температури та тиску. Гази, які найлегше конденсуються в рідину, більш розчинні; наприклад, кисень більш розчинний у воді, ніж водень. З нижчеподаної таблички видно різну

<sup>1</sup> Іноді й різного складу солі випадають з розчину одночасно, створюючи мішані кристали; такі солі зветься ізомерфними.

<sup>2</sup> Подібні ж речовини є й поміж твердих речовин. Наприклад, розчинність гіпсу з підвищенням температури меншає.



розчинність газів в одному об'ємі води при 0° та 760 мм тиску:

гази:	He	H <sub>2</sub>	CO	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	NO	N <sub>2</sub> O	CO <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	HC	NH <sub>3</sub>
об'єми:	0,015	0,021	0,035	0,049	0,053	0,073	1,3	1,73	4,61	517	1299

Розчинність газу меншає з підвищенням температури. Залежність розчинності газів від тиску Генрі Дальтон сформулював у таких законах:

1. Вага газу, розчиненого до насичення в 1 л води, пропорційна тискові газу на рідину, коли вона насичена.

2. Якщо кілька газів розчиняються в воді разом, то кожний газ розчиняється так, наче б він був один, інакше — пропорційній частці тиску, яка належить йому в суміші. Цей закон зветься законом парціального тиску.

Вода має виключно важливе значення як у природі взагалі, так і в житті людей зокрема. У природі вода — найважливіший геологічний чинник, що змінює структуру земної поверхні. Без води неможливе сільське господарство, бо вона потрібна для життя рослин та тварин. Вода — фізіологічно потрібна речовина. В руках людини вода є рушійною силою: нею приводять у рух млини і гідроелектричні, як от на Дніпрі, на Волхові та ін. Вода рік, озер, морів та океанів являє собою шляхи сполучень. У виробництвах ведею користуються для парових котлів та турбін, для холодильників, для промивання, розмочування та для розчинення. При хемічних операціях воду використовують як розчинник, як реактив, як каталізатор і т. д.

### Практичні заняття

Спроба 35. Різницю в розчинності різних речовин можна спостерігати на таких спробах: у три стаканчики налити по 50 см<sup>3</sup> води, після чого в один із них насипати 15 г BaSO<sub>4</sub>, у другий 15 г CaSO<sub>4</sub>, і в третій 15 г KNO<sub>3</sub>; нагріти всі три стаканчики з їхнім вмістом до кипіння й відфільтрувати у фарфорові чашки; фільтрати випарити й відзначити, скільки речовини є в кожній чашці: у чашці, де сподівались на BaSO<sub>4</sub>, зовсім не буде залишку, бо BaSO<sub>4</sub> практично нерозчиний у воді; у стаканчику з CaSO<sub>4</sub> залишок буде, але незначний, бо CaSO<sub>4</sub> тільки трохи розчиняється в воді; у третьому стаканчику залишок KNO<sub>3</sub> буде великий, бо KNO<sub>3</sub> дуже добре розчиняється у воді.

Спроба 36. Вплив температури на розчинність речовин.

У пробірку налити 10 см<sup>3</sup> води і всипати в неї 5—7 г кухонної солі; кілька разів струснути пробірку з її вмістом. Чи розчиниться вся взята сіль у воді? Нагріти пробірку до кипіння води і, давши встоятись, злити ще гарячий чистий розчин в іншу чисту пробірку. Дати цій пробірці охолонути до кімнатної температури і спостерігати виділення кристалів солі. Пояснити це явище, при чому, пояснюючи випадання кристалів, треба скористуватись даними, поданими на стор. 59, про розчинність солей. За цими даними нарисувати криву розчинності кухонної солі NaCl.

Спроба 37. Наливши в пробірку до  $\frac{3}{4}$  її об'єму гарячої води, додавати порошокподібного мідного купоросу, аж поки наступна порція вже не буде розчиняється при кип'ятінні. Розчин профільтрувати в іншу пробірку і дати охолоджуватись. Якщо під час охолодження кристали мідного купоросу випадати не будуть, то в пробірку треба вкинути ще один кристалик твердого мідного купоросу. Спостерігати кристалізацію. Встановити правило, як можна перекристалізувати речовини. Який вплив має температура на розчинення в воді мідного купоросу.



**Спроба 38.** Готування насиченого розчину. Близько 12—15 г порошокподібного калій-пірохромату  $K_2Cr_2O_7$  розчинити при нагріванні в 20 см<sup>3</sup> води в пробірці, розчин відфільтрувати в іншу чисту пробірку. Відлити з неї половину розчину і додати до нього ще трохи калій-пірохромату: чи розчинятиметься він при нагріванні?

Дати охолонути одержаному розчинowi і спостерігати, що відбувається. Який це розчин? Чому виділяються з нього кристали при зниженні температури?

**Спроба 39.** Нарисувати криві розчинності  $CuSO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ , і  $KNO_3$  за даними, наведеними на стор. 59.

**Спроба 40.** Пересичені розчини. У сухій пробірці нагріти кілька кристалів натрій-тіосульфату  $Na_2S_2O_3$ , додавши до них 2—3 краплі води, і повільно нагрівати, аж поки вони розчиняться. Тоді охолодити пробірку з її вмістом під краном водою з водопроводу до температури кімнати. Чи спостерігаєте кристалізацію солі? Вкинути в розчин невеличкий кристалик натрій-тіосульфату і спостерігати кристалізацію.

**Спроба 41.** Зміна температури при розчиненні. Налити в три стаканчики водопровідної води і виміряти термометром її температуру. Невиймаючи з води термометра, висипати в стаканчики по 10 г: в один—кухонної солі, в другий—глауберової солі  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , а в третій—натрій-сульфату  $Na_2SO_4$ , який треба здобути, прожарюючи глауберову сіль. Що спостерігаєте?

**Спроба 42.** Кристалізаційна вода. Покласти в пробірку кілька кристалів мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  і обережно нагрівати пробірку, тримаючи її горизонтально. Рідина, що збирається на стінках пробірки, і буде кристалізаційна вода. Усунути її, торкаючись смужками фільтрувального паперу. Відзначити, як при цьому змінився колір мідного купоросу і що сталося з його кристалами. Коли пробірка охолоне, додати до зневодненої солі кілька краплин води, спостерігаючи при цьому температуру. Як зміниться забарвлення? Чим пояснити тепловий ефект? Таку саму спробу можна зробити з содою  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  та з галуном  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ .

## Контрольні запитання

1. Яку воду найрентабельніш брати для парових котлів та як можна зменшувати твердість природної води?
2. Чи корисно пити воду, що не має в собі мінеральних солей (перегнану)?
3. Чи будуть відрізнятись між собою твердістю вода джерельна та вода снігова?
4. Якщо пружність пари в котлі дорівнює 3 ат, то при якій температурі кипить вода?
5. Чи може насичений розчин бути слабким розчином?
6. Як переконатись, що даний розчин насичений?
7. Як очистити забруднену домішками кухонну сіль?
8. Яке значення має в хемічній заводській практиці перекристалізація речовин?
9. Скільки процентів води містить у собі глауберова сіль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ?
10. Скільки грамів кухонної солі  $NaCl$  розчинено в 100 см<sup>3</sup> молярного розчину?
11. Скільки грамів кухонної солі треба розчинити в 30 см<sup>3</sup> води, щоб мати 9% розчин?
12. Скільки грамів кухонної солі містять у собі 30 г 10% розчину цієї солі?
13. Питова вага 26% розчину кухонної солі дорівнює 1,201. Визначити, скільки солі містять у собі 2 л цього розчину?



### Додаткова література до розділу

1. Ауербач, Семь аномалий воды.
  2. Обреимов, Состояние вещества.
  3. Ловягин, Вода в природе и технике (Химическая хрестоматия, вып. 1).
  4. Гордон, Вода в теплосиловом хозяйстве и в промышленности.
  5. Эльманович, Современные способы очистки воды.
  6. Хлопин, Химические и микробиологические методы исследования питьевых и сточных вод.
-



## РОЗДІЛ IV

### ВОДЕНЬ Н<sup>1</sup>

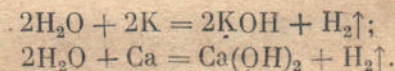
Як було вже з'ясовано в § 21, складовими частинами води є водень та кисень. Ознайомленню з ними й присвячено два дальші розділи.

§ 26. Водень у природі. Водень у вільному стані є в фотосфері сонця, зумовлюючи так звані протуберанці; у невеличких кількостях вільний він є також у повітрі (поблизу землі коло 0,001%, а в верхніх шарах атмосфери його більше) та в вулканічних газах; він увиходить також до складу газів, що виходять із свердловин разом із нафтою, та іноді утворюється при гнитті без допливу повітря водневмісних речовин. Знайдено його і в деяких метеоритах. Але взагалі вільного водню на землі мало; зате в сполуках він дуже поширений: наприклад у воді він становить  $\frac{1}{9}$  частину її ваги, далі він увиходить до складу речовин, що складають нафту. Водень увиходить до складу всіх кислот.

§ 27. Добування водню. Водень можна добувати з води. З води його добувають:

а) електролізуючи воду, при чому водень виділяється на негативному полюсі<sup>2</sup> (рис. 4):

б) діючи на воду металами: калієм, натрієм, кальцієм та ін. Ці реакції можна виразити такими рівняннями:



Водень, що при цьому виділяється, можна зібрати в посудину, попередню наповнену водою або ртуттю.

в) Деяких інших металів теж можна вживати для добування водню з води. Наприклад, магній розкладає воду при температурі її кипіння; залізо, цинк починають розкладати воду лише при температурі червоного розжарення.

г) Вугіль, кокс при високій температурі теж можуть розкладати воду, виділяючи водень та ще одну газову речовину вуглець-II-оксид

<sup>1</sup> Водень відкрив Парацельс в XVI в.; вперше виділив його Кевендіш в 1776 р.

<sup>2</sup> Тепер розробляють цікаву відміну цього методу, а саме: електроліз води під тиском, що створюється самими газами — воднем і киснем, — коли електролізувати воду в закритій сталій бомбі. Цей метод, як показують спроби, зменшує витрату електричної енергії й дає ряд інших технічних зручностей.



за таким рівнянням:



Така суміш цих двох газів, що утворюється при діянні водяної пари на вугіль, зветься в о д я н и м г а з о м. Водяний газ горючий і, згоряючи, виділяє велику кількість тепла; тому ним користуються в техніці для нагрівання при високих температурах. Охолоджуючи водяний газ рідким повітрям, легко відокремити водень від CO; при цьому CO скраплюється, а водень лишається газоподібним.

Але всі попередні способи добування водню з води або дорогої, або потребують складного устаткування, або, нарешті, дають нечистий водень.

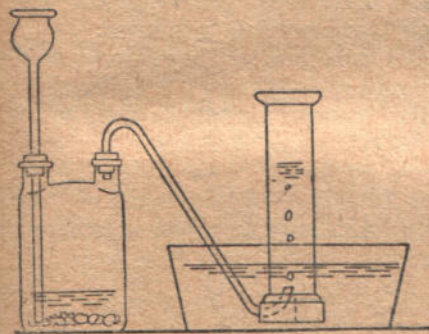


Рис. 17.

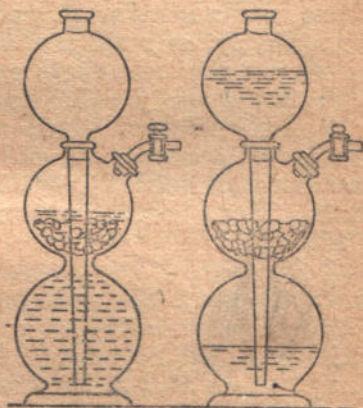


Рис. 18.

Найзручніший і найзвичайніший спосіб добування водню у лабораторії є діяння металів на кислоти<sup>1</sup>.

Наприклад:



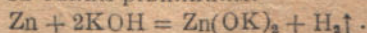
або



Цю реакцію проводять у приладі, зображеному на рис. 17, зрозумілому без опису, або в так званому апараті Кіппа, зображеному на рис. 18.

Прилад цей складається з трьох скляних балонів: два спідні сполучаються між собою перехватом, третій — верхній з допомогою довгої трубки вставляється щільно в шийку середнього балона; середній балон має ще один бічний отвір, крізь який кладуть грудочки цинку і крізь який виходить газ, що утворюється в апараті. Потрібно

<sup>1</sup> При діянні лугів на деякі метали, як от цинк, алюміній, олово також виділяється водень. Наприклад, між цинком та їдким калієм реакція відбувається за таким рівнянням:





для реакції кислоти (для цього 1 об'єм міцної  $H_2SO_4$  розводять 3—5 об'ємами води) вливають через верхній отвір третього балона. Наливаючи кислоту, треба звичайно відкрити кран, щоб виходило повітря. Коли кислотою наповниться спідній балон і вона дійде до цинку, то в другому балоні починається вищезазначена реакція з виділенням газоподібного водню, який може вийти тільки бічною трубою в шийці. Якщо вивідний отвір, що регулюється краном, закрити, то всередині балона від виділюваного водню зростає тиск, який діє на рідину і витискує її вниз, а вона, не маючи іншого виходу, підіймається у верхній балон. Отже, цинк перестає стикатися з кислотою, і виділення водню припиняється.

Одержаний таким способом водень <sup>1</sup> не зовсім чистий через домішки, що їх мали в собі цинк, залізо, сульфатна кислота, та через водяну пару, яку він механічно захоплює з собою. Щоб очистити водень від домішок, треба пропустити його через ряд вбирних приладів, що мають у собі речовини, які затримують домішки.

У техніці багато водню одержують з водяного газу, коксувальних газів, а також, як побічний продукт, добуваючи електролітичним способом  $NaOH$  або  $KOH$  з водних розчинів хлоридів натрію або калію. Такий водень іде в продаж у сталевих бомбах під тиском у 150 ат.

**§ 28. Фізичні властивості водню.** Водень — безбарвний газ, без запаху й смаку. Він дуже легкий, в 14,435 раза легший за повітря; 1 л його при  $0^\circ$  та 760 мм тиску важить 0,08987 г; питома вага відносно повітря дорівнює 0,06956. 1 г водню при  $0^\circ$  та 760 мм тиску займає 11,2 л. Теплоємність при постійному тиску дорівнює 3,4.

Водень, як найлегший газ, вважають за одиницю для питомої ваги газів. Що водень легкий, у цьому можна впевнитись, або зважуючи його на терезах, або спостерігаючи мильні бульбашки, наповнені воднем: вони через легкість водню летять угору. Рідкий водень є безбарвна летка рідина з пит. вагою (відносно води) 0,07, що кипить під атмосферним тиском при  $-252,85^\circ$  <sup>1</sup>. При  $-257^\circ$  водень замерзає у склоподібну безбарвну масу; пит. вага твердого водню дорівнює 0,0763. Критична температура <sup>2</sup> водню —  $239,91^\circ$ .

<sup>1</sup> Перші порції водню, які виходять з апарата, бувають змішані з повітрям, через те для дослідів їх не слід брати: при запалюванні такої суміші стається вибух. Упевнитись, що йде чистий водень, можна таким способом: виготовити в чашечці мильну воду і пустити в неї водень; потім, відійшовши з чашечкою від приладу, до утвореної невеличкої бульбашки піднести горячу скіпку: якщо в мильній бульбашці буде суміш повітря з воднем, то станеться легкий вибух; якщо ж у бульбашці — чистий водень, то горіння відбудеться без вибуху. Як домішки бувають: водень-арсенід, водень-фосфід, оксиди азоту, сульфід-ангідрид та водень-сульфід. Щоб очистити від цих домішок, водень пропускають через розчини  $KMnO_4$ ,  $KOH$ ,  $Pb(NO_3)_2$ ,  $AgNO_3$ ,  $H_2SO_4$  та ін.

<sup>2</sup> Критичною температурою газу зветься та особлива для кожної речовини температура, понад яку речовина при будьякому тиску не перетворюється в рідину. Найнижча температура, якої вдалося досягти, дорівнює  $-272,2^\circ$  або  $0,8^\circ$  за абсолютною шкалою. Не дуже низькі температури в лабораторній практиці одержують так званими



Водень з усіх відомих газів має найменшу густину: його густину прийнято за одиницю. Малу густину водню можна показати на такій спробі. Як відомо, швидкості дифузії газів обернено пропорціональні кореням квадратним з їх густин (закон Грема) (Graham). Водень має густину в 14,435 раза меншу від густини повітря. Спробу проводять так: пористий циліндр (рис. 19), сполучений трубкою з посудиною, що має в собі забарвлену воду, накривають скляним стаканом, під який пускають струмінь водню. Водень має здатність проходити крізь пористу стінку циліндра швидше, ніж повітря може виходити назад; через те газовий тиск усередині газового циліндра остільки збільшується, що вода починає з силою викидатись, подібно до фонтану. Знявши з пористого циліндра стакан, ми знову матимемо навколо нього звичайну повітряну атмосферу, в яку почне виділятися водень з циліндра. Це обумовить таке велике розрідження, що через вихідний отвір приладу почне всесатись повітря. Надіваючи знову стакан на циліндр і пускаючи знову водень, побачимо, що повторюється явище фонтану.

З інших фізичних властивостей водню треба відзначити його велику тепло- та електропровідність, що характерно для металів. Водень мало розчинний у воді  $1: 100$  об'ємів води при  $0^\circ$  та  $760$  мм тиску розчиняють  $2,15$  об'єма водню, а при  $14^\circ$  —  $1,9$  об'єма.

§ 29. Хімічні властивості водню. З хімічних властивостей водню треба насамперед відзначити його індеферентність при звичайній температурі: при цій умові він ледве вступає в реакцію, а якщо в реагує, то дуже помалу; тільки з фтором реакція йде енергійно. При підвищеній температурі (коло  $600^\circ$ ), а також при збільшеному тиску, під впливом світла, в момент свого виділення з складних сполук або в присутності каталізаторів (наприклад, губчастої платини) водень реагує дуже енергійно.

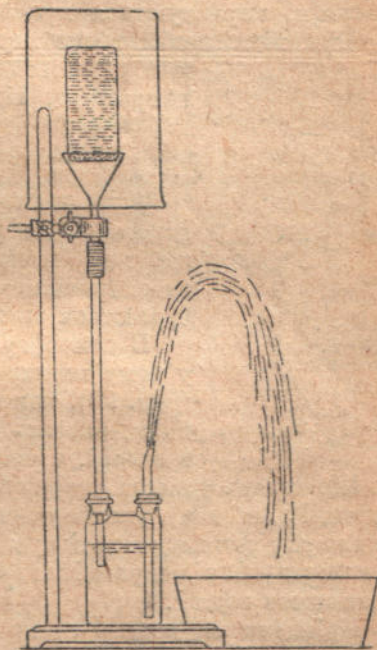


Рис. 19.

складними сумішами. Наприклад, суміш з 3 частин снігу та 1 частини кухонної солі охолоджує до  $-21^\circ$ , а суміш з 10 частин кристалічного кальцій-хлориду ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) та з 7 частинами снігу показує  $-55^\circ$ ; сильне охолодження маємо, також розчиняючи  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  або  $\text{KCNS}$  у воді.

<sup>1</sup> Треба зазначити, що взагалі всі важко скраплювані гази відзначаються малою розчинністю у воді.



Водень може горіти, цебто має здатність сполучатись із киснем, утворюючи воду<sup>1</sup> і виділяючи багато тепла:



Температура полум'я водню, що горить у кисні, доходить 2500—2800°. Полум'я водню, що горить у кисні, широко використовують у техніці для зварювання та різання металів. Щоб дістати таке полум'я, користуються краном Данієля (див. розд. про кисень).

При підвищеній температурі (або в момент виділення) водень має здатність віднімати кисень від його сполук, наприклад, від мідьї-оксиду, за рівнянням:



Таке діяння водню на кисневі сполуки металів належить до реакцій відновлення; водень же при цьому окиснюється. Відновлення та окиснення — це два протилежні процеси, що відбуваються завжди одночасно.

В атмосфері водню більшість речовин не горить, у чому можна впевнитись з такої спроби: в циліндр (рис. 20), наповнений воднем і перевернутий догори дном, вносять запалену свічку; водень займається в отворі, а свічка в циліндрі гасне.

Рис. 20.

Що водень справді утворює воду при горінні (точніш — при сполученні з киснем), у цьому легко переконатись: треба тільки подержати суху склянку над полум'ям запаленого водню, як склянка зараз же спітніє від скраплілої водяної пари, а далі з'являться й дрібні краплинки води<sup>2</sup>.

Крім кисню, водень легко сполучається з неметалами: фтором, хлором, сіркою та ін.

Особливо великого значення останніми часами набула реакція сполучення водню з вуглецевмісними речовинами у кам'яному вугіллі; з допомогою цієї реакції добувають рідке паливо, потрібне для двигунів внутрішнього горіння. Дуже важлива також реакція сполучення водню з азотом, при якій утворюється амоніак,  $\text{NH}_3$ , що при окисненні дає нітратну кислоту (див. XIII розділ).

Одержано і сполуки з металами; наприклад  $\text{K}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Ca}$  та ін. дають із воднем білі кристалічні речовини:  $\text{KH}$ ,  $\text{NaN}$ ,  $\text{CaH}_2$ , так звані гідриди. Деякі метали, наприклад нікель, залізо, мідь і особливо паладій (мало не 900 об'ємів) та платина (краще губчаста), мають здатність вбирати водень<sup>3</sup>, утворюючи з ним тверді розчини; метали утримують водень краще при підвищеній температурі, а коли вона знижується, то водень знову виділяється. Паладій та платина,

<sup>1</sup> Звідси назва водню: Hydrogenium від слів *ὕδωρ* — вода та *γενᾶω* — рождаю, творю.

<sup>2</sup> Такі горючі матеріали, як дрова, нафта, спирт та інші, містять у собі зв'язаний (сполучений) водень, і при горінні їх теж утворюється водяна пара.

<sup>3</sup> Здатність металів вбирати водень зветься оклюзією.



увібравши водень, цілком зберігають свої властивості. Водень проходить крізь розжарені метали.

У реакціях обмінного розкладу водень із сполук витискують численні метали: в свою чергу і сам він, як було вище згадано, також має здатність заміняти деякі метали (наприклад, при діянні на  $\text{CuO}$ )<sup>1</sup>.

**§ 30. Алотропічні відміни водню.** Раніш було з'ясовано, що молекула водню при звичайних умовах складається з двох атомів, себто має склад  $\text{H}_2$ . Цей водень — двоатомний і є першою його відміною. Якщо такий водень дуже нагрівати, то молекула  $\text{H}_2$  розпадається на окремі атоми ( $\text{H}_2 = \text{H} + \text{H}$ ). Майже цілковитий розклад усіх молекул  $\text{H}_2$  на атоми відбувається при температурі близько  $5000^\circ$  (якщо перепускати водень через вольтову дугу, утворену між вольфрамовими електродами); об'єм узятого водню при цьому збільшується мало не вдвоє. Якщо температура знижується, то утворені атоми водню знову попарно сполучаються в молекули, при чому виділяється дуже багато тепла:  $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2 + 105 \text{ ккал}$ ; температура при цьому підвищується до  $4200^\circ$ , і це вже використовується для зварювання. Цей одноатомний водень і є другою алотропічною відміною водню.

Він, очевидно, являє собою водень «в момент виділення» із складних сполук.

Останнім часом і в двоатомному водні відрізили дві відміни: ортоводень та параводень, які, маючи однакові хімічні властивості, відрізняються деякими фізичними властивостями (наприклад величиною теплосмності).

У звичайному водні орто- та параводні змішані в відношенні 1 : 3. Чистий параводень можна добути, адсорбуючи (вбираючи) суміш обох відмін вуглем при температурі рідкого водню.

У січні 1932 р. Юрей (Urey), Брікведде та Мерфі оповістили про відкритий ними ізотоп водню з атомною вагою, близькою до 2, одержаний довгим випаровуванням великих кількостей (до 6 л) рідкого водню: залишок, що автори дістали, випаровуючи рідкий водень, як показав дослід його спектра, і дає вказаний ізотоп, ядро якого складається, на відміну від звичайного водню, з одного протона і одного нейтрона<sup>2</sup>.

<sup>1</sup> З водних розчинів кислот водень витискується такими металами, калієм, натрієм, магнієм, алюмінієм, манганом, цинком, хромом, залізом, нікелем, свинцем та оловом. Метали тут розміщені в порядку зменшення їх активності. Щодо металів міді, бісмуту, ртуті, срібла, платини та золота, то вони не витискують з кислот водню; їх самих водень витискує з їхніх сполук.

<sup>2</sup> Ізотоп водню з киснем дає аналогічну воді сполуку, яка називається важкою водою і відрізняється від звичайної вищими фізичними властивостями і нижчими хімічними. У звичайній воді на 6500 частин є одна частина важкої води. При електролізі вода збагачується важкою водою, останню і одержують із залишків довго працюючих електролізерів. Ізотоп водню з молекулярною вагою 2 називають дейтерієм або дейтоном і позначають буквою D. D дає сполуку не тільки з воднем, а і з азотом та вуглецем, входячи з ними в сполуку повністю або спільно з звичайним воднем. У звичайному водні домішка D коливається від 1 частини на 30—40 тисяч частин.



Трохи раніш у хемічній літературі було оповіщено (Duane і Wendt), що водень при діянні на нього  $\alpha$ -променями набуває особливої активності, при чому цей процес відбувається разом із зменшенням об'єму. Але останнє вказує на те, що при цьому процесі утворюється молекула водню з більшого числа атомів, ніж  $H_2$ . Механізм такого ущільнення атомів намагались тлумачити аналогічно утворенню озону (див. розд. V), цебто що з  $3H_2$  утворюється  $2H_3$ . Модифікацію  $H_3$  було запропоновано називати «хізоном». Однак, інші хеміки, повторюючи цю роботу, хізону<sup>1</sup> не добули, а тому існування хізону  $H_3$  покищо не підтверджується.

Тому що водень: а) добре проводить тепло та електрику, б) сполучається легше й міцніше з неметалами, в) виділяється при електролізі на негативному полюсі та г) з металами утворює сполуки, подібні до стовпів, то його треба поставити ближче до групи металів, для яких саме й характерні зазначені властивості. Але, з другого боку, водень у цілому ряді реакцій, наприклад в органічних сполуках, поводить себе як галогенні елементи. Тому правдивіше розглядати водень, як елемент, що має протилежні властивості.

Отже, водень можна виявити з його малої густини, з його горючості та з утворення води при його горінні.

Вживається водень для відновлення: у техніці для перетворення рідких рослинних жирів (в оліях — лляній, соняшниковій та ін.) у тверді («гідрогенізація»); для одержання високої температури (при горінні); в техніці — при паянні, різанні та зварюванні металів, при стопленні кварцу; останнім часом багато водню йде для добування амоніаку (див. розд. про амоніак); водень через малу його густину вживається також для наповнення аеростатів і дирижаблів<sup>1</sup>.

