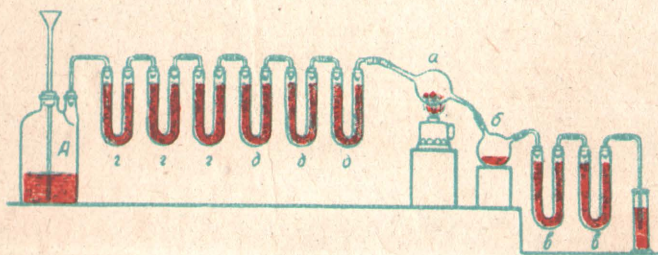


# НЕОРГАНІЧНА ХЕМІЯ

ПІДРУЧНИК ДЛЯ ГІМНАЗІЇ  
\*  
УПОРЯДКУВАЛА А. ДИНЬ



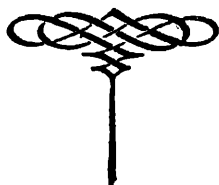
ВИДАВНИЦТВО „РІДНА ШКОЛА“ ГАННОВЕР-1946

[diasporiana.org.ua](http://diasporiana.org.ua)

# НЕОРГАНІЧНА ХЕМІЯ

ПІДРУЧНИК ДЛЯ ГІМНАЗІЇ

Упорядкувала А. Динь



---

Видавництво „РІДНА ШКОЛА“

Ганновер 1947

## І. ВСТУП

Походження слова хемія точно не встановлено. Існують різні припущення. Більш правдоподібно, що слово хемія походить від єгипетського *chemia*, що має означати і чорноземну країну Єгипет і в переносному розумінні щось темне, повне таємниць.

Навколо нас відбуваються безперервні зміни речовин. Іноді ці зміни незначні, і результат їх виявляється через дуже довгий час, іноді ж перетворення відбуваються на наших очах. Подивимось уважно на навколишнє життя. Ми помітимо, що і в домашньому житті, і в природі, і на виробництві ми на кожному кроці стикаємося із змінами речовин, з їх перетвореннями.

При горінні дров у печі з дров утворюються нові речовини і виділяється тепло. При готуванні їжі ми маємо ряд хімічних перетворень. Боршно, з якого випікається хліб, набуває ряду нових властивостей; м'ясо, яйце — так само. При скисанні молока утворюються нові речовини, що мають кислий смак. Додаючи до тіста соди або „амонію“, ми користуємося перетвореннями цих речовин, при яких з них виділяються гази, що надають тістові пухкості, і т. д.

В організмі людини і тварин, як відомо з курсу природознавства, спожиті речовини безперервно перетворюються в нові речовини, з яких організм будує клітини і тканини свого тіла. Процес дихання також зв'язаний з хімічними перетвореннями в організмах.

Хімічні процеси відбуваються і в організмі рослини. Всяке життя зв'язане з безконечним рядом хімічних перетворень.

В неживій природі також відбуваються хімічні перетворення, наприклад, граніт, руйнуючись, перетворюється в пісок і глину, інші гірські породи також поволі й поступово змінюються.

На виробництві ми так само на кожному кроці зустрічаємося з хімічними перетвореннями. Багато сирових природних матеріалів, знаючи хімічних перетворень, дають різні нові цінні продукти: з вапняку добувають вапно; з землянистих та кам'янистих руд — цінні метали; з глини — фарфор і фаянс; з вапняку, соди й піску — скло; із сала — мило, жирин, гліцерин; з картоплі — спирт. На хімічних заводах існують різні барвники найрізноманітніших кольорів і відтінків, кислоти, солі, вибухові й отруйні речовини, ліки, штучні добрива тощо.

Крім хімічних перетворень, при яких утворюються цінні продукти, навколо нас відбуваються хімічні процеси, для нас небажані: залізо іржавіє, мідь чорніє й зеленіє, дерево тліє, харчові продукти гниють і т. д.

В навколишній природі відбуваються безперервні зміни, перетворення, — *безперервний рух*.

В цьому природному й безперервному русі речовин природи бере найдіяльнішу участь людина, яка старається опанувати ці

природні процеси, вивчає їх і, вивчивши, змушує їх іти в потрібному для неї напрямі. Впливаючи на природу на своїх заводах і фабриках, в своїх лабораторіях, людина підкоряє її собі і змушує служити своїм цілям.

Отже, хемія є наука про речовини. Вона вивчає їх склад, властивости, способи добування, їх значення в житті людини.

При вивченні речовин їх часто приходиться в той чи інший спосіб очищувати.

## 2. Деякі способи очистки речовин, вживані в техніці.

1) Фільтрування. В лабораторії каламутні рідини фільтрують, через пористий папір. На виробництві користуються міцнішими матеріалами — різними тканинами.

2) Устоювання. Якщо каламутну рідину залишити надовго в спокійному стані, — каламуть поступово осідає на дно, і зверху рідина робиться цілком прозорою. Її можна злити. Цим часто користуються у виробництві.

3) Перегонка. Для відокремлення рідин від розчинених речовин рідини *переганяють*, або *дистилюють*, тобто перетворюють у пару, яку потім охолоджують.

**Спроба.** Профільтруйте трохи заготовленої викладачем каламутної і забарвленої води. Фільтр затримує каламуть, але розчиненої фарби не затримує.

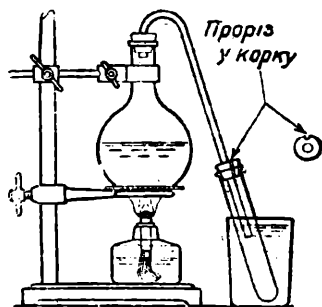
Налийте небагато профільтрованої забарвленої води в колбочку прилада, зображеного на мал. 4.

Укріпіть колбочку на штативі; пробірку, приєднану до колбочки, занурте у стакан з холодною водою.

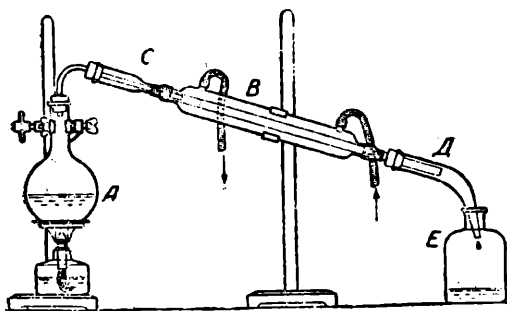
Корек у пробірці повинен бути з прорізом збоку для виходу повітря. Кип'ятите воду, поки в пробірці не збереться трохи чистої *дистильованої* води. Фарба залишається у колбі.

На мал. 5 зображено прилад для перегонки рідин, застосовуваний звичайно у хімічних лабораторіях. Прилад складається з колби А,

в якій кип'ятиться рідина, з холодильника В, де охолоджується пара, і з приймача Е, в якому збирається перегнана рідина.



Мал. 4. Перегонка води.

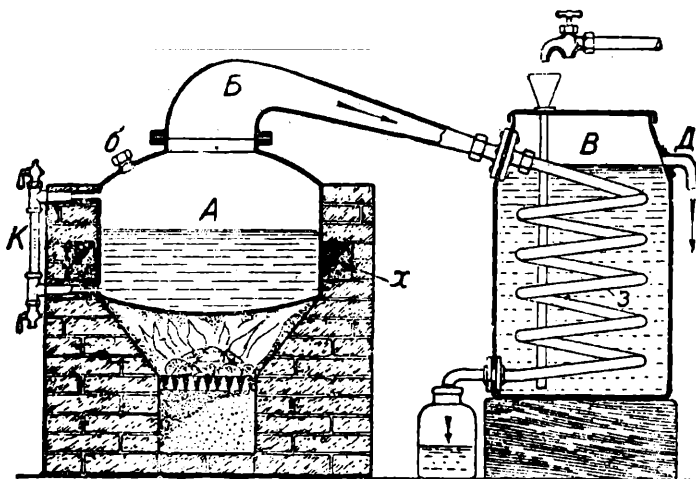


Мал. 5. Перегонка води з холодильником Лібіха.



Холодильник складається з внутрішньої трубки С, по якій іде пара, і з зовнішньої трубки В, якою пропускається течія води, що охолоджує внутрішню трубку. На кінець внутрішньої трубки надягається надставка Д, що направляє рідину в приймач Е.

Для перегонки великої кількості рідини користуються великим мідним котлом, або так званим *перегінним кубом*, що нагрівається в печі (мал. 6). Холодильником служить зігнута спіраллю олов'яна або покрита всередині оловом (полуджена) трубка, так звані *змійовик*, що охолоджується водою.



Мал. 6. Перегінний куб (у розрізі).

А — котел, вроблений у топку; х — дымоход; К — водомірна трубка; б — отвір для приливання води; Б — кришка котла („шолом“), прикріплюється болтами; З — змійовик. Змійовик занурений у посудину Б, через яку протікає холодна вода, витікаючи через трубку Д.

**3. Перетворення речовин.** З речовинами можуть відбуватися різні *зміни*. Ці зміни можна спостерігати на таких спробах.

**Спроби.** Зробіть ті з нижчеподаних спроб, для яких у школі є матеріали.

1. Сильно нагрійте в полум'ї лампочки скляну трубочку або паличку, кусочок фарфору, вапна і потім дайте остигнути. Спостерігайте явища що відбуваються, і зверніть увагу на те, що після остигання речовини не змінилися.

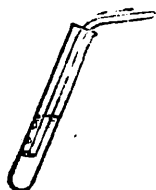
2. Розжарте мідну пластинку, тримаючи її щипцями або пінцетом. Зчистіть на папір скалочкою або ножем темну сугу (окаліну), що утворилася на міді; знову розжарте і знову зчистіть. Повторіть це 2—3 рази. Якщо повторити це ще багато разів, то можна було б всю пластинку перетворити в темний порошок. Цей порошок, або окаліна, зовсім не схожий на мідь. Це — нова речовина. Мідь *перетворилася* в окаліну.

3. Нагрійте кусочок стрічки магнію, тримаючи щипцями або затиснувши в розщеплену скалочку, кілька крупинок цукру, виданого викладачем порошку, насипавши їх на жерстяну пластинку (мал. 7). У всіх випадках ви помічаєте утворення *нових речовин*.

4. Налийте у пробірку трохи (мал. 8) прозорої *вапняної води* і продувайте через неї видихуване повітря. Ви знаєте з курсу природознавства, що у видихуваному повітрі є вуглекислий газ. Вапняна вода мутніє. Це змутніння буває тому, що з розчиненого у воді вапна та вуглекислого газу утворюється *нова речовина*. Це — нерозчинний у воді білий порошок, схожий на крейду, — він і робить воду каламутною.

5. Злийте у пробірку два заготовлені викладачем розчини і спостерігайте утворення *нової речовини*.

У спробах 2 — 5 замість узятих речовин утворилися нові речовини з новими властивостями, не схожі на взяті речовини.



Мал. 8. Пропускання видихуваного повітря через вапняну воду.

Такі явища називають *хімічними явищами*, або *хімічними перетвореннями речовин*.

При хімічних явищах речовини втрачають свої попередні властивості, попередня якість зникає, з'являється нова якість — нові речовини з цілком новими властивостями.

В інших випадках явища не супроводяться утворенням нових речовин. Наприклад, при нагріванні скляної трубочки вона починає червоніти, розм'якшується, згинається, але скло залишається склом. Після остигання трубки скло набуває своїх попередніх властивостей. Так само не змінилися від нагрівання фарфор, вапно. Такі явища, при яких не утворюються нові речовини, залічують до явищ *фізичних*.

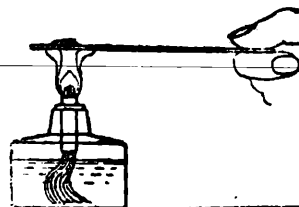
Подайте приклади відомих вам хімічних явищ із щоденного життя і з виробництва.

Чи будуть хімічними явищами: 1. Ржавіння заліза? 2. Перегонка води? 3. Перетворення куска цукру в порошок при розтиранні в ступці? 4. Утворення вугілля із попелу при горінні дерева? 5. Перетворення свинцю в дріб?

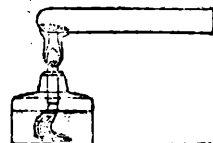
Спинимось докладніше на різних хімічних перетвореннях або *хімічних реакціях*.

4. Реакція розкладу. Ознайомитися з реакцією розкладу можна на таких спробах.

*Спроба 1.* Нагрійте у пробірці дуже небагато (мал. 9) зеленого порошку — *основного мідь-карбонату* (трапляється в природі



Мал. 7. Нагрівання цукру на жерстяній пластинці.

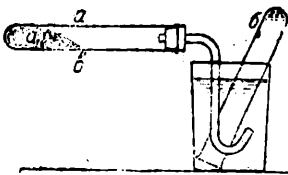


Мал. 9.

у вигляді мінералу малахіту). Тримайте пробірку горизонтально і спостерігайте явища, що відбуваються.

При нагріванні основного мідь-карбонату утворюється нова чорна речовина, яка за своїми властивостями є не що інше, як та сама мідна окалина або мідь-оксид, що утворюється при розжарюванні міді (стор. 7). На холодних стінках пробірки осіли крапельки води. Звідки з'явилися ці дві речовини? Вони *утворилися* з основного мідь-карбонату, який ніби зник.

При хімічних реакціях можуть виділятися речовини в газоподібному стані. Ми можемо бачити тільки ті гази, які мають



Мал. 10.

колір. Безбарвних газів, що виділяються при реакції, легко можна й не помітити. Тому гази почали відрізняти й вивчати лише в кінці XVIII століття, коли навчилися їх збирати над водою.

Роблячи спробу нагрівання основного мідь-карбонату, ми не помічаємо, що, крім мідь-оксиду та води, утворюється ще безбарвний газ. Його можна зібрати.

**Спроба 2.** Складіть прилад як на мал. 10. насипте у пробірку *a* основного мідь-карбонату ( $a_1$ ), приміром стільки, скільки показано на малюнку; вставте на місце корок з трубкою і закріпіть пробірку в затискачі штатива. Другу пробірку *b* наповніть доверху водою, заткніть пальцем, переверніть, занурте у воду і відіміть палець під водою. Таким же способом занурте в стакан ще одну пробірку. Коли все готово, почніть нагрівати основний мідь-карбонат. Нагривайте спочатку в місці, позначеному на мал. 10 буквою *в*, а потім поступово посувайте полум'я до дна пробірки. Після того, як з газовідвідної трубки почнуть виділятися бульбашки газу, зачекайте деякий час, щоб газ витіснив з пробірки *a* повітря, що є там, і потім зберіть газ у пробірки над водою.

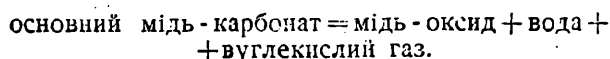
Що ж це за газ? З курсу природознавства відомі властивості деяких газів. Ми знаємо, що в кисні тліюча скалочка спалахує, у вуглекислому газі та азоті горяща скалочка гасне. Відрізнити вуглекислий газ від азоту можна з допомогою вапняної води. Зібраний нами газ гасить скалочку і каламутить вапняну воду. Значить — це *вуглекислий газ*.

**Спроба 3.** У пробірці нагрійте трохи (мал. 11) *ртуть-оксиду*, тримаючи пробірку похило, як на мал. 11. Нагрівати треба *сильно й довго* в найжаркішій частині (у верхній третині)

полум'я. Опустіть у пробірку тліючу скалочку. Ви переконаєтесь, що в пробірці *кисень*. На холодних стінках пробірки ви бачите крапельки *ртуті*.

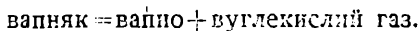
При спостережуваних явищах з однієї *речовини* у нас *утворювались* дві або кілька *нових речовин* з *новими властивостями*. Подібні хімічні реакції спостерігаються дуже часто і називаються **реакціями розкладу**.

Реакцію розкладу основного мідь - карбонату можна для скорочення зобразити умовно у вигляді **рівності**:



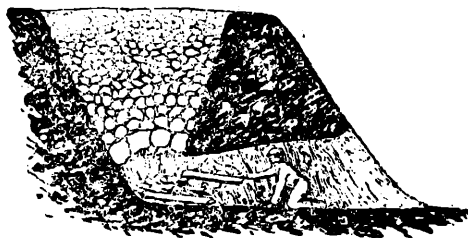
**Задача.** Напишіть таку саму рівність для реакції розкладу ртуть - оксиду.

Реакція розкладу нерідко застосовується в техніці. Так, наприклад, при випалі *вапняків* (вапняк, мармур, крейда) відбувається реакція розкладу. Утворюються дві нові речовини — вапно (палене), яке вживається як матеріал при будівництві, і вуглекислий газ:



На мал. 12 зображена у розрізі найпростіша піч для випалу вапняку.

**5. Реакція сполучення.** Хімічна реакція може відбуватися не тільки з однією речовиною, як у попередніх прикладах, але й у тих випадках, коли ми беремо дві або кілька речовин.



Мал. 12. Найпростіша піч для випалу вапняку (розріз). Вапняк завантажується в яму, зроблену у схилі гори. Знизу розводиться вогонь.

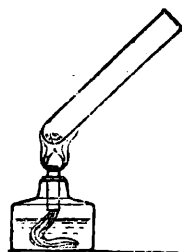
Приклад хімічної взаємодії двох речовин легко спостерігати на реакції між залізом і сіркою. Залізо і сірку ми візьмемо у вигляді дрібних порошоків.

Залізо в порошок сірчавато-чорного кольору і, як і багато інших металів у подрібненому вигляді, не має характерного металічного блиску, але має всі

інші властивості заліза — притягається магнітом, тоне у воді тощо.

Сірка — порошок жовтого кольору, горить синім полум'ям, при збовтуванні у воді спливає на поверхню (бо не змочується водою), не притягається магнітом.

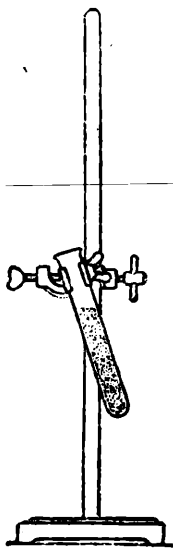
**Спроба 1.** Візьміть ложечкою або дерев'яною лопаточкою, прибіром, рівні об'єми порошоків сірки й заліза і добре змішайте їх у ступці або пальцем на чверті писального паперу, старанно розтираючи всі грудочки.



Мал. 11. Нагрівання ртуть - оксиду.

Виготовлений порошок за його виглядом можна прийняти за нову речовину. Окремих крупинок ми не бачимо. Порошок *здається однорідним*.

Щоб переконатися, чи однорідна утворена речовина, всипте частину порошку у воду і збовтайте скалочкою. Ви переконаєтесь, що речовина *неоднорідна*.



Мал. 13. Пробірка з сумішшю сірки і заліза.

Ясно, що властивості суміші порошоків сірки й заліза будуть змінюватися залежно від кількості взятих порошоків: більше сірки — порошок буде жовтіший, менше — темніший.

Між порошками сірки й заліза при їх змішуванні не відбувається ніякої хімічної реакції і не утворюється нових речовин. Проте, реакцію можна викликати, якщо суміш порошоків нагріти. При цьому порошки краще взяти у певних кількостях, а саме: на 7 вагових частин заліза — 4 вагові частини сірки.

**Спроба 2.** Відважте 3,5 г заліза і 2 г сірки.

Дуже старанно змішайте порошки в ступці або на папері. Переконаєтесь, що і в цьому разі у вас утворилася неоднорідна речовина — суміш, а не нова речовина.

Всипте суміш у пробірку, залишивши небагато на папері; укріпіть пробірку на штативі (як на мал. 13) так, щоб вона містилась над залізною дошкою штатива (якщо штатив дерев'яний, підкладіть під пробірку кусок жерсті тощо). Обережно прогрійте всю пробірку, а потім нагрівайте сильніше знизу доти, поки не почнеться реакція, що ви відразу ж помітите. Як тільки почнеться реакція, відставте лампочку і спостерігайте. Ви помічаєте, що порошок сам собою *розжарюється* — відбувається виділення тепла.

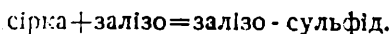
Дайте утвореній речовині пристигнути. Розбийте пробірку і відокремте куски скла. Добута речовина не схожа ні на взятий порошок, ні на залізо, ні на сірку.

Розітріть речовину в ступці на порошок. Колір порошку не схожий на колір взятого. Збовтайте виготовлений порошок з водою — порошок тоне. Результати цілком інші, ніж для спочатку взятого порошку.

Після нагрівання суміші у нас утворилася нова якість — нова речовина з новими властивостями. Вона утворилась при хімічному *сполученні* сірки з залізом. Ці *дві* речовини утворили *одну* нову речовину, до складу якої вони і ввійшли. Ця речовина називається *залізо-сульфідом*. Відбулася хімічна реакція, обернена реакції розкладу. Вона називається реакцією сполучення. При реакції сполучення з двох речовин утворюється одна нова речовина.

Речовину, добуту при реакції сполучення, залізо-сульфід, можна назвати: „хімічна сполука сірки з залізом“ або просто — „сполука сірки з залізом“.

Реакцію можна зобразити так :

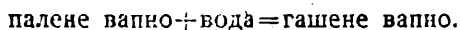


Спостерігаючи явища, що відбуваються при реакції між сіркою й залізом, деякі учні думають, що тут суть у тому, що сірка або залізо „згорають“. Вони мають рацію тільки почасти. Справді, невелика частина нагрітої сірки на поверхні порошку, там, де він стикається з повітрям, загорається, і ми бачимо подум'я горящої сірки, але це тільки невелика частина, — головна ж маса сірки не згорає, а сполучається з залізом. При цьому сполученні, як і при горінні, відбувається *розігрівання*, маса розжарюється.

Реакція між сіркою і залізом відбулася б і в тому разі, коли взяти більше заліза або більше сірки, ніж 3,5 г і 2 г, але при цьому залишилися б або сірка, або залізо, що не сполучилися.

З сіркою можуть сполучатися багато металів: мідь, цинк, алюміній і ін. Реакції тут відбуваються так само у певних вагових відношеннях: на 4 г міді — 1 г сірки, на 2 г цинку — 1 г сірки і на 2,7 г алюмінію — 4,8 г сірки.

Для того щоб викликати реакцію, ми в розглянутих випадках користувалися нагріванням, але бувають і такі випадки, коли речовини сполучаються між собою і без попереднього нагрівання. Прикладом може служити застосовувана в техніці реакція сполучення паленого вапна (стор. 9) з водою, або „гашення“ вапна. Вапно просто обливають водою. Відбувається сильне розігрівання, вапно розсипається на порошок, і утворюється нова речовина з новими властивостями — гашене вапно:



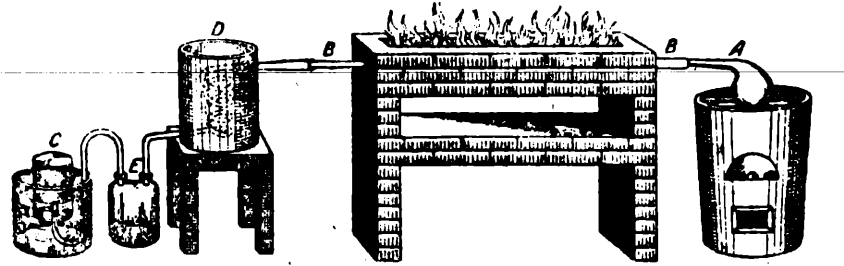
Суміш гашеного вапна з піском і водою застосовується як будівельний матеріал.

Розігрівання або, як звичайно говорять, *виділення тепла* є характерною ознакою багатьох хімічних реакцій сполучення. Іноді це виділення тепла дуже велике, як при горінні дерева та інших речовин, при реакції між сіркою й металами, іноді менше, як при гашенні вапна. З того, що виділяється тепло, ми можемо зробити висновок, що відбулася хімічна реакція. Якщо ж тепло не виділяється, то ми можемо припускати, що ніякої нової речовини не утворилося, що реакція не відбулася, а утворилася тільки суміш. Але це буде тільки припущення, бо бувають і такі реакції сполучення, при яких тепло не виділяється. Для розв'язання питання потрібне більш докладне дослідження, що довело б неоднорідність добутої суміші або утворення нової речовини.



### Запитання для повторення.

1. Чим відрізняється хімічне явище від фізичного?
2. Які типи хімічних перетворень ви знаєте?
3. Назвіть речовини, які ви розкладали. Що ви добули?
4. Зобразіть пророблені реакції схемами.
5. Подайте приклад застосування реакції розкладу на виробництві.
6. Наведіть приклади реакції сполучення.
7. Подайте приклади хімічних перетворень на близькому до вас виробництві.