### Практичні заняття

**С п р о б а 43.** Д о б у в а н н я в о д н ю. Закріпити в штативі вертикально поставлену пробірку, щільно заткнуту пробкою, крізь яку проходить скляна трубка з відтягненням угору кінцем. Покласти в пробірку 2—3 куски цинку і налити на нього до половини (не більше) розведеної сульфатної кислоти. Написати реакцію, що при цьому відбувається. Настановити на газовідвідну трубку суху пробірку (догори дном) і зібрати в неї водень, що виділяється. Через 1—2 хвилини обережно зняти цю пробірку і, не перевертаючи, затулити її отвір пальцем, піднести потім до запаленого паличка і відняти палець; водень займеться, при чому може статись невеличкий вибух (буде чуто свист). Тоді знову наповнити цю пробірку воднем і знов його запалити і так продовжувати, аж поки водень не буде згоряти спокійно (без свисту). Поясніть явище вибуху. Знову наповнюючи пробірку воднем, треба стежити, щоб у середині пробірки не було полум'я (від водню, який ще горить), інакше може статись сильний вибух водню в тій пробірці, де відбувається реакція між сульфатною кислотою та цинком.

**С п р о б а 44.** Запалити водень, що виходить з газовідвідної трубки, і над полум'ям запаленого водню тримати сухий стакан. Поясніть, чому стакан вкривається вологою.

**С п р о б а 45.** Наповнити воднем пробірку і внести в неї запалену скіпку. Поясніть, чому сам водень горить, а скіпка у водні гасне.

<sup>1</sup> Водень застосовують також для штучного виготовлення рідкого палива з малоцінного вугілля (зрідження вугілля і важких смол).



С п р о б а 46. Розглянути, як збудований апарат Кіппа (стор. 65), та навчитися користуватися ним для добування газів при звичайній температурі.

### Контрольні запитання

1. Скільки треба взяти на вагу Zn та  $H_2SO_4$ , щоб добути 17 г водню? Наведіть ваші обчислення. Відповідь: Zn — 326,85 г і  $H_2SO_4$  — 490 г.
2. Який об'єм займуть 2 г водню при  $0^\circ$  та 760 мм тиску? Поясніть, чому? Відповідь: 22,4 л.
3. Дієюм  $H_2SO_4$  на Zn одержано 81 г  $ZnSO_4$ . Скільки при цьому утворилось літрів водню при  $0^\circ$  та 760 мм тиску? Відповідь: 11,2 л.
4. Чому при реакції сполучення водню з киснем з'являється полум'я і чому це полум'я мало світиться?
5. Яку реакцію називають вибухом?
6. Яким рівнянням виразити реакцію між магнієм та соляною кислотою, якщо в наслідок реакції утворюється  $MgCl_2$ ?
7. Скільки на вагу води утворюється при відновленні воднем 32 г мідьII-оксиду  $CuO$ ?
8. При наповнених воднем дирижаблях або аеростатах, які властивості водню цінні при польоті й які властивості водню можуть спричинитись до катастрофи?
9. Що може трапитись з паровим котлом при нагріванні і особливо перегріванні у ньому води, якщо при ремонті котла в ньому випадково буде залишено обрізки будьяких металів?

### Додаткова література до розділу

1. Тей д о р, Производство водорода.
  2. К о г у т о в, Водород как газ для воздушных кораблей.
-



## РОЗДІЛ V

### КИСЕНЬ<sup>1</sup>. ОЗОН. ВОДЕНЬ-ПЕРОКСИД

§ 31. Кисень у природі. Кисень — найбільш поширений елемент на землі. В вільному стані він зустрічається в повітрі

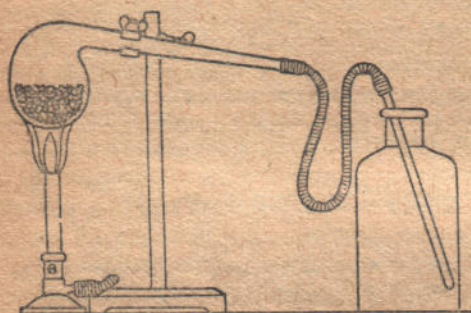


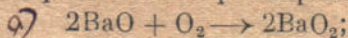
Рис. 21.

(близько 23% на вагу або 21% об'ємом); із його сполук найбільш у природі є води, в якій кисень становить  $\frac{8}{9}$  ваг. частини. Крім того кисень зустрічається в усіх тваринних та рослинних організмах, а також у більшості речовин, з яких складається земна кора, де на кисень припадає в середньому близько 47%; наприклад, у піску його 53%, у глині до 35% і т. ін. Взагалі на зем-

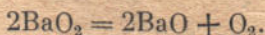
ній кулі на кисень припадає 49,98%. Останнім часом доведено, що й на сонці є кисень.

§ 32. Добування. а) Тому що в повітрі є величезна кількість кисню, то запропоновано було багато способів добувати його з повітря.

З цих способів цікавий є спосіб Бріна: якщо нагрівати барій-оксид ( $\text{BaO}$ ) при допльві повітря до  $500^\circ$ , то він прилучає до себе атом кисню і перетворюється в барій-пероксид ( $\text{BaO}_2$ )



якщо нагрівати барій-пероксид далі до  $800^\circ$ , то він знову розкладається на кисень та барій-оксид. Отже, в результаті утворюється взятий спочатку продукт — барій-оксид, який знову можна пустити в роботу:



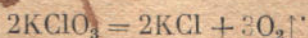
б) З води кисень можна добути, розкладаючи її гальванічним струмом, про що вже сказано було при водні.

<sup>1</sup> Був відомий ще в VIII в.; пізніше його відкрив Шееле в 1772 р. і, незалежно від нього, — Пристлей у 1774 р. Елементарну природу кисню остаточно встановив Лавуазьє. Правильний погляд на суть горіння вперше висловив М. В. Ломоносов у 1748 р.



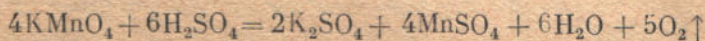
в) Кисень легко виділяється також, коли нагрівати деякі оксиди; особливо ж легко, наприклад, якщо нагрівати ртуть-оксид:  $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$  (див. «Реакції розкладу», спроба 9).

г) Але найзручніший спосіб добувати кисень у лабораторії це *розклад бертолетової* (калій-хлорату) солі  $\text{KClO}_3$  (рис. 21). Реакція відбувається за рівнянням:



Бертолетова сіль розкладається<sup>1</sup> швидше, якщо додати до неї трохи манганIV-оксиду (каталізатор).

д) Так само легко і просто добувають кисень, діючи розведеною сульфатною кислотою (1 ч.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на 4 ч.  $\text{H}_2\text{O}$ ) на  $\text{KMnO}_4$ ; реакція відбувається за таким рівнянням:



е) Для технічних потреб кисень (температура кипіння —  $183^\circ$ ) добувають із рідкого повітря (див. розділ «Повітря»), випаровуючи його при температурі вищій за температуру кипіння азоту ( $-195,7^\circ$ ); такий кисень нагнічується в сталеві бомби під тиском у 100 атм і більшим і в такому вигляді йде в продаж.

§ 33. Фізичні властивості кисню. Кисень — безбарвний (в товстому шарі блакитний) газ, без запаху й смаку. Густина його відносно повітря дорівнює 1,10535, а відносно водню — 15,88. 1 л кисню при  $0^\circ$  та 760 мм тиску важить 1,4292 г. У воді кисень розчиняється в невеликій кількості, а саме: 100 об'ємів води при  $0^\circ$  розчиняють 4,89, а при  $15^\circ$  — усього 2,9 об'єму кисню; краще розчиняється він у спирті (280 см<sup>3</sup> в 1 л). Температура кипіння кисню —  $183,0^\circ$  при 760 мм тиску; критична його температура —  $118,8^\circ$ ; критичний тиск 49,7 атм. Рідкий кисень дуже магнітний; пит. вага його 0,6 ( $\text{H}_2\text{O} = 1$ ). У рідкому водні кисень при  $-219^\circ$  твердне в льодову масу блакитнуватою кольору.

§ 34. Хімічні властивості кисню. З хімічних властивостей кисню насамперед треба відзначати його велику здатність сполучатися з усіма елементами, за винятком інертних газів (аргону, гелію, криптону, неону, ксенону й радону) і невеликого числа інших простих речовин<sup>2</sup>. Здебільшого це сполучення відбувається безпосередньо. Наприклад фосфор, вугіль, сірка дуже легко сполучаються з киснем: вони горять у кисні. Залізо при звичайній температурі ржавіє на вогкому повітрі, а ржавіння, кінець-кінцем, і є сполучення заліза з киснем повітря; і ржавіють і горять у кисні й інші численні метали.

<sup>1</sup> Розкладається  $\text{KClO}_3$  власне в дві фази: спочатку  $\text{KClO}_3$  при незначному нагріванні розкладається з виділенням кисню і з утворенням калій-хлориду  $\text{KCl}$  та калій-перхлорату  $\text{KClO}_4$ :  $2\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2 + \text{KClO}_4$ , а далі (при вищій температурі) вже розкладається й  $\text{KClO}_4$ :  $\text{KClO}_4 = \text{KCl} + 2\text{O}_2$ .

<sup>2</sup> Ваче кисень сполучається з галогенами (F, Cl, Br та J) та з мало активними металами (Au, Pt, Ag). Тим, що кисень легко сполучається з речовинами, пояснюється наявність великої кількості кисню в тілах природи.



Дуже часто речовина сполучається з киснем з виділенням тепла та світла. Кожна горюча речовина має свою температуру спалахнення, цебто температуру, при якій вона починає сполучатись із киснем, утворюючи полум'я. Здебільшого, щоб речовина почала горіти, треба підвищити температуру горючої речовини, а скоро горіння почалося, розпалити вже не треба, бо реакцію підтримуватиме

те тепло, яке виділяється під час сполучення кисню з горючою речовиною<sup>1</sup>.

З воднем кисень швидко сполучається при таких умовах: або при нагріванні близько 700°, або при діянні губчастою платиною. В наслідок цього сполучення утворюється вода. Суміш з двох об'ємів водню та одного об'єму кисню зветься *г р и м у ч и м г а з о м*,

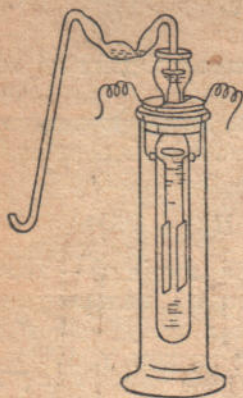


Рис. 22.



Рис. 23.

бо вона дуже вибухас<sup>2</sup>, коли подіяти на неї електричною іскрою або піднести полум'я. Гримучий газ легко добути, розкладаючи воду електричним струмом у приладі, зображеному на рис. 22. Прилад наповнюють водою, підкисленою сульфатною кислотою, і пропускають через неї електричний струм; утворені від розкладу води водень та кисень змішуються між собою і вузькою трубкою виходять геть.

Спалювати гримучий газ найбезпечніше в так званому крапні Даниеля (рис. 23); кисень впускають у внутрішню трубку крана, а водень — у зовнішню. Полум'я, що утворюється при згорянні гримучого газу, як було вже сказано при водні, має таку високу температуру<sup>3</sup>, що в ньому топляться метали — мідь, залізо, платина та ін.

<sup>1</sup> У чистому кисні речовини горять яскравіше, ніж у повітрі, бо в чистому кисні кисню в 5 разів більше, ніж у відповідному об'ємі повітря, а за законом діючих мас (про нього далі буде сказано докладніше) і швидкість реакції більша: вона прямо пропорційна концентрації. Отже, за одиницю часу виділяється й більше тепла, а звідси і розжарюваність та яскравість свічення більші. Крім того, у чистому кисні тепло не витрачається на нагрівання азоту, а при горінні в повітрі частина тепла йде саме на нагрівання азоту.

<sup>2</sup> Гучний вибух пояснюється тим, що утворена при реакції водяна пара при високій температурі горіння займає далеко більший об'єм, ніж суміш узятих газів, і тому з силою відштовхує повітря, що знаходиться перед ним.

<sup>3</sup> Полум'я світільного газу в кисні має температуру близько 1600°, полум'я ж водню в кисні — близько 2800°.



Якщо вставити в це полум'я грудку вапна, то (рис. 24) вона дуже розжарюється й починає випромінювати так зване друмондове світло.

**§ 35. Горіння.** Горінням можна назвати всяку реакцію, яка відбувається з виділенням тепла та світла. Полум'я являють розжарені гази, утворені під час горіння, або розжарені тверді частинки; від кількості останніх та від висоти температури залежить і яскравість полум'я.

Тому що більшість реакцій сполучення з киснем відбувається з виділенням тепла (екзотермічно) та світла, то поняття про горіння часто відносять виключно до реакції сполучення речовин із киснем; але це неправильно. Горіння може бути при всякій реакції, якщо тільки вона йде з виділенням такої великої кількості тепла, щоб розжарити продукт горіння до стану свічення.

З того, як визначено горіння, видно, що це поняття відносне: якщо речовина *A* горить у речовині *B*, то й речовина *B* горить у речовині *A*. Наприклад, світільний газ горить у кисні; але, якщо атмосферу становитиме світільний газ, а газопровідною трубкою ітиме кисень, то кисень горітиме в світільному газі. Рис. 25 показує горіння кисню в атмосфері світільного газу. Явище відбувається так само, як і при горінні кисню в водні, і навпаки.

Як і всяка реакція, горіння відбувається тільки при певних умовах і насамперед — тільки при певній температурі; звичайно, як то кажуть, речовину «запалюють», тобто в речовині нагрівають якенебудь місце, що повинне горіти, до «температури спалахнення» (цебто до початку реакції); далі горіння вже підтримується теплом, що виділяється під час горіння. Коли бажать припинити горіння, то або охолоджують (заливаючи водою, дуючи) речовину, що горить, до температури нижчої за температуру її спалахнення, або ж припиняють доплив речовини (наприклад кисню повітря), яка реагує з горящим тілом.

Одні і ті ж речовини можуть дати різну температуру залежно від швидкості горіння; чим швидше відбувається горіння, тим більше за одиницю часу виділяється тепла. Щоб мати якнайвищу температуру, в полум'я підводять додатковий струмінь кисню; полум'я світільного газу, ацетилену, водню, одержане з додатком кисню, практично застосовується для автогенного зварювання та для різання металів. Замість кисню, через високу ціну на нього, в полум'я вводять повітря (вдуваючи міхами, напальною трубкою); повітря краще попередити нагрівати (як це й роблять у доменних печах, у регенераторних топках Сіменса).

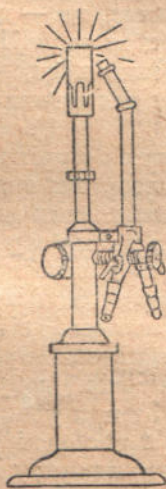


Рис. 24.



Рис. 25.



У техніці кількість тепла, виділюваного при спалюванні 1 кг палива, зветься його теплотвірністю.

Речовини можуть сполучатися з киснем, і не виділяючи світла: це буває в тих випадках, коли реакція сполучення іде повільно, і кількість тепла, що виділяється за одиницю часу, занадто мала, щоб розжарити продукти горіння до свічення, або коли тепло, виділяючись, передається добрим провідникам тепла, наприклад металам, і швидко розсіюється. До процесів повільного горіння належить, наприклад, іржавіння заліза, а також гниття та тління.

Дуже важливий процес повільного горіння відбувається в тваринних організмах, це — дихання<sup>1</sup>. Через акт дихання в організмі відбуваються реакції сполучення з киснем і йдуть вони екзотермічно; ця реакція й дає енергію, потрібну для життя організму. Процес горіння дає можливість людині й тваринам виконувати роботу.

Отже, дихання є «горіння», але горіння повільне, що відбувається з порівняно невеликим виділенням тепла за одиницю часу.

Всі види сполучення речовин із киснем узагальнюються одним поняттям — о к с н е н н я. Пізніше побачимо, що поняття окиснення розуміють далеко ширше, ніж сполучення з киснем.

§ 35. Значення кисню в житті природи, як видно з попереднього, надзвичайно важливе: 1) він є елемент, потрібний у життєвому акті — диханні; 2) реакцією сполучення з ним речовин (при горінні дерева, вугілля, нафти та ін.) добувають потрібну в щоденному житті теплову енергію; 3) при участі кисню згнивають<sup>2</sup> та зотлівають віджилі тваринні й рослинні організми (цебто трупи тварин, рослини, органічні речовини ґрунту і т. ін.), при чому їхні складові частини — складні речовини — перетворюються в простіші, а ці останні знов увіходять у загальний кругообіг матерії в природі.

Негативне значення кисню. Від діяння кисню, від його енергійної здатності хемічно взаємодіяти з різними речовинами, часто відбувається ряд небажаних для людини змін.

Метали від діяння кисню окиснюються, інакше іржавіють, чому їх (наприклад залізо) захищають від діяння кисню, або покриваючи шаром фарби чи емалі, або покриваючи їх іншими металами, які менш енергійно реагують із киснем, наприклад цинком, нікелем, кадмієм або оловом; залізо, покрите оловом, зветься білою жерстю, газів та водопровідні металеві труби обсмолюють: тонкий шар смоли, що їх вкриває, захищає метал труб від окиснення.

Природні будівельні матеріали, як от: пісок, глина, граніт; пісковики тощо, є окиснені речовини, які вже більш нездатні прилучати до себе кисень, тим то вони й стійкі проти нього.

Тепер розв'язують дуже важливу проблему використання вільного кисню в ряді процесів, де до цього часу застосовували повітря, наприклад у доменному та мартенівському виробництвах (доби-

<sup>1</sup> Ще Лавуазьє визначив, що дихання є повільним горінням.

<sup>2</sup> Гниття може відбуватися і без участі кисню.



вання чавуну та сталі), для добування сульфатної кислоти за камерним методом (див. далі), для добування кислот — нітратної, фосфатної та ін. Цілковита або часткова заміна повітря на кисень у різних процесах насамперед підвищить температуру і потім збільшить швидкість процесів (прямо пропорційально збільшенню концентрації кисню). В СРСР над розв'язанням цієї проблеми почали багато працювати після того, як було збудовано заводи для добування великих кількостей кисню з повітря, і тепер є вже добрі позитивні результати.

Пояснення звичайного горіння, як процесу сполучення горячого тіла з однією з складових частин повітря, очевидно вперше дав у другій половині XVII в. Майо. Наприкінці того ж віку алхімік Сталь, ідучи шляхом узагальнення, дав цілу теорію горіння. За цією теорією в усіх горючих речовинах є завжди та сама складова частина, яку Сталь назвав флогістоном. За вченням Сталя, флогістон під час горіння виходить геть із горючих тіл. Поведінкою флогістону Сталь пояснює й усі реакції заміщення. Наприклад, якщо залізо витискує мідь із її сполук, то це відбувається тому, що залізо віддає свій флогістон міді, яка прилучас його до себе стає металевим міддю. Такий самий процес відбувається і при виділенні металів із їх оксидів під час нагрівання з вугіллям: тут багате на флогістон вугілля віддає його металові, який і виділяється в вільному стані.

Теорія флогістону панувала протягом мало не цілого віку. Її визнання не перешкоджало і викрита в ній незабаром суперечність, а саме: ще з VIII в. було відомо, що вага металів при горінні більшає, тим часом за теорією Сталя вона через виділення флогістону мусила б меншати. Щоб урятувати теорію, флогістонові приписано негативну вагу.

Протягом панування теорії флогістону та під її впливом зроблено численні відкриття; так, наприклад, були відкриті водень (Кевендіш), що його визнавали за самий флогістон, кисень (Прістлей), який назвали повітрям, позбавленим флогістону, та ін. Енгельс, характеризуючи теорію флогістону в історії хемії, говорить: «Хемія емансипувалась від алхімії тільки завдяки теорії флогістону».

Але, як і треба було сподіватись, ті самі численні відкриття, які допомогли зробити теорію флогістону, привели до її занепаду. Цьому допомогли роботи Кевендіша, Прістлея, Шееле та особливо Лавуазьє. Лавуазьє, узагальнивши праці своїх попередників, виявивши всі суперечності в теорії та, нарешті, провівши свої точно кількісні спроби, остаточно довів необгрунтованість теорії флогістону, давши процесові горіння таке пояснення, яке приймає і сучасна хемія, де то що горіння в повітрі є процес сполучення горячого тіла з киснем, який і збільшує вагу створених продуктів горіння.

За часів Лавуазьє хемія стає на шлях точних кількісних дослідів, а трохи пізніше, за часів Дальтона, що обгрунтував атомні уявлення, хемія остаточно стала справжньою наукою — хемією.

Треба зазначити, що цілком самостійно і ще раніш від Лавуазьє, а саме в 1756 р., М. В. Ломоносов цілком правильно зрозумів процес горіння; правильно і для нашого часу М. В. Ломоносов визначив і завдання хемії і метод хемічних дослідів. Але як спроби М. В. Ломоносова, так і його погляди, не вплинули тоді на загальний хід розвитку хемії, бо європейські хеміки не знали цих робіт М. В. Ломоносова.

## ОЗОН<sup>1</sup>

**§ 37. Добування і властивості озону.** Кажучи про кисень, ми описали тільки одну з його відмін. Звернімось тепер до другої його

<sup>1</sup> Озон відкрив Ван-Марум у 1785 р.; Шенбейн у 1840 р. добув його з кисню і назвав озоном.



відміни, що зветься озоном (від грецького *o z o* — пахну). Той відсвіжувальний приємний запах, що почувасться в повітрі після грози, належить озоніві.

Озон можна добути з кисню, наприклад повільно окиснюючи фосфор або терпентин, а також діючи  $H_2SO_4$  на хамелеон ( $KMnO_4$ ); особливо легко утворюється озон під впливом тихого електричного розряду на кисень або під дією на нього ультрафіолетовими променями. Жодним із цих способів не можна цілком перетворити кисень в озон, а перетворюється від нього щонайбільше 5—6%, бо реакція ця оборотна. Чистий озон добуто скрапленням озону при температурі рідкого повітря; озон кипить при  $-112^\circ$ , а кисень при  $-183^\circ$ , тобто кисень важче скраплюється, ніж озон. Трохи легше можна добути озон, діючи фтором на воду:

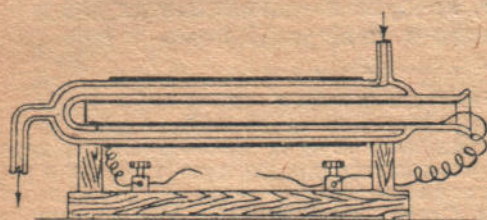


Рис. 26.

$3F_2 + 3H_2O = 3H_2F_2 + O_3$ .

У лабораторіях озон найчастіше добувають, користуючись так званим озонатором Сіменса. Цей прилад (рис. 26) складається з двох трубок, вкладених одна в одну; зовнішню трубку, обкладену зокола олов'яною фольгою, на одному кінці звужено в трубочку, на яку надівається форштос; внутрішня трубка всередині викладена олов'яною фольгою і кінець її з внутрішнього боку запаятий, а фольга на другому її кінці сполучена з індукційною спіраллю; з цієї останньою сполучена також і фольга зовнішньої трубки. У цьому приладі відбуваються тихі розряди, без іскор.

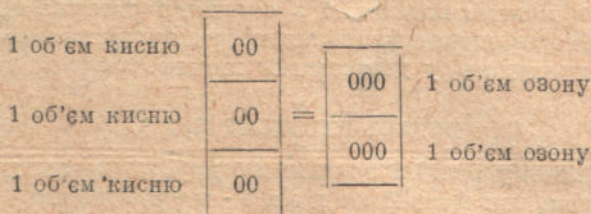
Якщо бічною трубкою в простір між обкладеними фольгою трубками спрямувати струмінь сухого кисню, то через кінець трубки виходитиме вже частково озонований кисень. Це легко виявити, бо, поперше, дуже невеличку кількість озону можна відчувати через його запах, подруге, від озону синій йодо-крохмальний папірець (пояснення цієї реакції див. далі).

**§ 38. Фізичні властивості.** Озон — газ, що має характерний запах, який нагадує запах хлору; в товстих шарах він синього кольору. Від тиском у  $150 \text{ ат}$  та при температурі  $-112,3^\circ$  озон переходить у рідину темнофіолетового кольору. Твердий озон являє собою темнофіолетову кристалічну масу, що топиться при  $-250^\circ$ . Вже при звичайних умовах озон перетворюється в кисень, а при нагріванні цей процес прискорюється.

Густина озону відносно водню дорівнює 24; отже, молекулярна вага озону дорівнює 48 ( $M = 2D$ ), і молекула його складається з трьох атомів ( $O_3$ ); таким складом він і відрізняється від кисню, молекула якого складається з двох атомів ( $O_2$ ).



Зменшення об'єму при переході кисню в озон, а також і збільшення об'єму при переході озону в кисень можна пояснити схематично так:



або

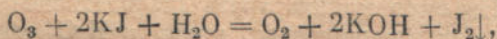


тобто з трьох об'ємів кисню утворюється два об'єми озону, а при оберненій реакції з двох об'ємів озону утворюється три об'єми кисню.

Отже, озон є алотропічна відміна кисню: зміна кількості атомів кисню в молекулі зумовлює утворення нової якості — нової речовини.

**§ 39. Хемічні властивості.** З хемічних властивостей озону особливо треба відзначити його здатність окиснювати і, при тому, далеко енергійніше, ніж кисень; він руйнує органічні речовини, знебарвлює фарби, окиснює фосфор і сірку в відповідні кислоти; під його впливом амоніак  $NH_3$  переходять в нітратну  $HNO_3$  та нітритну  $HNO_2$  кислоти, срібло та свинець утворюють вищі оксиди.

Щоб виявити озон, користуються йодо-крохмальним папірцем, цебто папірцем, насоченим розчином калій-йодиду та крохмальним клейстером. Озон у присутності води витискує йод з калій-йодиду:



а витиснений йод синить крохмаль.

Характерна для озону й така реакція: шойно вичищена срібна пластинка від озону чорніє через утворення срібло-пероксиду  $Ag_2O_2$ .

Озон є речовина ендотермічна, що утворюється з вбиранням енергії зокола:



Розкладаючись, він виділяє все витрачене на його утворення тепло.

Озон завжди є в більшій або в меншій кількості в повітрі, але кількість його не скрізь однакова: в повітрі полів та лісів (особливо хвойних) його більше, ніж поблизу жител, де він витрачається на окиснення різних органічних речовин. Озон є дезинфекційною речовиною, бо він вбиває різні хвороботворні мікроорганізми.

В техніці озон широко застосовують для дезинфекції (театрів, лікарень, тощо), для білення тканин, воску, цукру, для очищення питної води та стічних вод, для осмолення олій і т. ін.



Отже, звичайний кисень має молекулу з двох атомів ( $O_2$ ), а озон — з трьох атомів ( $O_3$ ). Можна вказати й третю алотропічну відміну кисню — його одноатомну відміну ( $O$ ), в вигляді якого кисень з'являється в момент виділення з складних сполук; одноатомний кисень, подібно до одноатомного водню, реагує дуже енергійно і так само легко переходить у двоатомний кисень.

### ВОДЕНЬ-ПЕРОКСИД $H_2O_2$ <sup>1</sup>

В цьому самому розділі розглянемо другу (крім води) сполуку кисню з воднем, так званий **водень-пероксид**.

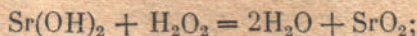
§ 40. Добування водень-пероксиду <sup>2</sup>. Водень-пероксид у природі зустрічається в незначних кількостях, наприклад у дошовій воді, в снігові, а, значить, і в повітрі; штучно його добувають, діючи дуже розведеними охолодженими кислотами (краще  $H_2SO_4$  або  $H_3PO_4$ ) на барій-пероксид;



Нерозчинний у воді барій-сульфат ( $BaSO_4$ ) легко можна виділити фільтруванням, і тоді утворюється розчин водень-пероксиду у воді. Чистий водень-пероксид відділяють від води, випаровуючи її під зменшеним тиском, або екстрагуючи ефіром, який потім випаровують.