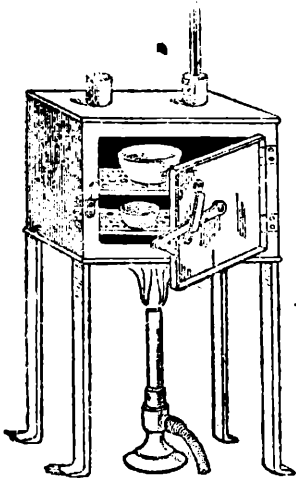
## II. ВОДА.

Для того щоб ознайомитися з тим, як вивчаються речовини, спинимося на одній певній речовині і спробуємо вивчити її більш чи менш докладно. Візьмемо для цього найзвичайнішу речовину — *воду*.

**1. Вода в природі.** Вода є однією з найпоширеніших речовин. В рідкому і твердому стані, у вигляді морів, озер, рік, снігу, льоду, вода займає близько 71% земної поверхні. Вона просочує землю, гірські породи, є у вигляді пари в повітрі, входить до складу тварин і рослин. В тілі людини вода становить близько 75% ваги, в деяких овочах, як огірки, води міститься 95% і більше.

Кількість води звичайно визначають висушуванням речовин при 100°.

На мал. 14 показано спосіб висушування, застосовуваний в хімічних лабораторіях. Висушувана речовина вміщується в чашку, зважується і ставиться на полицю *сушильної шафи*, нагріваної пальником або електрикою. Температура поступово підвищується і під кінець підтримується трохи вище 100°. Чашка з речовиною перебуває в сушильній шафі при цій температурі, поки вага чашки з речовиною при повторних зважуваннях не перестане зменшуватись.

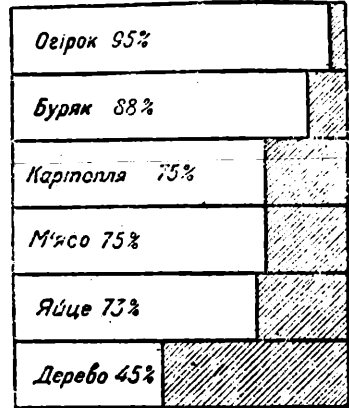


Мал. 14. Сушильна шафа.

На діаграмі (мал. 15) подано вміст води в різних рослинних і тваринних продуктах.

Природна вода ніколи не буває цілком чистою. В ній можуть міститися як нерозчинні *домішки*, іноді помітні на око, бо вони роблять воду каламутною, так і розчинні. Присутність розчинних домішок із зовнішнього вигляду води звичайно непомітна. Вода може бути безбарвна і прозора, але після випарювання дає *залишок*. Така вода часто утворює накип у котлах і самоварах.

Нерозчинні речовини, що є в воді у вигляді каламуті, або, як кажуть, у змуленому стані, або у вигляді *суспензії* (слово взяте з латинської мови і має те саме значення, що й слова „у змуленому стані“), можуть бути найрізноманітніші: найдрібніші частинки піску, глини та інших гірських порід, залишки рослин та тварин і, нарешті, живі мікроскопічні істоти — різні інфузорії, бактерії та інші мікроорганізми. Серед них можуть бути й такі, що спричиняють різні захворювання, — *хвороботворні* мікроорганізми (мал. 16).



Мал. 15. Вміст води (незаштр.) в різних продуктах.

Вода має *величезне значення* в нашому житті. Ми користуємося водою для пиття, для готування їжі, для миття, для водяного опалення тощо. Без води неможливе сільське господарство, бо вода необхідна і для рослин, і для тварин. Вода рік, озер і морів дає нам зручні й найдешевші шляхи сполучення. Ми користуємося водою як рушійною силою не тільки для млинів, але й для таких грандіозних споруд, де падання води використовується для добування величезної кількості електричної енергії. Вода необхідна при будівництві для замішування глини, вапна, цементу.

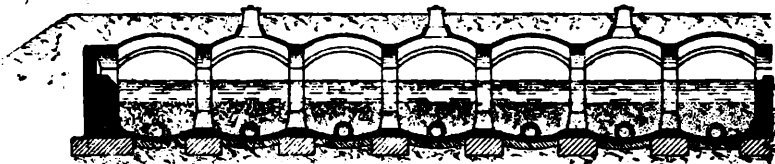


Мал. 16. Хвороботворні мікроорганізми, що трапляються у воді (збільшено в 3000 раз).

Майже жодне *виробництво* не може обійтися без води. Вода потрібна для парових котлів і турбін, для різних холодильників, для розчинення різних речовин, для промивання, відмивання, розмочування, для фарбування, дублення тощо.

*a* — бактерії тифу, *b* — бактерії холери, *c* — стафілококи, що спричиняють нагноєння.

**2. Очистка води і фізичні властивості чистої води.** І для пиття, і для багатьох виробництв природну воду доводиться *очищати*.



Мал. 17. Міський фільтр у розрізі.

Для відокремлення від води змулених домішок воду фільтрують. Для фільтрування води звичайно вживаються *пісочні фільтри*. У великих містах пісочні фільтри будуються величезних розмірів, площею до кількох гектарів. Найпростіші пісочні фільтри — це вириті в землі басейни, оброблені непронускаючим воду матеріалом (цементом), покриті склепіннями, поверх яких насипається шар землі, що забезпечує воду від нагрівання влітку і від замерзання взимку. В басейни кладеться шар піску. Вода, що фільтрується, збирається в розміщені на дні труби, до яких надходить до водопроводу (мал. 17 і 18).



Мал. 18. Внутрішній вигляд міського фільтра, з якого видалено пісок (з фотографії).

Фільтрування через пісок не цілком звільняє воду від мікроорганізмів. Тому в місцевостях, де в воді багато хвороботворних мікроорганізмів вода на водопровідних станціях, крім фільтрування, ще знешкоджується додаванням різних убиваючих мікроорганізми (дезинфікуючих) речовин, як хлор<sup>1</sup> (хлорування води).

Якщо вода не знешкоджується або недостатньо знешкоджується хімічним способом, то для того щоб убити хвороботворні організми, воду перед уживанням кип'ятять.

*Цілком чистою*, що не має ні змулених, ні розчинених речовин, воду можна добути перегонкою, або дистиляцією (*дистильована вода*); з якою ми вже знайомі (стор. 5).

Пригадаємо *фізичні властивості* чистої води, які повинні бути знайомі з курсів природознавства і фізики.

*Питому вагу* води приймають за одиницю. Вода *кипить* при 100° С, *замерзає* при 0° С.

*Колір води*. Ми вважаємо воду безбарвною, але справді вона світлоблакитного кольору і тільки в тонкому шарі здається безбарвною, подібно до віконного скла (якщо подивитись на кусок скла з ребра, то ясно видно, що скло має зеленуватий або синюватий колір).

*Смак води*. Чисту дистильовану воду, порівняно з питною водою, ми називаємо несмачною. Джерельна і взагалі добра питна вода здається нам смачною тому, що в ній є розчинені солі та гази; цілком же чиста вода несмачна.

<sup>1</sup> Хлор — струйний газ. З водою хлор поступово утворює хлоридну кислоту, слабкий розчин якої для нас нешкідливий.

Вода погано проводить *тепло* і майже не проводить *електрики*.

**3. Вода — розчинник.** Вода є *розчинником* для дуже багатьох речовин як твердих, так рідких і газоподібних.

Ми вже зустрічалися з розчинами і знаємо, що розчином можна вважати рідину, яка містить сторонню речовину, але цілком однорідну, в якій не можна виявити ніяких змулених частин і ніякої кадамуті. У звичайному житті розчином часто неправильно називають розбавтане у воді вапно або розбавтану глину. Це, звичайно, не розчини, а *суспензії* (стор. 14).

Речовини можна розподілити на добре розчинні, мало розчинні і нерозчинні.

**Задача.** Одержіть у викладача пробірки з відмірними кількостями води і розчиніть у них різні видані викладачем тверді речовини. У пробірки, де взяті речовини розчинились цілком, додавайте їх потроху ще доти, поки вони не перестануть розчинятися, ввесь час продовжуючи збовтувати розчин.

Нагрійте рідину в пробірках з речовинами, що не розчинились цілком, майже до кипіння (не кип'ятіть!) і, якщо речовина розчиниться, додавайте ще. Охолодіть розчини, добуті при нагріванні, і спостерігайте наслідок.

Характеризуйте розчинність даних вам речовин (добре розчинна, мало розчинна, нерозчинна).

Чи можна речовини, які при збовтуванні і після нагрівання не розчинились, вважати нерозчинними? Може, вони хоч трохи розчиняються? Подумайте, як розв'язати це питання.

Розчин, в якому дана речовина при даній температурі вже більше не розчиняється, називається насиченим розчином.

Для більшості твердих речовин з підвищенням температури розчинність збільшується.

Розчинність даної речовини при даній температурі можна характеризувати числом грамів речовини, здатним розчинитися в 100 г розчинника. Це число називається *коефіцієнтом розчинності*, або просто *розчинністю* даної речовини.

Розчинність різних речовин дуже різна. Так, в 100 г води при 20° може розчинитися 200 г цукру, 36 г кухонної солі, 31 г селітри, 23 г мідного купоросу, 0,2 г гіпсу і т. д.

Збільшення розчинності від нагрівання для різних речовин різне. Розчинність селітри збільшується значно, кухонної солі — дуже мало.

Крім води, і інші рідини можуть бути розчинниками. Так, різні жири добре розчиняються в бензині, смоли — в спирті та скипидарі, деякі метали — в ртуті тощо. При цьому, якщо речовина добре розчиняється в одному розчиннику, вона може зовсім не розчинятися в іншому. Всім відомо, що жири, які добре розчиняються в бензині, зовсім не розчиняються у воді. Розчинністю жирів та масел у бензині користуються на практиці для виведення плям; розчинністю смол у спирті — для виготовлення лаків та політур тощо.

Речовини, розчинність яких при нагріванні збільшується, при охолодженні розчину знову виділяються. Вони нерідко виді-

ляються у вигляді кристалів — многогранників, тіл, обмежених плоскими поверхнями.

**Спроба 1.** Щоб утворилися великі кристали, розчиніть при нагріванні в колбочці 10 г селітри в 13 см<sup>3</sup> води. Вилийте гарячий розчин у стакан, прикрийте його папірцем і дайте поволі охолоджуватися. На дні стакана з'являться кристали у вигляді тонких призм.

**Спроба 2.** Приготуйте розчин кухонної солі, насичений при звичайній температурі. Коли сіль перестане розчинятися, нагрійте розчин. Ви не помітите, щоб розчинність значно збільшилась. Для перевірки злийте гарячий розчин з осаду в стакан і дайте охолотитися. Кристалів випадє дуже мало.

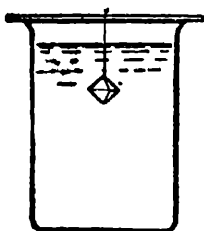
Даєте стаканові з остигаючим розчином постояти кілька днів. У міру випаровування води кількість кристалів, що виділилися, збільшиться, і вони зробляться більшими.

Речовини можуть виділятися з розчину в формі кристалів не тільки при охолодженні насиченого розчину, але й при повільному випаровуванні з розчину води при звичайній температурі. Цим користуються для добування солі з морської води та з води соляних джерел.

Розчиненням і виділенням з розчину розчиненої речовини користуються в лабораторіях для відокремлення розчинних речовин від нерозчинних.

**Задача.** Спробуйте очистити нечисту кухонну сіль від нерозчинних домішок. Обміркуйте хід роботи і порадьтеся з викладачем.

При виділенні з розчину відразу великої кількості кристалів вони наче заважають рости один одному і виходять неповними.



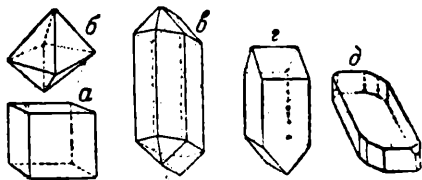
Мал. 19. Вирощування кристала.

Але якщо вибрати один невеликий, добре утворений кристал, відокремити від решти і вмістити в насичений розчин відповідної речовини, наприклад, підвісити на нитці (мал. 19), то речовина виділяється переважно на підвишеному кристалі. Кристал поступово і цілком рівномірно збільшується, зберігаючи свою первісну форму.

Якщо кристалові ніщо не заважає правильно рости, то він з усіх боків буде обмежений *плоскими поверхнями, гранями*, при чому кожні дві сусідні грані утворюють одна з одною певні двогранні кути; сталі для даної речовини.

Форма, в якій кристалізується дана речовина, служить для неї характерною ознакою, наприклад, кухонна сіль завжди кристалізується у формі *кубів* (мал. 20, а); галун — у формі *окта-*

едрів (б); селітра — у формі *призм* (в); гірка сіль, або магній-сульфат, також у формі *призм* (г); мідний купорос — у вигляді зовсім іншої форми *призм* (д).



Мал. 20. Форми кристалів.

а — кухонна сіль, б — галун, г — селітра, г — магній-сульфат, д — мідний купорос.

Форма кристалів не є чимсь випадковим. Часточки речовин, утворюючи кристалічні тіла, розміщуються в просторі певним способом. Можна знайти ряд закономірностей, яким підлягають форми кристалів, і розподілити кристали на кілька певних „систем“. Вивченням кристалів займається наука *кристалографія*.

Крім зовнішньої форми, кристали мають і інші *характерні особливості*. Так, речовина в кристалі, будучи у всіх своїх частинах хімічно однорідною, має, проте, в різних напрямках неоднакові фізичні властивості. Для того щоб пояснити цю особливість кристалів на прикладі, уявимо собі, що з якогонебудь кристала вирізано кілька стриженьків однакових розмірів, але так, що напрями їх в тілі кристала перетинаються між собою під різними кутами (мал. 21). При дослідженні цих стриженьків виявляється, що вони розламуються неоднаково легко і під різними кутами, мають різні оптичні властивості, різні теплопровідності тощо.

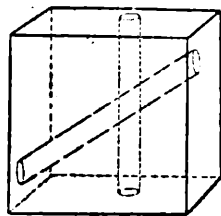
У багатьох кристалах відміна властивостей в різних напрямках різко виявляється в так званій *спайності*, яка полягає в тому, що кристали легко розколюються в деяких певних напрямках. Так, наприклад, кусок кам'яної солі при розбиванні розколюється по взаємно перпендикулярних площинах, так що утворені куски звичайно мають форму паралелепіпедів. Прекрасний приклад спайності становить слюда, яка, як відомо, легко розділяється на тонкі пластинки.

На підставі описаних властивостей кристалів ми можемо називати речовину *кристалічною* і в тому разі, якщо вона не має *форми* кристала.

Речовини, в яких ми не можемо виявити ознак кристалів, у яких властивості по всіх напрямках однакові, ми називаємо некристалічними, або *аморфними* (від грецького слова „аморфос“ — безформний).

Прикладами аморфних речовин можуть бути: скло, целулоїд, желатина, смола, гуміарабік тощо.

Штучно можна надати кускові скла форми куба і відшліфувати його грані. З другого боку, можна позбавити кристал кухонної солі плоских граней, наприклад, надавши йому форми кулі. Та все ж легко виявити, що у першому випадку, не зва-



Мал. 21. Стриженьки, вирізані з кристалів кухонної солі.



жаючи на зовнішню форму кристала, ми маємо речовину аморфну, у другому — речовину кристалічну. При ударі скляний куб буде розколюватися на куски неозначеної форми, тоді як куля з кухонної солі розколюватиметься в напрямках цілком певних і даватиме куски правильної форми (паралелепіеди).

Дуже багато речовин відомі і як аморфні речовини і як кристалічні. Тому говорять, що речовини можуть бути в *кристалічному і аморфному станах*. Так, відомий нам чорний порошок мідь-оксиду є мідь-оксид в аморфному стані. Той самий мідь-оксид трапляється в природі в кристалічному стані у вигляді так званої чорної мідної руди. Гашене вапно утворюється звичайно в аморфному стані, але його можна добути також у вигляді блискучих кубічних кристалів.

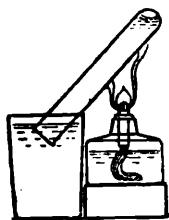
Кристали можуть утворюватися не тільки з *розчинів*, але й *при застиганні рідких речовин* (лід — речовина кристалічна; при застиганні розтоплених металів утворюється маса кристалічної будови), *при охолодженні пари* деяких речовин (як, наприклад, йоду), *при деяких хімічних реакціях*.

*Рідини* можуть розчинятися в інших рідинах або у всякій пропорції, як спирт і вода, бензин і гас тощо; або можуть зовсім не розчинятися, як ртуть і вода, олія й вода; або в деяких випадках, як, наприклад, вода і сірчаний ефір, розчиняються одна в одній частково.

**Спроба 3.** Збовтайте олію з водою і дайте постояти. Олія **впливе** наверх.

Для того щоб переконатися, що *гази* можуть розчинятися у воді, зробіть таку спробу.

**Спроба 4.** Налийте свіжою водою з водопроводу або з колодязя пробірку доверху, опустіть отвором у стакан з водою і кінець нагрівайте, як показано на мал. 22 (не кип'ятіть!). У верхній частині пробірки збираються бульбашки повітря, що виділилося з води.



Мал. 22. Виділення з води розчиненого в ній повітря.

Розчинність газів від нагрівання зменшується, від охолодження збільшується. Чим холодніша вода, взята для спроби, і чим сильніше її нагрівати, тим більше повітря виділиться з неї при нагріванні.

Кип'ятінням можна видалити з води всі розчинені в ній гази.

Розчиненням у воді повітрям дихають риби: вони неперервно пропускають воду через зябра, які заміняють їм легні.

Розчинність у воді газів збільшується при збільшенні *тиску*, під яким перебуває газ. При виготовленні лимонаду, ситра та інших напівків у пляшки нагнітається під тиском вуглекислий газ, який розчиняється у воді в значній кількості. При відкриванні пляшки тиск газу зменшується, робиться рів-

ним атмосферному, і розчинений у воді газ з шипінням виділяється з розчину.

**4. Склад води.** Одним з важливих питань при вивченні якоїнебудь речовини є питання про її склад: чи складна ця речовина, чи не складна, тобто чи можна її розкласти або скласти з інших речовин, чи не можна. *Вода є речовина складна.* Її можна розкласти електричним струмом.

Чиста вода електричного струму майже не проводить (стор. 16). Тому для спроби береться не чиста вода, а розчин якоїнебудь речовини, яка при спробі лишається в розчині з тій же кількості, в якій вона була взята, і не змінена хімічно (сульфатна кислота, натрій-гідроксид, вапно, сода).

Прилад для цієї спроби зображений на мал. 23.

Якщо замкнути струм, то *електроди* — пластинки, що знаходяться у воді, почнуть вкриватися бульбашками газів, які, піднімаючись, скупчуються у вміщених над електродами пробірках. Об'єм газу, що збирається в одній з пробірок, *вдвоє більший*, ніж у другій. Легко перекопатися, що добути газу різні і відрізняються від повітря. Підносячи тліючу скалочку до отвору тієї з пробірок, в якій менше газу, ми помічаємо, що скалочка спалахує. Це знайомий нам *кисень* (стор. 9). Другий газ горючий. Його можна запалити. Газ цей — *водень*.

Реакцію розкладу води можна зобразити рівністю:

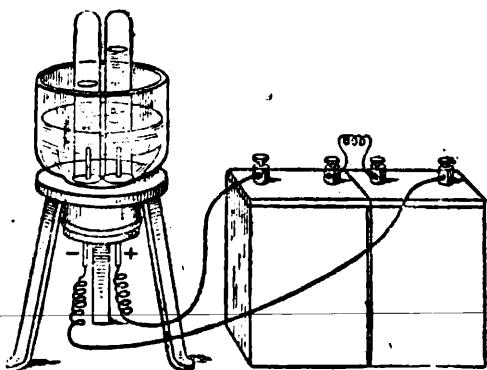


Отже, вода — речовина складна. При розкладі води утворюються *два об'єми водню і один об'єм кисню*.

Що ж за біла речовина складна, можна зробити висновок не тільки на підставі спроби з пропусканням через воду електричного струму, а й на основі *реакції* між водою і деякими металами.

**Спроба.** У пробірку з невеликою кількістю води, 1—2 см<sup>3</sup>, киньте трошки стружок металу *кальцію* і газ, що виділяється, *випробуйте* запаленою скалочкою. Це — *водень*.

Що ж за біла речовина утворилася замість кальцію? Ця речовина — знайоме вам *гашене вапно*. Ви в цьому легко можете перекопатися на спробі. Додайте у пробірку, в якій ви діяли водою на кальцій, трохи води, сильно збовтайте і відфільтруйте частину розчину в другу пробірку. Щоб перекопатися, що від-

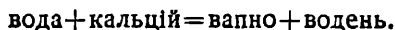


Мал. 23. Прилад для розкладу води електричним струмом.

фільтрована рідина є вапняна вода, тобто розчин вапна у воді, продувайте через воду по трубочці видихуване повітря, — вода мутніє.

Вапно — речовина складна. До складу його входить кальцій, яким ми діємо на воду.

Реакцію між кальцієм і водою можна зобразити так:



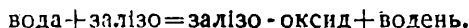
Те, що вода — речовина складна, вперше було доведено славетним французьким ученим А. Лавуазьє (Lavoisier, 1743 — 1794) в кінці XVIII ст.

Лавуазьє також спостерігав реакцію між водою і металом. Тільки він брав не кальцій, який тоді ще не був відомий, а залізо, що вступає в реакцію з водою тільки в розжареному стані. На мал. 24 зображено прилад Лавуазьє.

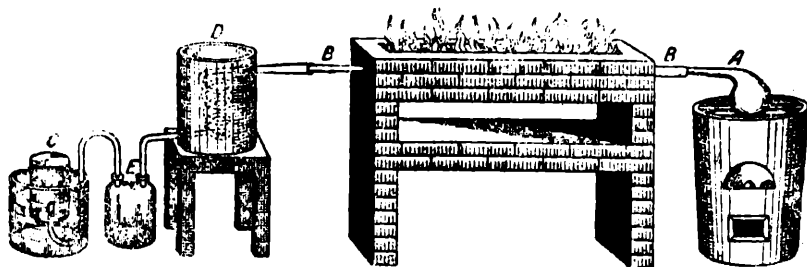
Пара води, що кипіла в реторті А, проходила через розжарену на жаровні залізну трубку В. Водень, що виділявся при реакції між водою й залізом, збирався в посудині С; пара води, що не встигла вступити в реакцію з залізом, охолоджувалась у холодильнику D, і вода збиралася в склянці Е.

Лавуазьє виявив, що залізна трубка вкривається всередині чорним шаром. Це — сполука заліза з киснем — магнітний залізо-оксид (притягується магнітом).

Реакцію між водою і залізом можна зобразити так:

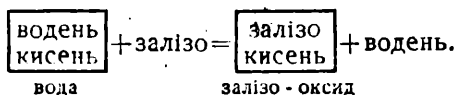


Реакція, що відбувається між водою і металом, не є ні реакцією сполучення, при якій з двох речовин утворюється одна, ні реакцією розкладу, при якій з однієї речовини утворюються дві або кілька нових речовин. Ми беремо *дві речовини* — воду і метал і добуваємо *дві нові речовини*: оксид металу і водень. Цей новий для нас тип хімічної реакції має назву **реакції заміщення**.



Мал. 24. Прилад Лавуазьє для розкладу води.

Реакцію між водою і залізом можна зобразити наочніше, якщо вмістити складові частини води і залізо-оксиду в рамочки:



В складі води залізо *замістило* водень, ніби стало на його місце, утворивши залізо-оксид, а водень виділився у вільному вигляді.

Крім кальцію й заліза, є й інші метали, що вступають у реакцію з водою, як магній, цинк, алюміній; але є багато металів, ~~що не вступають у таку реакцію, як мідь, ртуть, срібло.~~

#### Запитання для повторення.

1. Як визначити процент води в капусті?
2. Яку частину земної поверхні займає вода?
3. Які домішки бувають у природній воді?
4. Чому в деяких місцевостях не можна пити сирої води?
5. Від чого утворюється накип у котлах?
6. Чи можна назвати цілком чистою прозорою й безбарвною джерельну воду?
7. Як добути цілком чисту воду?
8. Перелічіть фізичні властивості чистої води.
9. Як переконатися, чи дана речовина розчинна у воді, чи ні?
10. Що таке насичений розчин?
11. Що таке розчинність?
12. В яких випадках розчинена речовина виділяється з насиченого розчину?
13. В якому вигляді звичайно виділяється з насиченого розчину розчинна **тверда** речовина?
14. Чим кристалічні речовини відрізняються від некристалічних? Як називаються некристалічні речовини?
15. Від чого залежить розчинність газів у воді?
16. Як впливає на розчинність газів у воді підвищення температури і як підвищення тиску?
17. Як можна розкласти воду? Напишіть схему реакції розкладу води.
18. В якому відношенні знаходяться об'єми газів, що утворюються при розкладі води?
19. З якими металами вступає в реакцію вода? Напишіть відповідні схеми реакцій.
20. Що таке реакція заміщення?

### III. КИСЕНЬ І ВОДЕНЬ.

Ми ознайомилися з властивостями води, довідалися, що вода — речовина складна і складається з водню й кисню. Вивчення якої-небудь речовини було б неповним, якби ми не ознайомилися з властивостями складових частин цієї речовини.

1. **Добування і властивості кисню.** Ми добували кисень при розкладі ртуть-оксиду. Кисень безбарвний і не має запаху, він трохи важчий від повітря. Один літр повітря при нормальних умовах важить 1,29 г, один літр кисню важить 1,43 г. Кисень мало розчинний у воді, тому його і можна збирати над водою<sup>1</sup>

<sup>1</sup> В 100 об'ємах води розчиняються 4 об'єми кисню.

Звичайно при добуванні кисню в лабораторії користуються *бертолетовою сіллю*.

**Спроба.** Насипте в цілком чисту й суху пробірку трохи бертолетової солі, ні в якому разі не більше як на  $\frac{1}{2}$  см (як на мал. 11 на стор. 9), і нагрівайте. Спочатку сіль топиться, а потім починає неначе кипіти. Це вже розкладається сіль — виділяється кисень. Випробуйте його тліючою скалочкою.

Розклад бертолетової солі можна прискорити з допомогою чорного порошку манган-оксиду<sup>2</sup>. Візьміть у другу пробірку стільки ж бертолетової солі, як і в перший раз. Нагрійте її до топлення, але не до початку розкладу. Всыпте у розтоплену сіль невелику пучку манган-оксиду і відразу ж випробуйте тліючою скалочкою. Ви спостерігаєте бурхливе виділення кисню.

При наявності манган оксиду бертолетова сіль починає розкладатися з більшою швидкістю при далеко нижчій температурі, ніж без манган-оксиду<sup>3</sup>. Манган-оксид при цьому лишається незмінним і не витрачається, а є тільки прискорювачем реакції, яка сама по собі йде дуже повільно.

З явищем прискорення реакції за допомогою деяких речовин, що лишаються по закінченні реакції незмінними, ми часто зустрічимося і далі. Речовини, що прискорюють реакцію, мають назву **каталізаторів**, саме ж явище називається **каталіз**. Для різних реакцій застосовуються різні каталізатори.

Звичайно при добуванні кисню з бертолетової солі користуються сумішшю *бертолетової солі з манган-оксидом*.

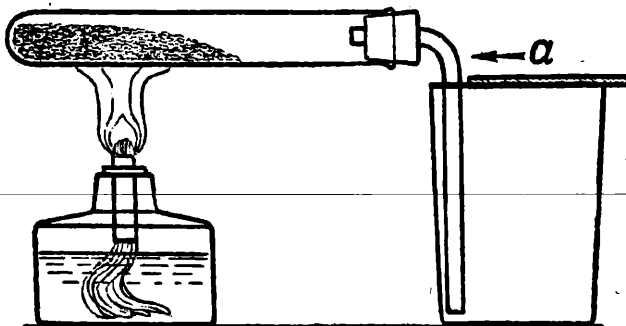
З *бертолетовою сіллю* треба поводитися дуже **обережно** і ні з чим її не змішувати, крім манган-оксиду. Суміш бертолетової солі з багатьма речовинами, наприклад, з вугіллям, сіркою, навіть з кусочками паперу, дає при нагріванні **небезпечні вибухи**. Пробірка, в якій робляться спроби з бертолетовою сіллю, має бути цілком чиста.

Примітка. Бертолетова сіль дістала свою назву від імені славного французького хіміка, що вперше її добув, Бертоле (Berthollet), сучасника Лавуазьє.

<sup>2</sup> Цей манган оксид часто називають манган-пероксидом. Це назва застаріла, бо своїми властивостями він належить не до пероксидів, а до іншого класу хімічних сполук (до ангідридів, див. нижче).

<sup>3</sup> Чисту бертолетову сіль, для того щоб вона розкладалась досить швидко, треба нагрівати приблизно до 400°; з домішкою ж манган-оксиду досить нагріти до 200°.

2. Збирання кисню і спалювання в ньому різних речовин. Тому що кисень трохи важчий від повітря, то його можна збирати не над водою, а витісняючи ним повітря з посудини, яку наповнюють киснем. На мал. 25 показано наповнення киснем



Мал. 25. Прилад для добування кисню.

стакана. Газовідвідна трубка занурена майже до дна стакана. Стакан прикритий куском картону *а*. Кисень збирається на дні стакана і, витісняючи повітря, поступово наповнює стакан доверху.

Для того щоб встановити, чи наповнився стакан киснем, трохи зсувають вбік картон і на дуже короткий час занурюють у стакан тліючу скалочку. Якщо стакан наповнився киснем, скалочка спалахує біля самого отвору стакана.

**Спроба.** Змішайте на чистому аркуші паперу (не в ступці!) 2 ложки бертолетової солі і 1 ложку манган-оксиду. Пересипте у пробірку, укріпіть її на штативі горизонтально, як на мал. 25, і нагрівайте суміш, починаючи від дна пробірки. Збирайте кисень у стакан або в банку. Час від часу випробовуйте тліючою скалочкою, але не залишайте її горіти в кисні, щоб його не витратити, а відразу ж виймайте.

Як тільки посудина наповниться киснем, підніміть штатив разом з пробіркою і відставте наповнену посудину, закривши її картоном, а на місце її поставте порожню.

Наповнивши чотири посудини, спаліть у них нижче-зазначені речовини.

1. Розжарте в полум'ї лампочки кусочок деревного вугілля, тримаючи його щипцями або пінцетом, і роздуйте, щоб він почав тліти. Покладіть на ложечку з довгою ручкою (мал. 26) і опустіть у банку з киснем. Вугілля продовжує горіти без полум'я (тліти), але набагато яскравіше, ніж на повітрі, утворюючи *вуглекислий газ*.

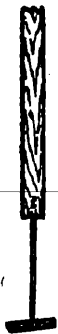


Мал. 26  
Ложечка  
для спалювання  
речовин  
у кисні.



Прилийте вапняної води, закрийте посудину долошею і добре збовтайте. Вапняна вода каламутніє.

2. Покладіть на ложечку з довгою ручкою (мал. 26) кусочок сірки з горошину завбільшки або трохи порошок сірки. Нагрійте на лампочці, поки сірка не загориться. Опустіть у посудину з киснем майже до дна.



Сірка горить яскравим полум'ям синьо-фіолетового кольору. Утворюється сполука з киснем — сірчистий газ, оксид, що має різкий запах.

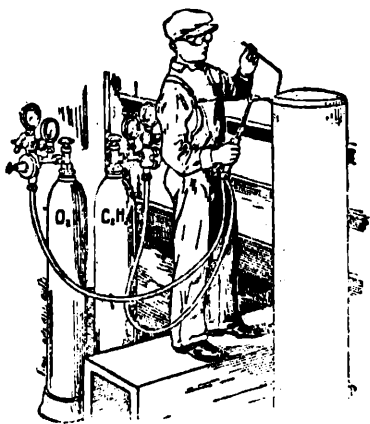
3. Для спалювання заліза, яке на повітрі, як відомо, не горить, скористуйтесь тонкою голкою. Застроміть голку вушком у кінець скалочки (мал. 27). На вістря голки насадіть кусочок сірника, запаліть сірник і опустіть у банку з киснем. Спочатку згорить сірник, а потім загорається й голка (замість голки можна взяти тонку дротинку, наприклад, балалаечну струну). Утворюється магнітний залізо-оксид.

Мал. 27.  
Голка,  
укріплена  
в скалочці.

Так само енергійно горять у кисні і багато інших речовин. Так, наприклад, фосфор горить сліпучо білим полум'ям, утворюючи тверду сполуку з киснем у вигляді найдрібнішого порошку („білий дим“).

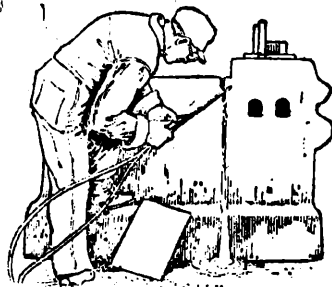
Свічка горить у кисні яскравим білим полум'ям, яке світить як електрична лампочка.

3. Застосування і технічні способи добування кисню. Горіння в кисні застосовується на практиці в тих випадках, коли потрібно щось дуже сильно нагріти, мати дуже високу температуру, наприклад, для топлення, зварювання і різання металів з допомогою киснево-ацетиленових пальників (мал. 28 і 29). У цих пальниках горить газ ацетилен, що змішується біля отвору пальника з киснем.



Мал. 28 Зварювання заліза з допомогою киснево-ацетиленового пальника. Дріт, який майстер тримає в руці, топиться й заповнює шво зварюваного предмета.

На ці роботи потрібно дуже багато кисню. Крім того, кисень застосовується для врятування отруєних газами як на війні, так і на виробництві: потерцілому



Мал. 29. Різання металу з допомогою киснево-ацетиленового полум'я.

дають дихати киснем. Те саме роблять і при деяких захворюваннях.

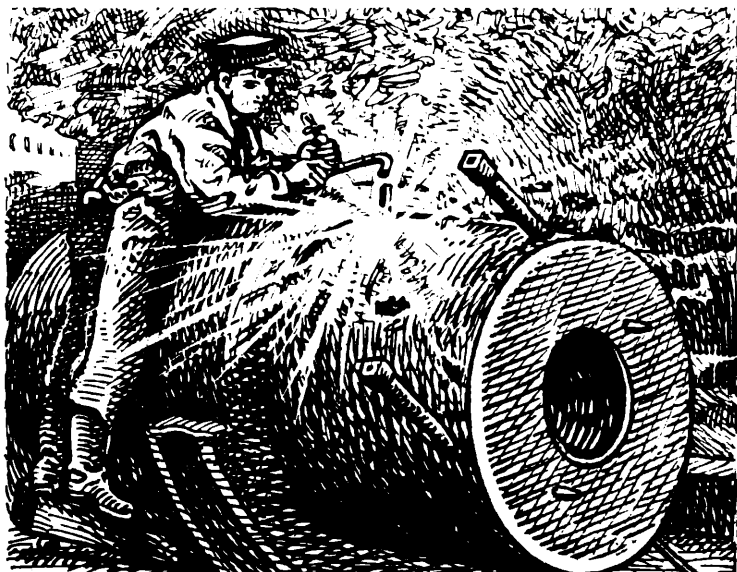
Запаси кисню в сталевих циліндрах беруть з собою *авіатори*, що піднімаються на дуже велику висоту, де повітря сильно розріджене і дихати важко.



Киснем також користуються для дихання рятувальні загони в ковальнях на випадок вибухів рудничного газу, коли атмосфера отруєна чадним газом, що утворився під час вибуху. Подібний загіг зображено на мал. 30. У робітників за спиною видно сталеві циліндри, в які накачаний кисень.

Протигази з сталевими циліндрами (балонами), наповненими киснем, застосовують також у оборонній справі для захисту від отруйних речовин (мал. 31).

Мал. 30. Рятувальний загін у ковальнях що має сталеві циліндри з киснем, укріплені за спиною. Кисень з циліндра надходить у гумовий мішок, який міститься в запобіжній коробці, а звідти по трубці — до ривмаски, надітої на лице.



Нарешті, кисень застосовується і в деяких суто хімічних виробництвах.

Як же добувається кисень у великих кількостях для технічних потреб?

Всі речовини, якими користуються для добування кисню в лабораторії, для промислових потреб непридатні. Ці матеріали, виготовлені штучно, дорогі. Для масового виробництва старіються виходити з природних, легко добуваних матеріалів. Тут складність самого виробництва, дорожнеча апаратів відіграють меншу роль. Дорогий і складний апарат немає ніякої рації будувати тоді, коли продукту потрібно небагато. В такому випадку вигідніше взяти дорогий матеріал, з якого легко й просто добути потрібний продукт без будьяких особливих пристосувань. При масовому ж виробництві складні пристосування й апарати поступово окупляться, і продукт, добутий з дешевого матеріалу, коштуватиме дешево.

Є два скрізь приступні природні матеріали, що мають кисень,— це *вода* й *повітря*. Обидва ці матеріали й використовуються технікою. Ми знаємо, що з води кисень можна добути одночасно з воднем з допомогою розкладу електричним струмом (стор. 20), або *електролізу*. Цим і користуються в техніці.

З повітря кисень виділяється складним способом, на якому ми не спінятимемося.

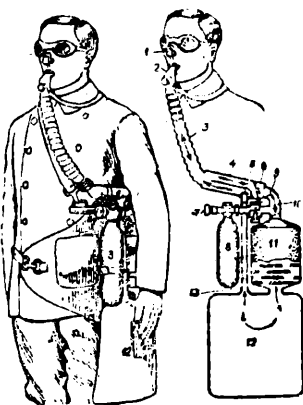
Добуваний кисень накачується під тиском у сталеві циліндри, „балони“ (мал. 32), в яких і надходить на виробництво.

**4. Добування водню.** Другою складовою частиною води є *водень*. Ми маємо ознайомитися докладніше з способами добування водню, з його фізичними та хімічними властивостями, а для цього його треба добути в достатній кількості.

Для добування водню в лабораторіях звичайно користуються не водою, а *сульфатною* або *хлоридною* кислотою, до складу яких, як і до складу всіх інших кислот, входить *водень*.

Водень з кислот можна виділити, як і з води, з допомогою металів. Користуються звичайно *цинком*. Кислота завжди береться у вигляді *розчину* у воді.

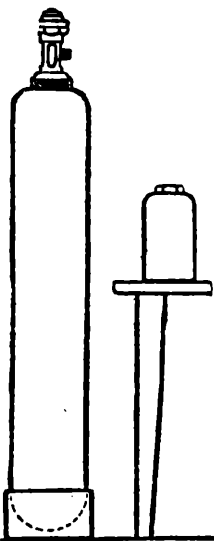
**Спроба 1.** Облийте кусочки цинку у пробірці кислотою, взявши трохи розчину кислоти, 1—2 см<sup>3</sup>. Коли водень почне



Мал. 31. Протигаз для дихання киснем із сталювого балона.

1 — носовий затискач; 2 — загубник; 3 — сполучна гумова трубка; 4 — клапанна камера; 5 — вдихальний клапан; 6 — видихальний клапан; 7 — вентиль кисневого балона; 8 — кисневий балон; 9 — фініметр (показує кількість кисню, що залишився в балоні); 10 — кнопка, що відкриває й закриває отвір для виходу кисню в подушку через патрон; 11 — патрон з калій-гідроксидом, що вбирає видихуваний вуглекислий газ; 12 — кисневий подушка; 13 — трубка охолодник.

сильно виділятися, піднесіть до отвору пробірки полум'я сірника. Зверніть увагу, що водень іноді загорається спокійно, а іноколи з різким свистом — з вибухом. Суміш водню з повітрям вибухає.



Мал. 32. Балон з киснем.

Коли виділення водню припиняться, розв'яжіть питання, чи утворюється при реакції між металом і кислотою ще щонебудь, крім водню. Для цього вмістіть на край куска скла з допомогою палички краплю кислоти, з якою ви працювали, і поруч краплю рідини з пробірки, в якій ви робили реакцію і де залишились рідина та кусочки цинку, що ще не вступив у реакцію. Тримайте скло над полум'ям лампочки (мал. 33), але не в самому полум'ї, щоб скло не лопнуло.

При нагріванні на склі краплі розчину кислоти вона випарюється цілком. Після ж випарювання розчину, що утворився при реакції між кислотою та металом, лишається тверда речовина у вигляді білої суги. Ця речовина — *цинковий купорос*, якщо була взята сульфатна кислота, або *цинкхлорид*, якщо була взята хлоридна кислота. Обидві ці речовини належать до класу *солей*, з якими пізніше ми будемо знайомитися докладніше. Обидві солі були розчинені в воді. Це та вода, в якій була

розчинена взята кислота. Був розчин кислоти, утворився розчин солі:

розчин сульфатної кислоти + цинк =  
= розчин цинкового купоросу + водень.

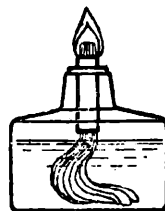
Слово „розчин“ звичайно не пишуть, бо вода в реакції не бере участі — скільки її було, стільки й залишається.

Пишуть так:

сульфатна кислота + цинк = цинковий  
купорос + водень.

Це — реакція заміщення.

Перейдемо тепер до добування водню.



Мал. 33. Випарювання краплі рідини на скляній пластинці.

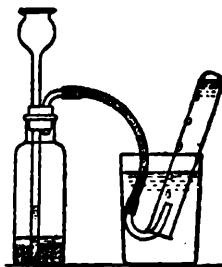
При спробах з воднем потрібно *пильно додержувати всіх вказівок і застережень*, поданих нижче. Якщо не додержувати обережності при спробах з воднем, може статися *небезпечний вибух*. Коли ж бути обережним, спроби цілком безпечні.

**Спроба 2.** У такий прилад, як на мал. 34, або подібний, покладіть цинку, скільки показано на малюнку.

Приготуйте 2—3 пробірки з водою, перевернуті в стакан з водою.

Приливайте в лійку *потроху* кислоти і *зразу ж*, не дожидаючи, поки вийде з прилада повітря, починайте збирати газ, що виділяється з трубки. Набравши пробірку газу, зразу ж піднісьте її отвором до лампочки, що стоїть на деякій віддалі від прилада (мал. 35). Тримайте пробірку *отвором униз*. Виймаючи пробірку, зразу ж замініть її другою і знову повторіть випробування і т. д. У першій пробірці у вас буде майже чисте повітря, потім піде суміш водню з повітрям. Суміш ця вибухає з свистом (у пробірці цей вибух цілком безпечний). Нарешті піде чистий водень, який спокійно загоратиметься з легким звуком „п-па“, без свисту.

Коли водень у пробірці загориться, переверніть пробірку і спостерігайте майже неясне полум'я водню, що біжить по пробірці.

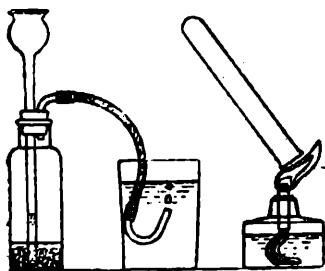


Мал. 34. Прилад для добування водню.

**5. Властивості водню.** Щоб знати, легший чи важчий від повітря водень, зробимо таку спробу.

**Спроба.** Потримайте деякий час дві пробірки з воднем — одну отвором угору, а другу отвором униз, і потім піднесіть їх отворами до вогню. У першій пробірці спалаху немає, у другій є спалах.

Зроблені спроби показують, що *водень легший від повітря*. В цьому можна також переконатися, наповнивши воднем мильні бульбашки. Вони швидко підносяться вгору.



Мал. 35. Випробування чистоти водню.

Якщо зважити кулю, з якої викачано насосом повітря, і потім цю ж кулю зважити з повітрям, — ми будемо знати вагу даного об'єму повітря. Наповнивши ту саму кулю і при тих же умовах воднем і зваживши її, ми дістанемо вагу того ж самого об'єму водню. Ця вага буде приблизно в 14,5 разів менша ваги повітря. *Водень в 14,5 разів легший від повітря.*

*Водень — найлегший з газів: один літр його важить при нормальних умовах близько 0,09 г.* На цій властивості водню засновано застосування його для наповнення повітряних куль і дирижаблів.

Через сторонні домішки, що часто є в цинку та в кислоті,

*Випробування водню, що виділяється з прилада, не слід забувати робити щоразу після того, коли з якоюнебудь метою (наприклад, для додавання цинку) хоча б не надовго виймався корок з прилада. Частина водню виходить при цьому з прилада, а в прилад проникає повітря, і утворюється небезпечна вибухова суміш.*

**6. Полум'я водню.** Полум'я горячого водню майже безбарвне, і ми його іноді навіть не зразу бачимо. Ознайомимося тепер ближче з полум'ям водню.

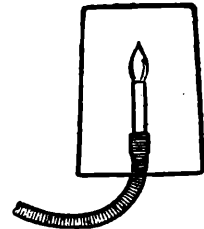
**Спроба 1.** Добудьте водень у приладі, зображеному на мал. 36. *Випробуйте*, чи чистий іде водень, і після цього (не раніш!) запаліть водень біля кінця трубки.

Внесіть у полум'я водню тонку скляну трубочку і потримайте деякий час. Трубочка розм'якшується.

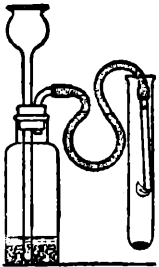
Температура полум'я водню — близько 1900°; приблизно таку температуру має полум'я газового пальника „примус“.

**Спроба 2.** Потримайте над полум'ям водню (недовго) перевернутий холодний стакан (мал. 39).

На внутрішній поверхні стакана утворюються крапельки води. Проведіть пальцем, — він робиться мокрим.



Мал. 39. Над полум'ям водню перевернутий стакан.

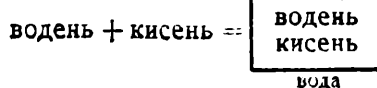


Мал. 40. Горіння водню в кисні.

При горінні водню утворюється вода. Звідки вона береться? Для розв'язання цього питання запалимо водень у кисні.

**Спроба 3.** Нагрійте у пробірці суміш бертолетової солі з манган-оксидом або кілька кристалів калій-перманганату, що виділяє при нагріванні кисень, і, коли тліюча скалочка спалахує біля отвору пробірки, опустіть у пробірку на дуже короткий час трубку (мал. 40), біля кінця якої горить полум'я водню (не забудьте *випробувати чистоту водню!*).

Спроба показує, що вода, добута при горінні водню, утворюється з водню і кисню, які при горінні між собою сполучаються:

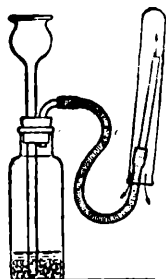




водень звичайно має легкий запах, а чистий водень ні запаху, ні смаку не має.

Водень, як і кисень, дуже мало розчинний у воді.

Користуючись легкістю водню, можна наповняти ним посудини і не над водою. Водень впускають у перевернуту вниз отвором посудину (мал. 36).



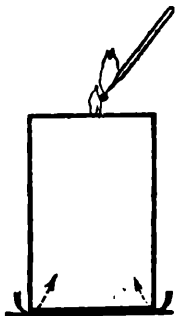
Мал. 36. Наповнення пробірки воднем. Водень витісняє повітря з перевернутої пробірки.

Звичайно при випробуванні чистоти водню, що виділяється з прилада, так і роблять: наповнюють пробірку воднем способом витіснення повітря (мал. 36) і потім підносять до поставленої на деякій віддалі лампочки. Треба тільки досить довго пропускати водень і не поспішати підносити пробірку до вогню, бо в пробірці, не цілком наповненій чистим воднем, суміш водню з повітрям, що там залишилось, буде вибухати.

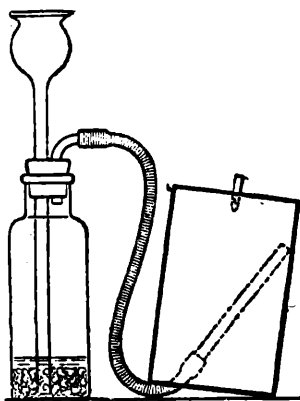
Вибух суміші водню з повітрям можна безпечно спостерігати на такій пробі.

Наповнюють воднем способом витіснення повітря поставлену догори дном бляшанку спід консервів тощо, у якій зроблено в дні невеликий отвір. Отвір під час наповнення затикають загостреним сірником (мал. 37).

Коли бляшанка наповниться воднем, прилад для добування водню відставляють у сторону, виймають сірник, яким був закритий отвір бляшанки, і горящою скалочкою запалюють водень біля отвору бляшанки (мал. 38). Якщо бляшанка була цілком наповнена воднем, то водень спочатку горить спокійно. Але в міру того, як водень виходить з бляшанки, а знизу входить повітря, чути гудіння, що поступово посилюється, і під кінець лунає оглушливий вибух, що підкидає бляшанку вгору.



Мал. 38. Запалювання водню, що виходить з отвору в бляшанці.

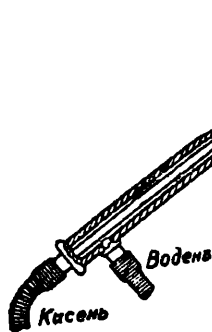


Мал. 37. Наповнення воднем бляшанки.