§ 41. Властивості водень-пероксиду. Водень-пероксид являє собою дуже нестійку безбарвну сироподібну рідину з некучим металічним смаком; він майже в 1,5 рази важчий води. Являючи собою досить нестійку сполуку, водень-пероксид легко (особливо на світлі та від нагрівання) розкладається на воду й кисень; через те його і вживають як доброго окисника; пористі та порошкоподібні речовини (наприклад порошок срібла, золота, платини, маргандіоксиду) і навіть скло прискорюють (каталітично) розклад  $H_2O_2$  з виділенням кисню; концентровані розчини  $H_2O_2$  при цьому часто розкладаються з вибухом; бавовна та вугіль запалюються від діяння безводного водень-пероксиду. Реакціями водень-пероксид дуже нагадує озон, в якому діючим началом теж є кисень у момент виділення. Водень-пероксид так само, як і озон, є ендотермічна сполука. В присутності незначних кількостей кислот  $H_2O_2$  стає стійкіший; від лугів же та багатьох солей процес розкладу  $H_2O_2$  прискорюється. З водного розчину  $H_2O_2$ , що містить у собі 95—96% його, коли охолодити розчин до  $-80^\circ$ , виділяються безбарвні кристали твердого  $H_2O_2$ , які топляться при  $-2^\circ$ .

Водний розчин  $H_2O_2$  має властивості слабкої кислоти; він реагує з основами, утворюючи пероксид металів, наприклад:



отже, пероксиди металів є солі водень-пероксиду.

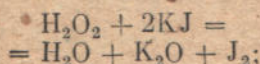
<sup>1</sup> Водень-пероксид відкрив Тенар (Thénard) у 1818 р.

<sup>2</sup> Тому що водень-пероксид легко розкладається, його не слід зберігати в щільно заткнутих посудинах, щоб вони не розірвались.



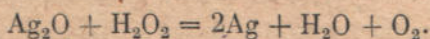
Найчутливішим реактивом на водень-пероксид є суміш калій-пірохромату з сульфатною кислотою; якщо додати цієї суміші до розчину водень-пероксиду, то розчин синіє (утворюється перхроматна кислота  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_8$ ), синє забарвлення стає ясніше, коли реакцію вести в присутності невеликої кількості ефіру; ефір легше розчиняє перхроматну кислоту, ніж вода.

Водень-пероксид, як і озон, розкладає калій-йодид:



на тілі він дає білі плями, руйнуючи тканину. Його широко вживають для білення, наприклад шовку, пір'я, волосу, губок, для оживлення фарб<sup>1</sup> старих олійних картин та для дезинфекції (промивання ран, полоскання рота й горла)<sup>2</sup>.

Водень-пероксид може бути не тільки окисником, але й в і д н о в н и к о м. Наприклад, срібло-оксид відновлюється водень-пероксидом у металеве срібло, при чому сам водень-пероксид переходить у воду:



### Практичні заняття

С п р о б а 47. а) Зібрати прилад, що складається з пробірки (краще туготопкої), заткнутої пробкою, крізь яку проходить трубка для виходу кисню.

б) Перевірити, чи «держить» прилад; для цього треба, коли прилад зібрано, взяти в рот кінець газовідвідної трубки, втягнути в себе повітря з приладу і до кінця трубки прикласти язик: якщо язик присмоктується до трубки, то це значить, що прилад «держить», якщо ж не присмоктується, то треба шукати отвір, крізь який проходить у прилад повітря; головну увагу звернути на пробку: чи не дірява вона і чи щільно увіходить в отвір пробірки. Потім підготувати три чисті посудини, кожна об'ємом близько 200—250 см<sup>3</sup>, і підібрати до них покривні скла. Для цього можна взяти три циліндри, а якщо циліндрів немає, то можна взяти невеличкі скляні банки. Ще треба мати глиняну миску приблизно на 1 л, в яку налито до половини води, 2—3 скінки та сірники.

<sup>1</sup> Старі картини темніють, між іншим, від перетворення білої свинцевої фарби на чорий свинець-сульфід  $\text{PbS}$ ; водень-пероксид окиснює чорний  $\text{PbS}$  в білий свинець-сульфат  $\text{PbSO}_4$ .

<sup>2</sup> Продажний водень-пероксид під назвою «пергідроль» містить у собі 30%  $\text{H}_2\text{O}_2$ . 30% водень-пероксид зберігають у парафінованих зсередині склянках з парафіновою пробкою. Також до водень-пероксиду додають негативні катализатори (барбітурова або сечова кислота—1 г на 20 л), в такому вигляді водень-пероксид зберігається без розкладу у звичайній скляній посудині.



в) Зважити на звичайних терезах близько 5 г бертолетової солі  $KClO_3$  та з 1 г мангану(IV)-оксиду  $MnO_2$ , добре змішати їх скляною паличкою (тільки не скіпкою), всипати в приготовлену пробірку і заткнути її пробкою з відповідною трубкою.

г) Прилад закріпити в штативі в напівлежачому положенні так, щоб суміш розподілилася рівним шаром уздовж пробірки (а не на дні її) і нагрівати спочатку вздовж усієї пробірки, а потім, коли пробірка прогріється, зосередити нагрівання в одній точці, починаючи від пробки (але не коло неї), і тільки в міру розкладу  $KClO_3$  поступово відводити полум'я до дна пробірки.

д) Нагрівати треба обережно, так щоб можна було полічити бульбашки кисню, що виділяються.

е) Збирати газ у посудину треба лише після того, як жеврюша скіпка, піднесена до кінця газовідвідної трубки, буде займатись (а до цього буде виходити витискуване повітря).

ж) Приготовлені посудини налити вщерть водою, закрити склом або картоном, закурити, обернувши догори дном, у глиняну миску з водою і наповнити їх киснем, підводячи під них газовідвідну трубку і весь час нагріваючи пробірку з сумішшю. Наповнивши киснем кожную посудину, під водою ж закрити склом або картоном і вийняти з води.

В одержаному кисні можна спалити різні речовини, як от: вугіль, сірку, магній, залізо та ін. (рис. 27, 28, 29).

Проведені реакції виразити рівняннями.

С п р о б а 48. В остиглу пробірку, з якої добували кисень, додати води і сильно збовтати; після цього відфільтрувати через фільтр, зібрати рідину у фарфорову чашку і, нагріваючи на пальнику, випарити з неї воду. Яка речовина залишилась у чашці, коли випарилась вода?

### Контрольні запитання

1. Де є в природі кисень?
2. Якими способами можна добути кисень з повітря? (Вкажіть способи лабораторні і технічні).
3. Яку роль відіграє  $MnO_2$  при добуванні кисню з  $KClO_3$ ?
4. Перелічіть фізичні та хімічні властивості кисню.
5. Порівняйте властивості кисню та водню; вкажіть схожість і різницю.
6. Скільки треба взяти  $KClO_3$ , щоб одержати 16 г кисню? Відповідь: 40,85 г. Наведіть обчислення.
7. Наведіть приклади окиснення з звичайної життєвої обстановки.
8. Що таке горіння?
9. У чому саме різниця між звичайним спокійним горінням і горінням з вибухом?
10. Чому сильна тяга (до певної міри!) підсилює горіння?
11. Чи правильні вирази: «газ горить у повітрі» або «численні речовини горять у кисні»?
12. Доросла людина за добу видихає 900 г вуглекислого газу  $CO_2$ . Скільки грамів вона повинна за той самий час вдихнути кисню з повітря?
13. Перелічіть усі алотропічні відміни кисню.
14. Чому молекула озону легше розпадається, ніж молекула кисню, і що утворюється при його розкладі?
15. Вкажіть практичне значення кисню і озону.
16. Відзначте відмінні властивості водень-пероксиду.

### Додаткова література

1. Ч у г а є в, Історія відкриття кислороду.
2. К о к, Історія теорії горіння (Химическая хрестоматия, вып. I).
3. К а р а ф ф а - К о р б у т, Озон, его применение в промышленности и санитарии.



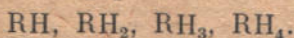
## РОЗДІЛ VI

### ВАЛЕНТНІСТЬ. БУДОВА АТОМА. БУДОВА МОЛЕКУЛ

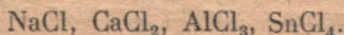
§ 42. Валентність елементів. Вивчення складу різних сполук показало, що атом даного елемента може прилучати до себе не довільну кількість атомів іншого елемента, а лише певну кількість їх. Ось, наприклад, сполуки водню:

1 атом хлору	може сполучитись	тільки з 1 атомом	водню	HCl
1 » кисню	»	»	» 2 атомами	H <sub>2</sub> O
1 » азоту	»	»	» 3 »	NH <sub>3</sub>
1 » вуглецю	»	»	» 4 »	CH <sub>4</sub>

За одним із цих зразків сполучаються з воднем і інші елементи, якщо в молекулу увходить тільки один їх атом. Отже, як позначити атом елемента через R, то всі типові комбінації елементів з воднем вкладаються в зазначені форми, цебто:

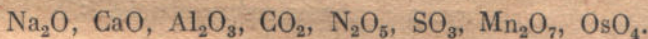


За цими зразками сформовані, наприклад, сполуки металів із хлором:

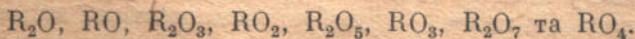


Розгляньмо тепер деякі сполуки елементів із киснем.

*Приклади*



Якщо знову виразити це в загальному вигляді, позначивши атоми елементів через R, то одержимо такі типи кисневих сполук:



За цими типами сформовані всі найважливіші сполуки елементів з киснем, а також і з сіркою і з деякими іншими елементами.

З наведених прикладів видно, що атоми різних елементів можуть мати різну здатність прилучати до себе те чи інше число атомів іншого елемента або, як то кажуть, можуть мати різну в а л е н т н і с т ь.

Валентність даного атома вимірюють числом атомів водню, яке він може до себе прилучити. Валентність водню прийнято за одиницю.

Атом хлору може прилучати до себе тільки один атом водню; тому кажуть: атом хлору о д н о в а л е н т н и й; кисневий атом



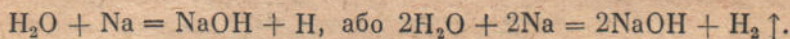
може прилучити два атоми водню, отже, атом кисню двовалентний й; атом азоту, що дає сполуку  $\text{NH}_3$ , тривалентний й; атом вуглецю у сполуці  $\text{CH}_4$  чотиривалентний.

Про валентність елементів можна довідатись не тільки із сполуки з воднем, але й із сполук з іншими елементами, якщо, звичайно, їхня валентність уже відома. Візьмим для прикладу кальцій: він утворює з хлором сполуку  $\text{CaCl}_2$ ; з другого боку відомо, що атом хлору може прилучити до себе один атом водню, цебто відомо, що хлор одновалентний. Тому ми можемо зробити висновок, що кальцій, атом якого прилучає два одновалентні атоми хлору, є двовалентний.

Наведім ще приклад: метал алюміній утворює з киснем сполуку  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; визначимо з цієї сполуки валентність алюмінію. Міркуємо так: кисневий атом двовалентний, тому три атоми кисню мають шість одиниць валентності; ці шість одиниць валентності розподілені між двома атомами алюмінію; отже, на кожен атом алюмінію припадає три одиниці валентності, тобто алюміній тривалентний.

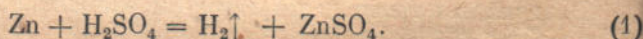
Величину валентності можна визначити і з реакції заміщення.

Візьмим молекулу води  $\text{H}_2\text{O}$ ; у цій молекулі можна легко замінити водень на метал натрій, але ця заміна відбувається при такій умові: кожен 23 ваг. ч. натрію (23 — атомна вага Na) з кожних 18 ваг. ч. води (18 — молекулярна вага  $\text{H}_2\text{O}$ ) витискують 1 ваг. ч. водню (1 — атомна вага H), цебто, іншими словами, кожен атом натрію витискує тільки один атом водню:

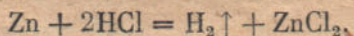


Отже, натрій є елемент одновалентний.

При добуванні водню, діючи цинком на сульфатну кислоту, реакцію виражають рівнянням:



Так само цинк реагує з соляною кислотою HCl:



Атом цинку витискує два атоми водню, а тому він двовалентний.

З рівняння (1) можна бачити, як визначається і валентність частини складної сполуки, що складається з кількох атомів. Наприклад, як визначити валентність групи  $\text{SO}_4$  в кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Група  $\text{SO}_4$ , як ціле, перейшла до Zn; у сульфатній кислоті група  $\text{SO}_4$  сполучена з 2H; тим то вона має стільки одиниць валентності, скільки їх мають 2H, тобто  $\text{SO}_4$  є двовалентна група. Ще приклад: виходячи з того, що атом Na одновалентний, можна сказати, що група OH у сполуці NaOH одновалентна.

Отже, ми можемо визначити валентність елементу із здатності його атомів сполучатися з атомами водню (або іншого елемента, валентність якого відома) або здатності його атомів замішувати собою певну кількість атомів іншого елемента з відомою валентністю.



Знаючи валентність елементів, у багатьох випадках легко можна скласти формули молекул сполук та виразити хід хемічних реакцій рівняннями.

Якщо молекула сформована з двох елементів, то число їх атомів у молекулі мусить бути таке, щоб кількість одиниць валентності з обох боків була однакова.

Перший приклад. Атом Na одновалентний і атом Cl одновалентний; отже, кількість атомів Na та Cl в молекулі має бути однакова, і найпростіша формула їх сполуки повинна мати склад NaCl.

Другий приклад. Той самий натрій сполучити з киснем; як правильно написати найпростішу формулу цієї сполуки? Атом натрію одновалентний, а атом кисню двовалентний; число одиниць валентності сполучені атоми мусять мати однакове; ясно, що атомів натрію треба взяти два, і вони матимуть разом дві одиниці валентності, цебто саме стільки, скільки їх має один атом кисню; отже, формула цієї сполуки буде  $\text{Na}_2\text{O}$ .

Третій приклад. Атом алюмінію тривалентний, атом кисню двовалентний; написати формулу їх сполуки. Зрозуміло, що треба знов узяти такі кількості тих чи інших атомів, щоб з обох боків було однакове число одиниць валентності. Якщо сполучити по одному атому Al та O, то Al на одну одиницю валентності матиме більше, ніж атом кисню; тому кисневих атомів треба узяти більше. Візьмим їх два атоми, тоді два атоми кисню матимуть разом чотири одиниці валентності, цебто на одну більше, ніж атом Al. Якщо тепер узяти й алюмінію два атоми, то два атоми Al матимуть шість одиниць валентності, цебто на дві одиниці валентності більше, ніж два атоми кисню; додаймо ще один кисневий атом, що має саме ті дві одиниці валентності, яких не вистачало до рівності; тим то правильна формула кисневої сполуки алюмінію буде  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Щоб написати формулу сполуки атомів елементів з різною валентністю, звичайно відшуковують спільне найменше кратне між валентностями сполучених атомів; частка від ділення цього спільного найменшого кратного на валентність даного елементу і вкаже число його атомів у молекулі даної сполуки.

Наведім приклади на складання рівнянь, що виражають реакції обмінного заміщення.

Перший приклад. Реакція заміщення водню в соляній кислоті (HCl) на натрій:  $\text{Na} + \text{HCl}$ ; атом Na — одновалентний і може замінити собою тільки один атом водню — теж одновалентний; заміщення ж можливе лише тоді, коли валентності однакові; отже, цю реакцію виражатиме рівняння:



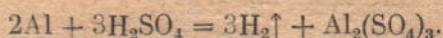
Другий приклад. Реакція заміщення водню в соляній кислоті на двовалентний атом магнію. Атом Mg, як двовалентний, може замінити не менш, як два атоми H, а тому одній молекулі HCl не вистачає, і треба взяти в рівнянні дві молекули HCl; тоді реакція матиме такий вигляд:





Якщо витискуючий атом буде три-, чотири- й більш валентний, то треба брати відповідно більше число молекул  $\text{HCl}$ .

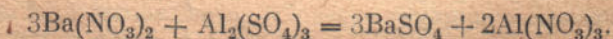
Третій приклад. На заміщення водневих атомів в  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взято тривалентний елемент алюмінію. Очевидно однієї молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$  буде замало, бо два водневі атоми мають у сумі всього дві одиниці валентності, а кожний атом алюмінію потребує трьох водневих атомів; якщо в реакцію на один атом алюмінію взяти дві молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , то вони матимуть чотири атоми водню, а атом  $\text{Al}$  може замінити тільки три атоми водню, а тому треба додати атомів  $\text{Al}$ . Якщо взяти два атоми  $\text{Al}$ , то вони матимуть разом усього шість одиниць валентності, і водневих атомів у двох молекулах  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не вистачить. Додаймо третю молекулу  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; тоді три молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$  матимуть шість водневих атомів, а, значить, і шість одиниць валентності, тобто стільки, скільки їх мають два атоми  $\text{Al}$ . Рівняння буде таке:



Інші приклади. Взято дві солі  $\text{NaCl}$  та  $\text{AgNO}_3$ , між якими відбудеться реакція обміну металами; метали  $\text{Na}$  і  $\text{Ag}$  одновалентні, а тому реакцію треба виразити так:



Дано солі  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; має відбутись обмін між двоавалентним металом барієм  $\text{Ba}$  та тривалентним металом алюмінієм  $\text{Al}$ . Міркуємо так:  $\text{Ba}$  в  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  має дві одиниці валентності, а два атоми  $\text{Al}$  в  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  мають шість одиниць валентності; отже треба взяти три молекули  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , і тоді три атоми барію в трьох молекулах  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  матимуть разом теж шість одиниць валентності; рівняння буде таке:



Вагові кількості елементів, що можуть сполучатись одна з однією або замінювати одна одну, звуться рівноцінними, рівнозначними або еквівалентними.

Для порівнюваності між собою еквівалентних кількостей різних елементів введено поняття еквівалент. За еквівалент вважають таку вагову кількість елементів, яка або може сполучитись з одним атомом (з одним граматомом — з одним грамом) водню, або замінити один атом водню (один граматом — один грам). Звідси, якщо атом натрію одновалентний і може своїм атомом замінити один атом водню, то його граматом, рівний 23 г (атомна вага  $\text{Na} = 23$ ), є еквівалент натрію. Атом магнію двоавалентний, він може замінювати два атоми водню, тому його граматом (атомна вага  $\text{Mg} = 24$ ) є рівноцінний двом граматомам водню, а одному граматомові водню рівноцінна половина граматомма магнію, цебто 12 г. Атом алюмінію (атомна вага  $\text{Al} = 27$ ) тривалентний, він може замінити три атоми водню, а одному граматомові водню рівноцінна третина граматомма алюмінію, цебто  $27 : 3 = 9$  г.



C-40

Як видно з наведених прикладів, еквівалент одновалентних елементів дорівнює їх атомній вазі; еквівалент многовалентних елементів дорівнює їх атомній вазі, поділений на валентність.

Практично еквівалент (отже, й валентність) елементу встановлюють, або аналізуючи його хемічні сполуки, або, наприклад, при реакціях заміщення, визначаючи кількість водню, витисненого з сполуки певною кількістю взятого елементу.

Валентність у різних елементів спостережено в порівняно невеличких границях, а саме — у жодного елементу не спостерігали валентності понад 8. Далі ми побачимо, як пояснює цей факт електронна теорія будови атома.

Більшість елементів має валентність змінну, а не постійну.

Валентність даного елементу може змінюватись відносно іншого елементу, від того, при яких умовах проводять дану реакцію. Наприклад, ртуть або мідь можуть бути одновалентні або двовалентні відносно кисню або хлору: вони утворюють або  $Hg_2O$  та  $HgCl$ ,  $Cu_2O$  та  $CuCl$ , або  $HgO$  та  $HgCl_2$ ,  $CuO$  та  $CuCl_2$ ; фосфор утворює з хлором або  $PCl_3$ , або  $PCl_5$ , а азот із киснем дає п'ять сполук:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  та  $N_2O_5$ , в яких азот є одно-, дво-, три-, чотири- і п'ятивалентний.

### Практичні заняття

Спроба 49. Визначення грамаквівалента цинку (або магнію).

а) Зібрати прилад (рис. 30), що складається з широкої пробірки, щільно заткнутої доброю пробкою, крізь яку проходить газовідвідна трубка, і спробувати, чи «держить» він. Налити в пробірку (трохи менше, ніж до половини) розведеної (1 : 3) сульфатної кислоти. Наливати кислоту треба обережно, тримаючи пробірку похило, так щоб внутрішня поверхня верхньої частини пробірки не була змочена кислотою. Тимчасово поставити пробірку з кислотою в штатив.

б) Зважити на точних терезах з 0,1 г чистого цинку (або з 0,05 г магнію) і вагу цю точно записати.

в) Зважений метал покласти в пробірку з кислотою; для цього пробірку треба тримати похило і метал класти на суху стінку пробірки так, щоб він не дотикався до кислоти (див. ліву частину а рис. 30) і в такому положенні закріпити пробірку в штативі; заткнути її щільно завчасно приготвленою пробкою з газовідвідною трубкою, а на кінець її надіти каучукову трубку з уставленою в неї (в протилежний кінець) скляною трубкою, зігнутою під кутом так, щоб відтягнений її кінець можна було завести під евіометричну трубку (рис. 30, б).

г) Узяти трубку (об'ємом на 100 см<sup>3</sup>) з нанесеними на ній поділками кубічних сантиметрів та їх десятих часток, наповнити її до вершу водою і, обернувши, занурити в миску з водою. Після цього трубку закріпити в штативі й підвести під неї газовідвідну трубку від пробірки з кислотою та цинком (або магнієм).

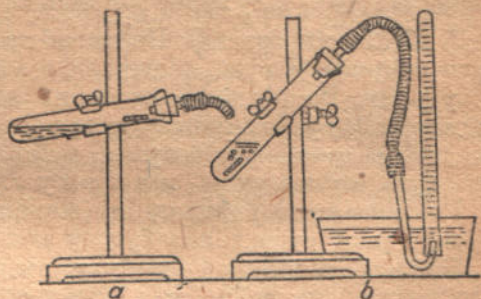


Рис. 30.



д) Струснути пробірку, щоб цинк (або магній) упав у кислоту.

Відразу ж почнеться реакція між кислотою та цинком (або магнієм) з виділенням водню за рівнянням:



Водень, що виділяється при реакції, газовідвідною трубкою переходиме в трубку з поділками і, підіймаючись угору, витискуватиме уміщену в ній воду.

е) Коли перестане виділятися водень (цебто коли прореагує весь узятий в реакцію метал), треба виїняти газовідвідну трубку із трубки з зібраним воднем. Трубку з воднем, заткнувши під водою, перенести в високу посудину з водою, установивши рівень води в трубці й посудині на одній висоті, відлічити об'єм одержаного водню. При цьому вимірну трубку з воднем треба брати дерев'яною державкою, а не рукою безпосередньо, щоб од тепла руки не змінився об'єм водню. Вимірний об'єм водню записати.

Одночасно треба відзначити за термометром Цельсія температуру кімнати, де роблено спробу, і за барометром відзначити тиск повітря.

У приладі брав участь ще й тиск водяної пари, бо водень збирали над водою; цей тиск для відзначеної температури знаходять у довіднику і віднімають його від відзначеного за барометром тиску, бо далі треба знати об'єм сухого водню.

ж) Знаючи об'єм витисненого сухого водню при відзначених температурі та тискові, треба звести його до нормальних ( $0^\circ$  та 760 мм) умов, скористувавшись з рівняння Клапейрона  $PV = RT$ ; визначивши, який матиме об'єм виділений водень при  $0^\circ$  та 760 мм, обчислити його вагу (1 см<sup>3</sup> водню при  $0^\circ$  та 760 мм важить 0,00008987 г; щоб скоротити час, потрібний на обчислення, можна взяти 0,00009).

з) Знаючи, що знайдену вагу водню витиснула відважена кількість металу, визначити з пропорції, скільки треба металу, щоб витиснути один граматом (1,008 г водню). Знайдена кількість металу і буде його еквівалентом (для Zn він дорівнює 32,69 г, для Mg—12,16 г). Знаючи еквівалент та атомну вагу цинку або магнію, легко визначити їх валентність.

**§ 43. Теорія будови.** Поняття про валентність ще до того, як було викрито її суть, відіграло в історії пізнання речовини важливу роль. Воно дало можливість науковій думці зазирнути всередину молекул хемічних сполук та дізнатись, як саме зчеплені між собою атоми в молекулах, цебто дало змогу дізнатись про те, що зву<sup>т</sup>ь б у д о в о ю м о л е к у л.

Розгляньмо на прикладі, як, користуючись поняттям про валентність, можна судити про будову молекули.

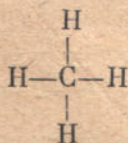
Візьмим, наприклад, сполуку, відому під назвою деревного, або метилового спирту, що має формулу  $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ , і погляньмо, як зв'язані між собою атоми в молекулі цієї сполуки. Вуглець чотиривалентний елемент, цебто максимальна кількість атомів одновалентного елемента, яку він може прилучити до себе, дорівнює 4 (є, наприклад, сполука  $\text{CH}_4$ ).

Що в молекулі метилового спирту з вуглецевим атомом безпосередньо сполучені 4 атоми водню та 1 атом кисню — цього припустити не можна, бо в такому разі вуглецевий атом мусив би витратити на сполучення з воднем 4 одиниці валентності і на сполучення з киснем — 2 одиниці валентності, а всього 6 одиниць валентності. В дійсності ж вуглецевий атом є тільки чотиривалентний. Тому можна собі уявити, що до атома вуглецю безпосередньо прилучені тільки 3 атоми водню, а одиниця валентності, що лишилась у вугле-

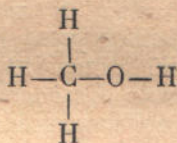


цю, витрачена на сполучення з киснем, який у свою чергу втримує один атом водню. Іншого взаємного зв'язку атомів у молекулі метилового спирту при умові, що вуглець чотири-, кисень дво-, а водень одновалентний, вгадати не можна.

Кожну одиницю валентності зображають однією рисочкою. Тоді для  $\text{CH}_4$  матимемо таку формулу:



а для метилового спирту — таку:



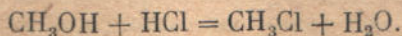
Цю формулу, так звану структурну формулу, можна потвердити такими фактами.

1. Якщо діяти на деревний спирт металом натрієм, то виділяється водень. Кидаймо натрій, аж поки перестане виділятися водень. Якщо тепер проаналізувати одержану речовину, то виявиться, що її склад виразиться формулою  $\text{CH}_3\text{ONa}$ .