Зробленою спробою пояснюється, чому при роботах з воднем дуже важливо перевіряти чистоту водню, що виходить з прилада. Якщо б вибух стався всередині прилада для добування водню або у великій скляній посудині, наповненій воднем, то скло могло б не витримати вибуху, і прилад розірвало б. Осколками прилада могло б серйозно поранити оточуючих.

**7. Гримучий газ.** Суміш водню з киснем вибухає набагато сильніше, ніж суміш водню з повітрям. Найсильніший вибух буває, якщо взяти 2 об'єми водню і 1 об'єм кисню. Така суміш називається *гримучим газом*.

Температура полум'я водню, що горить у кисні, далеко вища, ніж температура полум'я водню, що горить у повітрі, а саме — понад 3000°. Щоб використати високу температуру полум'я гримучого газу для практичних потреб, був придуманий (Даніелем) пальник, в якому можна спалювати водень у кисні. Пальник зображено на мал. 41. Він складається з двох трубок,



Мал. 41. Пальник Даніеля.

вставлених одна в одну. По зовнішній (показана в розрізі) пускається водень, по внутрішній — кисень. Біля отвору пальника гази змішуються, і утворюється полум'я гримучого газу. А що гримучий газ, утворюючись, зразу ж згорає, то цей пальник цілком безпечний. Подібним же способом збудований і киснево-ацетиленовий пальник (стор. 25).

У полум'ї гримучого газу топляться мідь (точка топлення 1083°), залізо (т. топ. 1529°), платина (т. топ. 1755°), гір-

ський кристаль (т. топ. 1710°).

Пальником для гримучого газу (більш досконалим, з пристроєм для регулювання полум'я) користуються в техніці для топлення платини при її обробці, а також для видування з розтопленого гірського кристалу або непрозорого кварцу різних хімічних приладів — кварцових туготопких пробірок, колб тощо.

Кварцове скло, крім своєї туготопкості, відрізняється нечутливістю до різких змін температури. Кварцову колбу, розжарену на червоне, можна зразу занурити в холодну воду, — колба не лопне, як лопнуло б у даному разі скло. Кварцове скло незамінне для ряду наукових робіт з хімії. Воно застосовується і у виробництві.

**8. Добування водню в техніці.** В техніці водень застосовується у великих кількостях не тільки як джерело високої температури і як легкий газ для наповнення повітряних куль та дирижаблів, але й для багатьох хімічних виробництв.

Для технічних потреб водень добувають не з кислот, бо це невигідно, а з води або з суміші газів, що утворюються при так званій сухій перегонці (нагрівання без доступу повітря) кам'яного вугілля.

Ми вже знаємо, що з води водень можна добути, пропускаючи через воду електричний струм, а також і при реакції між водою та металами. Обидва ці способи застосовуються в техніці.

Для добування водню з допомогою реакції між водою та металами користуються звичайно залізом. На інших технічних способах добування водню ми тут спинятися не будемо.

#### Запитання для повторення.

1. Перелічіть властивості кисню.
2. Як добути кисень у лабораторії?
3. Як називаються речовини, що прискорюють реакції?
4. Які речовини ви спалювали в кисні, як вони горять і що утворюється при їх горінні?
5. Як збирають кисень і як переконаються, що посудина наповнилася киснем?
6. Яке застосування має кисень?
7. Як добувають кисень у техніці?
8. Як добували ви водень? Напишіть рівність реакції.
9. Чому треба випробувати чистоту водню, раніш ніж його запалювати?
10. У скільки разів водень легший повітря?
11. Перелічіть фізичні властивості водню.
12. Що утворюється при горінні водню? Напишіть рівність реакції.
13. Що таке гримучий газ?
14. Яка температура полум'я гримучого газу? Водню, що горить у повітрі?
15. Для чого застосовується водень?
16. Які ви знаєте технічні способи добування водню?
17. Чи придатне полум'я водню для освітлення? Мотивуйте відповідь.
18. Чому бувають вибухи дирижаблів?

### IV. ЕЛЕМЕНТИ.

Речовини, які ми можемо добути з допомогою реакції сполучення і які ми можемо розкласти на складові частини, називаються **складними речовинами**.

Складних речовин відомо дуже багато, понад мільйон. Але є порівняно невелике число речовин, які являють собою речовини *нескладні*, які не вдається ні добути з допомогою реакції сполучення, ні хімічно розкласти на інші речовини. До числа таких нерозкладних речовин належать *всі метали*, а також ряд *неметалів*, як відомі нам кисень, водень, азот, сірка і багато інших речовин.

Ці *нескладні речовини*, вступаючи в хімічні реакції, стають *складовими частинами*, або **елементами**, з яких складаються складні речовини.

У червоному порошку ртуть-оксиду ми ніяким способом не можемо побачити ні газу кисню, ні блискучого металу ртуті. Проте ми знаємо, що при нагріванні ртуть-оксиду він розкладається на ртуть і на кисень. Ми говоримо, що ртуть-оксид *складається з елементів* — ртуті і кисню.

Елементи у *вільному стані*, тобто не в сполуках, прийнято називати не елементами, а **простими речовинами**. Проста речовина складається з одного елемента, складна — з двох і більше.

Розкладаючи ртуть-оксид, що складається з елементів ртуті і кисню, ми добуваємо прості речовини — ртуть і кисень.

*Суміш сірки й заліза є суміш з двох простих речовин — сірки й заліза. Але після того, як відбулася хімічна реакція, попередні якості — сірка й залізо — зникли, і з'явилась нова якість, нова речовина з новими властивостями — залізо-сульфід. Залізо-сульфід складається з двох елементів — сірки й заліза.*

До складу води входить *елемент водень*. Якщо ж ми пропускатимемо пару води над розжареною *простою речовиною — залізом* (стор. 22), то *елемент водень* виділиться у вигляді *простой речовини*, а до складу „окаліни“ — залізо-оксиду, що утворилася, ввійде *елемент залізо*.

Отже, *елементи є складовими частинами складних речовин і у вільному стані утворюють прості речовини, які не можуть бути ні хімічно розкладені, ні добути з допомогою реакції сполучення.*

Тепер відомо 89 елементів.

*Прості речовини* можна розподілити на дві групи.

Першу групу становлять *метали*.

*Метали* мають ряд *спільних властивостей*. Всім металам властивий характерний металічний блиск, по якому їх можна відізнати від інших речовин. Всі метали більш або менш добре проводять тепло й електрику.

Другу групу становлять *неметали* (стара назва металоріди), як кисень, водень, азот, сірка, фосфор, хлор, бром, йод, вуглець (вугілля) і ін.

Неметали не так яскраво схожі між собою, як метали.

Але неметали між собою, як і метали між собою, мають „хімічну схожість“ — вступають у схожі реакції й утворюють схожі речовини.

З хімічною схожістю і відмінністю елементів ми далі ознайомимося докладно.

Слід ще відзначити, що різкого розподілу простих речовин на метали і неметали провести не можна. Є прості речовини, що мають риси схожості і з металами і з неметалами, як, наприклад, арсен і стибій. З подібними речовинами ми зустрінемося далі.

Всіх елементів відомо, як уже сказано, 89. Більшість з них є речовинами надзвичайно рідкісними, що трапляються на землі в дуже невеликих кількостях.

Нижче подаємо список елементів (подається не для заучування).

Проглядаючи список, ви переконаєтесь, що більшість елементів вам невідома.

#### СПИСОК ЕЛЕМЕНТІВ.

* Азот	Бор	Гафній
Активний	Бром	* Гелій
Алюміній	Ванадій	Германій
* Аргон	Водень	Гольмій
* Арсен	Вольфрам	Диспрозій
Барій	* Вуглець	Ербій
Берилій	Гадоліній	Європій
Бісмут	Галій	* Залізо

* Золото	Неодимій	* Сірка
Індій	* Неон	Скандій
Іридій	Нікель	* Срібло
Ітербій	Ніобій	Стій
Ітрій	Олово	Стронцій
Йод	Осмій	Талій
Кадмій	Паладій	Тантал
Калій	* Платина	Телур
Кальцій	Полоній	Тербій
Касіопей	Празеодимій	Титан
* Кисень	Протактиній	Торій
Кобальт	Радій	Тулій
* Криптон	Радон	Уран
* Ксенон	Реній	Флуор
Лантан	Родій	Фосфор
Літій	* Ртуть	Хлор
Магній	Рубідій	Хром
Мазурій	Рутеній	Цезій
Манган	Самарій	Церій
* Мідь	Свинць	Цинк
Молібден	Селен	Цирконій
Натрій	Силіцій	

У списку жирним шрифтом виділено елементи, які у вільному стані є *метали*; їх більшість. Зіркою позначено елементи, що трапляються в природі у вільному стані у вигляді простих речовин.

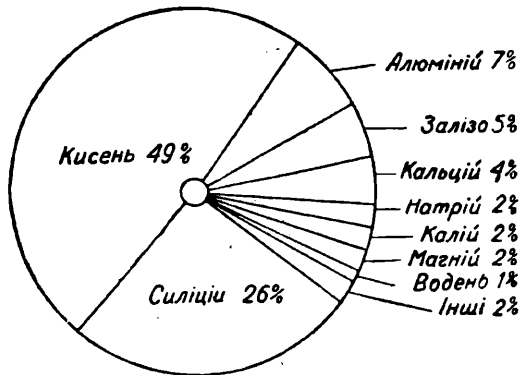
Найрізноманітніші речовини, що трапляються в природі, являють собою або прості речовини, тобто елементи у вільному стані, або сполуки цих елементів.

Вивчаючи склад земної кори, води, повітря, можна приблизно підрахувати кількість різних речовин, з яких складаються земна кора і атмосфера, а визначивши хімічний склад цих речовин, підрахувати, яка кількість припадає на різні елементи.

Цей підрахунок показує, що головна маса земної кори (включаючи воду й повітря) складається з дуже не-

великого числа елементів, більшість же елементів міститься в порівняно дуже незначних кількостях. Це ясно видно на діаграмі (мал. 42), яка показує, що головна маса тіл природи складається з 9 елементів, на які припадає близько 98% загальної ваги, і на решту — тільки близько 2%.

Перше місце належить *кисневі*, який входить до складу мінералів, що утворюють найважливіші гірські породи: граніт,



Мал. 42. Діаграма поширеності елементів у природі.

глину, пісок, вапняки, пісковики, сланці й ін. Кисень входить до складу води ( $\frac{8}{9}$  за вагою) і є в повітрі.

Другий елемент — *силіцій* — міститься в усіх складових частинах граніту, у глині, в піску, у пісковиках і в багатьох інших породах.

Третій — *алюміній* — входить до складу глини, польових шпатів та багатьох інших мінералів.

Ці три елементи — найбільш поширені на землі.

#### Запитання для повторення.

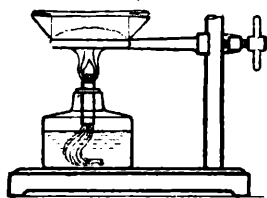
1. За якою властивістю ви відрізните метал від неметалу?
2. Які газоподібні неметали вам відомі?
3. Що таке проста речовина?
4. Назвіть три найпоширеніші елементи.

## V. ЗАКОН ЗБЕРІГАННЯ ВАГИ РЕЧОВИН.

Багато металів при звичайній температурі, особливо при нагріванні, як відомо, зазнають хімічних перетворень — темніють, чорніють, покриваються окалиною, іржею тощо.

Тепер ми ознайомимося з цими явищами докладніше.

**1. Спроби з металами.** Перше питання, яке нам треба розв'язати, це — чи змінюється вага металів після прожарювання?



Мал. 43. Прожарювання металів у залізній коробці.

Природно припустити, що окалина важить менше, ніж важив метал, але можливо, що це й не так. На поставлене питання може відповісти тільки *спроба*.

Спробуємо прожарювати деякі метали, зважуючи їх до і після прожарювання. Щоб добути більше окалини, ми братимемо метал не одним куском, а у вигляді порошку або дрібних кусочків.

**Спроба 1.** Насипте у залізну коробочку ложку металічного порошку або опилків, зрівноважте коробочку на терезах важками (можна дробом або піском), потім умістіть на трикутнику на кільце штатива (мал. 43) або тагана і нагрівайте, поки метал не вкриється окалиною. Дайте *цілком* остигнути, поки на дотик коробочка не перестане бути теплою, і знову умістіть на терези.

Спроби переконують нас, що окалина важить не тільки не менше, але *більше*, ніж важив узятий метал.

Для того щоб розв'язати питання, чи не зміниться результат, коли прожарювати в закритій посудині, зробимо спробу в закритій пробірці.

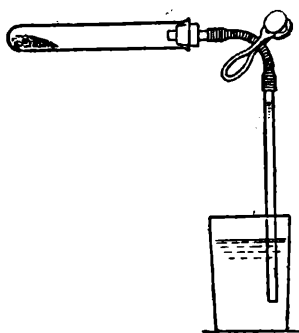
**Спроба 2.** Насипте у пробірку трохи того ж металу, що ви брали і в першій спробі. Вставте корок з трубочкою, на яку

надагнений каучук з затискачем (мал. 44), зрівноважте на терезах і, струшуючи метал у пробірці, нагрійте його, поки він не змінить кольору. Дайте охолонути і знову вмістіть на терези. Вага лишається попередньою.

Для того щоб пояснити одержаний результат, приєднайте до каучуку кусочок скляної трубки, занурте його у стакан з водою й відкрийте затискач (мал. 45). Вода підіймається трубкою.

Спроби з різними металами переконають нас ось у чому.

1. При прожарюванні металів у закритій пробірці *кількість повітря у пробірці зменшується*.



Мал. 45. Випробування, чи змінюється кількість повітря при прожарюванні металу в закритій посудині.

2. Вага пробірки з узятим металом і повітрям, що є в ній, після того, як метал перетворився в окалину, а повітря стало менше, лишається *попередньою*.

З цих фактів можна зробити такі висновки:

1. Перетворення металу в окалину є *хімічною реакцією*, в якій бере участь не тільки метал, а й *повітря*. Тому повітря і стає менше.

2. Окалина важить більше металу тому, що при утворенні окалини до металу щось приєднується з повітря.

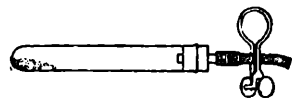
3. Те, що вага закритої пробірки після прожарювання не змінюється, можна пояснити тільки так: метал, перетворюючись в окалину, збільшує свою вагу *рівно на стільки*, на скільки зменшується вага повітря.

Інакше вага пробірки повинна була б змінитися.

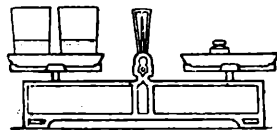
Таким чином, при наших спробах *вага речовин, що вступають у реакцію*, тобто вага металу й повітря, *дорівнює вазі добутої речовини* — окалини.

2. **Спроби з іншими речовинами.** Подивимося тепер, що робиться з вагою речовин, які вступають у реакцію при інших реакціях.

**Спроба 1.** Зрівноважте на терезах два стаканчики з різними розчинами, виданими викладачем. Стаканчики зручно вмістити на терези з плоскими шальками (мал. 46), якщо їх є достатня кількість. Якщо таких терезів немає або невістачає для всіх ланок, то розчини можна взяти і в пробірках. Дві пробірки зв'язуються вірвовочкою й вішаються на аптечні терези на дротяному гачку (мал. 47).



Мал. 44. Прилад для прожарювання металу в закритій посудині.



Мал. 46. Два стакани з розчинами, зрівноважені на терезах.

Коли терези зрівноважені, злийте розчини до купи. Вага залишається *попередньою*

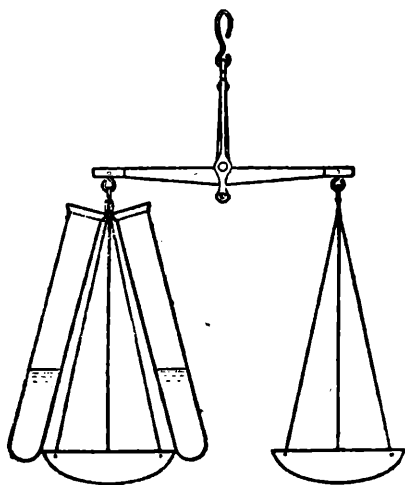
Спроби з різними розчинами приводять нас до висновку, що вага речовин, які вступають у ці реакції, дорівнює вазі речовин добутих.

Можна гадати, що цей висновок поширюється й на всі інші хімічні реакції.

Однак є явища, які такому висновку начебто *суперечать*; так, наприклад, спостерігаючи горіння свічки або спирту, ми бачимо, що горяща речовина зникає безслідно. Чи так це?

**Спроба 2.** Щоб переконатися, чи не утворюється щонебудь при горінні свічки, запаліть свічку, укріплену на дротинці, і опустіть її в суху колбу або склянку. На стінках склянки осідають крапельки води.

Після того, як свічка погасне, влийте у склянку вапняної води і струсіть. Вапняна вода каламутиться, — ознака вуглекислого газу.

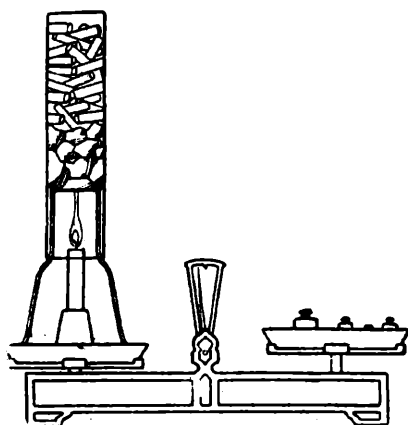


Мал. 47. Пробірки з розчинами на аптечних терезах.

Спроби переконують нас у тому, що згоріла свічка не зникає безслідно, як це здається на перший погляд. Замість згорілої свічки утворюються дві нові речовини: вода і вуглекислий газ.

Яка ж вага цих речовин? Чи важать вони менше, більше або стільки ж, скільки важила згоріла частина свічки? На основі спроби можна було б припустити, що вага продуктів горіння, тобто води та вуглекислого газу, повинна дорівнювати вазі згорілої частини свічки. Перевіримо це припущення на спробі.

Спробу можна поставити так: свічку вміщують на терези і над нею ставлять ламповий циліндр, куди насипають куски вапна



Мал. 48. Горіння свічки на терезах з вибранням продуктів горіння.



та натрій-гідроксиду — речовин, що жадібно вбирають і воду, і вуглекислий газ (мал. 48). В міру горіння свічки теплі гази, що підіймаються вгору (продукти горіння), проходячи через шари вбирних речовин, цілком ними вбираються. Замість згорілої свічки на терезах лишаються увібрані вапном та натрій-гідроксидом вода й вуглекислий газ. При цьому виявляється, що вони важать не стільки ж, а *більше*, ніж важила згоріла свічка, бо шалька терезів, на якій горить свічка, поступово опускається. У чому ж тут річ? Пояснити це явище можна дуже просто. При горінні



М. В. Ломоносов (1711 — 1765).



А. Лавуазье (1743 — 1794).

свічки елементи вуглець та водень, що входять до складу стеарину свічки, реагують з повітрям і утворюють вуглекислий газ та воду.

У нашому першому припущенні, що вага продуктів горіння дорівнює вазі згорілої свічки, ми не врахували того, що *взяті речовини* — це не тільки свічка, але й *повітря*, частина якого вступає при горінні в реакцію з речовиною свічки. Виявляється, що коли при точніших спробах визначити кількість повітря, яке витратилося на горіння, то вага його саме і дорівнюватиме збільшенню у вазі продуктів горіння порівняно з вагою свічки, що згоріла. Інакше кажучи, і в даному разі немає ніякої суперечності з нашим основним припущенням, з нашою „гіпотезою“, що при всіх хімічних реакціях *вага речовин взятих дорівнює вазі речовин добутих*.

**3. Закон зберігання ваги речовин.** Положення, що вага речовин взятих дорівнює вазі речовин добутих, поширюється не тільки на розглянені нами випадки, але на всі без винятку хімічні реакції. Досі при жодній хімічній спробі не спостерігалось,

щоб після реакції добути речовини важили більше або менше, ніж важили речовини, взяті для реакції. *Вага речовин, які вступають у реакцію, завжди дорівнює вазі речовин добутих.* Це положення має звичайно назву „закон зберігання речовин“. Правильніше назвати його *законом зберігання ваги речовин*. Іноді цей закон називають також „законом Ломоносова — Лавуазьє“ від імені двох великих учених: російського — М. В. Ломоносова (1711—1765) і французького — А. Лавуазьє (1743—1794), які, незалежно один від одного, вперше підтвердили цей закон зробленими ними спробами. Точніші досліді, зроблені пізніше, так само підтвердили цей закон, і суперечностей йому не знайдено.

Закон зберігання ваги речовин вважається основним законом природи. Всі хімічні явища, що відбуваються навколо нас, незмінно підлягають цьому закону. Якщо з першого погляду щонебудь суперечить законові зберігання ваги речовин, то завжди виявляється, що ми не врахували всіх речовин, які беруть участь у даному явищі або утворюються.

Закон зберігання ваги речовин підтверджує основне філософське положення про те, що в природі ніщо не зникає безслідно і не з'являється з нічого,

## VI. ПОВІТРЯ.

Спостерігаючи підняття води у трубці після прожарювання металу в закритій пробірці, ми помітили, що вода зайняла лише частину об'єму, який займало спочатку повітря, — у пробірці залишилось ще багато повітря, яке не вступило в реакцію.

Чому ж не все повітря витратилось на перетворення металу в окалину, а тільки *частина* його? Що це за активна частина повітря, що вступає в реакцію?

Природно припустити, що це не що інше, як знайомий уже вам *кисень*.

**1. Повітря є суміш газів.** Можна довести, що кисень є в повітрі й утворює з металами окалину, що повітря не є чиста речовина, а суміш газів.

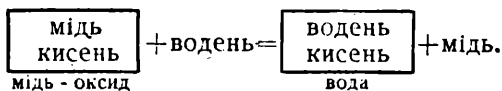
Кисень, що приєднався до металу з повітря, можна відібрати від окалини назад з допомогою водню. Для спроби можна скористатися мідною окалиною.

**Спроба.** До прилада для добування водню (мал. 49) приєднайте скляну трубку, укріпивши її в затискачі штатива трохи похило, як на малюнку. *Випробуйте* чистоту водню і, коли підє чистий водень, надягніть на трубку пробірку з невеликою кількістю мідь-оксиду (мал. 49).

Нагрівайте мідь-оксид і спостерігайте, що з ним робиться.

Мідь-оксид поступово перетворюється в метал, а на стінках пробірки осідають крапельки води.

Реакцію, що відбувається, можна зобразити так:



Подібна реакція заміщення відбувається з багатьма оксидами металів. Її називають **реакцією відновлення**.

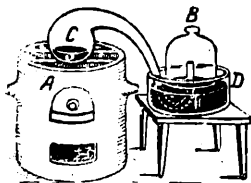
При цій реакції метал утворюється з окалини знову, „відновлюється“.

Зроблена спроба з безперечною доводить, що при утворенні окалин метал справді сполучається з киснем і що, таким чином, кисень є в повітрі.

Питання про те, що повітря є суміш газів, постало тільки в кінці XVIII століття, після того, як англійським ученим Прістлі (Priestley) був уперше добутий истий кисень (в 1774 р.).

Прістлі добув кисень, розкладаючи нагріванням ртуть-оксид так само, як ми це робили, знайомлячись з реакцією розкладу (стор. 9).

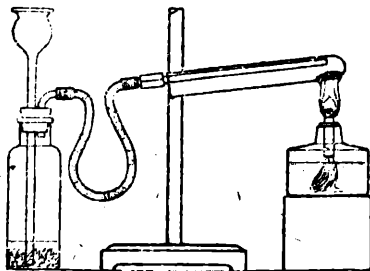
Але питання про склад повітря, яке довго вважалось одним з елементів, було розв'язано не Прістлі, а його сучасником, знайомим уже нам французьким ученим Лавуазьє.



Мал. 50. Прилад, яким користувався Лавуазьє для аналізу повітря.

Лавуазьє всупереч своїм попередникам, які вивчали хімічні явища здебільшого якісно, не зважаючи на кількість речовин, що беруть участь у реакції, завжди в своїй роботі користувався точною мірою і вагою речовин. Він вважав терези найважливішим знаряддям хіміка при вивченні речовин та їх перетворень.

Робота Лавуазьє про склад повітря є продовженням його робіт над вивченням горіння різних речовин у кисні і в повітрі. Лавуазьє зробив таку спробу (мал. 50). Він нагрівав на жаровні А ртуть у реторті С з вигнутою трубкою, кінець якої був підведений під ковпак з повітрям В, поставлений у чашку з ртуттю D. Після нагрівання протягом 12 діб виявилось, що частина ртуті в реторті перетворилась в червоний порошок, а ртуть у ковпаку піднялась: повітря стало менше приблизно на  $\frac{1}{5}$  початкового об'єму. При дальшому прожарюванні об'єм повітря вже не змінювався. Лавуазьє витяг речовини з реторти, відокремив від ртуті, що залишилась, утворену окалину й дослідив її. Добута окалина була не що інше, як відомий йому ртуть-оксид, який при прожарюванні розкла-



Мал. 49. Прилад для відновлення мідь - оксиду воднем.

дається на ртуть і кисень. Щоб остаточно переконатися в правильності свого припущення, Лавуазьє вмістив окалину в маленьку реторту і прожарював її на сильному вогні. З окалини виділився газ, який був зібраний в посудину над водою. Виявилось, що газу утворилось об'ємом рівно стільки ж, на скільки зменшився об'єм повітря при першій спробі: речовини в одному місці зменшилось на стільки, скільки прибавилось її в другому.



Мал. 51. Спалювання фосфору під ковпаком.

Досліджуючи властивості газу, Лавуазьє переконався, що це справді кисень<sup>1</sup>. Повітря ж, що лишилось під ковпаком, не підтримувало ні горіння, ні дихання — свічка в ньому гасла; миша, вміщена в цей газ, задихнулася. Лавуазьє назвав його *азотом*, що означає — непридатний для життя.

Було таким чином цілком доведено, що кисень — складова частина повітря, і що горіння, утворення окалин, дихання є сполучення речовин з киснем, незалежно від того, чи відбувається реакція в чистому кисні, чи в повітрі.

Реакцію сполучення речовин з киснем звичайно називають окисацією речовин, а самі продукти реакції сполучення елементів з киснем називають оксидами.

**2. Склад повітря.** Для того щоб ознайомитися із складом повітря, ми можемо зробити простішу спробу, взявши замість ртуті *фосфор*, — речовину, яка далеко легше й швидше вступає в реакцію з киснем, ніж ртуть.

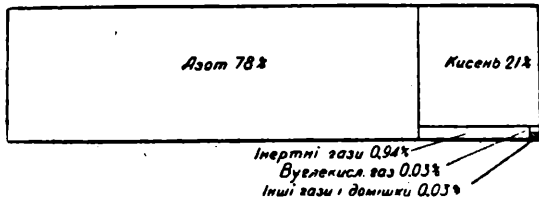
Фосфор вміщують у чашечку, що закріплена на корку, який плаває на воді під ковпаком (мал. 51). Фосфор запалюють і швидко закривають ковпак корком. Фосфор згорає, а білий дим, що утворився, — фосфор-оксид (фосфат-ангідрид) — розчиняється в воді.

Вода підіймається приблизно на  $\frac{1}{5}$  об'єму, який займало спочатку повітря. Якщо випробувати газ, що залишився, то можна переконатися, що він не підтримує горіння: горяща свічка або скалочка, внесена в ковпак, моментально гасне. Крім того, цей газ не каламутить вапняної води — це не вуглекислий газ. Це азот: на його частину припадає близько  $\frac{4}{5}$  об'єму повітря (мал. 52, діаграма).

Крім азоту й кисню, у повітрі є вуглекислий газ і пара води. Кількість цих газів не стала, а залежить від місця, де була взята проба, і від багатьох інших умов.

<sup>1</sup> Назва „кисень“ — утворювач кислот — була запропонована Лавуазьє. Слово „кисень“ — переклад латинської назви „оксигеніум“. Багато сполук кисню дають при розчиненні у воді кислоти.

**Вуглекислий газ**, як уже відомо, утворюється при горінні й при диханні, і тому його у повітрі міста, де багато фабрик та заводів, де спалюється велика кількість палива, є трохи більше, ніж у повітрі над морем, у лісі або в полі. У чистому повітрі вуглекислого газу близько 0,03 — 0,04% об'ємом (мал. 52), у густо ж населених місцях кількість його може доходити до 0,06 — 0,07%.



Мал. 52. Діаграма об'ємного складу повітря.

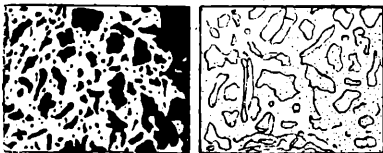
Особливо багато вуглекислого газу скупчується в закритих, погано провітрюваних приміщеннях, де багато народу, — кисень споживається при диханні, скупчується вуглекислий газ. Повітря, що містить понад 0,1% вуглекислого газу, дуже задушне.

Кількість **водяної пари** залежить від близькості води, температури та інших умов, які повинні бути відомі з географії й фізики. У повітрі завжди є **пил і мікроорганізми** (бактерії, зародки цвілі тощо). Вони знаходяться в повітрі у завислому стані, подібно до каламуті в воді, і носяться в повітрі в наслідок повітряних течій. Кількість і склад цих домішок дуже різноманітні. У повітрі міста багато вугільного пилу — сажі, незгорілих частинок вугілля, які викидаються у вигляді чорного диму з фабричних труб. Багато виробництв дають велику кількість



Бронза

Прядиво



Кам'яне вугілля

Скло

Мал. 53. Виробничий пил під мікроскопом.

пилу, який носить у повітрі і, потрапляючи в легені, подразнює їх і спричинює різні, іноді досить тяжкі, захворювання.

Було досліджено повітря у приміщеннях **шкідливих виробництв**, і в одному кубічному метрі повітря знайдено: на млині 47 мг пилу, у повітрі обрубної майстерні 55 мг і на цементному заводі 224 мг. На мал. 53 показано, який вигляд має різний пил під мікроскопом.

На виробництвах ведуть боротьбу з пилом — влаштовують вентиляцію і різні пристосування для зменшення кількості пилу.

У шкільних приміщеннях так само утворюється багато пилу, тому треба вживати всіх заходів для боротьби з пилом — вогке прибирання, змазування підлог нафтовим маслом, стирання дошки мокрою ганчіркою. Слід пам'ятати, що пил шкідливий для легень, і що разом з пилом у повітрі є також зародки мікроорганізмів, багато з яких спричиняють небезпечні хвороби.

**3. Інертні гази.** Довгий час вважали, що склад повітря вже вивчено, що він добре відомий і нічого нового про повітря сказати не можна. Спроби Лавуазьє, які потім в різних видозмінах повторювались многократно, здавались дуже переконливими.

Тільки в кінці XIX століття, років 40 тому, англійський учений Рамсей (Ramsay), користуючись новими методами, розробленими на основі досягнень сучасної науки й техніки, виявив в азоті, що лишається після видалення з повітря кисню та домішок, присутність *ще кількох газів*.

Рамсей відокремив і дослідив ці гази; виявилось, що вони відрізняються *особливими властивостями* — у них майже цілком відсутня здатність вступати в будьяке хімічне сполучення. Їх характерна властивість — *хімічна інертність*, тобто неактивність. Тому їх називають *інертними газами*. Це — аргон, гелій, неон, криптон і ксенон. У повітрі цих газів всього близько 1% об'ємом (мал. 52).

Деякі з інертних газів уже *застосовуються* тепер у техніці в тих випадках, коли потрібний буває негорючий газ, який не вступає в хімічні реакції. Так, *гелій*, який є найлегшим газом після водню (він тільки в два рази важчий водню), застосовується у повітроплаванні для наповнення дирижаблів замість вогненебезпечною водню (застосовується звичайно безпечна суміш гелію з невеликою кількістю водню). Підіймальна сила гелію лише на 8% менша, ніж підіймальна сила водню.

Гелій іноді міститься в газах, що виділяються у деяких місцевостях з землі, з нафтових свердловин і з води мінеральних джерел. З цих газів він і добувається.

Для наповнення електричних лампочок користуються іншим газом — *аргоном*. Як відомо, в електричних лампочках металічна нитка (з вольфраму) розжарюється до високої температури електричним струмом і дає світло. При розжарюванні в повітрі нитка швидко згоріла б. Щоб уникнути цього, з лампочки викачують повітря, але в розрідженому просторі нитка поступово руйнується від випаровування металу. Відомо, що лампочка, яка довго горіла, покривається зсередини темною сугою металу. Тому тепер замість викачування повітря часто роблять лампочки, наповнені аргоном в суміші з азотом, і виявляється, що такі лампочки і міцніші, і економніші у вжитку, ніж звичайні.

*Аргон і неон* застосовуються також для особливих електричних ламп, в яких світиться не металічна нитка, а самий газ, через який пропускається електричний розряд. Лампи у вигляді трубок, наповнених аргоном, дають яскравосинє світло, наповнених неоном — яскраве червонувато-оранжове світло. І ті й другі лампи застосовуються для прикрашання вітрин магазинів, світлових об'яв, реклам тощо. Неонові лампи використовують для освітлення маяків.

## VII. ВАГОВІ СПІВВІДНОШЕННЯ МІЖ ЕЛЕМЕНТАМИ В ХІМІЧНИХ СПОЛУКАХ.

При вивченні якоїнебудь складної речовини нас можуть цікавити не тільки її властивості та її якісний склад, тобто з яких елементів вона складається, але й ті вагові співвідношення елементів, з яких складається ця речовина. Цікаво також, чи можуть бути коливання у вагових співвідношеннях між елементами, що вступають між собою в сполучення.

Для того щоб підійти до цих питань, ми повинні насамперед ознайомитися з тим, як встановлюється *ваговий склад* якоїнебудь речовини. Для прикладу візьмемо воду, яку ми досі вивчали.

**1. Ваговий склад води.** Ми знаємо, що вода складається з двох елементів — водню та кисню. В яких же вагових кількостях входять водень і кисень до складу води?

Для розв'язання цього питання ми можемо виходити з того, що при розкладі води електричним струмом ми добули водню об'ємом удвоє більше, ніж кисню. Якщо б ми добули 1 л кисню, то водню було б 2 л.

Зважаючи 1 л водню, взятого при нормальних умовах, ми знайдемо, що він важить 0,09 г, а 2 л водню важать  $0,09 \times 2 = 0,18$  г, 1 л кисню (при тих же умовах) важить 1,43 г. Отже, відношення ваги водню до ваги кисню у воді буде  $0,18 : 1,43 = 1 : 7,94$  або в круглих числах: 1:8, тобто на 1 вагову частину водню припадає 8 вагових частин кисню. Це й буде *кількісний*, або *ваговий*, склад води. Інакше його можна виразити в процентах (88,81% кисню і 11,19% водню).

Кількісний склад води можна визначити й іншим способом, як це зробив французький учений Гей-Люссак (Gay-Lussac), який перший встановив (в 1805 р.) кількісний склад води. Гей-Люссак змішував у різних пропорціях водень і кисень і робив вибух добутої суміші в закритій посудині з міцними стінками. Потім він визначав, який газ у нього залишався в надмірі і в якому об'ємі. Знаючи це, він міг обчислити, скільки об'ємів кожного газу витратилось на утворення води. Припустимо, що він брав 10 см<sup>3</sup> кисню і 30 см<sup>3</sup> водню. Після вибуху в нього лишалось 10 см<sup>3</sup> водню. Отже, сполучились між собою, утворивши воду, 10 см<sup>3</sup> кисню і  $30 - 10 = 20$  см<sup>3</sup> водню, тобто для утворення води водню потрібно вдвоє більше, ніж кисню. Беручи газ в такому співвідношенні, він добував тільки воду, — ні водню, ні кисню не залишалось. Інакше кажучи, добуваючи воду, Гей-Люссак знайшов *те ж саме відношення* між об'ємами водню та кисню, яке маємо й *при розкладі* води.

Вибух у закритій посудині Гей-Люссак викликав, пропускаючи через суміш електричну іскру.

На мал. 54 зображено спрощений прилад, в якому можна повторити дослід Гей-Люссака.



Мал. 54. Спрощений прилад для спроби Гей-Люссака.

У товстостінну трубку *a*, наповнену водою, збирають спочатку 2 об'єми кисню, який добувається в пробірці *b* з калійперманганату або іншої речовини, а потім стільки ж водню.

Після цього сполучають дротинки, вставлені в корок, з джерелом електрики. Між кінцями дротинок всередині трубки проскакує електрична іскра, і в трубці маємо вибух. Після вибуху вода в трубці підіймається на три поділки. У трубці замість чотирьох об'ємів газу лишається один об'єм; цей газ є кисень. Отже, під час вибуху з двома об'ємами водню сполучився тільки один об'єм кисню.

**2. Аналіз і синтез.** Розкладаючи якунебудь речовину з метою визначити її склад, ми робимо хімічний аналіз.

Якщо ми обмежуємося тим, що визначаємо, з яких елементів складається дана речовина, то ми робимо якісний аналіз.

Найпростіший випадок якісного аналізу — це розклад складної речовини з виділенням елементів у вільному вигляді. Прикладом такого аналізу, крім розкладу води, може бути також розклад ртуть-оксиду нагріванням (стор. 9). З допомогою тліючої склячки ми виявляємо, що при нагріванні ртуть-оксиду виділяється кисень, і з характерних властивостей ртуті дізнаємося, що, крім кисню, до складу оксиду входить ртуть.

Можна виявити присутність даного елемента в сполуді і не виділяючи цього елемента у вільному стані. Так, наприклад, при нагріванні основного мідь-карбонату (стор. 7–8) утворюються три речовини: вода, мідь-оксид і вуглекислий газ. Всі три добути речовини — складні. Ми знаємо, що вода складається з водню й кисню. Вода утворилася з основного мідь-карбонату. Значить, до складу основного мідь-карбонату входять водень і кисень. Знаючи, що мідь-оксид складається з міді та кисню, ми робимо висновок, що до складу основного мідь-карбонату входить ще мідь, і, нарешті, знаючи, що вуглекислий газ складається з вуглецю та кисню, ми приходимо до висновку, що в основному мідь-карбонаті міститься й вуглець.

Отже, ми взнали якісний склад основного мідь-карбонату. Він складається з чотирьох елементів: міді, вуглецю, кисню і водню. Було б неправильно сказати, що до складу основного мідь-карбонату входять мідь-оксид, вода та вуглекислий газ. Ці речовини *утворюються* при розкладі основного мідь-карбонату, складається ж він з *елементів*.

Ми подали два найпростіші приклади якісного аналізу. Задача визначення якісного складу речовин не завжди розв'язується так просто. Розв'язування таких задач, а також і аналіз сумішей становлять предмет спеціального розділу хімії — *аналітичної хімії*.



Визначення *вагових відношень* елементів у складній речовині має назву **кількісного аналізу**.

Для визначення складу речовин ми можемо користуватися й іншим методом, *протилежним* аналізу. Замість того, щоб розкладати дану речовину, ми її *добуваємо* з елементів. Наприклад, довівши, що при сполученні двох об'ємів водню та одного об'єму кисню утворюється тільки вода й нічого більше, ми тим самим встановлюємо склад води.

Метод добування складних речовин з простих речовин, або взагалі більш складних речовин з менш складних речовин, має в хімії назву **синтезу**.

При наукових дослідженнях методом синтезу дуже часто користуються для перевірки даних аналізу, і, навпаки, синтезувавши якунебудь речовину, її потім аналізують. Обидва методи приводять до однієї мети — встановлення складу речовини.

**3. Ваговий склад води, добутої різними способами.** Ми знаємо, що вода буває в природі різна: річкова, колодезна, джерельна, дощова, морська тощо. Ми можемо різними способами добути воду штучно — з водню та кисню, розкладаючи основний мідь-карбонат, при відновленні мідь-оксиду воднем. Мідь-оксид можна добути нагріванням міді, основного мідь-карбонату, мідь-нітрату й іншими способами. Різними способами можна добути й багато інших речовин.

Цілком природно припустити, що зразки води і будьякої іншої речовини, взяті з різних місць і добуті різними способами, можуть хоч би трохи відрізнятися своїм ваговим складом.

Славний французький учений Бертолє (Berthollet, 1748 — 1822), відомий рядом важливих наукових відкриттів, дійсно знайшов, що для деяких речовин, добутих різними способами, спостерігаються деякі коливання у ваговому складі. Так, він знайшов, що при прожарюванні металів на повітрі їх кисневі сполуки утворюються в дуже змінних вагових відношеннях. Подібні ж явища він спостерігав і для деяких інших сполук. Він вважав, що одні речовини утворюють між собою сполуки із сталим складом, для інших же є деякі межі, в яких склад цих сполук може коливатися.

Думку Бертолє заперечував другий французький учений Пруст (Proust, 1754 — 1826), який вважав, що всі хімічні сполуки мають сталий склад, незалежно від способу добування. Він запевняв, що дані, добуті Бертолє, залежали від недостатньої чистоти досліджуваних ним речовин. Суперечка Пруста і Бертолє тривала близько 6 років. За цей час ними були розроблені методи точнішого аналізу і зроблено багато дослідів. В результаті Пруст мав рацію, і в науці встановилося переконавання, що *всяка чиста речовина має сталий, незмінний склад*, що існує **закон сталості складу**.

Отже, склад води, як і всякої сполуки (стор. 11, сполука металу з сіркою), сталий. Проте, з цього не випливає, що водень і кисень не можуть утворити цілком *іншої сполуки*, відмінної

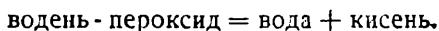
від води властивостями і складом, тобто з відношенням між воднем і киснем не 1 : 8, а іншим. Таку сполуку дійсно можна добути і називається вона *водень-пероксидом*.

**4. Водень - пероксид.** Водень-пероксид багатьом дуже добре відомий. Слабкий розчин його вживається для полоскання горла при деяких захворюваннях, а також при дезинфекції ран. Розчин водень-пероксиду, навіть дуже слабкий (чайна ложка 3%-го розчину на стакан води), має характерний смак. Міцніші розчини мають дуже їдкий смак і діють на шкіру. На шкірі з'являються білі плями і відчувається припікання.

Чистий водень-пероксид — густа, безбарвна рідина; він у 1½ разів важчий води.

Водень-пероксид становить приклад речовини, що *легко розкладається*. Він розкладається і при звичайній температурі, але повільно. Розклад можна прискорити нагріванням.

Якщо нагрівати розчин водень-пероксиду у пробірці з газовідвідною трубкою (мал. 56), то можна переконатися, що при розкладі водень-пероксиду виділяється газ. Випробувавши зібраний газ, ми дізнаємося, що це не гримучий газ, тобто не суміш водню й кисню, а чистий кисень. Реакція відбувається так



Отже, кисню у водень-пероксиді більше, ніж у воді, звідки й назва „водень-пероксид“ (воду можна було б назвати „водень-оксид“).

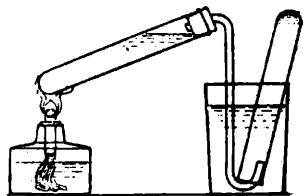
Розклад водень-пероксиду можна прискорити не тільки нагріванням, але й з допомогою каталізаторів (стор. 24).

**Спроба.** Візьміть ¼ пробірки 3-процентного розчину водень-пероксиду. Майте наготові тліючу скалочку. Киньте у пробірку невелику пучку чорного порошку відомого нам *манган-оксиду* і опустіть у пробірку тліючу скалочку. Скалочка спалахує, бо відразу ж починає виділятися *кисень*.

Манган-оксид викликає бурхливий розклад водень-пероксиду і виділення кисню. Незабаром реакція закінчується. При розкладі спостерігається розігрівання — виділення тепла.

Що ж сталося у пробірці? У що перетворився манган-оксид? На вигляд він не змінився.

Відфільтруйте чорний порошок, що лишився у пробірці, зніміть його з фільтра скалочкою і знову киньте у пробірку з невеликою кількістю водень-пероксиду. Ви знову спостерігаєте бурхливий розклад водень-пероксиду. Можна знову відокремити порошок, і він знову викликати бурхливий розклад водень-пероксиду. Це можна повторити скільки завгодно разів.



Мал. 56. Розклад водень-пероксиду нагріванням.

Дана спроба нам підтверджує сказане вище (стор. 23), що каталізатор, прискорюючи реакцію, сам лишається незмінним.

Крім манган-оксиду, каталізаторами для водень-пероксиду можуть бути й інші речовини, як порошки металів, особливо платини, пісок і навіть скло. У скляній посудині водень-пероксид розкладається швидше, ніж у посудині, наприклад, з парафіну.

Каталізатори можуть прискорювати не тільки реакцію розкладу водень-пероксиду, але й інші найрізноманітніші хімічні процеси. З явищем каталізу ми матимемо ще справу далі.

Крім нагрівання та каталізаторів, розклад водень-пероксиду прискорюється також *світлом*. Якщо залишити розчин водень-пероксиду у добре закритій склянці на вікні, то розклад настільки прискорюється, що тиском кисню, який виділився, може викинути пробку і навіть розірвати склянку. У темноті ж водень-пероксид розкладається так повільно, що той же розчин водень-пероксиду може зберігатися без помітного розкладу багато місяців. Ось чому з аптек водень-пероксид відпускають звичайно у склянках темного скла. Але й у такій склянці водень-пероксид краще тримати в темній шафі і на холоді. І, не зважаючи на це, водень-пероксид при зберіганні поступово розкладається, і розчин його дедалі робиться слабкішим.

Чим міцніший розчин водень-пероксиду, тим легше він розкладається. Розклад чистого водень-пероксиду може бути таким бурхливим, що супроводиться вибухом. Чистий водень-пероксид — небезпечна вибухова речовина.

В хімії речовини, що легко розкладаються, звичайно називають *нетривкими*.

Добути водень-пероксид з води та кисню в скількинебудь значних кількостях не вдається. Його добувають при реакції між барій-пероксидом і охолодженим до 0° розчином сульфатної кислоти.

Аналіз водень-пероксиду показує, що в ньому на одну вагову частину водню припадає 16 вагових частин кисню, тобто *вдвоє більше*, ніж у воді (у воді на 1 ч. водню — 8 ч. кисню).

Таким чином, водень та кисень утворюють між собою *дві* сполуки з цілком *різним складом*. При цьому із зміною *кількісних* співвідношень між елементами виникає нова *якість*, нова речовина з новими властивостями. Вода і водень-пероксид — дві цілком різні речовини.

5. Ваговий склад різних сполук двох елементів. Вода й водень-пероксид не є єдиний випадок, коли два елементи утворюють між собою не одну, а дві різні сполуки. Деякі елементи утворюють між собою навіть більше двох сполук — 3, 4, 5 і більше.

Деякі метали, наприклад, мідь, свинець, залізо, манган, утворюють з киснем по кілька сполук — оксидів. Для вивчення складу та вагових відношень елементів, що входять до складу оксидів металів, можна скористатися реакцією між цими оксидами і воднем.

Якщо метал утворює кілька різних оксидів, то всі вони дають при відновленні метал і воду. Природно припустити, що різні оксиди того самого металу, *якісно* відмінні, повинні бути відмінні й *кількісним* складом.

Підтвердити це припущення можна, якщо взяти точно зважену кількість оксиду металу, відновити воднем у приладі, зображеному на мал. 49 (стор. 41), і потім *зважити* добутий метал.

Віднімаючи від ваги оксиду металу вагу добутого металу, ми знатимемо вагу кисню, який сполучився з металом і був відібраний від металу воднем при реакції відновлення.

Щоб було ясніше, як робляться такі спроби, подаємо результати спроб з оксидами міді і свинцю.

Було взято два різні оксиди міді — один червоного, другий чорного кольору і два різні оксиди свинцю — один жовтого, другий темнобурого кольору.

#### 1. Червоний мідь - оксид.

Вага пробірки з оксидом 8,33 г	Вага пробірки з добутою
"   "   порожньої 7,53 "	міддю . . . . . 8,24 г
"   "   мідь - оксиду . . 0,8 "	Вага пробірки порожньої 7,53 "
	"   "   добутої міді . . . . . 0,71 "

$$\text{Вага кисню} = 0,8 \text{ г} - 0,71 \text{ г} = 0,09 \text{ г}$$

#### 2. Чорний мідь - оксид.

Вага пробірки з оксидом 8,72 г	Вага пробірки з добутою
"   "   порожньої 8,12 "	міддю . . . . . 8,60 г
"   "   оксиду . . . . . 0,6 "	Вага пробірки порожньої 8,12 "
	"   "   добутої міді . . . . . 0,48 "

$$\text{Вага кисню} = 0,6 \text{ г} - 0,48 \text{ г} = 0,12 \text{ г}$$

Обчислимо тепер, скільки міді припадає в цих оксидах на ту саму кількість кисню, наприклад, на 10 г.