В одержаній речовині атом натрію став на місце одного водневого атома, і, хоч скільки додавати натрію, більше водню замінити на натрій не можна. Це показує, що один з атомів водню, які увіходять до складу деревного спирту, — чимсь відрізняється від інших трьох атомів. З наведеної формули видно, що один водневий атом сполучений з одним кисневим атомом, а інші три тим часом прилучені безпосередньо до вуглецю. Звідси випливає, що реакцію між натрієм та спиртом треба виразити таким рівнянням:



2. Далі можна довести, що в метиловому спирті є група  $\text{OH}$ , так званий гідроксил, або водний лишок. Подіємо на деревний спирт водень-хлоридом. Тоді утвориться сполука, що зветься метилхлоридом, у якому хлор замінив гідроксильну групу:



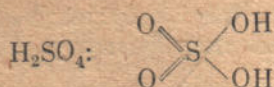
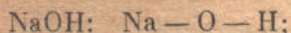
Діючи на метил-хлорид надвишком води, можна викликати обернену реакцію — витиснути хлор гідроксильною групою:



З наведеного прикладу видно, що атоми в молекулі хемічної сполуки мають між собою певний взаємний зв'язок.



Наведім ще кілька прикладів структурних формул:



У розвитку вчення про будову молекул хемічних сполук брали участь головним чином англієць Купер, німець Кекуле та російський хемік Бутлеров.

Пізніше теорія будови, що виражала тільки порядок зчеплення атомів, які увіходять до складу молекули, розвинулась далі, поклавши початок стереохемії — вченню про взаємне положення атомів у просторі.

**§ 44. Будова атома. Валентність як електрична зарядність.** Яка ж природа валентності? Відповідь на це питання було дано тільки останніми роками, коли атом почали розглядати як складну систему, збудовану з ядра та електронів, що його оточують.

У розділі II було вже коротко вказано, що атом складається з електрично позитивного ядра та негативних зарядів електрики — електронів, які його оточують.

Електрони, що оточують ядро, розміщені на дуже великих, але неоднакових віддальх від нього; вони розміщені навколо ядра шарами, що ніби охоплюють один другий. Але не слід проте думати, що ці шари цілком уміщені один в одному. Шляхи, якими рухаються електрони, — їхні орбіти — дуже складно переплітаються між собою. Це можна бачити на наведених далі моделях атомів. Спільний об'єм простору, який займає атом, дуже великий проти об'єму ядра. При цьому, чим більш віддалені від ядра електрони, тим слабкіш притягус їх до себе ядро й тим легше вони можуть відриватись від атома; навпаки, чим ближче електрони до ядра, тим міцніше воно їх утримує. Зрозуміло, що електрони, уміщені в найдальшому від ядра шарі — у зовнішній оболонці — найслабше притягуватимуться ядром і вони найлегше відриватимуться від ядра.

Електрони рухаються навколо ядра коловими або еліптичними орбітами з дуже великою швидкістю; одночасно вони рухаються й навколо своєї осі. Виходить, атом збудований на зразок сонячної системи; через те електрони, що рухаються навколо ядра на зразок планет, які рухаються навколо сонця, зветься планетарними.

*Електрон — найменша кількість негативної електрики, що існує як самостійна електрична одиниця.*

Його маса в 1843 рази менша від маси водневого атома: вона дорівнює  $8,99 \cdot 10^{-28}$  г, тим часом маса водневого атома дорівнює  $1,662 \cdot 10^{-24}$  г.

Спільними зусиллями цілого ряду дослідників було розроблено кілька моделей будови атомів.

Наведім приклади «моделей» деяких атомів за Бором-Резерфордом.



Найпростішу будову має водневий атом: він складається з ядра з зарядом  $+4,77 \cdot 10^{-10}$  ел.-ст. од. та одного електрона, що обертається навколо нього, з зарядом  $-4,77 \cdot 10^{-10}$  ел.-ст. од. (рис. 31).



Рис. 31.



Рис. 32.



Рис. 33.

Другий після водню щодо числа планетарних електронів є елемент гелій. Навколо ядра з позитивним зарядом, що дорівнює 2, обертаються 2 електрони. Система, що є в атомі гелію, дуже стійка. У звичайні реакції гелій не вступає. Будову атома гелію зображено на рис. 32.

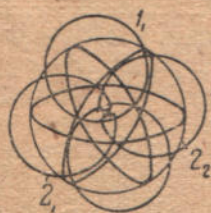


Рис. 34.

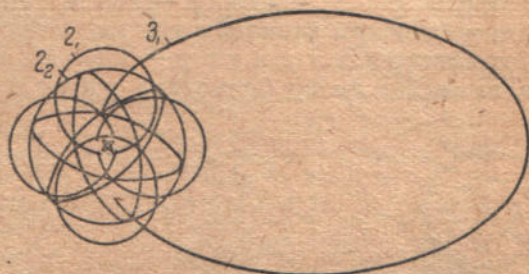


Рис. 35.

За гелієм іде елемент літій, ядро якого має три позитивні заряди; навколо ядра обертаються три електрони. Два з них обертаються орбітами, розміщеними ближче до ядра. Ці орбіти подібні до орбіт, якими обертаються електрони навколо ядра гелію, і так само утворюють з ядром тривку систему. Третій електрон обертається зовнішньою еліптичною орбітою. Він зв'язаний з ядром слабкіше (рис. 33).

В усіх дальших елементах два перші електрони завжди утворюють навколо ядра першу найближчу оболонку (перший шар К) і зв'язані з ядром так само міцно, як і в гелії.

За літєм іде далі берилій, що має в зовнішній оболонці вже два електрони; бор має їх у зовнішній оболонці три, вуглець — чотири, азот — п'ять, кисень — шість і фтор — сім.

Дальший за фтором щодо числа планетарних електронів елемент неон має 10 електронів, з яких перші два утворюють першу,



подібну до гелієвої, міцну оболонку К, а 8 електронів розміщені в зовнішній оболонці.

Ця оболонка, за сучасними поглядами, є стійка, подібно до гелієвої оболонки, чим і пояснюється цілковита нездатність неону до хемічних реакцій. Модель атома неону зображено на рис. 34.

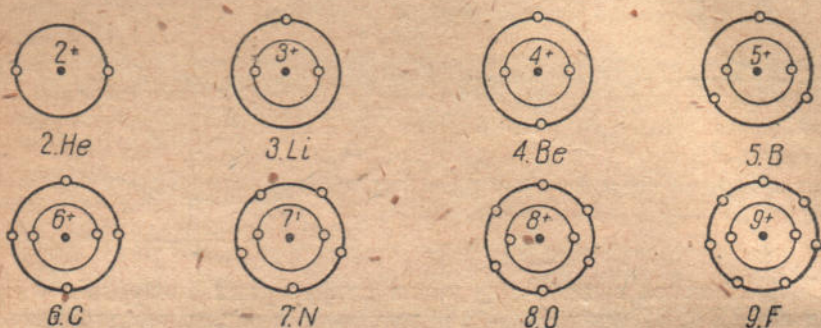


Рис. 36.

Якщо простежити далші, що йдуть за неоном (за числом планетарних електронів), елементи — Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, — то вони насамперед мають навколо ядра дві оболонки: першу гелієву з двох електронів і другу — неонову з восьми електронів, а за ними йде знову формована третя оболонка: в Na —

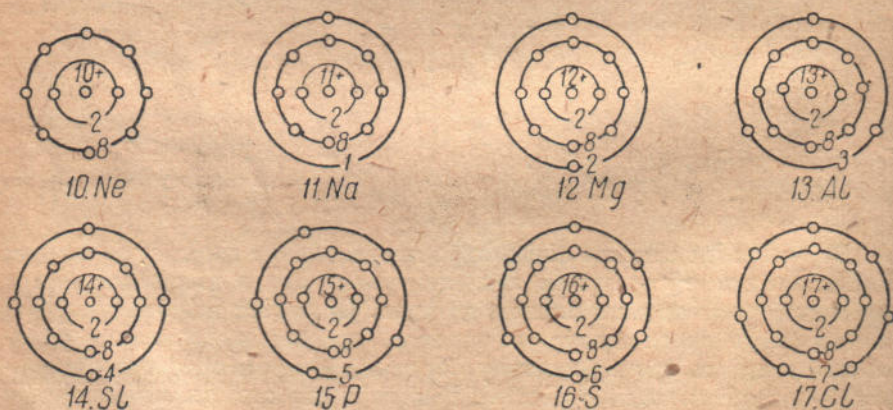


Рис. 37.

з одного електрона, в Mg — з двох, в Al — з трьох, в Si — з чотирьох, в P — з п'яти, в S — з шести й, нарешті, в Cl — з семи електронів. Ось, наприклад, модель, що виражає будову натрію (рис. 35).

За хлором іде далі елемент аргон з 18 електронами, згрупованими в три оболонки: перша — гелієва з двох електронів (К), друга — неонові з 8 електронів (L) і третя аргоніві так



само з 8 електронів (М). І знову в аргоні ми маємо цілком неактивний елемент.

Не розглядаючи будови атомів інших елементів, відзначимо лише, що в міру збільшення спільного числа планетарних електронів будовання електронних оболонок іде не так просто. Але завжди, коли ми маємо справу з атомами інертних газів, ми виявляємо в їх зовнішній оболонці вісім електронів.

Наочні схеми такої будови атомів розглянутих вище елементів подано на рис. 36 та 37.

З усіх цих фактів, випливає, що найбільшу стійкість атом має насамперед у тому разі, коли в його зовнішній оболонці скупчуються 2 або 8 електронів. Ця остання оболонка, властива атомам інертних газів, може при відповідних умовах утворюватись і в таких атомах, в яких у зовнішній оболонці число електронів не дорівнює 8.

Це може здійснюватись двома шляхами.

**Перший шлях:** електрони, яких не вистачає до 8, атом одного елементу відбирає від атомів другого елементу.

**Другий шлях:** атом віддає другому атомові зовнішні електрони, від чого оголюється восьми- (або дво-) електронна оболонка, що лежить ближче до ядра.

Сам атом, як уже було сказано, є електрично нейтральний, бо в ньому число, що виражає позитивний заряд ядра, дорівнює числу негативних зарядів — електронів, які оточують ядро. Коли ж атом втрачає електрони або набуває їх, то вказана рівність зарядів порушується: в разі втрати електронів у залишку від атома — катіони — переважатимуть позитивні заряди ядра і число їх дорівнюватиме числу втрачених електронів; в разі ж набування додаткових електронів у створеному аніоні переважатимуть негативні заряди, і число цих зарядів дорівнюватиме числу набутих електронів.

Якщо зустрінуться такі протилежно заряджені іони, то через притягання вони сполучаться між собою — створиться молекула. Число тих і інших іонів мусить бути таке, щоб сумарний заряд катіонів дорівнював сумарному зарядові аніонів, бо молекула в цілому електронейтральна.

Розгляньмо кілька прикладів.

1. **Утворення NaCl.** Атом натрію у зовнішній оболонці має один електрон. Атом хлору має їх сім. Якщо ці атоми зустрінуться, то зовнішній електрон натрійного атома перейде до атома хлору. Через це в натрії оголюється стійка восьмиелектронна оболонка і така сама оболонка утворюється в хлорі. Утворений іон (катіон) натрію  $\text{Na}^+$  (або  $\text{Na}'$ ) сполучається з іоном (аніоном) хлору  $\text{Cl}^-$  (або  $\text{Cl}'$ ).

2. **Утворення HCl** відбувається аналогічно: атом водню віддає свій зовнішній електрон атомові хлору. Іон  $\text{H}'$  та іон  $\text{Cl}'$  сполучаються, утворюючи молекулу HCl.

3. **Реакція сполучення магнію Mg з киснем O:** Mg має в зовнішній оболонці два електрони, які він легко може віддати; під цією оболонкою є оболонка з восьми електронів. Віддаючи



два електрони атомів кисню, атом магнію стає двозарядним позитивним катіоном  $Mg^{++}$ ; кисневий атом, що має шість електронів у зовнішній оболонці, легко прилучає до себе ці два електрони, яких йому не вистачає до найстійкішої системи з восьми електронів, і створює двозарядний негативний аніон  $O^{--}$ ; утворені два протилежно заряджені іони притягають один одного і дають нейтральну молекулу  $MgO$ .

4. Легко зрозуміти, як утворюється молекула води. Кисневий атом, що має в зовнішній оболонці шість електронів, може відняти два електрони, потрібні на утворення восьмиелектронної оболонки, від інших атомів, зокрема від атомів водню. Але кожний атом водню має всього лише один електрон. Тому, щоб могла утворитись електронейтральна молекула, на кожний атом кисню повинно припадати два атоми водню.

Тепер легко зрозуміти, що валентність елемента визначається числом електронів, яке його атом може прилучити або ж віддати, інакше, — числом електронів у зовнішній оболонці. Атом водню може віддати тільки один електрон, і тому він одновалентний. Так само одновалентний і атом натрію, бо й він при реакціях віддає всього один електрон. Атом магнію — двовалентний, бо в зовнішній сфері він має два електрони, які він може віддавати при реакціях.

Атом хлору, діючи взаємно з водневим атомом, атомом натрію та інших елементів, прилучає один електрон, цебто він одновалентний.

Однак, у деяких випадках, наприклад у сполучі з киснем  $Cl_2O_7$ , маємо позитивний іон  $Cl$ , який утворився через те, що атом хлору віддав усі свої сім зовнішніх електронів атомам кисню.

Отже, тут хлор семивалентний.

Очевидно треба відрізнити, від чого виникла валентність — чи від прилучення електронів, чи, навпаки, від їх відщеплення. Таку різницю й відзначають. Якщо валентність зумовлюється відщепленням електронів, то кажуть про позитивну валентність, у протилежному разі кажуть про негативну валентність. Водень та натрій позитивно одновалентні. Хлор негативно одновалентний, позитивно семивалентний.

Вище було сказано, що валентність визначається числом електронів у зовнішній оболонці. Це треба розуміти так: число електронів у зовнішній оболонці визначає **максимальну** позитивну валентність, бо атом не може віддати електронів більше, ніж скільки їх є в зовнішній оболонці. Це ж саме число визначає й негативну валентність, бо воно показує, скільки електронів мусять прилучити атом, щоб їх у зовнішній оболонці стало 8. Отже, ясно, що сума позитивної та негативної валентності даного атома повинна дорівнювати 8.

45. Будова молекул. Молекули  $MgO$  та  $NaCl$ , як сказано, являють собою сполуки протилежно заряджених іонів:  $Mg^{++}$  та  $O^{--}$ ,



Na' та Cl'. Такі молекули, як NaCl або MgO та подібні до них, мають два різні полюси — позитивний і негативний, і тому звуться полярними (або гетерополярними, по українському — різнополярними).

Протилежно заряджені іони намагаються сполучитись. Цьому протидіють електронні оболонки цих іонів. У міру того, як меншає віддаль між іонами, це протидіяння зростає і в певний момент зрівноважує силу притягання.

Отже, утворюючи молекулу, іони не зливаються, а розміщуються на деякій віддалі один від одного.

Розгляньмо тепер випадок, коли молекулу утворюють не два елементи, а більша їх кількість.

Як приклад розгляньмо будову молекули сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ .

Водневі атоми, як показали досліди, зустрічаючись як з атомами кисню, так і з атомами сірки, завжди дають позитивні однозарядні іони  $H^+$ , тобто втрачають свої електрони. Атом кисню звичайно в реакціях прилучає два електрони, тобто стає негативним іоном  $O^-$ . У молекулі сульфатної кислоти 4 атоми кисню. Вони мусять прилучити до себе 8 електронів ( $4 \times 2$ ). Два електрони вони відберуть від двох атомів водню, решту ж шість — очевидно від атома сірки.

Отже, формулу сульфатної кислоти можна зобразити так:



Усі властивості сульфатної кислоти (про них див. далі) показують, що іони сірки та кисню розміщені далеко ближче один до одного, ніж до водневого іона: вони утворюють один складний іон  $SO_4^{2-}$ . Отже, молекулу сульфатної кислоти можна зобразити так:  $H^+(SO_4)^{2-}$ . Молекули сульфатної кислоти полярні.

Крім полярних молекул, є молекули неполярні, або гомополярні. До них належать такі молекули простих речовин, як  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$  та ін. Розгляньмо для прикладу будову молекули  $H_2$ .

Коли два водневі атоми сполучаються між собою, утворюючи молекулу, то немає жодних підстав припускати, що один з них відтягне електрон у другого, бо обидва атоми водню однакові своєю структурою і своїми властивостями. У цім разі треба припустити існування електронів, спільних обом ядрам водневих атомів. При цьому дехто уявляє собі, що в молекулі водню два електрони обертаються спільною орбітою, розміщеною в площині, перпендикулярній до прямої лінії, яка сполучає центри обох ядер і однаково віддалена від них (рис. 38, а). Тут сила відштовхування між ядрами зрівноважується силою притягання, з якою обидва електрони діють на кожне ядро. Інші гадають, що обидва електрони, відірвавшись від своїх ядер, рухаються навколо обох ядер (рис. 38, б) і не дають їм розійтись. Аналогічно молекулі водню уявляють собі й будову таких молекул, як  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ .

Електрони, як було вже сказано, обертаються навколо ядра атома. Крім того, вони обертаються навколо своєї осі. Це останнє



зветься спін (від англійського слова Spin, що означає обертання навколо своєї осі). Як відомо з фізики, коловий рух електричного заряду спричиняється до виникнення магнітного поля. Тому електрон, що обертається, можна уподібнити маленькому магнітові. Якщо два електрони обертаються навколо своїх осей в одну сторону, то вони являють собою два паралельні, однаково спрямовані магніти. Якщо ж два електрони обертаються в протилежні сторони, то вони являють собою антипаралельні, спрямовані в протилежні сторони магніти. Якщо електрони, що обертаються в протилежні сторони, зближуються, то виділяється енергія; отже, вони утворюють більш-менш стійку систему. Такі «спаровані» в атомі електрони вже звичайно не являють собою валентних електронів, хоч при певних умовах вони й можуть звільнитись один від одного і тоді стають валентними. «Поодинокі», неспаровані електрони являють собою електрони валентні, цебто вони можуть утворювати

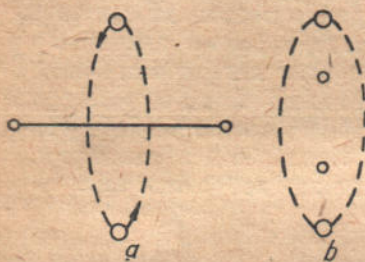


Рис. 38.

з такими самими поодинокими, неспарованими електронами антипаралельні пари, і можуть зв'язувати атоми в молекулу. Виходячи з такого уявлення, можна пояснити, наприклад, інертність такого елемента, як аргон, що має вісім зовнішніх електронів: усі вони утворюють 4 пари електронів, які обертаються антипаралельно навколо своєї осі, від чого утворюється дуже стійка система, і спаровані електрони

уже не можуть сполучатись з валентними електронами інших атомів.

В іншому положенні є, наприклад, атом хлору, що має валентних електронів 7 — непарне число; у звичайних умовах 6 з них сполучені парами, а 7-ий, неспарований, може легко реагувати; хлор у водень-хлориді справді тільки одновалентний. Але, як вище сказано, спаровані електрони можуть розриватись, і, наприклад, той самий хлор має сполуки й одно-, і три-, і п'яти-, і семивалентні — всі непарні. А, наприклад, в атомі сірки, що має 6 валентних електронів, які всі можуть бути спаровані<sup>1</sup>, при розриві спарованих електронів може виявитись тільки парна валентність; вивчаючи сполуки сірки (див. розділ «шоста група»), ми побачимо, що це теоретичне положення дійсно потверджується. Звідси випливає, що процес хемічного сполучення можна розглядати як спаровування непарних електронів, які належать різним атомам. Тоді валентність атома у даному стані визначається насамперед числом непарних валентних електронів, які він має; максимальна ж валентність визначається числом усіх його валентних електронів.

<sup>1</sup> Не слід думати, що коли зовнішня оболонка атома має парне число електронів, то вони всі обов'язково спаровані. Кисень, наприклад, має в зовнішній оболонці шість електронів, з яких спаровані лише чотири.



## Контрольні запитання

1. Визначити валентність елементів, виходячи з таких їх сполук:  
 $K_2O$ ,  $ZnO$ ,  $N_2O_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $Mg_2O_7$ ,  $FeCl_3$ ,  $SnCl_4$   
(атом кисню двовалентний, а атом хлору одновалентний).
2. Написати формули сполук із киснем та хлором: одновалентного літію Li, одновалентної та двовалентної ртуті Hg, тривалентного азоту N, чотиривалентного свинцю Pb, п'ятивалентного фосфору P, шестивалентного хрому Cr, семивалентного мангану Mn та восьмивалентного осмію Os.
3. Знаючи, що азот з воднем утворює сполуку  $NH_3$ , розв'язати питання, яку валентність має магній у сполуці  $Mg_3N_2$ ?
4. Кальцій Ca двовалентний, а фосфор P тривалентний; яку формулу має кальцій-фосфід?
5. Написати реакції заміщення водню в соляній кислоті HCl, у сульфатній кислоті  $H_2SO_4$  та в фосфатній кислоті  $H_3PO_4$  на метали: Na (одновалентний) Mg (двовалентний), Al (тривалентний).
6. Знайдено, що 0,304 г магнію виділяють з розведеної сульфатної кислоти 280 см<sup>3</sup> водню. Вирахувати еквівалент магнію.  
Відповідь: 12,1.
7. Скільки треба взяти на вагу цинку, щоб добути 6 л водню при нормальних умовах? Еквівалент цинку дорівнює 32,5.  
Відповідь: 17,6 г.
8. Скільки треба взяти цинку, щоб виділити 2 г міді з розчину  $CuSO_4$ ?  
Відповідь: 2,06 г.
9. Який взаємний зв'язок між валентністю, еквівалентом та атомною вагою?
10. Що таке атом, іон, електрон?
11. Як треба розуміти утворення молекул з електронного погляду?

## Додаткова література

1. Бриггс, Систематизированные задачи по химии.
2. Орлова, Химические задачи и упражнения.
3. Нокс, Элементарные теории и задачи.
4. Платонов, Сборник задач по химии.

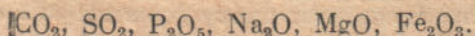


## РОЗДІЛ VII

### ОКСИДИ. ОСНОВИ. КИСЛОТИ. СОЛІ

§ 46. Оксиди. В розділі про кисень було з'ясовано, що всі елементи, за винятком інертних газів, утворюють сполуки з киснем — оксиди.

П р и к л а д и:



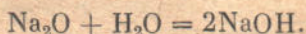
Багато елементів утворюють по кілька оксидів, наприклад, є кілька оксидів азоту —  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; олово дає два оксиди —  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$  і т. д.

Деякі оксиди зустрічаються в природі, наприклад,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — залізний блиск, або  $\text{SiO}_2$  — пісок. Багато оксидів можна добути штучно, сполучаючи безпосередньо просту речовину з киснем. Про інші методи добування оксидів буде сказано у відповідних розділах.

§ 47. Гідрати оксидів. Деякі оксиди можуть сполучатись із водою й утворювати так звані гідрати оксидів, наприклад:



або



Гідрати оксидів за їх властивостями поділяють на три групи — основні, кислотні та амфотерні.

1. О с н о в н і г і д р а т и інакше звуться г і д р о к с и д а м и або о с н о в а м и, а ті з них, які розчиняються у воді, наприклад,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , ще звуться л у г а м и.

Відзначимо такі відмінні ознаки основ: а) розчинні у воді основи мають «лужний» (мильний) смак; б) розчини лугів надають лакмусові синього кольору, а фенолфталеїнові малинового; в) як правило, водень гідроксидів не заміщується металом; г) гідроксиди (а також відповідні їм оксиди), при взаємодії з кислотами утворюють солі; д) до складу молекули гідроксиду завжди увіходить група атомів  $\text{OH}$ , так званий водний лишок, або г і д р о к с и л.

Число груп  $\text{OH}$  у гідроксидах дорівнює валентності сполученого з ним атома.

Оксиди, від яких утворюються гідроксиди, звуться також о с н о в н и м и о к с и д а м и.

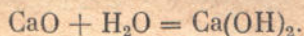
Основні оксиди звичайно являють собою оксиди металів.



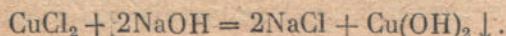
Назви оксидів<sup>1</sup> металів, як і взагалі всіх оксидів, складаються з назви елемента та слова «оксид»; після елемента римською цифрою позначається валентність елемента, зв'язаного з киснем. Цифри не пишуть, якщо елемент не має змінної валентності. Наприклад: MgO — магній-оксид, Cu<sub>2</sub>O — мідь I-оксид (вимовляється: мідь-один-оксид), CuO — мідь II-оксид (вимовляється: мідь-два-оксид), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — залізо III-оксид (вимовляється: залізо-три-оксид), Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> — залізо II, III-оксид (вимовляється: залізо-два-три-оксид) і т. д. Для вищих (за числом кисневих атомів) оксидів іноді вживають назв, у яких не позначається валентність, а лише вказується кількість кисневих атомів у молекулі (частіше грецькими числівниками), наприклад: MnO<sub>2</sub> — манган-діоксид (поруч раціональної назви — манган IV-оксид).

Аналогічно назвам оксидів складаються й назви гідроксидів, наприклад: Cu(OH)<sub>2</sub> — мідь II-гідроксид (вимовляється: мідь-два-гідроксид) і т. ін.

Гідроксиди, розчинні у воді, можна добути, сполучаючи безпосередньо основні оксиди з водою, наприклад:

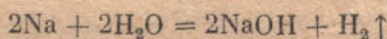


Нерозчинних же гідроксидів, сполучаючи безпосередньо оксиди з водою, звичайно не одержують. Їх можна добути, діючи на розчинні у воді солі відповідних металів водним розчином лугів, наприклад:



Стрілка, спрямована вістрям униз, означає, що утворений гідроксид випадає з рідини в осад.

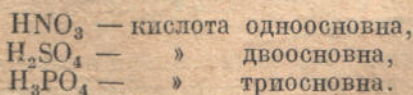
Іноді можна одержати гідроксид, діючи металом на воду, наприклад:



2. Кислотні гідрати належать до класу кислот. Вони мають такі властивості:

- їх водні розчини кислі на смак;
- водний розчин їх надає лакмусові червоного забарвлення;
- кислоти, взаємодіючи з основами, утворюють солі;
- характерну складову частину кислот становить водень, що може замінятися на метал.

Число водневих атомів, здатних замінятись у кислоті на метал, визначається основністю кислот, наприклад:



<sup>1</sup> Назви оксидів та гідроксидів тут подано згідно з термінологією, вживаною в українській хемічній літературі і в згоді з проектом термінологічної комісії VI Менделєєвського з'їзду (п р и м. п е р).

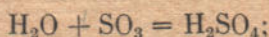


Відзначмо тут же, що в багатьох кислотах не всі водневі атоми, які є в молекулі, можуть замінитися на метал. Наприклад, з чотирьох водневих атомів молекули ацетатної кислоти  $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$  на метал можна замінити тільки один атом, через те формулу цієї кислоти треба писати так:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Значить основність таких кислот, як ацетатна, менша, ніж число водневих атомів, що їх має молекула.

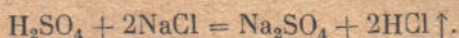
Треба відзначити, що є й такі кислоти, які не мають у своєму складі кисню і для яких, значить, немає відповідних оксидів, наприклад соляна кислота  $\text{HCl}$ .

Із способів добування кислот вкажемо на такі:

а) безпосереднє сполучення кислотних оксидів з водою, наприклад:



б) діяння іншими кислотами на солі добуваної кислоти, наприклад:



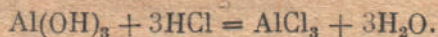
Звичайно діють кислотою менш легкою (здебільшого сульфатною кислотою), ніж одержувана кислота.