Якщо на 0,09 г кисню у червоному мідь - оксиді припадає 0,71 г міді, то на 1 г припадатиме  $\frac{0,71}{0,09}$ , а на 10 г — в 10 раз більше,

тобто  $\frac{0,71}{0,09} \times 10 = 79 \text{ г}$  міді.

Зробивши такий самий розрахунок для чорного мідь - оксиду, знайдемо  $\frac{0,48}{0,12} \times 10 = 40 \text{ г}$  міді.

79 майже в два рази більше 40. Коли б школа мала точніші терези, то числа були б ще ближчі до відношення 2 : 1, або навіть точно 2 : 1.

Отже, у червоному мідь - оксиді на ту саму кількість грамів кисню припадає *вдвоє більше* міді, ніж у чорному оксиді.

Для оксидів свинцю при таких же спробах були одержані

такі дані: в 2,87 г *жовтого* свинець-оксиду було знайдено 2,67 г свинцю і 0,2 г кисню. У 2,093 г *темнобурого* оксиду — 1,82 г свинцю і 0,273 г кисню.

Якщо обчислити кількість кисню, що припадає в обох оксидах на ту саму кількість, наприклад, на 10 г свинцю, то знайдемо:

в *жовтому оксиді*:

на 2,67 г свинцю	припадає 0,2 г кисню
" 10 " " "	" x " "

$$x = \frac{0,2 \cdot 10}{2,67} = 0,75 \text{ г кисню};$$

в *темнобурому оксиді*:

на 1,82 г свинцю	припадає 0,273 г кисню
" 10 " " "	" x " "

$$x = \frac{0,273 \cdot 10}{1,82} = 1,5 \text{ г кисню}.$$

Тут у темнобурому свинець-оксиді на те саме число грамів свинцю припадає рівно *вдвоє більше* кисню, ніж у жовтому оксиді:  $1,5 : 0,75 = 2$ .

Ми знаємо, що сірка з залізом утворюють *залізо-сульфід* (стор. 10). Крім залізо-сульфіду, є ще інша сполука сірки з залізом, що трапляється в природі, — це мінерал *сірчаний колчедан* жовтого кольору, з металічним блиском, схожий на латунь (жовта мідь).

Користуючись іншими способами аналізу, можна знайти кількість сірки, що припадає на ту саму кількість заліза в залізо-сульфіді і в сірчаному колчедані. Ми знаємо, що на 7 частин заліза в залізо-сульфіді припадає 4 частини сірки (стор. 10). Аналіз сірчаного колчедану показує, що в ньому на 7 частин заліза припадає 8 частин сірки, тобто *вдвоє більше*, ніж в залізо-сульфіді.

У *водень-пероксиді*, як уже відомо, на 1 частину водню припадає *вдвоє більше* кисню, ніж у *воді*.

Візьмемо ще приклад — дві сполуки вуглецю з воднем: *болотний газ*, що виділяється з дна стоячих вод, і *ацетилен* — штучно добуваний газ, що вживається для зварювання і різання металів.

У болотному газі на 1 частину водню припадає 3 частини вуглецю, а в ацетилені на 1 частину водню — 12 частин вуглецю, тобто в 4 рази більше. Такі ж *прості співвідношення* маємо й для інших подібних сполук.

У всіх цих випадках ми повинні звернути увагу на *дві обставини*.

1. Ваговим складом дві сполуки тих самих елементів *різко відмінні* одна від одної. Склад змінюється начебто *стрибком*.

Ми не можемо добути сполук довольного складу. З 1 ваговою частиною водню сполучається або 8, або 16 частин кисню. Іншого складу сполук добути не вдається.

Те саме можна сказати і взагалі про кілька сполук двох елементів.

2. Крім того, коли два елементи утворюють між собою кілька сполук, спостерігається друга правильність. Крім того, що на ту саму кількість одного елементу припадають різко відмінні кількості іншого елементу, ці кількості звичайно в 2, в 3, в 4, взагалі *в ціле число разів одна більша одної*.

Ці правильності були знайдені вперше англійським ученим Дальтоном (Dalton, 1766 — 1844).



Дальтон (1766 — 1844).

## VIII. БУДОВА РЕЧОВИНИ.

Дальтон не тільки відзначив згадані вище правильності. Він відкрив і причину цих правильностей. Він дав їм пояснення, яке лежить і тепер в основі всіх наших знань з хімії. Дальтон є засновником сучасної хімії.

**1. Атоми Дальтона.** Із спостережень Дальтона виходить так, начебто елементи можна приєднувати до інших елементів тільки певними порціями. До даної кількості одного елементу можна приєднати 1, 2, 3 порції іншого елементу, але не довільні кількості, подібно до того, як до паровоза ми можемо причепити 1, 2, 3 вагони, але не 1,3 або 2,78 вагона.

Дальтон знайшов згадані правильності не випадково, — він саме сподівався таких *простих* співвідношень. Річ у тому, що на основі ряду міркувань Дальтон склав собі певне уявлення про *будову речовини*, уявлення, яке зародилося ще у стародавніх грецьких філософів, що жили понад дві тисячі років тому. Дальтон уявляв собі всяку речовину не чимсь судільним, нерозривним, а складеною з найдрібніших, нерозрізняваних оком частинок, яким грецькі філософи дали назву *атоми*, що означає — неподільні.

Дальтон вважав, що для кожного елементу ці атоми особливі, що вони мають свою власну певну вагу й розміри. Розпадатися, ділитися атоми не можуть. Вони можуть тільки сполучатися між собою, утворюючи „атоми складних речовин“, які тепер називають

## молекулами.

При утворенні молекул до даного числа атомів одного елементу можуть приєднатися або один, або два, або взагалі ціле число атомів іншого елементу.

Дальтон уявляв собі атоми у вигляді кульок і зображав їх кружечками. Нехай кружечок ○ зображає атом кисню і кружечок ⊙ зображає атом міді. При утворенні сполук міді

з киснем можуть до одного атома кисню приєднатися або один, або два атоми міді.

Нехай один атом кисню важить 8 якихсь надзвичайно малих частинок грама, а атом міді 32 такі ж частини грама. Тоді в молекулі чорного мідь-оксиду на 8 вагових частин кисню припадати 32 вагові частини міді, а в молекулі червоного мідь-оксиду на ті ж 8 вагових частин кисню 64 вагові частини міді, тобто *вдвоє більше*.



чорний  
мідь -  
оксид



червоний  
мідь -  
оксид

Ясно, що те саме співвідношення залишиться, якщо ми візьмемо 2 молекули чорного оксиду і 2 молекули червоного, 10 і

10 молекул, мільйон і мільйон молекул. Однаково на ту саму кількість кисню в червоному мідь-оксиді буде вдвоє більше міді, ніж у чорному мідь-оксиді, хоч скільки б речовини ми не брали.

Досліди, зроблені Дальтоном, цілком підтвердили його гіпотезу; відкриті ним закономірності точно відповідали його уявленню про те, що речовина складається з окремих атомів, які мають певну й незмінну вагу. В різних сполуках двох елементів справді на дану кількість одного елементу припадали такі кількості другого, які були в ціле число разів одна більша другої.

Виходячи з того, що в найрізноманітніших хімічних сполуках *найменші вагові кількості* завжди припадають на *водень*, Дальтон вирішив, що *найлегший атом* — це *атом водню*.

Далі Дальтон припустив, що *молекула води*, ваговий склад якої: 1 вагова частина водню і 8 вагових частин кисню, складається тільки з двох атомів: з *одного атома* водню і з *одного атома* кисню. З цього випливало, що атом кисню важить у 8 раз більше одного атома водню. Таким чином, якщо один атом водню,

який Дальтон позначав значком ⊙, важить одну якусь надзвичайно малу одиницю ваги, то атом кисню важить 8 таких одиниць.

Відповідно до цього Дальтон зображав склад води так: ○⊙

Таким же способом, приймаючи вагу одного атома водню за *одиницю*, Дальтон на основі вагового складу сполук різних елементів з воднем *визначив, у скільки разів різні атоми важчі одного атома водню*, тобто вивів гадані *атомні ваги* й інших відомих йому елементів. При цьому він щоразу виходив з припущення, що в молекули найпростіших сполук двох елементів входить по одному атому кожного елементу<sup>1</sup>.

Дальтон позначив атоми і їх вагу відповідними значками — кружками. За допомогою цих кружків він почав зображати ваговий склад хімічних сполук. Це й були *перші хімічні формули*, що зображали не тільки якісний, але й кількісний склад речовин, бо кожний кружок зображав атом, тобто певну вагову кількість елементу.

Формула червоного мідь-оксиду, яку Дальтон зобразив би так:  $\text{C}\text{O}\text{C}$ , не тільки означає, що молекула цього мідь-ок-

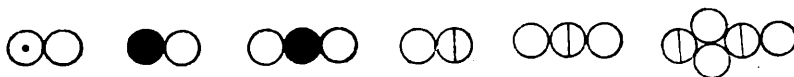
сиду складається з одного атома кисню та двох атомів міді, але й те, що в будь-якій кількості цієї сполуки відношення між киснем і міддю таке, як в одній молекулі, тобто 8 : 64.

В таблиці (див. нижче) подані (не для заучування!) приклади значків, якими Дальтон позначав атоми відомих йому елементів:

	— водень		— фосфор		— цинк
	— азот		— сірка		— мідь
	— вуглець		— ртуть		— свинець
	— кисень		— залізо		— срібло

Кожному значковій відповідала певна атомна вага.

Ось кілька прикладів формул Дальтона (не для запам'ятання!) :



вода

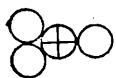
аміачний  
газ

вуглекислий  
газ

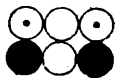
кисневі сполуки азоту

<sup>1</sup> Для елементів, що не дають сполук з воднем, Дальтон виходив з їх сполук з киснем, обчислюючи кількість елементу, що припадає на 8 вагових частин, тобто на один атом кисню.

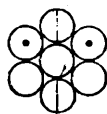




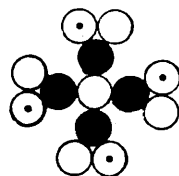
сульфат -  
ангідрид



ацетатна  
кислота



амонійна  
селітра



винна  
кислота

Ці формули, складені на основі неточних аналізів того часу, з неточними атомними вагами, все ж дуже близькі до сучасних хімічних формул, і можна дивуватися геніальності, з якою Дальтон передбачив склад багатьох речовин.

**2. Атомно-молекулярне вчення.** Славна ідея Дальтона становить, як уже сказано, *основу сучасної хімії*. Вчення Дальтона поступово розвинулося і розширилося. Ми тепер не тільки *цілком певно знаємо*, що атоми дійсно *існують*, але ми багато знаємо і про будову атомів, маємо ясне уявлення *про будову молекул, про розміри і вагу молекул та атомів, про їх рух*.

Все це становить цілу галузь науки — *атомно-молекулярне вчення*.

З курсу фізики повинно бути відомо, що розширення тіл від нагрівання і стискання при охолодженні пояснюються тим, що молекули речовин можуть віддалятися одна від одної і наближатися.

Крім того, що молекули тіл знаходяться одна від одної на деяких віддальах, які можуть зменшуватися і збільшуватися, молекули перебувають у *невпинному русі*.

Рух молекул особливо яскраво позначається на властивостях речовин у газоподібному стані.

Мал. 57.  
Дифузія  
газів.

Якщо ми візьмемо два циліндри з газами і сполучимо їх отворами, то дуже скоро обидва газу *самі собою* перемішуються, і утвориться однорідна суміш газів. Це явище, що має назву *дифузії*, особливо добре спостерігати, якщо один з газів безбарвний, а другий забарвлений. Можна, наприклад, взяти циліндр з воднем і другий циліндр з азот-оксидом, що має бурий колір. Після сполучення циліндрів важчий — азот-оксид — буде поширюватися, дифундувати вгору (мал. 57), а легший, водень, — униз.

Газу самі собою перемішуються навіть у тому випадку, якщо їх молекулам доводиться проходити вузькою трубкою.

Дальтон зробив такий дослід. Він узяв дві склянки; одну наповнив вуглекислим газом, другу — воднем, з'єднав склянки скляною трубкою, як показано на мал. 58, при чому склянку з важким вуглекислим газом умістив внизу, а з воднем, який у 22 рази легший вуглекислого газу, — вгорі, і залишив прилад

у сілковитому спокої на кілька годин. Коли він дослідив газу в склянках, то виявилось, що склад газів в обох склянках був цілком однаковий — водень перемішався з вуглекислим газом, утворилась однорідна суміш. Явище дифузії газів можна пояснити тільки рухом молекул.

Дифузію газоподібних речовин ми на кожному кроці спостерігаємо в нашому повсякденному житті. Всім добре відомо, як швидко поширюються різні запахи — карболки, бензину, нафталіну, духів. Коли в одному місці пролити пахучу речовину, — запах наповнює всю кімнату. Що ж таке запах? Запах — це властивість речовини; молекули речовини рухаються і, потрапляючи на слизову оболонку нашого носа, викликають певне відчуття.

Рухаються не тільки молекули газів, але й молекули рідин і твердих речовин і перемішуються між собою.

Якщо налити в циліндр води, а поверх води обережно налити легшого спирту і лишити циліндр спокійно стояти, то спочатку ми виразно бачимо два окремі шари рідин, а потім поступово границя стає дедалі менш ясною і, нарешті, утворюється цілком однорідна суміш.

Якщо покласти на дно високого скляного циліндра кристали якоїнебудь розчинної у воді твердої речовини, наприклад, мідного купоросу, обережно налити води і лишити циліндр стояти спокійно, то через деякий час ми помітимо над кристалом шар густо забарвленої рідини, що поступово світлішає догори, і над ним безбарвну воду. Поступово, хоч дуже повільно, забарвлений шар росте і, нарешті, вся рідина стає однорідною.

Всі ці спостереження на перший погляд суперечать законові тяжіння: важчі — вуглекислий газ, вода, солі — підіймаються вгору, а легші — водень, спирт та інші речовини — спускаються вниз. Ці суперечності можна пояснити тільки тим, що і вода, і солі, і газу тощо складаються з окремих частин — молекул, які мають *свій власний рух*. Такий рух можна виявити у молекул і атомів навіть твердих речовин: якщо взяти мідну пластинку, пришліфувати до неї цинкову пластинку, дуже сильно стиснути й нагрівати довгий час нижче температури топлення металів, то виявиться, що пластинки спаюються, і на межі стикання міді й цинку утворюється стоп — атоми цинку проникли між атомами міді і, навпаки, атоми міді — між атомами цинку. Цим користуються тепер у техніці для покривання металів їх стопами з іншими металами. Предмет, який покривається, вміщують у щільно закриту посудину з порошком металу (цинку, алюмінію) і нагрівають до температури нижче температур топлення взятих ме-



Мал. 58.  
Дослід  
Дальтона.

талів. Атоми металу, взятого у вигляді порошку, поступово проникають у поверхню металу, який покривається, і утворюють з ним тривкий стоп.

Отже, багато спостережень над *фізичними* явищами підтверджують молекулярну будову речовин.

*Хімічні* реакції не можна собі уявити без дереміщення, тобто без *руху атомів*, з яких складаються молекули речовини. Атоми також перебувають у безперервному русі.

Таким чином, атомно-молекулярне вчення пояснює ряд фізичних і хімічних явищ. Воно робить зрозумілими також і ті хімічні закони, з якими ми раніше ознайомилися.

*Закон зберігання ваги речовин* полягає в тому, що вага речовин, які вступають у реакцію, дорівнює вазі речовин, що утворюються. З точки зору атомно-молекулярної теорії при всякому хімічному явищі атоми, що входять до складу молекул даних речовин, утворюють нові молекули. Скільки було атомів, стільки їх і лишається, але в інших комбінаціях. Через те що вага атомів незмінна, нові речовини повинні важити стільки ж, скільки важили взяті.

*Закон сталості складу* полягає в тому, що склад даної сполуки незмінний і сталий, незалежно від способів добування. Ми це можемо зрозуміти так: якщо до складу молекули, наприклад, чорного мідь-оксиду входить один атом міді і один атом кисню, то відношення між вагами міді і кисню повинно бути незмінним, яким би способом ми цю речовину не добували. Якщо ж з одним атомом кисню сполучиться не один, а два атоми міді, то це вже буде зовсім інша речовина — червоний мідь-оксид.

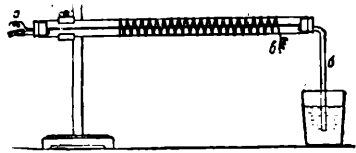
Поняття *проста речовина, складна речовина, елемент* так само по-новому висвітлюються з погляду атомно-молекулярного вчення.

Прості речовини складаються з однакових атомів, а складні речовини — з різнорідних атомів.

При хімічних реакціях атоми простих і складних речовин переходять у молекули нових речовин. Однак, утворення нових молекул не можна розглядати як тільки переміщення атомів з однієї молекули в іншу, а молекули — лише як просту суму атомів, що її складають. Атоми, що сполучаються в молекули, так сильно впливають один на одного, що в речовинах, які складаються з нових молекул, ми вже не бачимо властивостей попередніх речовин. В ртуть-оксиді ми не бачимо ні властивостей ртуті, ні властивостей кисню. Ртуть-оксид — нова якість, цілком нова речовина з новими властивостями.

Відзначаючи це, ми говоримо, що в ртуть-оксиді є не проста речовина — ртуть, а елемент ртуть.

З погляду атомно-молекулярного вчення, *елемент* — це всі взагалі атоми, *сукупність атомів того самого роду*. Ці атоми можуть складати просту речовину і можуть разом з атомами інших родів утворювати складні речовини.



Мал. 59. Найпростіший озонатор.

**3. Алотропні видозміни елементів.** Для кращого засвоєння різниці понять „проста речовина“ і „елемент“ слід ознайомитися із зміною, яка відбувається в кисні в тому разі, якщо через кисень пропускати електричні іскри.

Всякий, хто стояв близько від працюючої електричної машини, знає, що при проскакуванні іскор, тобто при розряді через повітря, біля машини помічається своєрідний запах свіжості, що стає потім різкішим. Вивчення цього явища показало, що причиною запаху є зміна, якої зазнає повітря.

На мал. 59 зображений прилад, з допомогою якого можна ознайомитися із зміненим киснем. Прилад складається з широкої скляної трубки. Всередину трубки вставлена дротина *a*, зовні трубка обвита другою дротиною *b*. Дротини сполучені з електричною машиною або з іншим приладом, що дає таку високу напругу<sup>1</sup>, щоб розряд проходив через скло і через кисень, який пропускається крізь прилад трубкою ліворуч.

Кисень, що незабаром виходить з відповідної трубки *б*, набуває характерного запаху. Якщо пропускати кисень у воду, як на малюнку 59, то видозміна кисню, що утворюється, розчиняється у воді.

Докладніше вивчення зміненого кисню показує, що змінюється не тільки запах, але й усі властивості кисню. Утворюється *цілком нова речовина*. У чистому вигляді цю нову речовину добути важко, але можливо. Це — газ важчий, ніж кисень, синього кольору, значно краще кисню розчиняється у воді. Газ має різкий запах; при вдиханні дуже подразнює слизові оболонки носа й горла і в значних кількостях спричиняє отруєння.

Ця видозміна кисню дістала назву *озон* (слово грецьке, означає „пахучий“).

Озон вступає в ті самі хімічні реакції, що й кисень, але оксидує набагато енергійніше кисню. Якщо пропускати кисень, що містить озон, у розчин синьої фарби індіго або в розчин лакмусу, то фарба поступово оксидується і знебарвлюється. Каучукова трубка, через яку протікає озон, через деякий час починає руйнуватися і, кінець-кінцем, розпадається на частини. Так само енергійно оксидується озоном і багато інших речовин.

Озон, якщо його залишити на деякий час, сам собою поступово перетворюється в звичайний кисень. Це перетворення можна прискорити нагріванням.

З таким явищем, коли проста речовина, не вступаючи ні в які хімічні реакції з іншими речовинами, перетворюється в нову якість, в нову речовину з новими властивостями, нам досі ще

<sup>1</sup> Наприклад, трансформатор або котушка з напругою в кілька тисяч вольтів. Будова й діяння цих приладів розглядаються в курсі фізики.

не доводилося зустрічатися. У чому ж тут справа? Як можемо ми пояснити таке перетворення? Пояснення ми знаходимо в атомно-молекулярному вченні. Можна довести (доказів ми тут подавати не можемо), що атоми кисню, утворюючи просту речовину кисень, сполучаються між собою в молекули, які складаються з двох атомів кисню; утворюючи ж озон, що також є проста речовина, вони сполучаються в молекули, які складаються з трьох атомів кисню.

Утворення молекул озону з молекул кисню можна зобразити такою схемою:



Отже, утворення з простої речовини *нової якості* — нової простої речовини з новими властивостями — зв'язано із зміною *кількості атомів*, що сполучаються між собою при утворенні молекул.

Взаємний вплив атомів один на одного в тому випадку, коли вони зв'язані в молекулі по два, інший, ніж тоді, коли вони зв'язані по три.

При перетворенні озону в кисень молекули озону розпадаються на окремі атоми, які потім утворюють нові молекули. Те саме буває й при діянні на молекули кисню електричного розряду. Молекули розпадаються на атоми, які потім утворюють частково молекули озону, частково знову молекули кисню.

З розпадом озону на окремі атоми кисню зв'язано те, що озон енергійніше оксидує, ніж звичайний кисень. Очевидно, окремі атоми, що не сполучилися ще в молекули, реагують незрівняно енергійніше, ніж молекули.

Озон є добрий дезінфікуючий (зnezаражувальний) засіб. Він убиває бактерії і застосовується для зnezаражування повітря й води. Свіжий запах повітря після грози, тобто після електричних розрядів в атмосфері, пояснюється утворенням у повітрі озону.

Коли елемент утворює дві або *кілька* різних *простих речовин*, відмінних своїми властивостями, то ці видозміни того самого елемента називають *алотропними* видозмінами, а саме явище — *алотропією*. Крім кисню, алотропні видозміни можуть утворити й багато інших елементів. З цими видозмінами ми ще зустрінемося.

Із сказаного ясно, чому поняття „проста речовина“ не можна ототожнювати з поняттям „елемент“. Мідь-оксид ми можемо добути, діючи на мідь і киснем, і озоном. До складу ж цього оксиду входить не кисень, як проста речовина, і не озон, а елемент кисень, або ті атоми, які утворюють і кисень, і озон.

Ми можемо тепер визначити поняття „молекули“ і „атома“.

**Молекули** — це найдрібніші окремі частинки, з яких складаються речовини.

**Атом** — це найменша частинка даного елемента, яка може існувати в молекулах сполук і простих речовин.

4. Вага атома і атомна вага. Атомів і молекул ми бачити не можемо, бо вони *надзвичайно малі*. Деяке уявлення про те, наскільки малі молекули, можна скласти собі на основі такої спроби.

Якщо відважити 0,015 г калій-перманганату (кілька кристаліків) і розчинити його в 1 л води, то вода набуде помітно рожевого забарвлення. В одному кубічному сантиметрі цього розчину буде  $0,015 : 1000 = 0,000015$  г солі. В одній краплі — приблизно в 20 раз менше, тобто  $0,000015 : 20 = 0,00000075$  г солі. Та все ж одна крапля вся забарвлена сіллю і, отже, в ній є ще дуже багато молекул. Яка ж мала повинна бути вага кожної молекули!

Одна крупинка хініну надає гіркокого смаку кільком літрам води. Запах мускусу може наповнити цілий величезний зал, а найточніші терези не виявляють втрати в вазі, бо ця втрата мізерна.

На склі можна осадити помітний блиском шар золота завтовшки 0,000 000 005 см. Ясно, що діаметр атомів золота має бути менший цієї величини.

Дані сучасної фізики, на яких ми тут не можемо спинитися (їх вивчають у вищій школі), дозволяють визначити ваги атомів різних елементів — звичайно, не безпосереднім зважуванням, а посереднім способом.

Вага одного атома водню в грамах, як знайшли, дорівнює 0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 г, або  $0, (0)_{23} 1663$  г, вага одного атома кисню дорівнює  $0, (0)_{22} 26 608$  г і т. д.

Ми не можемо собі ясно уявити таких малих величин, так само, як у нас немає реального уявлення про дуже великі величини.

**Задача.** Спробуйте прикнутити на око, якою завтовшки буде книга в два мільйони сторінок (1 мільйон аркушів), а потім підрахуйте, виміривши товщину 200 сторінок якоїнебудь книги в сантиметрах, і порівняйте з величиною, яку ви собі уявили на око.

Ясно, що користуватися такими малими числами на практиці було б дуже важко. Тому, хоч ми тепер і знаємо ваги окремих атомів, проте продовжуємо користуватися запровадженим у науку поняттям про відносні атомні ваги.