Оксиди, що утворюють кислотні гідрати, звуться кислотними оксидами, або інакше а н г і д р и д а м и (ангідрид означає безводна сполука) кислот.

Ангідриди, а значить і кислоти, утворюють головним чином неметали.

З а м ф о т е р н и м и гідратами оксидів звуться такі гідрати, які в одних реакціях поведуть себе як гідроксиди (реагують з кислотами, утворюючи солі), а в інших — як кислоти (утворюють солі, взаємодіючи з лугами). Типовим прикладом може бути алюміній-гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

Реакція з кислотами:



Реакція з лугами:



Оксиди, які утворюють амфотерні гідрати, теж звуться а м ф о т е р н и м и.

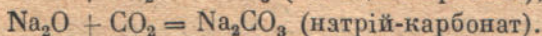
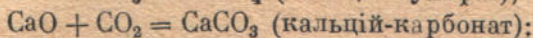
Крім оксидів основних, кислотних та амфотерних є ще і н д и ф е р е н т н і оксиди, які не утворюють гідратів. Такі оксиди являють собою, наприклад,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$  та ін.

Індиферентні оксиди ще називають не солетворними, щоб відрізнити від усіх інших оксидів, які називають солетворними. Цією назвою відзначають спільну властивість цих останніх вони можуть утворювати солі.

Вивчаючи властивості солетворних оксидів, встановили, що основні оксиди між собою звичайно не реагують; так само не реа-



гують між собою і ангідриди. Різномименні оксиди, навпаки, мають здатність сполучатись між собою, утворюючи солі, наприклад:



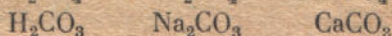
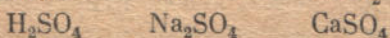
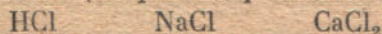
Вище вже було зазначено, що гідроксиди і кислоти, взаємодіючи між собою, здатні утворювати солі:



Візьмім розчин будьякого лугу, наприклад їдкого натрію, й додаймо до нього кілька краплин лакмусу — розчин посиніє.

Додаймо тепер до цього розчину розчин будьякої кислоти, наприклад соляної HCl. Якщо додано багато кислоти, то синій розчин почервоніє. Якщо ж кислоти буде занадто мало, то забарвлення розчину не зміниться. Але, діючи обережно та додаючи кислоту краплинами, можна спинитися на такій її кількості, що не буде ні зайвої кислоти, ні зайвого лугу: в розчині буде тільки сіль. За кольором лакмусу цей момент легко помітити, бо розчин буде не синій і не червоний, а фіолетовий. Розчин, що має в собі надвишок кислоти, зветься кислим, а розчин, що має в собі надвишок лугу, зветься лужним. Ми одержали середній — **н е й т р а л ь н и й** розчин, **н е й т р а л і з у в а л и** луг кислотою (або, що є те саме, кислоту лугом).

§ 48. Солі. Уточнімо тепер, які саме речовини ми звемо солями. Для цього зістаємо формули солей з формулами кислот, з яких ці солі можна одержати (наприклад реакцією нейтралізації):



З цього зіставлення безпосередньо випливає, що сіль *можна розглядати як продукт заміщення водню кислоти металом.*

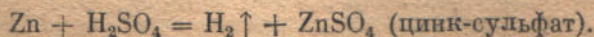
Можна уявляти собі, що кожна сіль складається з двох частин: 1) металу та 2) частини, що лишається від кислоти після заміни водню металом. Це так званий **кислотний лишок**, або **радикал**. У наших прикладах  $\text{SO}_4$  — кислотний радикал сульфатної кислоти,  $\text{CO}_3$  — кислотний радикал карбонатної кислоти, Cl — кислотний радикал хлоридної кислоти.

Солі являють собою тверді кристалічні речовини, що зовнішнім виглядом часто нагадують звичайну кухонну сіль.

У великій кількості вони зустрічаються в природі.

Ми вже розглянули два способи добування солі. Розгляньмо ~~те~~ деякі інші. Солі можна одержати:

1. Діючи металами на кислоти, наприклад:





2. Діючи кислотами на основні оксиди:



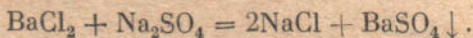
3. При обмінних реакціях між солями та кислотами, наприклад:



4. При обмінних реакціях між різними солями у водних розчинах, наприклад:



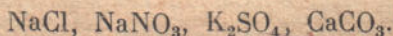
або



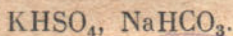
Стрілки означають, що солі, коло яких їх поставлено, випадають із розчину на дно посудини у формі нерозчинних твердих осадів; ті ж солі (у прикладах  $\text{NaNO}_3$  та  $\text{NaCl}$ ), при яких стрілок не поставлено, лишаються розчинені у воді; фільтруванням перші солі легко відокремити від других. Якщо при реакціях утворюється газ, що вилітає з приладу, то коло формули газу поставлено стрілку вгору.

Солі<sup>1</sup> бувають:

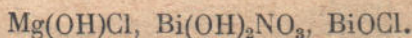
а) нормальні (середні), коли в кислоті, що утворила сіль, заміщені всі водневі атоми, здатні взагалі заміщатись металом, наприклад:



б) кислі, або гідро-солі, коли сіль має ще водневі атоми, які можуть заміщатись металом, наприклад:



в) основні, коли до складу солі увіходять гідроксил  $\text{OH}$ , такий характерний для основ, або  $\text{O}$ , наприклад:



Перші солі звуться гідрокси-солі, другі — оксид-солі.

г) подвійні, коли в утворенні солі беруть участь два метали, наприклад  $\text{KNaSO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ .<sup>2</sup>

Бі ці солі комплексні, але про них буде сказано в розділі про метали.

Назви солей, як видно з прикладів, складаються так: позначають кислотні лишки (аніони)<sup>3</sup> загальноновживаними в міжнародній номенклатурі назвами і ці назви ставлять після назви

<sup>1</sup> Назви солей та кислот подано згідно з проектом термінологічної комісії VI Менделєєвського з'їзду (прим. пер.).

<sup>2</sup> Так, як подає автор, ми маємо мішану сіль, — коли один кислотний радикал сполучений з різними металами, або один метал сполучений з кількома різними кислотними радикалами. Приклад:  $\text{NaCaCO}_3$  або  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ . Подвійна сіль — коли дві солі сполучаються разом як такі, тому формула галуни буде:  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

<sup>3</sup> Про аніони та катіони буде докладніше сказано далі в розділі XI.



металу (катиона), за яким римською цифрою пишуть число валентності, якщо вона змінна, наприклад:

NaCl — натрій-хлорид;  
CuCl — мідь I-хлорид;  
CuCl<sub>2</sub> — мідь II-хлорид;  
HgCl — ртуть I-хлорид;  
HgCl<sub>2</sub> — ртуть II-хлорид;  
FeSO<sub>4</sub> — залізо II-сульфат;  
Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> — залізо III-сульфат;  
SnCl<sub>2</sub> — олово II-хлорид;  
SnCl<sub>4</sub> — олово IV-хлорид;  
MgBr<sub>2</sub> — магній-бромід;  
KJ — калій-йодид;  
K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — калій-сульфат;  
KHSO<sub>4</sub> — калій-гідросульфат;  
KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> — калій-алюміній-сульфат;  
Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> — натрій-сульфіт;  
NaHSO<sub>3</sub> — натрій-гідросульфит;  
Na<sub>2</sub>S — натрій-сульфід;  
Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — натрій-тіосульфат;  
NaNO<sub>3</sub> — натрій-нітрат;  
NaNO<sub>2</sub> — натрій-нітрид;  
Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> — кальцій-фосфат;  
Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> — натрій-гідрофосфат;  
NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> — натрій-дигідрофосфат;  
Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — натрій-карбонат;  
NaHCO<sub>3</sub> — натрій-гідрокарбонат;  
Mg(OH)Cl — магній-гідроксихлорид;  
Bi(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub> — бісмут-дигідроксинітрат;  
BiOCl — бісмут-оксихлорид.

З назвами солей зв'язані назви відповідних кислот. Ці останні складають з назви аніона, додаючи кінцівку «на» та слово кислота, наприклад: HCl — хлоридна кислота, HJ — йодидна кислота, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — сульфатна кислота, HNO<sub>3</sub> — нітратна кислота, HNO<sub>2</sub> — нітридна кислота, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> — фосфатна кислота, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — карбонатна кислота<sup>1</sup> і т. д.

### Практичні заняття

С п р о б а 50. Спробувати лакмусом (розчином або лакмусовим папірцем) готові препарати NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HCl, розчинені у воді.

С п р о б а 51. Налити в дві пробірки (в кожну до половини) розведених кислот H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> та HCl і покласти в кожну з них по одному кусочку цинку: реакція відбуватиметься з виділенням водню; виразити ці реакції рівняннями.

При спробах із кислотами треба ознайомитися (якщо ті, хто працює, ще ознайомлені раніш) з методами визначення питомої ваги кислот арео-

<sup>1</sup> Поруч з цими, раціональними назвами вживають ще й старих назв, наприклад HCl — соляна кислота, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — сірчана кислота, HNO<sub>3</sub> — азотна кислота, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> — фосфорна кислота тощо.



метром та навчитись користуватись довідковими таблицями для визначення міцності кислот за питомою вагою.

**С п р о б а 52.** Налити в стаканчик 10 краплин водного розчину NaOH і додати до нього 2—3 краплини спиртового розчину фенолфталеїну, а потім обережно (краще краплями) додавати до одержаного малинового розчину розведеної  $H_2SO_4$ , аж поки зникне забарвлення. Написати рівняння реакції. Далі в той самий стаканчик додати ще 5—10 краплин розчину  $H_2SO_4$  і потім обережно (краще краплями) додавати туди водного розчину NaOH, аж поки з'явиться блідорожеве забарвлення, що не зникає при збовтуванні. Виразити цю реакцію рівнянням.

Якщо вистачить часу, то при цій спробі треба ознайомити тих, хто працює, з принципами методу титрування.

**С п р о б а 53.** Д о б у в а н н я о с н о в о б м і н і н н я р о з к л а д о м м і ж солями металів та лугами.

У чотири пробірки налити в кожну до половини водні розчини солей свинець-ацетату  $Pb(C_2H_3O_2)_2$ , магній-хлориду  $MgCl_2$ , мідного купоросу  $CuSO_4$  та залізоIII-хлориду  $FeCl_3$  і в кожну пробірку додати (потроху, аж поки з'явиться осад) розчину NaOH. Написати рівняння кожної реакції. В усіх пробірках утворюються гідроксиди (основи).

**С п р о б а 54.** До розчину алюмінієвої солі  $AlCl_3$  у пробірці обережно прилити NaOH, аж поки з'явиться осад алюміній-гідроксиду. Написати реакцію. Потім додати в ту саму пробірку ще розчину NaOH, поки осад цілком розчиниться. Написати реакцію між  $Al(OH)_3$  та NaOH.

**С п р о б а 55.** Д о б у в а н н я с о л е й: а) пригадати діяння металів на кислоти (наприклад на  $H_2SO_4$ ); б) пригадати діяння кислоти на основу або, навпаки, основи на кислоту; в) подіяти на порошок мідьII-оксиду  $CuO$  сульфатною кислотою  $H_2SO_4$ . Для цього у фарфорову чашку покласти близько 10 г мідьII-оксиду, облили його 20 см<sup>3</sup> розведеної сульфатної кислоти і нагрівати хвилин з 10. Написати рівняння обмінної реакції між  $CuO$  та  $H_2SO_4$ . Потім вміст чашки відфільтрувати, фільтрат випарити (кип'ятінням у фарфоровій чашці в витяжній шафі, аж поки з'являться кристали на поверхні рідини, не випаровувати насухо) і дати охолонути: виділяються сині кристали мідного купоросу.

**С п р о б а 56.** У дві пробірки налити в кожну до половини розчину  $Na_2CO_3$  та додати обережно в одну пробірку розведеної сульфатної кислоти, а в другу розведеної хлоридної (соляної) кислоти. Написати рівняння реакцій.

У чотири пробірки до половини в кожну налити водних розчинів:

- в одну —  $BaCl_2$  та  $Na_2SO_4$ ;
- у другу —  $CuSO_4$  та  $Na_2CO_3$ ;
- у третю —  $Pb(C_2H_3O_2)_2$  та  $K_2CrO_4$ ;
- у четверту —  $AgNO_3$  та  $NaCl$ .

Написати рівняння реакцій.

### Контрольні запитання

1. Докладно пояснити, що являють собою оксиди, їх гідрати та солі.
2. Чи можна сказати, що в гідратах оксидів є вода?
3. Чим відрізняється водень як проста речовина від водню, який являє собою складову частину кислоти?
4. Написати нормальні та кислі (гідро-) солі Na та Mg карбонатної кислоти  $H_2CO_3$ .
5. Написати реакцію нейтралізації триосновної фосфатної кислоти  $H_3PO_4$  ідним натрієм NaOH.
6. Як визначити реакції: нейтральну, лужну та кислу?
7. Покажіть на реакціях, у чому виявляється амфотерність оксидів і їх гідратів.
8. Які оксиди звуться солетворними?



## РОЗДІЛ VIII

### КЛАСИФІКАЦІЯ ЕЛЕМЕНТІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА

До цього розділу було вивчено тільки два елементи — водень та кисень і дві їх сполуки — воду та водень-пероксид. З розділу IX почнемо вивчати всі інші елементи та їхні найважливіші сполуки. Елементи (це буде видно з дальших розділів) являють собою єдиний ланцюг у розвитковій матерії, а тому ми їх розглядатимемо у відповідній системі. Попереднє і, покищо, коротке ознайомлення з основами цієї системи і буде подано в цьому розділі.

**§ 49. Попередня класифікація елементів: метали і неметали.** Вже більше ста років тому хеміки зацікавились питанням: чи немає між елементами, які так дуже відрізняються один від одного, будьякого зв'язку, чогось спільного, що їх з'єднує.

Перший, хто відзначив, що деякі елементи схожі між собою, був шведський хемік Берцеліус (1811 р.). Він указав, що всі прості речовини можна за схожістю ознак поділити на дві великі групи, а саме: на метали та на неметали.

Спільні властивості металів такі: метали всі, за винятком ртуті, при звичайній температурі тверді, мають металічний блиск, добре проводять тепло та електрику; вони електропозитивні (цебто їх атоми порівняно легко віддають свої електрони і утворюють позитивні іони — катіони); з воднем якщо й сполучаються, то дуже важко; з киснем утворюють здебільшого основні оксиди.

Неметали на вигляд при звичайній температурі можуть бути і тверді (наприклад сірка, фосфор), і рідкі (наприклад бром), і газоподібні (наприклад кисень). Здебільшого вони не мають металічного блиску, погано проводять тепло та електрику. Вони електронегативні, цебто їхні атоми легко прилучають до себе електрони, утворюючи негативні іони — аніони; з воднем порівняно легко утворюють характерні для них леткі водневі сполуки; сполучаючись з киснем, здебільшого утворюють кислотні оксиди.

Треба зазначити, що ці дві групи мають зв'язуючі ланки; такими є амфотерні елементи, про які було сказано в попередньому розділі.

Одна з істотних відмінних ознак металів з погляду електронної теорії є здатність їхніх атомів порівняно легко віддавати електрони; неметали ж, навпаки, легко прилучають електрони. Однак, не можна сказати, що всі метали цілком нездатні прилучати електрони; так само не можна сказати, що тільки всі неметали можуть прилучати



електрони. Ми по суті лише відзначаємо, яка здатність елементу в даній сполуці виявилась: так, хлор, про що було вже сказано, утворюючи сполуки  $\text{H}\cdot\text{Cl}'$  або  $\text{Na}\cdot\text{Cl}'$ , функціонує як однозарядний аніон, а тим часом у своєму оксиді  $\text{Cl}_2\cdots\cdots\text{O}_7$  він є катіон.

Отже, зрозуміло, що, відносячи даний елемент до металів або неметалів, ми по суті лише відзначаємо, які властивості цей елемент має більш виявлені — металічні чи неметалічні. Так, хлор треба віднести до неметалів, бо його атоми легше прилучають електрони, ніж віддають.

З другого боку, натрій безумовно треба віднести до металів, бо його атоми легко віддають електрони, і неметалічних властивостей у них не виявлено.

Хоч сучасні погляди на класифікацію елементів істотно відрізняються від поглядів Берцеліуса, але його заслуга все ж велика, бо класифікація, яку він запропонував, зрушила з мертвої точки питання про подібність та різницю елементів. Вона показала, що між елементами, принаймні між деякими, є зв'язок. Далі, як можна бачити з історії цього питання, починають енергійно розшукувати цей зв'язок з інших поглядів. При цьому цікаво, що наукових дослідників сама природа покищо стихійно наводить на думку знайти залежність між якісною різницею елементів та їхньою атомною вагою.

**§ 50. Гіпотеза Проута. Тріади Деберейнера.** Перший, хто почав шукати законності в співвідношенні атомних ваг елементів, був англійський лікар Проут (Prout). В 1815 р. він оголосив свою роботу, в якій указав, що, коли прийняти атомну вагу водневого атома за одиницю, то атомні ваги атомів інших елементів виражаються цілими числами. Атомні ваги, якими оперував Проут, дійсно вправдали його погляд, хоч у деяких випадках йому доводилось закругляти цифри. На цій підставі Проут висловив гіпотезу, за якою водень було висунуто як первинну матерію (протил), з якої через згущення виникли всі інші елементи: атоми їх утворились через ущільнення атомів водню, а тому вага атома всякого елементу і мусить бути цілим числом, кратним атомній вазі водню.

Свою простотою гіпотеза Проута справила в той час велике враження й придбала собі багато прихильників. Ці останні почали перевіряти атомні ваги всіх елементів. Цією перевіркою було з'ясовано, що атомні ваги далеко не всіх елементів можна виразити цілими числами; особливо різко це виявилось у хлорі (атомна вага 35,5). В 1860 р. Стасс надзвичайно точно визначив ряд атомних ваг і довів, що вони для багатьох елементів є нецілі числа. На цій підставі Стасс відкинув гіпотезу Проута. Здавалося, що гіпотезу Проута остаточно поховано, як безпідставну. Але, як буде видно з дальшого викладу, вона ожила саме останнім часом тільки в іншому розумінні.

Думку Проута — шукати розв'язання питання про зв'язок елементів між собою у співвідношенні їхніх атомних ваг — розвивали інші дослідники.

В 1829 р. Деберейнер (Doebereiner) оголосив свою працю, в якій звернув увагу на числа, що виражають атомні ваги схожих між



собою елементів. Він закримітив серед елементів такі групи з трьох схожих властивостями елементів, у яких атомна вага одного є середня арифметична з суми атомних ваг двох інших елементів.

П р и к л а д и

	Ат. ваги	
Літій Li . . . . .	6,94	
Натрій Na . . . . .	23,00	Натрій = $\frac{6,94+39,10}{2} = 23,02$
Калій K . . . . .	39,10	
Сірка S . . . . .	32,07	
Селен Se . . . . .	79,2	Селен = $\frac{32,07+127,5}{2} = 79,78$
Телур Te . . . . .	127,5	

Деберейнер гадав, що ці співвідношення можуть стати за основу для систематичного групування елементів. Сам Деберейнер установив кілька таких потрійних груп, назвавши їх т р і а д а м и.

Крім того, він відзначив, що елементи, близькі один до одного фізичними та хемічними властивостями (наприклад метали Fe, Ni, Co), мають майже одну й ту саму вагу.

Ідея Деберейнера дуже поживила обмірковування питання про систематику елементів.

У дальшій розробці цього питання брало участь багато хеміків, серед яких треба відзначити Гмеліна, Петтенкофера, Дюма, Шанкуртуа, Ньюлендса та Л. Мейера. Цими працями елементи потроху були об'єднані в споріднені групи, або, як казали, в «природні родини». Але ці групування все таки далеко не задовольняли хеміків. Не кажучи вже про те, що деякі групи були складені досить штучно, бракувало найголовнішого: ці групи стояли здебільшого окремо, без ніякого зв'язку одна з одною, тобто між групами, а значить і між елементами, не було спільного об'єднуючого начала, яке б охопило всі аналогії і зв'язало б усі групи в єдине ціле, де окремі елементи являли б собою лише ланки цього цілого. Було відзначено окремі групи, але не було ще виявлено всієї системи. Це останнє зробив російський хемік Д. І. Менделєєв, який відкрив знаменитий періодичний закон.

**§ 51. Періодичний закон. Періодична система.** Виходячи з твердження, що «маса речовини є така властивість її, від якої повинні залежати всі інші властивості», що першу основну масу, яка формує елемент, становить атом (маса атома), Д. І. Менделєєв розмістив усі елементи в порядку збільшення їх атомних ваг.

При цьому він виявив, що в такому ряді через кожні кілька елементів є елементи, які повторюють властивості попередніх. Таким способом Менделєєв виявив періодичність у зміні властивостей елементів, залежно від зміни атомних ваг. Цю залежність він висловив так:

«Властивості простих тіл, а також форми та властивості сполук елементів є в періодичній залежності від величини атомних ваг елементів».



Щоб ясніше бачити зазначену періодичність у зміні властивостей, Д. І. Менделєєв розмістив усі елементи в періодичну систему, або таблицю. У цій системі всі елементи розміщено, поперше, за атомними вагами в міру їх зростання, подруге, схожі елементи підписано один під одним, від чого утворились горизонтальні рядки, або «ряди», та вертикальні стовпці, або групи.

Серед перших (близько 20) елементів схожі були через кожні сім елементів, цебо кожен восьмий елемент нагадував властивостями перший, від якого почали рахувати, дев'ятий був схожий на другий, десятий на третій і т. д. Далі п'ятнадцятий елемент був схожий на перший і на восьмий; шістнадцятий був схожий на другий та дев'ятий і т. д. Отже, утворилось сім груп.

Будуючи дальші ряди, Менделєєв виділив кілька елементів, які за їх властивостями не можна було поставити в ці сім груп, у восьму групу.

Крім того, пізніш, у дев'яностих роках XIX в. було відкрито п'ять нових елементів, так званих інертних газів, які було об'єднано в нульову групу. Коли була введена ця нульова група, то в перших рядах стало вже по вісім елементів (замість семи елементів, що були спочатку).

12 рядів, які одержав Менделєєв, пізніше згруповано було в 10 рядів. Крім того, Менделєєв поділив ряди на періоди. Тепер нараховують сім періодів: у першому періоді є тільки два елементи — водень та гелій, у другому та третьому періодах — по 8 елементів, у четвертому та п'ятому — по 18 елементів, у шостому — 32 елементи і в сьомому — тільки 6 елементів.

Перший період починається з водню. Кожний з дальших періодів починається із схожих між собою елементів (Li, Na, K, Rb, Cs). Закінчується ж кожний період елементом із групи інертних газів (гелієм, неоном, аргоном, криптоном, ксеноном і радоном). Тільки останній, сьомий період з цього погляду є незакінчений.

Отже, всі елементи розміщені в періодичну систему, що складається з 10 рядів, об'єднаних у 7 періодів, які становлять разом із тим 8 нумерованих груп та одну нульову групу.

На стор. 111 наведено періодичну систему хемічних елементів Д. І. Менделєєва.

Всі подробиці, які характеризують періодичну систему, буде подано пізніше, коли вивчено буде фактичний матеріал, що до неї стосується. Тут відзначимо лише найважливіше.

Розміщення елементів у періодичній системі насамперед чудово відбило правильність зміни найважливішої їх властивості — валентності: в кожную групу стали елементи однакової валентності; номер кожної групи являє собою й номер максимальної позитивної валентності її елементів. Найтиповіші метали ми знаходимо в перших групах, а найтиповіші неметали — в VII групі. VIII група містить у собі елементи з дуже різноманітною валентністю, що рідко доходить, і при тому тільки в небагатьох із них, до восьми. Валентність елементів нульової групи дорівнює нулеві.

Метали і неметали розміщені в періодах у певній послідовності.



Порядок у кожному періоді такий: період починається завжди дуже активним металом, далі йдуть менш активні метали, амфотерні елементи, в дальших за цими елементах починають виявлятися неметалічні властивості, дедалі ясніше виражені в міру того, як ми наближаємось до VII групи. Період закінчується елементом нульової групи. Елементи цієї групи разом із тим становлять собою зв'язну ланку між попереднім та наступним періодами.

Певні правильності можна спостерігати також і в групах, цебто в елементах однієї і тієї ж валентності. Далі буде показано цю правильність, яка є в тому, що в міру збільшення атомної ваги в елементах цієї самої групи зростають металічні властивості.

Взагалі зміна властивостей елементів іде остільки послідовно, що вже з місця, яке займає елемент у системі, можна без попереднього вивчення в певній мірі наперед визначити як властивості його самого, так і властивості його сполук.

Перший, хто використав періодичну систему в цьому напрямі, був сам Менделєєв. Він виправив атомні ваги деяких елементів (In, U, Th та Ti), керуючись їх положенням між іншими елементами. В 1871 р. він наперед указав існування ще невідомих за тих часів кількох елементів (Sc, Ga, Ge), відвівши їм певні місця в системі. При цьому він не тільки описав найважливіші властивості самих елементів, але й властивості їх різних сполук. Властивості ці він вивів як середні з властивостей відповідних простих та складних речовин, утворених тими елементами, які стояли поруч невідомого — праворуч, ліворуч, зверху, знизу від нього. Після цього минуло небагато років, і всі завбачення Менделєєва блискуче потвердились: три вищеназвані елементи — галій (1875 р.), скандій (1879 р.) та германій (1886 р.) було знайдено; вони самі й їх сполуки мали справді такі властивості, якими їх охарактеризував Менделєєв.

Проте, треба відзначити, що при величезній цінності періодична система мала й деякі неясності і навіть суперечності, які виявив ще сам Менделєєв. Причини ж їх були визначені лише за найновіших часів, після того, як була виявлена складність структури самого атома.

**§ 52. Періодична система і будова атома.** У розділі про валентність ми ознайомилися з будовою атома. Там же було вказано, що атоми різних елементів відрізняються один від одного насамперед числом планетарних електронів.

Вивчення рентгенівських променів дало можливість установити зв'язок між цим числом та положенням елемента в періодичній системі.

Рентгенівські промені, як відомо з фізики, виникають у тих випадках, коли пучок катодних променів, що являють собою потік електронів, попадає на поверхню будьякої речовини, поставленої на його шляху як «антикатод».

Проходячі всередину твердого тіла, катодні промені зумовлюють появу рентгенівських променів.

Ці промені бувають двоєкі — розсіяні і характеристичні. Останні дають лінійний спектр, цебто подібний до спектра, який вилучають



світні гази та пара. Вивчаючи спектр характеристичного випромінювання — рентгенівський спектр — виявили закономірності, що мають велике значення для питання, яке ми розглядаємо.

Вкриваючи антикатод різними сполуками, можна одержати рентгенівські спектри різних елементів. Ці спектри відзначаються надзвичайною простотою. Кожний складається з невеликого числа ліній. При цьому цікаво те, що в спектрах усіх елементів можна виявити ті самі подібні розміщені групи ліній, або, як їх називають, серії, що позначаються як K-, L-, M-, N-серії.

*Це в істотним доказом спорідненості всіх елементів.*

Різниця елементів у рентгенівських спектрах полягає в тому, що чим важчий елемент, тим менші довжини хвиль, які відповідають лініям серій. Як відомо з фізики, довжина хвилі ( $\lambda$ ) променя та частота коливань ( $\nu$ ) зв'язані між собою так:

$$\nu = \frac{c}{\lambda},$$

де  $c$  — швидкість світла. Тому відзначену вище закономірність можна виразити й так: чим важчий елемент, тим більші числа коливань, що відповідають лініям серій.

Англійський учений Мозлі (Moseley), який виявив цю закономірність, виразив її точніше так: *квадратні корені з числа коливань становлять лінійні функції порядкових номерів елементів. Порядковим* звать той номер, за яким зараховано даний елемент у періодичній системі, коли послідовно рахувати, починаючи від найлегшого — водню і кінчаючи найважчим елементом ураном.

Закон ним відкритий Мозлі математично виразив так:

$$a(Z - b) = \sqrt{\nu},$$

де  $a$  і  $b$  — постійні числа, де бто однакові для всіх елементів,  $\nu$  — частота коливань,  $Z$  — порядковий номер.

Отже, визначивши частоту лінії рентгенівського спектра, легко за формулою обчислити порядковий номер — знайти місце елементу в періодичній системі.

Порядковий номер, як потім було з'ясовано, являє собою не тільки число, що показує місце елементу в періодичній системі, але й виражає певну властивість елементу — число позитивних зарядів його ядра, або, що є те саме, число планетарних електронів атома.

Уважно розглядаючи періодичну систему, можна помітити, що не в усіх випадках елемент з більшою атомною вагою іде за елементом з меншою атомною вагою. Наприклад, йод I (атомна вага 126,92) іде за телуrom Te (атомна вага 127,5). Сам Менделєєв змушений був відійти від принципу, покладеного в основу системи, і розмістити ці елементи в зазначеній вище послідовності так, як цього вимагали властивості елементів. Вказана суперечність давала привід говорити про неудоконаленість періодичної системи. Однак, результати, одержані при систематичному вивченні рентгенівських спектрів, показали, що послідовність у чергуванні елементів, передбачену Менделєєвим, треба зберегти, бо вона впливає з характеру цих спектрів.

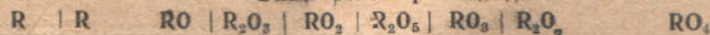


ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ГРУПАМИ ТА РЯДАМИ

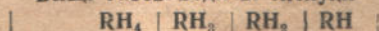
(за Д. І. Менделєєвим)

Ряди	Г р у п п и е л е м е н т і в																
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1	—	Вод нь H 1,008	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	Гелій He 4,00	Літій Li 6,94	Берилій Be 9,02	Бор B 10,82	Вуглець C 12,0	Азо N 14,08	Кисень O 16,00	Фтор F 19,0	—	—	—	—	—	—	—	—	—
3	Неон Ne 20,2	Натрій Na 23,00	Магній Mg 24,3	Алюміній Al 26,97	Силіцій Si 28,06	Фосфор P 31,0	Сірка S 32,07	Хлор Cl 35,46	—	—	—	—	—	—	—	—	—
4	Аргон Ar 39,94	Калій K 39,1	Кальцій Ca 40,07	Скандій Sc 45,10	Титан Ti 47,90	Ванадій V 51,0	Хром Cr 52,0	Манган Mn 54,93	Залізо Fe 55,84	Кобальт Co 58,97	Нікель Ni(Cu) 58,68	—	—	—	—	—	—
5	—	Мідь Cu 63,57	Цинк Zn 65,37	Галій Ga 69,72	Германій Ge 72,60	Арсен As 74,96	Селен Se 79,2	Бром Br 79,92	—	—	—	—	—	—	—	—	—
6	Криптон Kr 82,90	Рубідій Rb 85,45	Стронцій Sr 87,63	Ітрій Y 89,0	Цирконій Zr 91,2	Ніобій Nb 93,5	Молибден Mo 96,0	Мазурій Ma —	Рутеній Ru 101,7	Родій Rh 102,9	Паладій Pd(Ag) 106,7	—	—	—	—	—	—
7	—	Срібло Ag 107,88	Кадмій Cd 112,4	Індій In 114,8	Олово Sn 118,7	Сурма Sb 121,76	Теллур Te 127,5	Йод J 126,92	—	—	—	—	—	—	—	—	—
8	Ксенон Xe 130,2	Цезій Cs 132,81	Барій Ba 137,37	Лантан La 138,9	Церій Ce 140,25	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Ітербій Yb 173,5	Гафній Hf 178,6	Тантал Ta 181,5	Вольфрам W 184,0	Реній Re 186,31	Осмій Os 190,9	Іридій Ir 193,1	Платина Pt(Au) 195,2	—	—	—	—	—	—
11	—	Золото Au 197,2	Ртуть Hg 200,6	Талій Tl 204,4	Свинець Pb 207,20	Бісмут Bi 209,0	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
12	Радон Rd 222,4	—	Радій Ra 226,0	Актиній Ac 227?	Торій Th 232,1	Протактиній Pa 234?	Уран U 238,18	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—

Вищі солетвірні оксиди



Вищі газові водневі сполуки





Отже, якщо в основу побудови періодичної системи покласти не атомні ваги, а виведені з рентгенівських спектрів порядкові номери елементів, то зникають усі суперечності. Тому самий періодичний закон треба формулювати так: *властивості елементів є періодична функція порядкового номера, цебто заряду ядра.*

Таким чином в основі чергування елементів у періодичній системі лежить дуже простий принцип: величина заряду кожного наступного елементу повинна відрізнитись від величини заряду попереднього елементу на одиницю. Це значить, що число планетарних електронів послідовно збільшується на одиницю.

Питання про те, який зв'язок існує між неперіодичною властивістю елементів — числом планетарних електронів — та періодичною властивістю — валентністю, вже було з'ясоване в розділі про валентність.

**§ 53. Значення періодичної системи.** У цьому розділі, як було вже сказано, малося на увазі подати лише деякі попередні відомості про періодичну систему хемічних елементів.

Раніш, ніж перейти до дальшого розділу, треба вдуматися в глибокий зміст періодичного закону.

Енгельс, характеризуючи цю роботу Менделєєва, дав їй таку оцінку: «Менделєєв, несвідомо прикладаючи гегелівський закон про перехід кількості в якість, учинив *науковий подвиг*, який сміливо можна поставити поруч з відкриттям Леверр'є, що обчислив орбіту ще невідомої планети Нептуна». Періодична система якнайяскравіше виявила основний закон діалектики природи: перехід кількості в якість. Звідси зрозуміле визначення хемії, дане Енгельсом: «Хемію можна назвати наукою про якісні зміни тіл під впливом зміни кількісного складу».

Періодичний закон відкрив, що і в неорганічній природі є закон розвитку, який являє собою частину «загального закону розвитку природи». «Цей самий закон потверджується на кожному кроці в біології і в історії людського суспільства». «Встановлення вперше загального закону розвитку природи, суспільства та мислі в формі начала загального значення лишиться назавжди подвигом, що має всесвітньоісторичну вагу» (Енгельс).

Отже, якщо в минулому «наука хемія була наука збірна, наука про закінчені предмети», то «за наших часів хемія є наука, яка впорядковує, наука про явища природи, наука про походження та розвиток предметів та про зв'язок, що з'єднує явища в одно велике ціле» (Енгельс).

### Контрольні запитання

1. Визначте, що являють собою метал та неметал з електронного погляду.
2. Які зміни звуться періодичними?
3. Сформулюйте періодичний закон, як його розумів Менделєєв, і з електронного погляду.
4. Що таке ряд, період та група в періодичній системі? Скільки воєн має рядів, періодів та груп?
5. Що являє собою порядковий номер?



6. Від чого залежить схожість хемічних властивостей в елементах однієї і тієї ж групи, ряду та періоду?

7. Як, керуючись періодичною системою, можна завбачити властивості елементів та їх сполук?

8. Яке значення мають періодичний закон та періодична система.

### Додаткова література

1. Ч у г а е в, Периодическая система химических элементов.
2. М е н ш у т к и н, Периодический закон Менделеева.
3. Ч у г а е в, Менделеев, его жизнь и деятельность.



## РОЗДІЛ ІХ НЕМЕТАЛИ І ЇХ СПОЛУКИ

§ 54. Вступ. З цього розділу починається систематичне вивчення головних елементів та їхніх найважливіших сполук. Це вивчення спрощується, якщо почати його з металоїдів (неметалів).

Найтиповіші неметали розміщені в сьомій групі періодичної системи: вони звуться г а л о г е н а м и (від слова гальс, що означає сіль), або солетворниками, бо, сполучаючись легко з металами, вони утворюють солі. Наприклад, галоген хлор з металом натрієм утворює всім відому кухонну сіль  $\text{NaCl}$  (натрій-хлорид). Галогенні елементи й будуть розглянуті першими. Після неметалів сьомої групи будуть послідовно розглянуті неметали шостої, п'ятої та четвертої груп. Після неметалів будуть подані відомості про найважливіші метали та їх сполуки.

Вивчаючи фактичний матеріал, треба найголовнішу увагу звернути на х е м і ч н і властивості елементів, а значить, і на ті хемічні процеси, що з участю тих або інших елементів відбуваються, на законності, які в цих процесах виявляються, та на значення цих процесів у житті природи, в заводській промисловості та в щоденному житті.

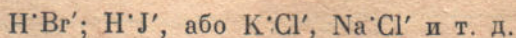
### НЕМЕТАЛИ СЬОМОЇ ГРУПИ

#### Галогени

§ 55. Загальна характеристика. В VII групі періодичної системи ми знаходимо п'ять найенергійніших неметалічних елементів: фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I та недавно відкритий алабамій Ab.

Ці елементи дуже схожі між собою щодо своєї хемічної поведінки, бо в будові їхніх атомів є така подібність: в зовнішньому шарі вони мають по сім валентних електронів, а значить, і однакову *максимальну позитивну валентність*, яка виникає в наслідок відривання електронів від атомів; вона *дорівнює семи*. Хлор, наприклад, має вищий оксид складу  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Вони мають і однакову *негативну валентність*, як результат прилучення до атома електрона: атоми галогенів можуть прилучати до себе лише по *одному* електрону. Отже, *негативна валентність галогенних атомів дорівнює одиниці*. Це можна бачити з існування таких сполук, як





Вивчення хемічної поведінки галогенних елементів показало, що в звичайних умовах їх атоми легко виявляють негативну валентність (прилучають електрони), чому галогени і віднесені до металоїдів. Позитивна ж валентність (втрата електронів) виявляється рідше — тільки при особливих умовах, — і сполуки, що при цьому утворюються, звичайно мають меншу тривкість, ніж сполуки, утворювані галогенами при виявленні ними негативної валентності.

Маючи зазначену схожість, галогенні елементи різняться між собою якісно. Від фтору до йоду більше число планетарних електронів, більше також і число електронних шарів, розміщених між ядром атома та зовнішнім їх шаром, а разом з цим слабшає сила притягання ядром зовнішніх електронів; очевидно слабшає і здатність атома галогену прилучати до себе восьмий електрон. В міру того, як більше порядковий номер та слабшає здатність виявляти негативну валентність, потроху зростає здатність виявляти позитивну валентність, цебто зростає здатність втрачати валентні електрони: йод, як найважчий із галогенних елементів, легше втрачатиме електрони, ніж найлегший із них фтор. Отже, в цій правильності яскраво виявляється основний закон переходу кількості в якість.

З галогенних елементів найбільше практичне значення мають хлор та його сполуки; їх і буде розглянуто докладніше.

### ХЛОР СІ І ЙОГО СПОЛУКИ

§ 56. Хлор у природі. Добування хлору. Хлор<sup>1</sup> має дуже велику здатність сполучатись з іншими елементами, особливо з металами; через те в природі він не зустрічається вільним; у сполуках же він дуже поширений, а саме у вигляді солей, цебто сполук з металами: з натрієм NaCl, з калієм KCl (мінерал сильвін), з магнієм MgCl (у морській воді), у вигляді мінералу карналіту KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O та ін. З цих мінералів найбільше поширений натрій-хлорид (кухонна сіль).

Кухонна сіль є мало не в усіх країнах та державах. Світовий щорічний видобуток її становить близько 23 млн. т, з яких в СРСР добувається близько 2,5 млн. т. Кухонна сіль у величезних кількостях є в морській воді, у воді соляних озер, де в наслідок випаровування води вона випадає на дно твердою масою, що зветься с а м о с а д н о ю с і л л ю і, нарешті, в надрах земної кори у вигляді кам'яної солі (бузун) та у вигляді соляних розсолів.

В СРСР соляні озера є в Нижневолзькому краї (кол. Астраханська та Сталінградська округи), найважливіші — Баскунчакське та Ельтонське озера, у Донбасі, в Криму (головні — Сакське озеро та Сиваш), на Кавказі (Азербайджан), у Сибіру.

Поклади кам'яної солі в СРСР надзвичайно великі, особливо в УРСР — в кол. Дніпропетровській та Харківській округах, в Уральській області (в кол. Пермській окрузі), в Ілецькій зашиті, в Закавказзі (Вірменська РСР), у республіках Казакській та Туркменській, у різних округах Сибіру та в інших місцях. Кам'яна сіль

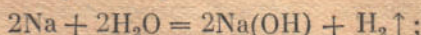
<sup>1</sup> Хлор відкрив Глаубер у 1640 р.



здебільшого трапляється на великій глибині й залягає тут або суцільними товстими шарами, або вкраплена в шари інших порід величезними брилами.

Кухонна сіль становить сировину для добування хлору. У сучасній заводській техніці хлор одержують електролізом водного розчину натрій-хлориду.  $\text{NaCl}$ , як електроліт, дає два іони:  $\text{Na}^+$  та  $\text{Cl}^-$ .

1. Електропозитивний іон  $\text{Na}^+$  (катіон) відходить до катода і тут від катода дістає електрон, якого йому бракує, перетворюючись при цьому в атом натрію (реакція відновлення). Але, утворившись, атом натрію відразу ж реагує з водою, що його оточує, за рівнянням:



тому навколо катода утворюється їдкий натрій  $\text{NaOH}$  і виділяється водень.

2. Електронегативний іон  $\text{Cl}^-$ , який відходить до анода, віддає цьому свій зайвий електрон (реакція окиснення). Сполучаючись попарно, атоми хлору утворюють молекулу хлору  $\text{Cl}_2$ . У вигляді молекул хлор відділяється з катода і його можна зібрати в посудину.

Для описаного електролітичного методу звичайно потрібні і відповідні прилади (електролізери).

На рис. 39 зображено прилад, користуючись яким можна добути хлор електролізом водного розчину  $\text{NaCl}$ ; разом із хлором при цьому одержують і їдкий натрій. Розчин  $\text{NaCl}$  наливають у бляшану коробку  $A$  і в неї занурюють ковпак  $B$ ; у ковпак вставлено вугляний стрижень  $D$ , який відіграє роль позитивного електрода; негативним електродом служить сама коробка. Через ліжку  $C$  вливають розчин  $\text{NaCl}$ . При замиканні струму відбуватиметься електроліз. З бляшанки витікатиме в стаканчик  $E$  розчин їдкого натрію, а в ковпаці збиратиметься хлор, який трубкою  $a$  можна відвести і зібрати в посудину.

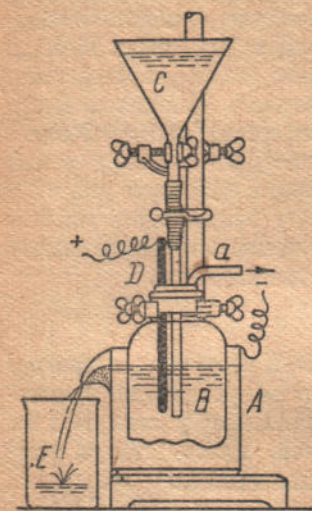


Рис. 39.

У лабораторіях хлор звичайно одержують з водневої сполуки хлору  $\text{HCl}$ , окиснюючи її киснем (про цей метод буде сказано далі при водень-хлориді).

У лабораторіях хлор звичайно одержують з водневої сполуки хлору  $\text{HCl}$ , окиснюючи її киснем (про цей метод буде сказано далі при водень-хлориді).

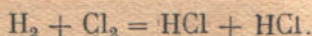
**§ 57. Фізичні властивості хлору.** Хлор — жовтозелений (звідси і його назва: хлорос — жовтозелений) газ з дуже задушливим запахом; він дуже отруйний і вдихання його викликає кашель та запалення дихальних органів. Він дуже густий газ — у 2,45 раза гущіший повітря. Як збільшувати тиск або знижувати температуру, то він легко стає рідким, а далі — твердим. У продаж він іде в рідкому стані в сталевих бомбах. Хлор розчиняється у воді (1 об'єм води при  $17^\circ$  розчиняє 2,37 об'єму хлору), утворюючи х л о р-



н у в о д у жовтого кольору; з хлорної води при  $0^\circ$  виділяються кристали складу  $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (кристалогідрат хлору).

§ 58. Хемічні властивості хлору. Цілком сухий хлор хемічно дуже мало активний, у присутності ж води він дуже енергійно реагує здебільшого з виділенням великої кількості тепла, а іноді й світла.

З елементів хлор особливо легко реагує з тими, які більш-менш легко віддають свої електрони; а такими елементами є водень та метали. З воднем хлор, особливо вологий, сполучається безпосередньо і — на світлі — навіть з вибухом. Реакція відбувається за рівнянням:



Вибух пояснюється так: при реакції між хлором та воднем виділяється багато тепла, від якого утворений водень-хлорид дуже збільшується в об'ємі й швидко відштовхує повітря, що його оточує, а цей поштовх передається в різкій формі слуховим нервам.

Запалений водень продовжує горіти в хлорі (рис. 40) і, навпаки, струмінь хлору, введений у запалений водень, теж горить (рис. 41). Це значить, що тепло, яке виділяється під час сполучення водню з хлором, може розжарювати утворений водень-хлорид до свічення. У хлорі горить і багато металів, наприклад: натрій, калій, мідь, олово та ін.

Хлор сполучається добре і з деякими неметалами; наприклад, фосфор та сурма горять у хлорі, утворюючи фосфорIII-хлорид  $\text{PCl}_3$  та сурмаIII-хлорид  $\text{SbCl}_3$ , а, якщо буде надвишок хлору, то й  $\text{PCl}_5$  та  $\text{SbCl}_5$ .

З простих речовин хлор безпосередньо не сполучається тільки з киснем, вуглецем, азотом та з інертними газами нульової групи.

Хлор добре реагує з численними складними речовинами.

П р и к л а д и: Хлор, розчинений у воді, витискує особливо добре на світлі з води кисень, а сам сполучається з воднем. Сумарно цей процес можна виразити таким рівнянням:



Досліди показали, що ця реакція має ще й проміжні стадії, а саме: у хлорній воді попереду утворюється так звана гіпохлоритна кислота  $\text{HClO}$  за рівнянням:



з котім гіпохлоритна кислота розкладається з виділенням кисню:

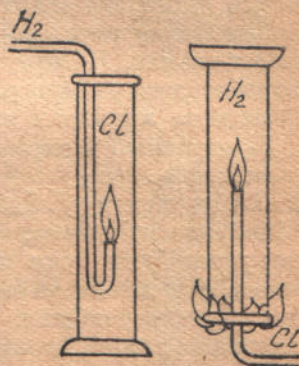
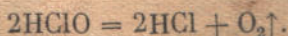


Рис. 40.

Рис. 41.



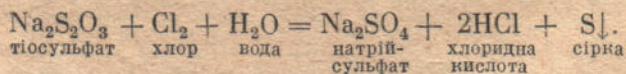
У техніці реакцію між хлором і водою проводять у присутності каталізатора коксу при температурі 450°. У таких умовах легко утворюється водень-хлорид і кисень.

Вологий хлор добре діє на багато органічних (до складу яких увіходить вуглець) речовин. Наприклад, стеаринова свічка (стеарин складають речовини, що мають у собі С, Н, та О) горить у хлорі, виділяючи багато сажі (кіптю). Багато фарб від діяння вологого хлору знебарвлюється, що широко використовують для білення, наприклад, паперу, бавовняних тканин тощо. Реакція знебарвлення фарб відбувається тільки в присутності води: це пояснюється тим, що знебарвлює, власне, кисень, який утворюється при взаємодії між хлором та водою. Треба зазначити, що надвишок хлору під час білення тканин може подіяти й на саму тканину і зруйнувати її.

**§ 59. Застосування хлору.** Насамперед хлор вживають для добування різних сполук хлору, у тому числі й водень-хлориду, водний розчин якого зветься хлоридною або соляною кислотою. Як знебарвлювальну речовину, хлор широко використовують для білення різних тканин. Як отруйну речовину, хлор вживають для знищення хвороботворних мікроорганізмів (для дезинфекції), наприклад у питній воді та в стічних водах.

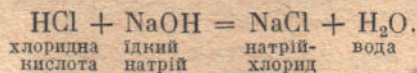
За останньої імперіалістичної війни хлор був першим отруйним газом, який застосували 22 квітня 1915 р. німці на західному фронті, як засіб до нападу. Слідом за німцями його для тієї самої мети вжили й інші воюючі держави. Під час першого застосування на війні хлору наслідки були жахливі: протягом приблизно півгодинного діяння було на смерть задушено 5000 людей і близько 10 000 остільки серйозно постраждали, що вже не могли лишатися в строю. Хлор випускали з бомб, в яких він був у рідкому стані.

Для захисту проти хлору незабаром винайдені були так звані протигази. Спочатку вони являли собою пов'язки з марлі (на ніс та рот), просочені водним розчином тіосульфату ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) та луґу. Діяння тіосульфату на хлор буде зрозуміле з такого рівняння:



тіосульфат хлор вода натрій-хлоридна сірка  
сульфат кислота

Луґу додавали, щоб нейтралізувати соляну кислоту:



хлоридна ідний натрій-вода  
кислота натрій хлорид

Таким чином хлор, кінець-кінцем, сполучався з натрієм, утворюючи нешкідливу кухонну сіль.

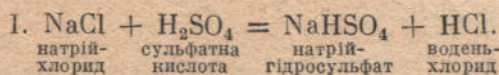
Коли згодом, крім хлору, було застосовано інші отруйні речовини (і, насамперед, фосген  $\text{COCl}_2$ ), далеко небезпечніші для життя людини, ніж хлор, довелось початковий протигаз замінити на інший, більш досконалий. Як такий найбільше значення надобув вугляний протигаз, що має вигляд залізної коробки, наповненої вугіллям і прикріпленої до маски, яку щільно надівають на лице.



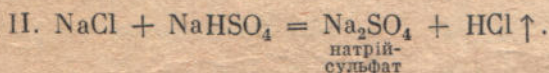
Діяння вугілля пояснюється його здатністю вбирати (адсорбувати) різні речовини, в тому числі й різні отруйні гази. Адсорбція відбувається тим сильніше, чим більшу поверхню має вбирна речовина. Вугілля дуже пористе і разом із тим має велику поверхню; крім того, воно добре й тим, що має невелику вагу. Вугілля, яким наповнюють маски, перед застосуванням ще, як то кажуть, а к т и в у ю т ь. Активоване вугілля готують, обпалюючи його, обробляючи водяною парою й іноді ще просочуючи розчинами різних солей. Отже, застосовуючи маски, що мають активоване вугілля для адсорбування, можна захистити людину від шкідливого діяння отруйних газів.

На рис. 42 зображена схема сучасного протигаза.

§ 60. Добування водень-хлориду  $\text{HCl}$  і хлоридної кислоти. Як було вже сказано, хлор може безпосередньо сполучатись з воднем, утворюючи водень-хлорид. У практиці водень-хлорид добувають, діючи міцною сульфатною кислотою на тверду кухонну сіль. Ця реакція відбувається вже без нагрівання за таким рівнянням:



При нагріванні натрій-гідросульфат реагує з надвишком  $\text{NaCl}$  і тоді другий водневий атом заміщується натрієм за рівнянням:



На заводах цей метод здійснюють так.

В печі (на рис. 43 ліворуч) є круглий м у ф е л ь (на рисунку його позначено пунктиром), що має вигляд чаші з кришкою; його роблять з вогнетривких кислототривких глиняних плит.

Муфель з усіх боків ogrівається полум'ям генераторного газу. У муфель через б у н к е р безперервно всипають кухонну сіль і через трубку вливають сульфатну кислоту. У муфелі є закріплені на вертикальному валу, що повільно обертається, г р е б к и, які весь час перемішують вміст муфеля і перемішують його від центра до країв муфеля. Під час такого пересування відбуваються обидві стадії реакції між  $\text{NaCl}$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , і утворений сульфат  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  через отвір випадає в к у л ь о в и й м л и н.

Всередині цього млина обертаються рамки, що перекочують важкі сталеві кулі, які розбивають і розтирають сульфат; цей останній виходить із млина у вигляді порошку і вагонетками відвозиться на склад.

Утворений водень-хлорид з муфеля проходить через п р о м и с л ь н и к знизу вгору, а назустріч йому по грудках коксу, яким

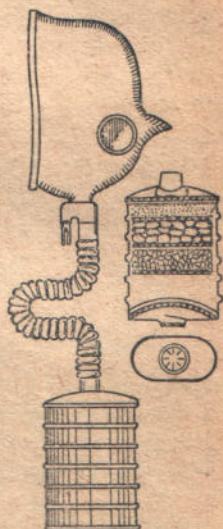


Рис. 42.



наповнений промивальник, стікає вода. В промивальнику газ охолоджується й очищається від механічно захоплених із муфеля бризок сульфатної кислоти та пилу.

У промивальнику температура ще досить висока, а тому водень-хлорид у воді мало розчиняється.

З промивальника газ іде для розчинення через ряд посудин — целаріусів, зроблених з випаленої кислототривкої глини і встановлених з невеликим нахилом у бік печі. На заводах таких посудин буває близько 50 штук і більше; на рисунку їх 9. Газ зігнутими трубами проходить у целаріуси над поверхнею води, що протікає через них назустріч газів. Вода тече зверху в керамікову

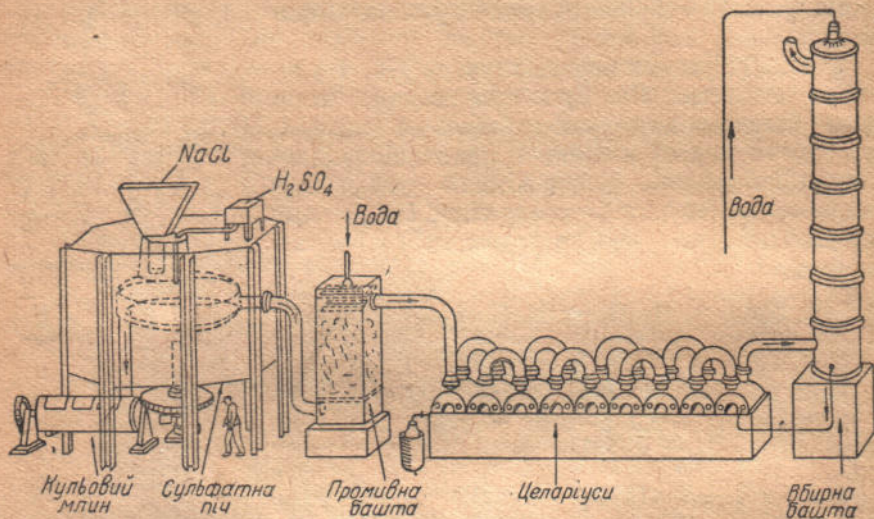


Рис. 43.