**Атомна вага** — це число, яке показує, у скільки разів атом даного елемента важчий одного атома водню.

Ідея Дальтона про можливість встановлення атомних ваг елементів набула потім дальшого розвитку. Приблизні й неточні атомні ваги Дальтона були замінені після тривалої роботи цілих поколінь учених дуже точно визначеними атомними вагами. Так, між іншим, виявилось, що атомну вагу кисню слід прийняти не за 8, а за 16, і в складі води — не один атом водню, а два. Склад води, користуючись значками Дальтона, ми повинні

зобразити не  $\circ\circ$ , а  $\circ\circ\circ$ , тобто на 2 вагові частини

(2 атоми) водню 16 вагових частин (1 атом) кисню. Тут відношення лишається те саме 1 : 8, яке було знайдено Гей-Люссакком, але атомна вага кисню не 8, а 16.

Слід відзначити, що сучасні точні атомні ваги, як виявилось, зручні для розрахунків, беручи вагу атома водню не рівно за 1, а за 1,008. Тоді атомна вага кисню дорівнюватиме 16, а не 15,88, як виходило б, коли б атом водню приймати за 1. Нагадаємо (стор. 45), що аналіз і синтез води дають відношення ваги водню до ваги кисню 1 : 7,94 або 1,008 : 8, а не різно 1 : 8, як ми це для простоти приймали.

Питання про те, як установлені сучасні точні атомні ваги, як визначені розміри атомів та молекул і на підставі яких міркувань можна судити про будову атомів—все це питання надзвичайно цікаві, але дуже складні й важкі, і з ними можна цілком свідомо ознайомитися лише у вищій школі. Проте, це ніякою мірою не перешкодить нам користуватися атомними вагами для зображення вагового складу складних речовин з допомогою *хімічних формул*.

**5. Хімічні формули.** З таблиці значків Дальтона (стор. 55) видно, що для деяких металів Дальтон, замість того, щоб придумувати нові відміни кружків, почав ставити в середині кружків букви. Це початкові букви англійських назв металів: I—iron (айрн)—залізо, C—copper (копер)—мідь і т. д.

Згодом ця думка Дальтона була використана шведським ученим Берцеліусом (Berzelius, 1779—1848) для позначення атомів *тільки буквами*, без кружків. Від часів Берцеліуса ми зображаємо атоми елементів початковими *латинськими буквами* їх назв, взятих здебільшого з латинської й грецької мов. На таблиці (стор. 64) подано хімічні знаки, або *символи*, і атомні ваги найважливіших елементів (атомні ваги подано округлені, без десятих і сотих; точні атомні ваги див. на таблиці в кінці книги). Якщо назви кількох елементів починаються з однакової букви, то поруч початкової букви ставиться одна з дальших.

*Хімічні формули* з пропозиції Берцеліуса пишуть не так, як це робив Дальтон, а саме: не повторюють хімічний знак стільки разів, скільки атомів даного елемента в молекулі складної речовини, а позначають число атомів маленькою цифрою внизу праворуч від знака елемента (цифра 1 не ставиться). Так, склад води позначають не ННО, а  $\text{H}_2\text{O}$ . Читають цю формулу так: ха-два-о, вимовляючи х як з з придихом<sup>1</sup>, або аш-два-о. Розуміють же формулу води так: до складу молекули води входять 2 атоми водню і 1 атом кисню, тобто у воді містяться 2 вагові частини водню і 16 вагових частин кисню.

Формулу сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  читають: ха-два-ес-о-чотири, або аш-два-ес-о-чотири, а розуміють так: до складу сульфатної кислоти входять 2 вагові частини водню, 32 вагові частини сірки і 64 (тобто  $16 \times 4$ ) вагові частини кисню. Як окремі

<sup>1</sup> Латинські букви в хімічних формулах вимовляють по-латинському. Але букву Н нерідко вимовляють по-французькому (аш), хоча це й неправильно, і кажуть аш-два-о, замість ха-два-о.

букви у формулах прийнято вимовляти тільки знаки таких найважливіших елементів: бору В (бе), вуглецю С (це), водню Н (ха, або аш), кисню О (о), фосфору Р (пе) і сірки S (ес). Решта знаків вимовляється звичайно як латинські назви елементів: залізо Fe — ферум, мідь Cu — купрум, ртуть Hg — хідраргірум, при чому, якщо українська назва взята з латинської, то у назви вимовляють звичайно українське закінчення, а не латинське: Са — кальцій, а не кальціум, К — калій, а не каліум, Zn — цинк, а не цинкум.

Ось ще кілька прикладів вимови формул:

- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (залізо - оксид) — ферум - два - о - три
- HCl (хлоридна кислота) — ха - хлор, або аш - хлор
- NaCl (кухонна сіль) — натрій - хлор

**Задача.** Користуючись таблицею, поданою нижче, запишіть вимову й кількісне значення формул:

- |   |  |
|---|--|
| 1. Поташ . . . . . K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | 6. Ляпіс . . . . . AgNO <sub>3</sub>         |
| 2. Селітра . . . . . KNO <sub>3</sub>             | 7. Сулема . . . . . HgCl <sub>2</sub>        |
| 3. Мідний купорос . . . CuSO <sub>4</sub>         | 8. Манган - оксид . . . MnO <sub>2</sub>     |
| 4. Сода . . . . . Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | 9. Гірка сіль . . . . . MgSO <sub>4</sub>    |
| 5. Гіпс . . . . . CaSO <sub>4</sub>               | 10. Бертолетова сіль . . . KClO <sub>3</sub> |

**6. Як складається хімічна формула.** Кожна складна речовина складається з молекул, а всяка молекула має певне число атомів, тому склад кожної складної речовини можна виразити з допомогою хімічної формули. Як це робиться? Адже хімічний аналіз дає нам тільки вагові кількості елементів, а не число атомів у молекулі. Як же з вагового складу знайти хімічну формулу?

**Таблиця хімічних знаків і атомних ваг найважливіших елементів.**

Хіміч. знак	Атомна вага	Українська назва	Латинська назва	Вимова латинської назви	Вимова хімічного знака у формулі
Ag	108	Срібло	Argentum	Аргентум	Аргентум
Al	27	Алюміній	Aluminium	Алюмініум	Алюміній
Ba	137	Барій	Barium	Баріум	Барій
Bi	209	Бісмут	Bismuthum	Бісмутум	Бісмут
C	12	Вуглець	Carboneum	Карбонеум	Це
Ca	40	Кальцій	Calcium	Кальціум	Кальцій
Cl	35,5	Хлор	Chlorum	Хлорум	Хлор
Cu	64	Мідь	Cuprum	Купрум	Купрум
Fe	56	Залізо	Ferum	Ферум	Ферум
H	1	Водень	Hydrogenium	Хідрогеніум	Ха, або аш
Hg	200	Ртуть	Hydrargyrum	Хідраргірум	Хідраргірум
K	39	Калій	Kalium	Каліум	Калій
Mg	24	Магній	Magnesium	Мангезіум	Магній
Mn	55	Манган	Manganum	Манганум	Манган
N	14	Азот	Nitrogenium	Нітрогеніум	Ен
Na	23	Натрій	Natrium	Натріум	Натрій
O	16	Кисень	Oxygenium	Оксигеніум	О
P	31	Фосфор	Phosphorus	Фосфорус	Пе
Pb	207	Свинець	Plumbum	Плюмбум	Плюмбум
S	32	Сірка	Sulfur	Сульфур	Ес
Si	28	Силіцій	Silicium	Силіціум	Силіціум
Sn	119	Олово	Stannum	Станум	Станум
Zn	65	Цинк	Zincum	Цинкум	Цинк



Результати хімічного аналізу виражають звичайно в процентах. Так, наприклад, білий порошок, що утворюється при горінні магнію, — палена магnezія, містить 60% магнію і 40% кисню, тобто вагові кількості магнію і кисню відносяться як 60 : 40.

Можливість знаходження хімічної формули заснована на тому, що вагове відношення між елементами в будь-якій кількості складної речовини повинно бути таке ж, як і в одній молекулі.

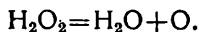
Таким чином, задача знаходження формули за ваговим складом — задача суто арифметична.

вагові кількості елементів (виражені в процентах або у вагових одиницях) ділимо на відповідні атомні ваги і дістаємо співвідношення між числами атомів у даній речовині. Якщо числа одержуються дробові, зводимо їх до цілих, бо у склад молекули можуть входити тільки цілі числа атомів.

**Задачі.** Знайдіть формули таких речовин:

1. Паленої магnezії, склад якої подано вище.
2. Болотного газу, що містить 75% вуглецю і 25% водню.
3. Кисневих сполук сірки, одна з яких має 50% сірки і 50% кисню і друга — 40% сірки і 60% кисню.
4. Манганової руди, що містить 63,2% мангану і 36,8% кисню.
5. Азот-оксиду, що містить азоту 25,93% і 74,07% кисню.
6. Поташу, що має калію 56,52%, вуглецю 8,7% і кисню 34,78%.
7. Сполуки з вмістом водню 2,04%, сірки 32,65% і кисню 65,31%.
8. Чилійської селітри, що містить натрію 27,2%, азоту 16,5% і кисню 56,3%.

**7. Молекулярні формули.** У всіх розглянутих нами прикладах і задачах ми знаходили найпростіші відношення між атомами в молекулах; формулою вуглекислого газу ми вважали найпростішу формулу  $\text{CO}_2$ , а не  $\text{C}_2\text{O}_4$  і не  $\text{C}_3\text{O}_6$ , які також відповідали б ваговому складові речовини. У всіх розглянутих нами випадках воно так і є. Але іноді трапляються такі речовини, яким доводиться приписувати не найпростішу формулу, а складнішу: подвоєну, потроєну і т. д. Прикладом може бути водень-пероксид, в якому відношення між воднем і киснем 1:16, і найпростіша формула якого була б  $\text{HO}$ . Але, зважаючи на те, що водень-пероксид розкладається на кисень і воду, йому можна приписати формулу не  $\text{HO}$ , а  $\text{H}_2\text{O}_2$ :



Є й інші міркування, за якими молекула водень-пероксиду повинна складатися з 2 атомів водню і 2 атомів кисню. Подібні ж міркування змушують формулу ацетатної кислоти писати  $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$ , а не  $\text{H}_2\text{CO}$ , ацетилену (стор. 52)  $\text{C}_2\text{H}_2$ , а не  $\text{CH}$ . Є підстави вважати, що одні прості речовини, тобто елементи у вільному стані, можуть існувати у вигляді молекул, які складаються з одного атома, інші ж — у вигляді молекул, що складаються з двох або кількох однорідних атомів. У деяких випадках вдається навіть встановити склад цих молекул. Так, наприклад, молекули водню, кисню, азоту, хлору складаються з двох атомів. Ми можемо зобразити їх так:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ; молекула озону — з трьох атомів —  $\text{O}_3$ .

Не слід, проте, думати, що молекули будьякої простої речовини складаються з двох або кількох атомів. Це стосується тільки до даних газів і невеликого числа інших простих речовин, на яких ми тут не спиняємося.

Формули, що зображають *склад молекул* складних і простих речовин, називаються **молекулярними формулами**. Здебільшого для речовин, з якими нам доведеться зустрічатися далі, молекулярною формулою і буде найпростіша формула, знайдена на основі вагового складу; проте про формули такі, як  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$  і ін., треба було згадати, щоб не склалось неправильного уявлення, начебто формула кожної речовини *повинна бути* найпростішою. Однак, питання про те, як знайдено молекулярні формули, — питання надто складне і його тут розглянути не можна.

Про способи знаходження молекулярних формул говориться в курсі органічної хімії.

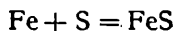
За молекулярною формулою легко обчислити молекулярну вагу даної речовини. Для цього треба скласти атомні ваги усіх окремих атомів, що складають молекулу. Так, наприклад, молекула сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  складається з двох атомів водню, вага яких  $1 \times 2 = 2$ , одного атома сірки  $= 32$  і чотирьох атомів кисню  $- 16 \times 4 = 64$ .

Отже, молекулярна вага сульфатної кислоти  $= 2 + 32 + 64 = 98$ .

Атомна вага, як уже було сказано, є число, яке показує, у скільки разів атом даного елемента важчий одного атома водню (стор. 62). *Молекулярна вага є число, яке показує, у скільки разів молекула даної речовини важча одного атома водню.*

**8. Хімічні рівності.** За допомогою хімічних формул можна виразити не тільки склад складних речовин, але й хімічні реакції, подібно до того, як ми зображали їх словами. Різниця тут буде тільки в тому, що **хімічні рівності** з формулами зображають не тільки якісні, а й кількісні співвідношення реагуючих речовин.

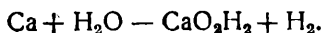
Рівність реакції сполучення сірки ( $\text{S} = 32$ ) з залізом ( $\text{Fe} = 56$ )



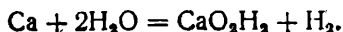
показує, що при сполученні 56 вагових частин заліза з 32 ваговими частинами сірки утворюється  $56 + 32 = 88$  вагових частин залізо-сульфіду.

Через те що *хімічна рівність* зображає вагові кількості речовин, то вона *повинна виражати й закон зберігання ваги речовин*. Число атомів кожного елемента ліворуч і праворуч від знака рівності повинно бути однакове.

Візьмемо знайому нам реакцію між водою і кальцієм. Знак кальцію —  $\text{Ca}$ . При цій реакції утворюється так зване гашене вапно і водень. Аналіз гашеного вапна показує, що воно складається з кальцію, кисню й водню, і формула його  $\text{CaO}_2\text{H}_2$ . Реакцію між кальцієм і водою ми повинні, таким чином, написати так: з лівого боку — кальцій і вода, з правого — гашене вапно і водень (молекула водню  $\text{H}_2$ ):



В такому вигляді схема наша суперечить законові зберігання ваги речовин (чому замість знака рівності поставлено поки тире). Зліва в молекулі води у нас два атоми водню, а справа — чотири атоми водню: два атоми в молекулі вапна і ще два атоми у молекулі вільного водню. Кисню у молекулі води один атом, а у молекулі вапна два атоми. Як же написати цю рівність так, щоб вона не суперечила законові зберігання ваги речовин? Ми, звичайно, не можемо замість формули води  $H_2O$  написати  $H_4O_2$ . Адже це буде вже не вода, а якась інша речовина. Ясно, що так зробити не можна. Очевидно, реакція йде так, що в ній бере участь не одна молекула води  $H_2O$ , а дві молекули. Це ми позначаємо так: ставимо перед формулою велику цифру два:  $2H_2O$ . Тоді у двох молекулах води і будуть потрібні 2 атоми кисню і 4 атоми водню:



Написавши таким способом, ми дістали рівність, в якій число атомів кожного елемента в лівій частині дорівнює числу атомів тих самих елементів у правій частині рівності:

Ca — зліва 1 атом і справа 1 атом.

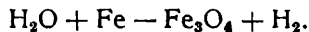
H — зліва у двох молекулах води 4 атоми і справа у молекулі вапна 2 атоми і у вільному вигляді 2 атоми, разом 4 атоми.

O — зліва у двох молекулах води 2 атоми і справа в молекулі вапна 2 атоми.

Отже, рівність реакції тепер написана правильно.

Слід ще зазначити, що формулу гашеного вапна пишуть звичайно не  $CaO_2H_2$ , а  $Ca(OH)_2$  і вимовляють: кальцій - о - ха(аш) - двічі. Словом „двічі“, „тричі“ і т. д. відтіняється, що 2, 3 і т. д. стосується до всіх атомів, які стоять у дужках. Коли б сказати „кальцій - о - ха(аш) - два“, то це означало б неіснуючу речовину  $CaOH_2$ .

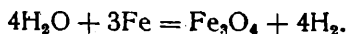
Розглянемо ще один приклад складання хімічної рівності. При реакції між паром води і залізом утворюються залізна окалина і водень (стор. 22). Аналіз залізної окалини показує, що її склад  $Fe_3O_4$ . Схему реакції ми, таким чином, повинні написати спочатку так:



Ця схема не відповідає законові зберігання ваги речовин. Число атомів водню, кисню і заліза в лівій і правій частинах схеми не рівне. Знаходимо формулу, де число різних атомів найбільше:  $Fe_3O_4$ , і за нею починаємо „зрівнювати“. Заліза праворуч 3 атоми, ліворуч 1. Ставимо перед залізом ліворуч 3:



Потім зрівнюємо кисень. Праворуч кисню 4 атоми, отже, в реакції беруть участь 4 молекули води:  $4H_2O$ . У чотирьох молекулах води є 4 потрібні нам атоми кисню і, крім того, ще 8 атомів водню. Стільки ж атомів водню повинно бути і в правій частині рівності, яка набуває, таким чином, такого вигляду:

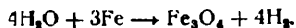


Подібне „зрівнювання“ потрібне, якщо виявляється, що права сторона схеми не відповідає лівій; але правильно зрівнювати можна тільки в тому разі, коли ми точно знаємо, які речовини утворюються при реакції, і коли ми їх формули написали правильно — відповідно до їх складу.

Якщо формули всіх речовин написати правильно, то може йти мова лише про *число молекул* речовин, які беруть участь у реакції, і речовин, що утворюються. Безперечно, число молекул кожної речовини має бути таке, щоб рівність не суперечила законові збереження ваги речовин.

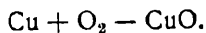
Замість слова „зрівняти“ говорять часто „розставити коефіцієнти“

Примітка. Хімічну рівність іноді називають „хімічне рівняння“. Замість знака рівності в деяких книгах ставиться  $\rightarrow$ , наприклад:

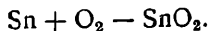


Наприкінці пригадаємо всі хімічні реакції, які були нами пророблені або розглянені, але не були зображені з допомогою хімічних рівностей. Ці реакції подано нижче у вигляді *схем* без коефіцієнтів, чому замість знаків рівності поставлено риски. Ці схеми слід переписати у зошит у вигляді рівностей і розставити коефіцієнти.

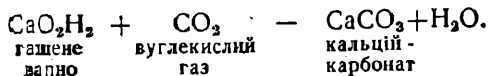
Утворення мідь - оксиду (стор. 6):



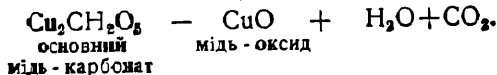
Утворення олово - оксиду (стор. 7):



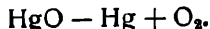
Змутнення вапняної води (розчин гашеного вапна) при діянні вуглекислого газу (стор. 7):



Розклад основного мідь - карбонату (стор. 8):



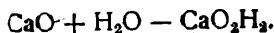
Розклад ртуть - оксиду (стор. 9):



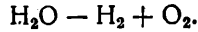
Розклад (випал) вапняку (стор. 9):



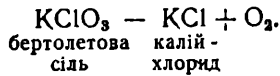
Гашення вапна (стор. 11):



Розклад води (стор. 21):

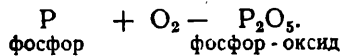
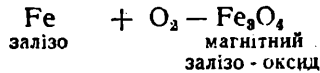
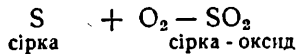
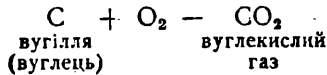


Добування кисню розкладом бертолетової солі (стор. 23):

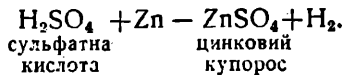


Каталізатор — манган-оксид  $\text{MnO}_2$ , — який ми додаємо до бертолетової солі, лишається незмінним і тому в рівність реакції не входить.

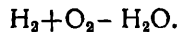
Утворення оксидів при спалюванні різних простих речовин у кисні (стор. 25):



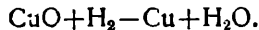
Добування водню (стор. 27):



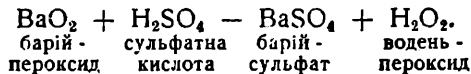
Горіння водню (стор. 31):



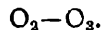
Відновлення мідь-оксиду воднем (стор. 41):



Добування водень-пероксиду (стор. 50):



Утворення озону з кисню (стор. 60):



**9. Розрахунки за формулами і рівностями.** Знаючи формулу якоїнебудь речовини і пригадуючи або знаходячи в таблиці атомні ваги елементів, ми можемо розв'язувати ряд питань. Так, знаючи формулу вуглекислого газу  $\text{CO}_2$ , ми легко можемо обчислити, скільки в ньому процентів вуглецю, тобто скільки вагових частин вуглецю в 100 вагових частинах вуглекислого газу.

Пригадаємо, що атомна вага вуглецю дорівнює 12, атомна вага кисню 16. В молекулі 1 атом вуглецю дорівнює 12 ваговим частинам і 2 атома кисню  $16 \cdot 2 = 32$  ваговим частинам. Отже, молекулярна вага вуглекислого газу дорівнює  $12 + 32 = 44$  ваговим частинам.

Тепер легко ми можемо обчислити, скільки вагових частин вуглецю міститься в 100 вагових частинах вуглекислого газу. Міркуємо так: в 44 вагових частинах міститься 12 вагових частин вуглецю, в 1 ваговій частині  $\frac{12}{44}$ , а в 100 вагових частинах  $\frac{12 \cdot 100}{44} = 27,27\%$ .

Для розв'язання цієї задачі можна скористуватися також правилом пропорції:

$$x : 12 = 100 : 44,$$

звідси

$$x = \frac{12 \cdot 100}{44} = 27,27\%.$$

Таким чином ми знайшли, що у вуглекислому газі 27,27% вуглецю.

Таким же способом можна розв'язати і ряд інших питань. Наприклад: є 20 т мінералу — „олов'яного каменю“ — складу  $\text{SnO}_2$ . Скільки тонн олова можна з нього витопити?

Атомна вага олова 119. Молекулярна вага  $\text{SnO}_2$  буде:  $119 + 16 \cdot 2 = 119 + 32 = 151$ .

Складаємо пропорцію:

$$x : 20 = 119 : 151,$$

звідси

$$x = \frac{20 \cdot 119}{151} = 15,8 \text{ т.}$$

**Задачі** (обчислюйте в десяткових дробах і розв'язуйте з точністю до одного десяткового знака).

1. Скільки свинцю можна добути з 478 т свинцевого блиску, який має склад  $\text{PbS}$ ?

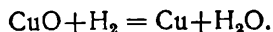
2. Скільки кілограмів цинкової обманки  $\text{ZnS}$  треба взяти для того, щоб добути 25 кг цинку?

3. Розв'яжіть, яка з руд багатша на залізо — бурий залізняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , чи магнітний залізняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ?

4. Скільки треба вагонів, щоб підвезти до доменної печі залізну руду  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (червоний залізняк), потрібну для витопу 200 т заліза, якщо вагон вміщує 15 т руди?

Подібні ж задачі можна розв'язувати і на основі рівностей реакцій. Наприклад, скільки грамів води можна добути при відновленні воднем 32,8 г мідь-оксиду  $\text{CuO}$ ?

Пишемо рівність реакції:



З даної рівності ми бачимо, що одна молекула мідь-оксиду, тобто  $64+16=80$  вагових частин, дає при реакції одну молекулу води, тобто  $2+16=18$  вагових частин.

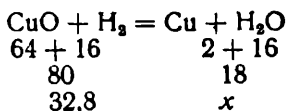
Складаємо пропорцію: 18 у стільки разів більше  $x$ , у скільки разів 80 більше 32,8, або:

$$18 : x = 80 : 32,8,$$

звідси

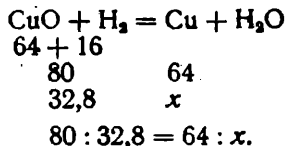
$$x = \frac{18 \cdot 32,8}{80} = 7,38 \text{ г.}$$

Зручно розміщати обчислення так:

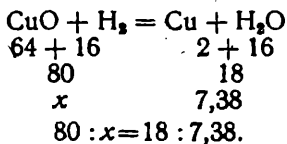


Читаємо: 80 г мідь-оксиду дають 18 г води, а 32,8 г дають  $x$ . Звідси пропорція:  $80 : 32,8 = 18 : x$ .

Якби треба було обчислити кількість міді, то обчислення довелось би розмістити так:



Якщо питання було б поставлене — скільки грамів мідь-оксиду треба взяти, щоб добути при реакції 7,38 г води, то ця задача розв'язувалася б так:



Замість того, щоб складати пропорцію, можна було б міркувати так: 80 г мідь-оксиду дають 18 г води; щоб добути 1 г води, треба взяти не 80 г мідь-оксиду, а у 18 раз менше, тобто  $\frac{80}{18}$ , а щоб добути не 1 г, а 7,38 г води, — в 7,38 рази більше:

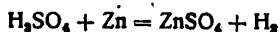
$$\frac{80 \cdot 7,38}{18} \text{ г.}$$

Зробивши дії, ми знайдемо шуканий результат.