башту, що стоїть у кінці системи, заповнену кераміковими кубами або циліндрами, і потім проходить у целаріуси, сполучені між собою скляними трубками. Целаріуси збудовані так, що вода тече попереду однією половиною целаріуса, потім, у протилежному напрямі — другою половиною, а після того перетікає в дальший целаріус і т. д.

Отже, в целаріусах газ і вода весь час рухаються назустріч одне одному; це так званий принцип протитечії.

Вода, протікаючи від башти назустріч газів, дедалі більше насичується водень-хлоридом і, кінець-кінцем, стає цілком насиченою, так що з останнього целаріуса витікає вже міцний водний розчин водень-хлориду, так звана хлоридна (соляна) кислота.

Хлоридна кислота, яку при цьому одержують, звичайно не чиста («технічна», як її називають): вона забарвлена в жовтуватий колір від домішаних до неї солей заліза, які кислота витягає з матеріалу балонів, а також від вільного хлору та незначних кількостей орга-



нічних речовин; вона завжди має домішку  $H_2SO_4$  і часто домішки сполук алюмінію та арсену.

Хемічно чиста хлоридна кислота безбарвна; найміцніша («димуча») кислота містить у собі 37,23%  $HCl$ , що відповідає 469 г в 1 л; питома вага такої кислоти 1,19. Така кислота димить на повітрі, бо частина  $HCl$  з неї виділяється і з вологою повітря утворює рідку соляну кислоту, що має вигляд диму.

Натрій-сульфат  $Na_2SO_4$ , що його одержують як побічний продукт, широко використовують як матеріал для варіння скла, а також для готування соди  $Na_2CO_3$  за методом Леблана (див. § 153).

У США водень-хлорид готують синтетично, пропускаючи хлор та водяну пару через розжарений (близько  $600^\circ$ ) вугілля. Реакція відбувається за рівнянням:

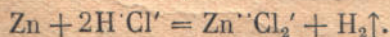


Від  $CO_2$  водень-хлорид звільняють, пропускаючи суміш через воду:  $HCl$  у ній лишається, утворюючи хлоридну кислоту, а  $CO_2$  проходить, майже не розчиняючись у воді. Синтетична хлоридна кислота далеко чистіша від кислоти, яку одержують з  $NaCl$  та  $H_2SO_4$ . Міцність технічної кислоти становить в середньому близько 28 — 30%. У 1929/30 р. в СРСР такої кислоти було виготовлено 60 480 т; при цьому сульфату було одержано близько 35 000 т<sup>1</sup>.

**§ 61. Фізичні й хемічні властивості водень-хлориду і хлоридної кислоти.** Водень-хлорид є безбарвний газ, що димить на повітрі, бо з вологою повітря він утворює рідку хлоридну кислоту. Це задушливий газ, вдихати його шкідливо. Він трохи важчий повітря. При зниженій температурі та при збільшеному тискові він згущається, утворюючи безбарвну рідину, а близько  $-114,9^\circ$  застигає в безбарвну кристалічну масу.

Водень-хлорид добре розчиняється у воді: 1 об'єм води при  $0^\circ$  розчиняє 525 об'ємів водень-хлориду, а при  $15^\circ$  — 450 об'ємів. Розчин водень-хлориду у воді, як сказано, зветься хлоридною кислотою.

В присутності вологи водень-хлорид сильно діє на метали, при чому виділяється водень і утворюються хлориди (солі):



Процес діяння металів на  $HCl$  полягає ось у чому: атоми металів віддають свої валентні електрони водневим катіонам  $H'$  хлоридної кислоти, а ці перетворюються, прилучаючи електрони, спочатку в атоми, а потім у молекули; атоми ж металів утворюють катіони.

<sup>1</sup> Виготовлення хлоридної кислоти цим способом завжди зв'язане з виготовленням натрій-сульфату для вироблення скла або соди за способом Леблана. Тому що у нас, в СРСР, є величезні поклади натрій-сульфату у Кара-Бугазі, то за цим методом хлоридна кислота майже не виготовляється. Хлоридну кислоту можна одержати як побічний продукт при цілому ряді органічних виробництв, де водень-хлорид утворюється, теж як побічний продукт, при процесі хлорування  $C_6H_4 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$ .



Хлоридна кислота не діє на такі метали: золото, платину, ртуть, мідь, срібло та свинець.

Крім металів, хлоридна кислота добре реагує:

а) з основами, наприклад:

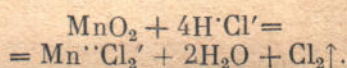


б) з основними оксидами, наприклад:



Хлоридна кислота є сильна кислота.

Дуже важливою властивістю водень-хлориду є його здатність легко окиснюватись або окисдуватись киснем. Ця реакція особливо легко відбувається, коли кисень діє в момент свого виділення. Наприклад, якщо взяти за джерело кисню манганIV-оксид ( $\text{MnO}_2$ ) і облити його хлоридною кислотою, то реакція відбуватиметься за таким рівнянням:



У цій реакції чотиривалентний манган забирає від двох іонів хлору два електрони і переходить у дво-валентний манган, а два іони хлору, віддавши свої електрони, перетворюються спочатку в атоми, а потім у молекулу ( $\text{Cl}_2$ ).

У цій реакції, як бачимо, відбуваються два протилежні процеси: іони хлору втрачають свої електрони, а іон мангану набуває електрони.

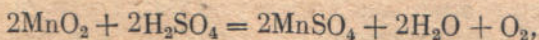
У сучасній хемії процес втрати електронів звуть оксидацією, або окисненням, а процес набування електронів звуть редукцією, або відновленням. Окиснення й відновлення — процеси протилежні один одному, але вони не відбуваються один без одного, а обидва становлять єдиний процес.

Властивість водень-хлориду реагувати з киснем, у лабораторіях використовують (замість електролітичного методу; див. стор. 116) для добування вільного хлору; при цьому часто сполучають в одну операцію добування і самого  $\text{HCl}$  і хлору. В такому разі кладуть у посудину кухонну сіль та манганIV-оксид і додають до них міцної сульфатної кислоти (рис. 44). Сульфатна кислота з кухонною сіллю утворює водень-хлорид:

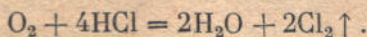




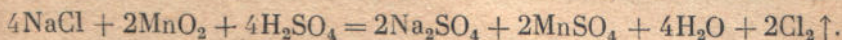
При реакції манганIV-оксиду з сульфатною кислотою виділяється кисень:



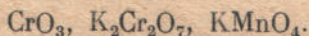
а  $\text{O}_2$  з  $4\text{HCl}$  реагує за рівнянням:



Сумарно цей процес можна виразити таким рівнянням:



Замість манганIV-оксиду, за джерело кисню можна брати й інші кисневмісні речовини, наприклад:



Водень-хлорид можна окисити й киснем повітря. Цей спосіб застосовували і в техніці (метод Дікона).

За цим методом роблять так: суміш повітря (замість чистого кисню) з водень-хлоридом пропускають через нагріті (до  $370^\circ$ ) грудку пемзи (пориста речовина) і через грудки подрібненої цегли, попередні просочені розчином мідьII-хлориду  $\text{CuCl}_2$  (каталізатор): кисень повітря в цих умовах окиснює  $\text{HCl}$ , при чому виділяється вільний хлор.

Застосування хлоридної кислоти. В минулому хлоридну кислоту широко використовували для добування хлору, який тепер, як було сказано, одержують, при електролізі кухонної солі. Тепер цю кислоту використовують для добування хлоридів металів; зокрема багато її витрачають на виготовлення цинкхлориду  $\text{ZnCl}_2$ , потрібного для просочування шпал, щоб зберегти їх від гниття.

Хлоридною кислотою користуються слюсарі, лудильники та паяльщики, щоб очищати метал від іржі, яка не дає полуді або припою приставати до металу.

Докладніше застосування хлоридної кислоти показано на поданій нижче діаграмі (рис. 45)<sup>1</sup>.

Хлоридна кислота є в шлункові людини і тварин (0,1—0,2%) і відіграє тут важливу роль у процесі травлення, а також і як дезинфекційна речовина, що вбиває різні шкідливі бактерії.

§ 62. Кисневмісні сполуки хлору. В практиці найчастіш використовують жавелеву воду (жавель), білілляне вапно та бертолетову сіль.

1. Жавелева вода. Під цією назвою розуміють водний розчин калій-хлориду  $\text{KCl}$  та калій-гіпохлориту  $\text{KClO}$ .

<sup>1</sup> Діаграму взято з «Курса химической технологии минеральных веществ» проф. Лукьянова. Тепер треба мати на увазі, що в техніці хлор не виготовляється з хлоридної кислоти, а одержується, як побічний продукт, з допомогою електролізу розчину  $\text{NaCl}$  при виготовленні  $\text{NaOH}$ , а також при електролізі розтоплених хлоралів лужних і лужно-земельних металів з метою одержання цих металів.



Близький до жавелевої води своїми властивостями водний розчин натрій-хлориду  $\text{NaCl}$  та натрій-гіпохлориту  $\text{NaClO}$  має назву лабораторного розчину. Обидва розчини спочатку добували, діючи хлором на холодний розчин; у першому випадку — їдкого калію ( $\text{KOH}$ ), а в другому — їдкого натрію ( $\text{NaOH}$ ). Реакція в обох випадках відбувається однаково, а саме так: хлор із водою утворює дві кислоти — хлоридну та гіпохлоритну за рівнянням:

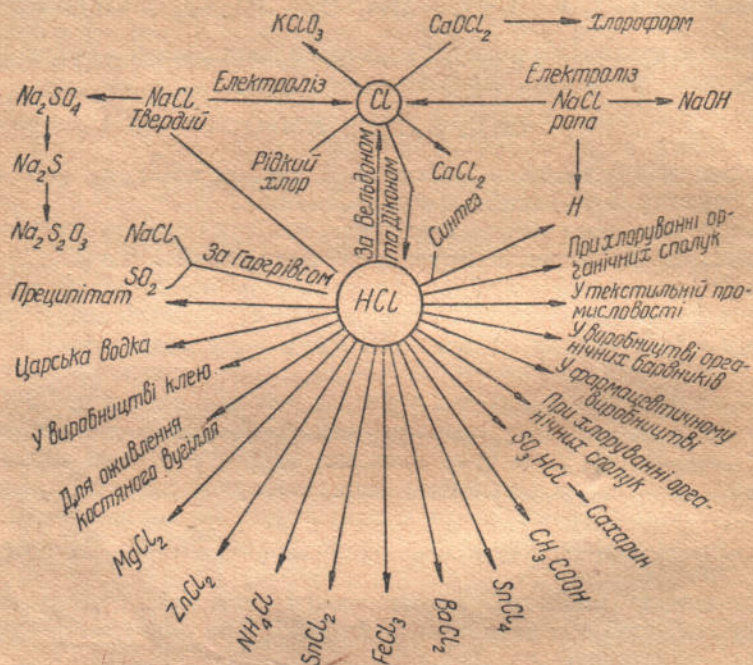
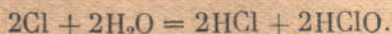
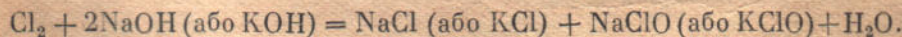


Рис. 45.

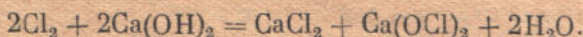
Потім їдкий натрій (або їдкий калій) нейтралізує ці кислоти, утворюючи солі. Увесь процес можна виразити таким сумарним рівнянням:



У сучасній техніці такі водні розчини одержують електролітичним способом. Про цей спосіб згадувалось, коли говорили про одержання вільного хлору, але там хлор та їдкий натрій, які добували електролізом водного розчину кухонної солі, були роз'єднані один від одного. Якщо ж електроди розмістити близько один від одного і не роз'єднувати будьякою перегородкою (діафрагмою), то, виділяючись, хлор відразу ж реагуватиме з  $\text{NaOH}$ , і реакція відбуватиметься за наведеним вище рівнянням.



2. Білільне вапно. Так само, як і з лугами, відбувається реакція між хлором і гашеним вапном:



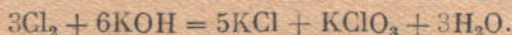
Суміш  $\text{CaCl}_2$  та  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$  [а на думку інших тут утворюється змішана сіль  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ ] і зветься білільним вапном.

Натрій-гіпохлорит та кальцій-гіпохлорит це солі гіпохлоритної кислоти ( $\text{HClO}$ ) і так само, як і сама кислота, легко виділяють кисень, тобто вони є окисниками. Якщо окиснювати барвники, то вони знебарвлюються, і тому ці солі застосовують для білення. Перед тим, як білити, пряжу або тканину попередньо обезжирюють кип'ятінням з легким розчином їдкого натрію і потім промивають водою. Після цього обезжирену тканину (або пряжу) просочують розчином білільного вапна (жавель вживають лише для миття білизни) і залишають лежати, аж поки зникне забарвлення, а тоді вже тканину добре (інакше її можна попсувати) промивають водою. Білільне вапно звичайно тхне хлором, бо хлор з нього легко виділяється від діяння кислот — навіть від діяння карбонатної кислоти повітря:

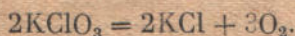


Саму гіпохлоритну кислоту у вільному стані не виділено: вона відома тільки у водному розчині.

3. Бертолетову сіль  $\text{KClO}_3$  одержують, діючи хлором на концентрований нагрітий розчин їдкого калію:



У техніці цю сіль добувають, електролізуючи водний розчин калій-хлориду.  $\text{KClO}_3$  є калійна сіль хлоратної кислоти; це біла кристалічна речовина, яка від нагрівання спершу топиться, а далі розкладається, при чому виділяється вільний кисень (див. розділ про кисень):

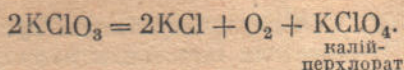


Ця реакція відбувається швидше в присутності каталізатора (найчастіше користуються манганіV-оксидом  $\text{MnO}_2$ ). У присутності речовин, що легко окиснюються, вона відбувається іноді навіть з вибухом. Усі хлорати, в тому числі й  $\text{KClO}_3$ , коли їх нагрівати, легко виділяють кисень, а тому вони — сильні окисники.

Бертолетова сіль, як речовину, що легко виділяє кисень, вживають у лабораторіях для добування самого кисню і там, де треба провести швидко окиснення: вона разом із речовинами, які легко окиснюються (наприклад з сурма-сульфідом або сіркою) увиходить зі складу головок сірників, іде для феєрверків, для різних вибухів у військовій справі. В медицині розчин її використовують для полоскання при хворобах горла. Ця сіль отруйна; через те, полоскаючи горло, треба бути обережним, щоб не проковтнути її. Бертолетова сіль може розкладатись з вибухом і сама собою від потовхів, а тому поводитись з нею треба обережно.



Без каталізатора та без речовин, які легко окиснюються, бертолетова сіль від нагрівання розкладається інакше, а саме, — з утворенням калійної солі перхлоратної кислоти (калійперхлорату):



Сама перхлоратна кислота, а також і її солі — сильні окисники. Амоній-перхлорат дуже легко розкладається: змішаний з порошкоподібним алюмінієм він являє собою дуже вибухову речовину, так званий а м о н а л.

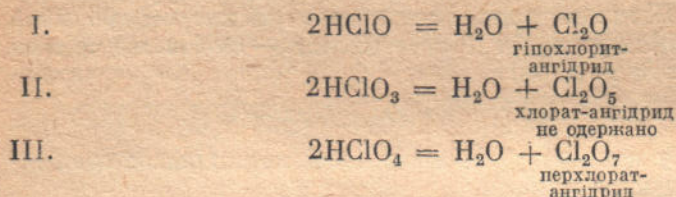
Отже, з попереднього видно, що хлор утворює кислоти <sup>1</sup>:

1) гіпохлоритну  $\text{HClO}$ ;

2) хлоратну  $\text{HClO}_3$ ;

3) перхлоратну  $\text{HClO}_4$ .

Цим кислотам відповідають ангідриди:



Відомий ще оксид  $\text{ClO}_2$  — хлор IV-оксид. Всі ці оксиди безпосереднім сполученням хлору з киснем не одержано. Оксиди хлору дуже нестійкі і розкладаються часто з вибухом.

Як в оксидах, так і у відповідних кислотах хлор виявляє свою позитивну валентність: він віддає (всі сім або частину їх) валентні електрони кисневим атомам; усі сім валентних електронів втрачаються в найвищому оксиді  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  та в перхлоратній кислоті  $\text{HClO}_4$ , що йому відповідає.

Треба звернути увагу і на тривкість різних сполук хлору. Порівнюючи тривкість сполук хлору, в яких він виявляє негативну валентність ( $\text{HCl}$  та її солі) з тривкістю його сполук, в яких він виявляє позитивну валентність ( $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ , солі кисневмісних кислот і т. д.), легко бачити, що перші відрізняються далеко більшою тривкістю. Із сполук, що містять у собі кисень і взагалі дуже легко розкладаються, найтривкіші перхлоратна кислота ( $\text{HClO}_4$ ), що має найвищу валентність, та її солі (перхлорати).

#### БРoM. ЙoД. ФТОР

До групи галогенів, як уже сказано, крім хлору, належать ще три елементи: бром  $\text{Br}$ , йод  $\text{I}$  та фтор  $\text{F}$ <sup>2</sup>. Своїми хемічними властивостями як вони самі, так і їх сполуки дуже подібні до хлору та

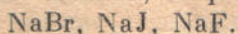
<sup>1</sup> Відомі ще кислоти хлоритна  $\text{HClO}_2$ .

<sup>2</sup> Новий галогенний елемент алабамій, відкритий у 1931 р. Аллісоном, недосить вивчено.



ього сполук, бо всі вони мають однаково збудовану зовнішню оболонку атомів: вона містить у собі сім валентних електронів. Отже, позитивна їх валентність дорівнює семи, а негативна — одиниці.

Подібно до хлору, вони, як негативно одновалентні, з воднем утворюють сполуки загального типу  $RH$ ; такі ж одновалентні вони бувають і сполучаючись з металами, наприклад:



Щодо кисню та інших неметалів, то вони виявляють змінну валентність у границях 4—7.

При дуже великій подібності ці елементи мають і відміни, які залежать від різниці в числі електронів, що оточують ядро; фтор має найменше, йод — найбільше число електронів; бром же займає проміжне місце між хлором та йодом. У міру збільшення порядкового номера галогенів меншає їх здатність до реагування з воднем та металами, цебто меншає здатність притягати до себе додатковий (восьмий) електрон, а разом з цим меншанням, як правило, дедалі легше відбувається втрата електронів, цебто виявляється позитивна валентність.

### БРОМ І ЙОГО СПОЛУКИ

Бром<sup>1</sup> вільний у природі не зустрічається. Подібно до хлору, він зустрічається у сполуках з металами  $NaBr$  та  $MgBr_2$ , у морській воді; ці солі краще розчиняються, ніж  $NaCl$ , і тому лишаються в ній в маточному розчині після того, як випаде  $NaCl$ . З зазначених солей бром виділяють, діючи хлором:



**§ 63. Добування і властивості бромю.** Добування бромю в СРСР виникло за часів імперіалістичної війни. В 1916 р. було збудовано в Саках перший завод для добування бромю з ропи Сакського озера. З 1917 по 1926 р. цей завод не працював. Тепер цей завод переустановлено і розширено, і він працює не тільки на Сакській ропі, але й на ропі Сасик-Сивашського озера. Більшу частину бромю на цьому заводі переробляють на залізо-бромід, з якого потім на московському заводі виробляють чисті броміди.

Останніми роками в Радянському Союзі знайдено нові, дуже багаті на бром джерела: соляні озера (Ельтонське, Перекопські озера, затока Кара-Бугаз та ін.), свердловинні води нафтових районів (Нефте-Чала в Азербайджані, Берекей в Дагестані, на о. Чілікен та в Чусовських городках — Урал) і в солікамських залійних родовищах.

Усі зазначені джерела можуть з надвишком задовольнити потребу СРСР на бром.

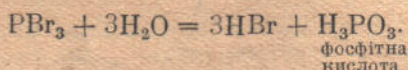
Бром при звичайній температурі є важка червонобура рідина з питомою вагою 3,14, що легко випаровується (бура пара), з за-

<sup>1</sup> Бром відкрив Балар у 1826 р. в солі морських водоростей.



душливим запахом (бром по грецькому й означає смердючий), дуже отруйний.

Бром розчиняється у воді, утворюючи бромну воду, якою (замість вільного броду) часто й користуються в лабораторіях. Краще розчиняється бром у спирті, хлороформі, вуглець-сульфіді та бензині. Бром енергійно сполучається майже з усіма металами (крім свинцю та срібла), утворюючи з ними солі, що добре кристалізуються. Бром добре сполучається і з деякими металоїдами, наприклад, з фосфором, утворюючи або  $PVBr_3$ , або  $PVBr_5$ ; ці сполуки легко реагують з водою:



**§ 64. Сполуки броду.** З воднем бром сполучається лише при підвищеній температурі. Практично  $HBr$  добувають у лабораторії, діючи водою на  $PVBr_3$  (див. наведену вище реакцію). Водень-бромід, як і  $HCl$ , є важкий безбарвний газ, що дуже добре розчиняється у воді і утворює бромідну кислоту. Це сильна кислота; з металами, з їх основними оксидами та з основами легко утворює солі.

Хлор із бромідів витискує бром, чим і користуються, добуваючи вільний бром.

Із сполук броду з киснем одержано (1929) тільки одну —  $Br_2O_8$ , яку ще мало вивчено. Солі кислот, що містять у собі кисень—гіпобромітної  $HBrO$  та броматної  $HBrO_3$ , одержано такими самими методами, якими одержують солі кислот  $HClO$  та  $HClO_3$  — гіпохлорити та хлорати; своїми властивостями вони дуже нагадують солі кислот хлору.

**§ 65. Застосування броду та його сполук.** Сам бром використовується тільки для добування різних сполук броду та для окиснення в присутності лугу.

Сполуки ж броду з металами широко вживаються. Наприклад, у фотографії пластинки покривають желатином, що містить у собі срібло-бромід; сполуки броду використовують у великих розмірах у медицині, застосовуючи їх як ліки при істерії, неврастенії, епілепсії та деяких інших нервових хворобах для зниження ненормально підвищеної збудності нервової системи.

## Йод і його сполуки

**§ 66. Добування та властивості йоду.** Йод<sup>1</sup> у вигляді своїх сполук є в невеликій кількості в морській воді; трохи більше мають його в собі морські водорості, а також вода свердловин, що виходить на земну поверхню разом з нафтою; найбільше йоду є в чилійській селітрі, що має, як домішку, натрій-йодат  $NaIO_3$ , до складу якого входить йод.

В СРСР йод з водоростей добувають: 1) у Північному краї — о. Жижгін на Білому морі (в 1932 р. добуто 5000 кг); 2) на Далекому

<sup>1</sup> Йод відкрив Куртуа в 1811р., а вивчили його Деві та Гей-Люссак у 1813 р.



Сході — Примор'я (бухта Володимира поблизу Владивостока; добуто було в 1932 р. 6000 кг); 3) в УРСР — Одеса (вироблено було в 1932 р. 6000 кг) та 4) на Мурмані — о. Кільдін (вироблено по-кищо небагато). Щоб добути 1 кг йоду, треба спалити в середньому 6700 кг вогких водоростей (містять у собі йоду близько 0,015%, а вологи — близько 80%); водорості спершу висушують, а потім спалюють і з золи добувають йод.

Різні води нафтових свердловин містять у собі від 10 до 100 мг у 1 л води. Перший завод для добування йоду із свердловинних вод збудовано в 1932 р. в Сураханах (поблизу Баку); його розраховано на річне добування близько 18—20 т йоду. На йодному заводі ім. 1-го Травня в Нефте-Чала (поблизу гирла ріки Кури) в 1931 р. добуто 17 341 кг йоду. Намічено збудувати йодні заводи в Дагестані (Берікей), на о. Чілікен (Туркменістан) та в Чусовських городках (Урал). Усього з води нафтових свердловин у 1931 р. добуто було йоду 17,34 т. Наступними роками видобуток відповідно зріс і ми цілком звільнились від імпорту йоду та його сполук, задовольняючи всі свої потреби йодом власного виготовлення. СРСР є перша країна, яка практично використала води нафтових свердловин, як джерело добування йоду. Як уже сказано, деякі води свердловин мають у собі і бром.

Виділений (спосіб виділення такий самий, як і спосіб добування хлору з NaCl та бром у NaBr) із сполук йод являє собою тверду кристалічну речовину сірваточорного кольору з графітовим блиском. Йод при нагріванні перетворюється в фіолетову (по грецькому йод і означає фіолетовий) пару, з якої знов утворюються при охолодженні кристали. Такий процес зветься сублимацією. У воді йод мало розчиняється. Краще розчиняється він у винному спирті (одержують йодну tinkтуру, у вигляді якої (10%) йод здебільшого і знають у вжитку), у хлороформі, бензині та у водно-жировій розчині калій-йодиду KJ; з крохмальним клейстером йод утворює розчин темносинього кольору, а тому, користуючись цією властивістю, можна виявляти йод навіть тоді, коли він є в безлічній малій кількостях.

Йод так само, як хлор і бром, легко сполучається з металами, утворюючи йодиди; вони менш тривкі, ніж хлориди та броміди. Хлор і бром витискують (окиснюють) йод із його сполук з металами, наприклад:



З більшістю металоїдів йод теж утворює сполуки; наприклад, йод сполучається з фосфором, утворюючи  $PJ_3$ , при чому з'являється полум'я.

§ 67. Сполуки йоду. З воднем йод безпосередньо сполучається тільки при високій температурі (близько 400—500°), при чому реакція до кінця не доходить, цебто частини взятих водню та йоду лишаються несполученими, бо водень-йодид у цих умовах почасти розкла-



дається на складові частини (оборотна реакція). Практично  $\text{HI}$  одержують як і водень-бромід, діючи водою на фосфор-йодид.



Водень-йодид (як  $\text{HCl}$  та  $\text{HBr}$ ) є важкий безбарвний, дуже димний на повітрі газ, що добре розчиняється у воді і утворює йодидну кислоту, яка реагує з металами, з їх основними оксидами та з основами. Водень-йодид дуже легко окиснюється, при чому виділяється вільний йод, а тому на інші речовини він діє як сильний відновник.

З лугами, аналогічно хлорові та бромові, утворює солі гіпойодитної  $\text{HIO}$  та йодатної кислот — гіпойодити та йодати, які являють собою окисники, бо розкладаються, виділяючи кисень; розкладаються вони менш енергійно, ніж відповідні сполуки хлору та бром.

Спиртовий розчин йоду (йодну тинктуру) у медицині використовують для зовнішнього змазування, як речовину, що розсисає, припікає та дезинфікує. Крім того, сам йод і його сполуки часто вживають як ліки проти склерозу, зобу та інших хвороб.

### ФТОР І ЙОГО СПОЛУКИ

§ 68. Добування та властивості фтору. В природі фтор входить як складова частина в мінерали — плавневий шпат  $\text{CaF}_2$  та кріоліт  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ . Щоб добути вільний фтор, попереду добувають його водневу сполуку  $\text{H}_2\text{F}_2$ , діючи сульфатною кислотою на  $\text{CaF}_2$ :



Водень-фторид є газ; розчиняючись у воді, він утворює фторидну кислоту. Діючи на калійну сіль цієї кислоти, розчинену в рідкому водень-фториді, електричним струмом, виділяють вільний фтор. Реакцію проводять у посудинах з іридійної платини або міді, вкритої шаром мідь-фториду  $\text{CuF}_2$ , бо і скло і більшість металів реагує з фторидною кислотою. Фтор, як елемент електро-негативний, виділяється на аноді.

Фтор — зеленуватожовтий газ з неприсмним запахом, що нагадує запах хлору; фтор при охолодженні до  $-188^\circ$  згущається в рідину, а при  $-223^\circ$  стає твердий.

Щодо хемічних властивостей, то фтор є найактивніший з усіх неметалів (металоїдів): він сполучається майже з усіма металами, при чому багато які з них горять у фторі. З воднем фтор реагує з вибухом навіть при  $-250^\circ$ . Фтор сполучається і з більшістю неметалів; не сполучаються з ним тільки інертні гази нульової групи. Воду фтор розкладає майже вміть:



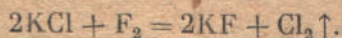
Розкладає фтор і хлоридну кислоту:



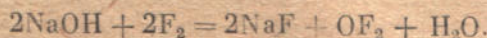
<sup>1</sup> При цій реакції утворюється звичайно озон, який потім розкладається  $3\text{H}_2\text{O} + 3\text{F}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{F}_2 + \text{O}_3$ .



Так само фтор діє і на сполуки хлору (а також бром та йоду) з металами, наприклад:



Іншими словами: фтор окиснює всі галогенні елементи. Фтор остільки сильний окисник, що окиснює навіть кисень, що видно з недавню (1927 р.) одержаної сполуки фтору з киснем  $\text{OF}_2$ . Цю сполуку добули, діючи фтором на 2% розчин їдкого натрію:



**§ 69. Сполуки фтору.** Водень-фторид, як уже сказано, добувають, діючи сульфатною кислотою на кальцій-фторид. Водень-фторид — безбарвний газ, що димить на повітрі і розчиняється у воді, утворюючи фторидну (плавневу) кислоту. Водень-фторид хоч і діє на численні метали, але менш енергійно, ніж інші галогеноводневі кислоти. Визначення молекулярної ваги водень-фториду за густини пари в границях до  $30^\circ$  показує, що при цих умовах склад молекули виражається формулою  $\text{H}_2\text{F}_2$ . Якщо нагрівати понад  $30^\circ$ , то густина меншає й при  $80^\circ$  вона дорівнює 10, що вказує на склад молекули  $\text{HF}$ . Досліди показали, що і в не дуже розведених водних розчинах молекулу водень-фториду треба виражати формулою  $\text{H}_2\text{F}_2$ . В рідкому водень-фториді молекула його ще складніша. Але молекулярну вагу рідкого водень-фториду не визначено, і тому молекулу виражають формулою  $(\text{HF})_x$ . Цим можна пояснити підвищену температуру кипіння та меншу здатність до реагування фторидної кислоти проти інших галогеноводневих кислот.

Відмінну властивість фторидної кислоти становить її здатність розкладати кремнезем  $\text{SiO}_2$  та солі силікатної кислоти (силікати):



Силіцій-фторид  $\text{SiF}_4$ , що при цьому утворюється — газ, а тому виходить геть із сфери реакції. Зрозуміло, що фторидна кислота з цієї причини роз'їдає скло, бо воно має в собі і кремнезем і силікати. Через те фторидну кислоту зберігають не в скляних посудинах, а в каучукових або в посудинах з парафіну.

Фторидну кислоту застосовують для гравірування на склі; місця на склі, на які не повинна діяти кислота, захищають, покриваючи їх парафіном. Розчини у воді фториди вживають для просочування залізничних шпал, щоб обергти їх від загнивання.

Вищезгадана сполука фтору з киснем  $\text{OF}_2$  являє собою безбарвний їдкий газ, що має температуру кипіння —  $146,5^\circ$  і температуру топлення —  $223,8^\circ$ .

**§ 70. Сполуки галогенів між собою.** Одержано такі сполуки галогенних елементів між собою:  $\text{ClF}$  — безбарвний газ,  $\text{JF}_5$ ,  $\text{JF}_3$  та  $\text{BrF}_3$  — безбарвні рідини, що димлять на повітрі,  $\text{JBr}$  — тверда кристалічна речовина,  $\text{JCl}$  та  $\text{JCl}_3$  — тверді речовини. Всі ці сполуки мало стійкі. Їх реакції являють собою здебільшого послаб-



лені реакції вільних галогенів. Як видно, найбільше число сполук з іншими галогенами утворює йод, що найлегше втрачає свої електрони.

§ 71. Узагальнення. В цьому розділі було розглянуто дуже схожі між собою елементи сьомої групи — фтор, хлор, бром та йод і їхні сполуки. Зіставмо їх властивості й зробімо висновки.

Порівняльна таблиця властивостей елементів сьомої групи

Хімічний символ	F	Cl	Br	I
Атомна вага . . . . .	19,00	35,45	79,92	126,92
Порядковий номер . . . . .	9	17	35	53
Питома вага . . . . .	1,1	1,57	3,14	4,94
	(рід.)	(рід.)	(рід.)	(тверд.)
Температура топлення . . . . .	-228°	-101,5°	-7,3°	113,5°
Температура кипіння . . . . .	-187°	-34,7°	58,8°	184,35°
Колір . . . . .	світло-жовто-зелений	жовто-зелений	чорно-бурый	темнофіолетовий (цара)
Стан при звичайній температурі	газ	газ	рідина	тверде тіло
Число валентних електронів . . . . .	7	7	7	7
Негативна валентність . . . . .	1	1	1	1
Позитивна валентність . . . . .	7	7	7	7
Тип сполуки з воднем . . . . .	(RH) H <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	HCl	HBr	HI
	(усі водневі сполуки є кислоти)			
Тип сполуки з киснем . . . . .	(R <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) OF <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	(усі ці оксиди й ін. кислоти)			
Здатність реагувати з воднем та металами (тобто здатність набувати восьмий електрон)	від фтору до йоду меншає			
Здатність реагувати з киснем (тобто здатність втрачати валентні електрони) . . . . .	від фтору до йоду зростає			

З таблиці видно і схожість хімічної поведінки галогенних елементів і їх різницю; схожість залежить від однакового числа (7) електронів у зовнішньому шарі їх атомів, а різниця залежить від різних їх порядкових номерів, цебто від різного числа планетарних електронів, яке збільшується від фтору до йоду: разом із збільшенням числа електронів в атомі зростає й число їх шарів навколо ядра.

Таблиця показує таку різницю у фізичних властивостях: в міру того, як більшає порядковий номер, зростають питомі ваги, підвищуються температури топлення та кипіння, колір стає дедалі менш прозорий. При звичайній температурі фтор та хлор ще гази, а важчий бром уже рідина і, нарешті, найважчий йод — тверда речовина, навіть з деяким блиском, що нагадує блиск сталі.

Валентність як позитивну (що дорівнює 7), так і негативну (що дорівнює 1) усі галогени мають однаково; а тому й формули молекул їхніх сполук взагалі схожі. Всі галогени є окисниками (легко відривають електрони від інших атомів), але, знов таки з тією різницею, що найлегший із них — фтор — найбільш енергійний окисник, а найважчий — йод — найменш енергійний окисник. Всі вони найлегше виявляють негативну валентність (прилучення електрона); через те вони й належать до неметалів. Виявлення негативної валентності меншає від фтору до йоду. Позитивна валент-



ність (втрата електронів) взагалі виявляється важко, і особливо важко в найбільш легких (F та Cl) і легше у важких (J).

Звідси зрозуміло, чому легші галогени витискують важчі (віднімають від них електрони) з їхніх сполук з воднем та металами.

Всі галогени в природі бувають тільки у формі сполук з металами і звичайно супроводять один одного. Відзначмо, що чим важчий галоген, тим менш поширений він у природі.

#### Порівняльна таблиця властивостей водневих сполук галогенних елементів

Молекули, RH	H <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	HCl	HBr	HJ
Молекулярна вага	20,008	36,47	80,93	127,93
Питома вага в рідкому стані	0,987	1,185	2,16	2,80
Зовнішній вигляд	всі безбарвні гази, що димлять на повітрі			
Розчинність у воді при 0° та 760 мм у %	35,3	41,2	67	75
Хемічний характер	всі (крім H <sub>2</sub> F <sub>2</sub> ) сильні одноосновні кислоти			
Відношення до окисників	всі (крім H <sub>2</sub> F <sub>2</sub> ) можуть окиснюватися киснем, особливо легко HJ, а тому вони є відновниками.			

З таблиці видно, що водневі сполуки галогенів відповідають тій самій типовій формулі RH. Питомі ваги їх зростають разом із збільшенням молекулярної ваги (інакше, в міру збільшення атомної ваги галогену, що виходить до їх складу). З зовнішнього вигляду всі вони однакові; це безбарвні гази, що димлять на повітрі (з вологою повітря утворюють рідкі кислоти), і дуже добре розчиняються в воді. Розчинність їх зростає в міру збільшення атомної ваги галогену. В безводному стані вони майже зовсім нездатні реагувати, а в водних розчинах являють собою сильні кислоти (за винятком фторидної кислоти), що діють на метали, їх оксиди та основи, утворюючи галогенні солі. Сила галогеноводневих кислот меншає в міру збільшення порядкового номера галогену. (Фторидна кислота через асоціацію її молекул становить виняток). В міру збільшення порядкового номера галогену зменщується тривкість галогеноводневих кислот, а також і їх солей; відновна здатність зростає в тому самому напрямі, себто від H<sub>2</sub>F<sub>2</sub> до HJ.

Кисневі сполуки галогенів утворюються далеко важче, ніж водневі. Їх не можна добути через безпосереднє сполучення галогенів з киснем, а тільки посередньо. Найменш тривкі вони у фторі, а найбільше — в йоді. Всі вони досить легко розкладаються, виділяючи кисень, і тому мають окиснювальні властивості. Вищезгадані кисневі сполуки галогенних елементів, щоб легше їх запам'ятати, подані в таблиці (див. стор. 134).

Взагалі на групі галогенних елементів ясно було видно, що:

1. Елементи однієї й тієї ж групи періодичної системи надзвичайно подібні один до одного (вплив однакового числа електронів у зовнішньому шарі атома).

2. При зазначеній подібності елементів однієї й тієї ж групи вони різняться ступенем цих властивостей (вплив порядкового номера).

Вищенаведені правильності в змінах властивостей у зв'язку з зміною порядкових номерів можна спостерігати і в усіх дальших групах елементів.



Сполуки хлору		Сполуки брому		Сполуки йоду		Сполуки фтору	
$\text{Cl}_2\text{O}$	$\text{HClO}$	—	$\text{HBrO}$	—	$\text{HIO}$	$\text{OF}_2$	—
Гіпохлорит-ангідрид	Гіпохлоритна кислота		Гіпобромітна кислота		Гіпойодитна кислота	Кисеньфторид	
—	$\text{HClO}_2$	—	—	—	—	—	—
	Хлоритна кислота						
$\text{ClO}_2$	—	—	—	—	—	—	—
ХлорIV-оксид							
—	$\text{HClO}_3$	—	$\text{HBrO}_3$	$\text{J}_2\text{O}_5$	$\text{HJO}_3$	—	—
	Хлоратна кислота		Броматна кислота	Йодатангідрид	Йодатна кислота		
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{HClO}_4^1$	—	—	—	$\text{HJO}_4$	—	—
Перхлоратангідрид	Перхлоратна кислота				Перйодатна кислота		

## Практичні заняття

### А. Галогени

**Спроба 57.** Добування хлору дією  $\text{MnO}_2$  на  $\text{HCl}$ . Спробу проводять у витяжній шафі. Приготувати апарат (рис. 46), який складається з широкої пробірки або колби, заткнутої щільно пробкою з газовідвідною трубкою, зігнутою під кутом. В пробірку насипати 10 — 15 г порошкоподібного  $\text{MnO}_2$  і обляти його міцною хлоридною кислотою так, щоб вона покрила  $\text{MnO}_2$ . Швидко почне виділятися хлор. Щоб прискорити хід реакції, пробірку треба підігрівати (помалу!) Через газовідвідну трубку, що доходить до дна посудин, наповнити хлором три банки (по 100—150  $\text{cm}^3$ ) та одну пробірку; банки закрити склями, а пробірку пальцем або пробкою.

**Спроба 58.** Спроби з хлором. З апарата Кінпа наповнити суху пробірку воднем, стулити отворами цю пробірку й пробірку з хлором і перемішати вміщені в них гази. Потім розняти пробірки й піднести їх до полум'я нальника: станеться невеликий вибух. Як пояснити це? Що одержано в наслідок вибуху? В одну з пробірок після вибуху швидко внести лакмусовий папірець. Чому папірець червоніє?

<sup>1</sup> Солі кисневих кислот хлору мають такі назви: солі гіпохлоритної кислоти ( $\text{MClO}$ ) — гіпохлорити, солі хлоритної кислоти ( $\text{MClO}_2$ ) — хлорити, солі хлоратної кислоти ( $\text{MClO}_3$ ) — хлорати й солі перхлоратної кислоти ( $\text{MClO}_4$ ) — перхлорати.



Спроба 59. В одну з банок із хлором з кінчика ножа всипати (помалу) трішки порошку сурми. Що станеться? Утворюється біла речовина  $SbCl_3$ .

Спроба 60. У другу банку з хлором внести жмут тонких мідних волосків (з електронпроводу) або листочок станіолу, попереду нагрітий на пальнику. Що станеться?

Спроба 61. У третю банку з хлором опустіть на одну хвилину запалену свічку, а після спроби з нею внесіть у ту саму банку (у ній хлор ще залишиться) смужку паперу, змоченого скипидаром (краще французьким). Занішіть спостережене та поясніть це.

Спроба 62. Добування хлорної води. У колбочку налити  $50\text{ см}^3$  води й пропустити в неї хлор до насичення (аж поки дуже запахне хлором). Спробувати хлорну воду на лакмус, пояснити спостережене. Колбочку з хлорною водою заткнати пробкою і зберігати для дальших спроб.

Спроба 63. Хлорною водою подіяти на: а) розчин індигу, б) чорнило, чи взагалі на будьяку фарбу, або на клаптик забарвленої тканини. Чим пояснити, що зникло забарвлення?

Спроба 64. Добування бромну. Змішайте у фарфоровій чашці  $\frac{1}{2}\text{ г}$   $KBr$  з  $\frac{1}{2}\text{ г}$   $MnO_2$ ; суміш пересипте в пробірку й обережно додайте туди міцної сульфатної кислоти. Напишіть рівняння реакції, та поясніть спостережене.

Спроба 65. Змішайте  $\frac{1}{2}\text{ г}$   $KJ$  з  $\frac{1}{2}\text{ г}$   $MnO_2$  і суміш умістіть у фарфоровий тигель. Додайте до суміші кілька краплин міцної  $H_2SO_4$ , накрийте тигель годинниковим склом, а на це останнє налійте трохи холодної води; після цього тигель злегка нагрійте. Від нагрівання йод виділиться, утворюючи фіолетову пару, яка, охолоджуючись, перетвориться в кристали твердого йоду, що осядуть на склі.

Спроба 66. Бромна та йодна вода: а) кристалик йоду вкинути в пробірку, додати води й збовтувати, аж поки він розчиниться. Звернути увагу на те, чи легко розчиняється йод та який колір має розчин. б) Розчинити 2—3 краплини бромну у воді, одержати бромну воду; чи добре розчиняється в воді бром? Який колір має бромна вода?

Спроба 67. У дві чисті пробірки налити бромної та йодної води, додати в обидві пробірки по 1—2  $\text{см}^3$  бензину і збовтати. Який колір мають розчини бромну та йоду в бензині? Як бром та йод розчиняються у воді й бензині?

Спроба 68. До рідкого крохмального клейстеру, налитого в три пробірки, додати в одну — хлорної води, в другу — бромної води, в третю — йодної води. Порівняти результати і відзначити, для якого залогену характерна реакція з крохмалем?

Спроба 69. Витиснення одних галогенів іншими з їх солей. Налити в три пробірки: в одну розчину  $KBr$ , у дві інші розчину  $KJ$ ; у першу й другу пробірки додайте по кілька краплин хлорної води, а в третю — бромної води. Записати спостережені результати; довести, що в третій пробірці забарвлення сталося від йоду. Розмістити залогени за їх активністю в цих реакціях.

## Б. Галогеноводневі сполуки

Спроба 70. Добування водень-хлориду та хлоридної (соляної) кислоти. Складіть прилад такий самий, як використовувалися, добуваючи хлор, тільки трубку сполучить з прозорою склянкою, в яку налійте трохи міцної сульфатної кислоти.

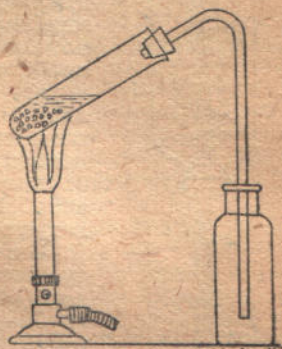


Рис. 46.



Потім у колбу всипте 20—25 г кухонної солі, додайте туди ж з 30 см<sup>3</sup> міцної (92%) сульфатної кислоти. Перенесіть прилад у витяжну шафу і обережно нагрійте суміш. Газ HCl, що при цьому виділяється, попередно витискуватиме з приладу повітря, а потім і сам буде виходити: це

легко помітити, бо з трубки він виходитиме, утворюючи дим (це буде вже розчин HCl у вологій повітря — дрібнодисперсна рідина). Тоді треба опустити газовідвідну трубку в суху пробірку так, щоб вона доходила по змозі до самого дна пробірки. Коли біля отвору пробірки теж з'явиться димок, пробірку обережно, не перевертаючи, взяти спід газовідвідної трубки й затулити її (пробірку) щільно пальцем; потім, перевернувши її над водою й зануривши отвором у воду, відняти палець від отвору і спостерігати, що станеться. Ця спроба покаже, як енергійно HCl розчиняється у воді; спробувати одержаний у пробірці розчин HCl синім лакмусовим папірцем. Чому він почервонів?

**Спроба 71.** Віднявши суху пробірку від приладу, поставити під газовідвідну трубку колбочку з водою (об'єм останньої — 50 см<sup>3</sup>) так, щоб газовідвідна трубка майже дотикалася до поверхні води, але не занурювалася в неї. (Чому?). Насичувати воду в колбі хвилин з 10. Одержану хлоридну кислоту спробувати (відливаючи потроху в пробірку) лакмусовим папірцем, кусочком цинку.

**Спроба 72.** Добування HBr та HI. У дві пробірки покласти по кристалику KBr та KI і додати до них по кілька краплин міцної H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Незабаром з пробірок почне виходити білий дим. Звернути увагу на забарвлення, що з'явиться в обох пробірках, та пояснити, від чого воно з'являється. Сульфатна кислота відіграватиме роль окисника, відновлюючись сама в сульфітну кислоту H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, в H<sub>2</sub>S та S.

**Спроба 73.** Розчинність галогеноводнів у воді на прикладі HCl. Наповнити суху пляшку або склянку HCl; для цього в пляшку через газовідвідну трубку (трубку опустити до дна пляшки) пропускати HCl, аж поки він почне виходити з пляшки, утворюючи білий дим. Потім пляшку заткнути задалегідь приготовленою пробкою (пробка має щільно увійти в шийку пляшки), крізь яку проходить трубка, на зовнішній кінець якої надіто гумову трубочку, заткнуту скляною паличкою або затиснену затискачем. Потім у глиняну миску наливають води, забарвленої синім лакмусом, і над цією водою перевертають догори дном пляшку так, щоб шийка пляшки була у воді; тоді з трубки, пропущеної крізь пробку пляшки, під водою ж здійснюють гумову трубочку, і вода спочатку повільно, а потім, б'ючи фонтаном, заповнить пляшку; при цьому синє забарвлення води зміниться на червоне, а це вказує на те, що розчин HCl у воді є кислотою.

Цю спробу можна зробити й так, як показано на рис. 47, де в склянку B зібрано HCl, а в склянку A налита вода; через трубку b вдувають повітря, щоб у склянку B увійшло кілька краплин води.

**Спроба 74.** Готування хлоридів. У дві пробірки налити — до половини в кожну — хлоридної кислоти і в одну покласти кусочок цинку, а в другу кусочок магнійової стрічки. Написати рівняння реакцій, що при цьому відбуваються. Коли перестане виділятися водень, рідину з пробірок вилити в дві фарфорові чашки і випарити у витяжній шафі. Які солі утворились у чашках?

### В. Кисневі сполуки галогенів

**Спроба 75.** Гіпохлоритна кислота HClO та її солі (гіпохлорити). Добування лабарракової води



Рис. 47.



( $\text{NaClO}$  в суміші з  $\text{NaCl}$ ). Злагодити прилад (і спробувати, чи держити він) для добування хлору з  $\text{HCl}$  та  $\text{MnO}_2$  (колба з пробкою та газовідвідною трубкою), всипати в колбу з 20 г  $\text{MnO}_2$  і додати з 50 см<sup>3</sup> міцної хлоридної (соляної) кислоти (у витяжній шафі!). Приготувати концентрований розчин  $\text{NaOH}$  (1 ч. на 5 ч. води); такий розчин буде потрібний і в дальших спробах, а тому його треба приготувати об'ємом близько 50 см<sup>3</sup>. Налити такого розчину  $\frac{1}{2}$  пробірки й поставити в холодну воду, пропустити з приладу хлор (легко гріючи прилад) протягом 2—3 хвилин, пильнуючи, щоб розчин не був цілком насичений (в момент насичення газ виділяється, утворюючи піну). У розчині утворюється суміш  $\text{NaClO}$  та  $\text{NaCl}$  (рівняння). Обережно понюхайте, чи не тхне розчин хлором; якщо є запах хлору, то спробу треба провести знову.

**Спроба 76.** Дослідження властивостей лабарракової води. 1) Відлійте трохи одержаної в попередній спробі рідини в пробірку й додайте до неї слабкої хлоридної кислоти. Який газ виділиться (обережно понюхайте)? Напишіть рівняння реакції. 2) Налийте в дві пробірки по trochu лакмусу та індіго і додайте до них по кілька краплин лабарракової води. Що відбувається? Запишіть і поясніть. 3) У лабарракову воду занурте клаптик забарвленої тканини, спостерігайте знебарвлення.

**Спроба 77.** Добування білильного вапна та дослідження його властивостей. Насипте в пробірку (або краще в невеличкий стаканчик) гашеного вапна й додайте до нього стільки води, щоб утворилась, як перемішувати скляною паличкою, рідка кашка; потім пробірку з гашеним вапном поставте в холодну воду (краще з снігом) і пропустіть у неї (в пробірку) хлор (з приладу, складеного для першої спроби), аж поки вапно буде цілком насичене хлором (хвилин з 10 у витяжній шафі), цебто коли з пробірки почне виділятися вільний хлор. Після цього профільтруйте вміст пробірки. З фільтратом, який і має в собі білильне вапно, зробіть ті самі спроби, що й з лабарраковою водою.

**Спроба 78.** Хлоратна кислота  $\text{HClO}_3$  і її солі. Добування бертолетової солі  $\text{KClO}_3$  та дослідження її властивостей. В насичений гарячий розчин  $\text{KOH}$ , налитий у пробірку, пропустити хлор, аж поки він стане насичений (почне пінитись) (у витяжній шафі!). Газовідвідну трубку треба брати якнайширшу, щоб її не забивали кристали  $\text{KClO}_3$ , що при цьому виділяються. Після цього струмінь хлору припинити, пробірці дати цілком охолонути; кристали відфільтрувати крізь якнайменший фільтр і добре висушити між аркушиками фільтрувального паперу. Дальші спроби роботи або з одержаною  $\text{KClO}_3$  (якщо її добуто чимало), або з готовим реактивом. а) Кілька кристаликів  $\text{KClO}_3$  нагріти в сухій пробірці й упевнитись, що виділяється кисень (рівняння); б) кілька кристаликів  $\text{KClO}_3$  у пробірці облити міцною хлоридною кислотою, написати реакцію й визначити, який виділяється газ.

## Контрольні запитання

### А. Галогени

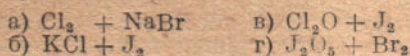
1. Де і в якому стані є галогенні елементи в природі?
2. Як їх виділяють у вільному стані? Напишіть реакцію, за якою одержують бром із  $\text{NaBr}$ .
3. Вкажіть, які властивості мають галогенні елементи спільні і які відмінні; вкажіть також причини схожості та причини різниці.
4. Чому дорівнює негативна валентність галогенів і чому дорівнює позитивна валентність та від чого вони залежать?
5. Як діють галогени на метали та неметали (металоїди)? Відповідь поясніть прикладами.
6. Як діють галогени на воду та як пояснити білення хлорною водою?



7. Як треба розуміти з електронного погляду, що галогени є окисниками, і як саме меншає окиснювальне діяння ряду галогенів?

8. Коли йде процес окиснення, то який процес відбувається разом із ним?

9. Чи відбудуться реакції між такими речовинами:



і якщо відбудуться, то що утвориться в наслідок реакцій?

10. Скільки треба взяти на вагу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на 10 г  $\text{NaCl}$ , щоб одержати хлор при участі  $\text{MnO}_2$ , розраховавши на цілковите заміщення обох водневих іонів у  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Відповідь: 8,4 г.

### Б. Галогеноводневі сполуки

11. Яка спільна формула сполук галогенів з воднем?

12. Які спільні й відмінні властивості мають ці сполуки та від чого залежать ті і інші?

13. Як їх одержують?

14. Як вони реагують з водою?

15. Що являє собою хлоридна кислота, як вона діє на метали?

16. Напишіть реакції між хлоридною кислотою та  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

17. Як поведуть себе в реакціях галогеноводні: як окисники, чи як відновники?

18. Чи можна приготувати 100% хлоридну кислоту?

19. Скільки треба взяти до реакції  $\text{NaCl}$ , щоб, діючи на неї  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , одержати 62,07 г  $\text{HCl}$ ? Відповідь: 100 г.

20. Яке практичне застосування має хлоридна кислота?

### В. Сполуки галогенів з киснем

21. Чи сполучаються галогени безпосередньо з киснем?

22. Як галогени діють на розчини лугів без нагрівання та при нагріванні?

23. Які властивості мають кислоти гіпохлоритна, хлоратна та їх солі?

24. Яке практичне застосування мають жавелева вода, білильне вапно та бертолетова сіль?

### Додаткова література

1. Магидсон, Бромный и иодный вопросы в связи с соликаммскими калийными залежами (Труды калийной комиссии Главхима, вып. VI).

2. Иод, История, распространение, добывание и свойства.

3. Биллигер, Технический электролиз хлористых солей щелочных металлов.

4. Аничков, Действие на организмы отравляющих веществ.

5. Некрасов, Химия отравляющих веществ.

6. Либерман, Химия и технология отравляющих веществ.

7. Ильинский, Соль («Нерудные ископаемые»), т. III.

8. Мясников, Производство хлорной извести.

9. Изгарышев, Техническая электрохимия.

10. Лукьянов, Курс химической технологии минеральных веществ.