При різних хімічних спробах та розрахунках дуже часто замість того, щоб обчислювати кількість речовин у довірливих вагових частинах, користуються поняттям грам-молекулярна вага і грам-атомна вага або, для скорочення грам-

молекула і грам - атом. Ці терміни означають кількості речовин у грамах, що відповідають молекулярній вазі речовини, або атомній вазі елементу. Грам - молекула сульфатної кислоти  $H_2SO_4$  буде  $2 + 32 + 64 = 98$  г сульфатної кислоти, грам - атом цинку 65 г цинку.

Якщо треба зробити якунебудь реакцію на практиці, то найпростіше відважити речовини в грамах. Беручи грам - молекулу сульфатної кислоти і грам - атом цинку, ми знаємо, що при реакції:



у нас не залишиться ні цинку, ні сульфатної кислоти, і утвориться тільки цинк - сульфат і водень.

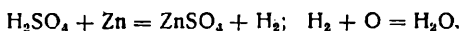
Іноколи грам - молекулярну вагу називають скорочено *молярною вагою*, або ще коротше — *моль*.

Замість цілих грам - молекул при роботах можна брати частини грам - молекул, наприклад,  $\frac{1}{2}$  грам - молекули, 0,1 грам - молекули тощо.

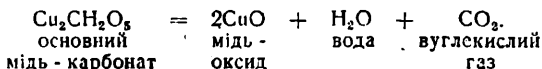
### Задачі.

1. Скільки кілограмів заліза треба взяти, щоб добути 20 кг залізо - сульфід? Рівність реакції на стор. 67.

2. Скільки води утвориться при спалюванні водню, виділеного з сульфатної кислоти 50 г цинку? Рівності реакції:



3. Скільки грамів мідь - оксиду утвориться при прожарюванні 200 г основного мідь - карбонату? Рівність реакції:



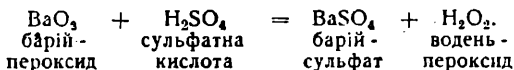
4. Скільки основного мідь - карбонату треба розкласти, щоб виділилось 10 г води?

5. При розкладі основного мідь - карбонату виділилось в сумі 25 г води та вуглекислого газу. Скільки було взято основного мідь - карбонату?

6. При реакції між кальцієм і водою утворилось 10 г водню. Скільки було взято кальцію? Рівність реакції на стор. 67.

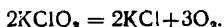
7. Скільки цинку і скільки сульфатної кислоти треба взяти для того, щоб наповнити воднем повітряну кулю місткістю 100 м<sup>3</sup>, якщо 1 м<sup>3</sup> водню важить 0,09 кг?

8. При реакції між барій - пероксидом  $BaO_2$  і сульфатною кислотою  $H_2SO_4$  утворюється водень - пероксид (стор. 70) за реакцією:



Скільки грамів барій - пероксиду треба взяти, щоб добути 340 г водень - пероксиду?

9. Скільки грамів бертолетової солі (стор. 70) треба взяти, щоб добути 134,4 л кисню при нормальних умовах? Рівність реакції:



Один літр кисню важить при нормальних умовах 1,43 г.

**10. Хімічна мова.** Хімічні формули та рівності є надзвичайно коротким, ясним і наочним способом зображення якісного та кількісного складу речовин і явищ, що відбуваються з ними.



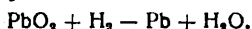
Через наочність формул та рівностей їх легко запам'ятати, тим часом як запам'ятати процентний склад речовин було б неможливо.

Берделіус взяв за основу для хімічних знаків, або „символів“, латинські й грецькі назви елементів. Ці символи прийняли хіміки всіх країн і народів. Таким чином, хімічні формули та рівності — це особлива інтернаціональна *хімічна мова*, однаково зрозуміла кожному хімікові, до якої б національності він не належав.

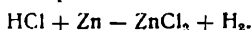
### Заяпитання для повторення.

1. Розставте коефіцієнти в таких рівностях, переписавши їх у свої зошити:

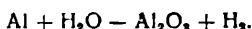
а) Утворення води при реакції між свинець - оксидом і воднем :



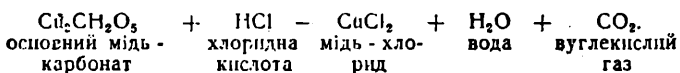
б) Реакція між цинком і хлоридною кислотою :



в) Реакція між: алюмінієм і водою :



г) Реакція між основним мідь - карбонатом і хлоридною кислотою :



2. Чим відрізняються проста і складна речовини щодо складу своїх молекул?

3. Перелічіть властивості озону.

4. Який склад молекул кисню та озону?

5. Яка різниця між поняттями „вага атома“ і „атомна вага“?

6. Чому Дальтон при визначенні атомних ваг взяв вагу атома водню за одиницю?

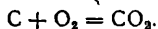
7. Які закони пояснює атомно - молекулярна теорія?

8. Що таке молекулярна формула?

9. Напишіть молекулярну формулу хлору.

10. Знайдіть формулу речовини, що містить 82,25% азоту і 17,75% водню.

11. На одному заводі спалюється щороку 190 тис. тонн кам'яного вугілля. Скільки тонн вуглекислого газу випускається щодня з труб заводу, якщо на рік було 310 робочих днів і у вугіллі в середньому міститься 70% вуглецю С, який при згоранні дає вуглекислий газ? Рівність реакції:

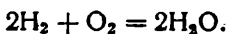


## ІХ. ОКСИДАЦІЯ. ВІДНОВЛЕННЯ.

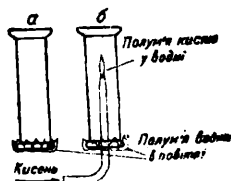
1. Горіння в кисні і в повітрі. Горіння в кисні відрізняється від горіння в повітрі тільки тим, що в чистому кисні процес відбувається набагато енергійніше й швидше, ніж у повітрі. У повітрі кисень, як уже було сказано, розбавлений значною кількістю азоту ( $\frac{4}{5}$  об'ємом), який у реакції горіння ніякої участі не бере і лише сповільнює процес. При горінні і в чистому кисні, і в повітрі утворюються ті самі продукти — сполуки елементів з киснем. Загальна назва всіх сполук елементів з киснем — **оксиди**. Процес сполучення з киснем має назву **оксидації**.

Говорючи, що речовина горить у кисні, що кисень „підтримує горіння“, ми не повинні забувати, що горіння є стільки ж сполучення даної речовини з киснем, скільки й сполучення кисню з цією речовиною. Вони сполучаються *взаємно*. Легко показати, наприклад, що кисень може горіти у водні так само, як і водень у кисні. Горіння водню у кисні ми вже спостерігали (стор. 31, мал. 40).

Спробу з горінням кисню у водні можна зробити так: циліндр, тримаючи його вниз отвором, наповнюють воднем, потім водень запалюють (мал. 60, а) і відразу ж вводять у циліндр трубку, з якої виходить струмінь кисню. В той момент, коли кінець трубки проходить через полум'я водню, що горить біля отвору циліндра в повітрі, на кінці трубки з'являється полум'я (мал. 60, б). Це *полум'я кисню, що горить у водні*. Стінки циліндра пітніють, бо при горінні утворюється вода:



При горінні *складних речовин*, як і при горінні простих речовин, утворюються *оксиди*. Це оксиди елементів, що входять до складу складної речовини. Так, наприклад, при горінні стеаринової свічки утворюються два оксиди елементів, що входять до складу стеарину, — оксид водню (вода) і оксид вуглецю (вуглекислий газ).



Мал. 60. Горіння кисню у водні.

**Задача.** Напишіть рівність реакції, що відбувається при горінні стеарину, формула якого  $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$ .

Відомо, що одні речовини загораються легше, інші — важче.

**Спроба.** Укріпіть в кінці розщепленої скалочки кусочок целулоїду, з якого робляться гребінці та різні інші предмети. Внесіть одночасно в полум'я лампочки целулоїд і такий же приблизно завтовшки кусочок картону або скалочку і зразу ж вийміть. Целулоїд відразу спалахує, а картон або скалочка не встигають загорітися.

Проробіть цю саму спробу, взявши кусочок картону і стрічку магнію. Щоб загорівся магній, його доводиться нагрівати значно довше, ніж картон.

Фосфор можна запалити пробіркою з гарячою водою.

Для кожної горючої речовини можна визначити приблизно температуру, при якій вона загорається. Це буде її **температура займання**. Температура займання фосфору близько  $50^\circ$ , сірки та дерева — близько  $270^\circ$ , вугілля — близько  $350^\circ$ , водню — близько  $600^\circ$ , магнію — близько  $800^\circ$ , заліза — ще вище.

Загорівшись, речовина вже продовжує горіти, бо тепло, що виділяється при горінні, нагріває найближчі до полум'я ділянки речовини до температури займання. Нагрівати речовину треба лише для початку реакції.

Горіння можна припинити, або припинивши доступ повітря, або охолодивши горящу речовину нижче температури займання.

Коли ми заливаємо вогонь водою, ми не тільки охолоджуємо горящу речовину, але й припиняємо доступ до неї повітря.

Що горящу речовину можна погасити тільки зниженням її температури, легко показати на такій спробі. У залізний тигель наливають трохи *скипидару* і пробують запалити його горящою скалочкою. Скипидар не загорається. Тоді тигель злегка нагрівають і знову підносять горящу скалочку. Скипидар загорається.

У міру розігрівання тигля горіння йде дедалі енергійніше. Якщо тепер тигель охолодити, зануривши його у холодну воду, горіння скипидару слабне і, нарешті, зовсім припиняється.

Речовини, що легко загораються, називаються *вогнебезпечними*.

Від вогню легше загораються горючі речовини газоподібні або що легко випаровують, навіть і з високою температурою займання. Це тому, що газ швидше нагрівається до температури займання, ніж рідина або тверда речовина. Тому до вогнебезпечних речовин залічують не тільки горючі речовини, які мають низьку температуру займання, а й речовини, що легко випаровують, як спирт, бензин, ефір.



Мал. 61. Гасіння одягу, що загорівся на людині.

Від бензину дуже часто бувають нещасні випадки. Люди, які не знають, наскільки легкий і вогнебезпечний бензин, часто чистять щонебудь бензином або переливають бензин при вогні. Якщо навіть вогонь і далеко, то пара бензину, що швидко поширюється, доходить до вогню і загорається. Пара бензину легко може займатися не тільки від свічки або лампи, але й від полум'я в печі, від запаленого на дру-

гому кінці кімнати сірника. Утворюється величезне полум'я, яке охоплює працюючого. На ньому загоряється одяг.

Єдиний спосіб загасити одяг, що загорівся на людині, — це накинути на неї ковдру, шубу, килим, завіску тощо і щільно загорнути її, щоб припинити доступ повітря до горящого одягу (мал. 61).

Дуже небезпечно, коли людина, на якій горить одяг, починає бігати по кімнаті, через що свіже повітря тільки посилює горіння.

Бензин і гас не можна гасити водою: вони легші води, випливають на поверхню води і продовжують горіти.

Це легко спостерігати, коли небагато бензину налити в жерстянку, запалити і дати розгорітися. Вливання в жерстянку води не гасить полум'я, але полум'я одразу ж гасне, коли жерстянку накрити ганчіркою. Цим способом най-

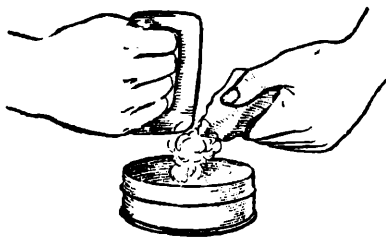
краще гасити бензин або гас, який зайнявся в бідоні або в пляшці. Пожежники збивають полум'я бензину і гасу сильною струминею води або водяної пари, в хімічних лабораторіях і на виробництві легкі горючі рідини на випадок, коли вони загоряються, гасять, засипаючи з відра піском або за допомогою вогнегасників, у хатній же обстановці найкраще накинути на полум'я ковдру і т. п.

**2. Значення реакції горіння.** Людина почала користуватися вогнем з незапам'ятних, доісторичних часів. Вперше людина зіткнулася з вогнем, напевне, випадково. Вогонь міг виникнути від запаленого блискавкою сухого дерева. Спочатку людина була, безперечно, вражена вогнем і бачила в ньому тільки божественну силу, а потім навчилася користуватися вогнем і підтримувати його, підкидаючи у вогнище сухі сучки. З часом вона навчилася і добувати вогонь. Це було великим завойованням у житті первісної людини. Тертям одного куска сухого дерева об другий вона добувала вогонь (мал. 62) для запалювання вогнища, біля якого людина грілася, готувала їжу і ним відстрашувала своїх ворогів — диких звірів.

Дальшим досягненням людини було добування вогню з допомогою кременя і куска колчедану.

При вдарі твердим кременем об кусок сірчаного колчедану  $FeS_2$ , дрібні частинки, які відскакують від колчедану, в наслідок тепла, що розвивається при вдарі, загораються, утворюючи іскри, якими можна запалити суху траву й інші легко займисті матеріали.

Сірчаний колчедан інакше називається *пірит*. Ця назва, що походить від грецького слова „пір“ — вогонь, вказує на доісторичне застосування колчедану, яке, очевидно, було відомо і стародавнім грекам.



Мал. 63. Викресування вогню з допомогою кременя і кресала. Від кресала відскакують дрібні частинки заліза, які розжарюються від удару і дають іскри. У коробці лежить трут, який загорається від іскор.



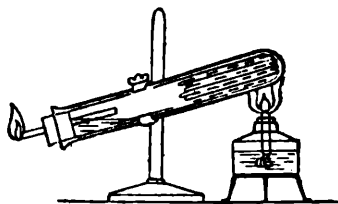
Мал. 62. Добування вогню тертям.

Потім пірит був замінений куском заліза (кресало, мал. 63). Цей спосіб добування вогню був у загальному вжитку ще якихсь 150 років тому. Тоді ще не було ні сірників, ні газу, ні газових ламп, ні навіть стеаринових свічок, — були тільки сальні свічки.

Протягом багатьох тисячоліть вогонь та паливо використовувались лише для домашнього вжитку, і тільки за останнє століття паливо поступово набуло ширшого значення.

*Паливо* тепер нам потрібне не тільки для опалювання жител і для готування їжі, як у минулі часи. Воно має величезне значення і для промисловості, як джерело рушійної сили для фабрик і заводів, для залізниць, пароплавів, теплоплавів, автомобілів, аеропланів, для двигунів сільськогосподарських машин, для тракторів, для добування електричної енергії, для добування світільного газу, коксу та кам'яновугільної смоли, для витопу металів з руд.

**3. Суха перегонка дерева і кам'яного вугілля.** Багато складних речовин, що мають у своєму складі вуглець та водень, так звані *органічні речовини*,



Мал. 64. Суха перегонка дерева.

розкладаються при більш чи менш сильному нагріванні без доступу повітря на простіші речовини — газоподібні, рідкі і тверді.

**Спроба.** Наповніть пробірку на дві третини скалочками сухого дерева. Вставте корок з трубкою, що виступає всередину пробірки, як на мал. 64. Укріпіть пробірку на штативі в похилому положенні, як на малюнку, і нагривайте на лампочці, починаючи з кінця пробірки. Газ, що виділяється

з пробірки, підпаліть. Нагривайте доти, поки газ не перестане виділятися. Обережно відіткнувши корок, перелийте рідину, що зібралася біля корка, у другу пробірку. Висипте з першої пробірки добуте вугілля. Зверніть увагу на його щільність і дзвінкість під час кидання на тверду поверхню — властивості добре випаленого вугілля. Дослідіть рідину, що утворилася при нагріванні дерева. У водянистій рідині можна помітити бурі смолисті краплі *дьогтю*, що має характерний запах.

Випробуйте водянисту частину лакмусовим папірцем. Ви переконаєтесь, що це не чиста вода, а розчин, який має кислоти. Лакмус від кислоти червоніє.

Дослідження складу водянистого шару, що утворився при нагріванні дерева без доступу повітря, показує, що цей шар містить *ацетатну кислоту*, невелику кількість так званого *деревного спирту* і багато інших речовин. Дьоготь також являє собою суміш різних органічних речовин.

Розклад органічних речовин нагріванням без доступу повітря має назву *сухої перегонки*.

*Продукти сухої перегонки* дерева дуже цінні. Колись для добування деревного вугілля, яке використовувалось в металургійно-промисловості і домашньому побуті, дерево вицалювали в кучах-вогнищах, прикритих зверху землею для зменшення доступу повітря, і втрачали рідкі та газоподібні продукти. Тепер суха перегонка дерева та переробка добуваних продуктів становлять цілу галузь лісо-хімічної промисловості і мають величезне значення в господарстві.

Ще більше значення для хімічної промисловості має суха перегонка іншого виду палива — кам'яного вугілля.

Сушу перегонку кам'яного вугілля можна також зробити у пробірці, але спроба потребує значно сильнішого нагрівання. Тут так само виділяються горючі гази — *світильний газ*, так само утворюються *рідкі продукти*, і залишається щільне вугілля, що називається *коксом*. Кокс, як і вугілля, складається з вуглецю з домішкою речовин, що дають золу, яка залишається після спалювання коксу.

Суша перегонка кам'яного вугілля провадиться у великому масштабі на заводах для вироблення світильного газу і коксу.

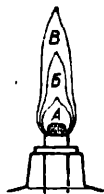
*Світильний газ* застосовується почасти для *освітлення* і переважно для *нагрівання*.

Для витопу металів з руд потрібна *величезна кількість коксу*. Тому є заводи, зайняті виключно заготівлею коксу. На цих заводах газ використовується для нагрівання печей, в яких відбувається суха перегонка, так що стороннього палива не потрібно. Рідкі продукти збирають і відправляють для переробки на хімічні заводи.

Рідкі продукти складаються з водянистої частини і чорної смоли. Але лакмусовий папірець від цієї рідини не червоніє, а синіє. Отже, продукти тут інші, ніж при сухій перегонці дерева. Вонюча „кам'яновугільна смола“ являє собою складну суміш великого числа органічних речовин. При перегонці цієї смоли утворюється ряд цінних продуктів, як бензол, нафталін, карболова кислота тощо. З цих продуктів з допомогою складних реакцій добуваються найцінніші надзвичайно різноманітні речовини: всяких відтінків барвни речовини, лікарські, вибухові і отруйні речовини.

Водяниста рідина, що утворюється при сухій перегонці кам'яного вугілля, містить у собі *амоніак*  $\text{NH}_3$ , який служить джерелом для виробництва штучних азотних *добрих*.

**4. Полум'я.** Горіння може бути з полум'ям і без полум'я. Без полум'я горять такі речовини, які під час горіння не перетворюються в гази, як вугілля, що тільки розжарюється і тліє, і як залізо, яке, згораючи у кисні, дає лише іскри — відсакаючі частинки розжареного залізо-оксиду. Якщо ж речовина горить з полум'ям, то це означає, що дана речовина або газоподібна, як водень, світильний газ, вуглець-оксид, або ж перетворюється при горінні в гази.



Мал. 65.  
Будова  
полум'я  
спиртової  
лампи.

Якщо розглянути полум'я спиртової лампи, то ми помітимо в ньому нижню — синювату частину, верхню — жовтувату і всередині — темнішу частину *А* (мал. 65). Над нею видно світліший язик *Б*. Якщо уважно придивитися, то можна помітити, що все полум'я оточене ще ледве помітною оболонкою *В*, яку краще видно у верхній частині полум'я. Розглядати полум'я краще, коли гніт не дуже сильно висунутий. Полум'я повинно бути середніх розмірів.

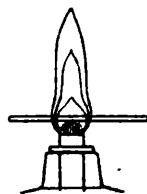
Для того щоб вирішити, що відбувається у різних частинах полум'я, що це за частини, зробимо такі спроби.

**Спроба 1.** Внесіть у полум'я скалочку, тримаючи її горизонтально над самим гнотом (мал. 66). Як тільки скалочка почне темніти, швидко вийміть її, не даючи їй загорітися. Скалочка

обвуглюється у двох місцях — з країв полум'я.

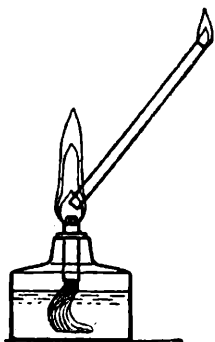
Спроба покаже, що найжаркішою частиною полум'я буде шар *Б*.

Що є у внутрішній частині *А* полум'я спиртової лампочки? Для розв'язання цього питання зробимо таку спробу.



Мал. 66. Нагрівання скалочки в полум'ї спиртової лампи.

**Спроба 2.** Візьміть щипцями або пінцетом невеликий кусок скляної трубки (близько 10 см завдовжки) і, добре прогрівши її в полум'ї лампочки, тримайте похило так, щоб кінець її був поблизу в середній частині полум'я *А* (мал. 67). До верхнього кінця піднесіть запалений сірник. Біля кінця трубки з'явиться маленьке полум'я. Це горить пара спирту, що є у внутрішній частині полум'я і виходить по трубці. Трубочка повинна бути нагріта для того, щоб пара в ній не згущувалась.



Мал. 67. Виведення пари спирту з полум'я спиртової лампи.

Якщо нижній кінець трубки підняти до частини *Б* — полум'я біля трубки гасне. Отже, тут уже немає пари спирту.

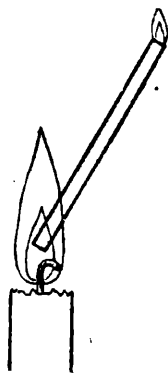
Зроблені спроби показують, що горіння відбувається лише в зовнішній та верхній частині полум'я, а всередині полум'я є пара спирту, що випаровується з гноту. У самій же зовнішній, ледве видимій частині полум'я *В* є лише розжарені продукти горіння.

Подібно до того, як усередині полум'я спиртової лампочки є пара спирту, так і всередині полум'я сірки, фосфору, магнію є пара цих речовин, яка й утворює полум'я.

Полум'я скалочки має таку саму будову, як і всяке інше полум'я. Якщо погасити полум'я скалочки, то від неї буде деякий час іти димок з характерним запахом. Це, звичайно, не пара дерева, а знайомі нам продукти сухої перегонки дерева, — ті самі гази та пара, що утворюються при нагріванні дерева без доступу повітря. З цих газів та пари і складається внутрішня частина полум'я.

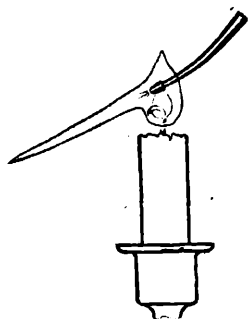
Так само і всередині полум'я свічки є газ і пара, що являють собою продукти сухої перегонки стеарину.

**Спроба 3.** Проробіть із свічкою спробу з виведенням газів із внутрішньої частини полум'я свічки (мал. 68) з допомогою нагрітої на спиртовці скляної трубки (як у спробі з полум'ям спирту). Зверніть увагу на різкий запах цих газів, не схожий на запах стеарину.



Мал. 68. Виведення продуктів сухої перегонки з полум'я свічки.

Спостерігаючи полум'я свічки, ми помічаємо одну істотну відміну полум'я свічки від полум'я спиртової лампочки—це *світність полум'я свічки*. Від чого вона залежить?



Мал. 69. Вдування повітря в полум'я свічки.

**Спроба 4.** Внесіть у верхню частину полум'я свічки якийнебудь холодний предмет—стакан, чашку, ніж. Ви помітите утворення *кіптю*, тобто частинок вугілля.

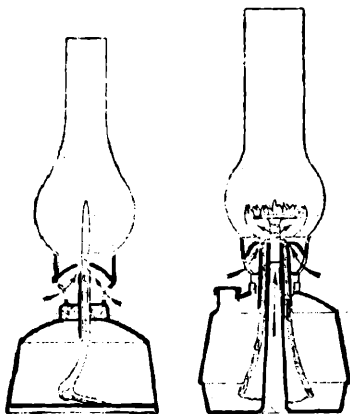
Можна зробити й полум'я свічки *несвітним*. Для цього з допомогою паяльної трубки (раніш, ніж брати її в рот, продезинфікуйте її: нагрійте кінець у полум'ї спиртовки й охолодіть) вдувайте у полум'я свічки струмінь повітря (мал. 69). Полум'я утворюється *майже несвітне*. Внесіть у це полум'я холодний предмет. Кіпоть тепер не осідає.

Зроблені нами спостереження змушують припустити, що утворення в полум'ї частинок вуглецю і спричиняє світність полум'я свічки. Це припущення підтверджується тим, що є речовини, які не тільки горять світним полум'ям, але при цьому ще коптять, виділяючи сажу, як, наприклад, гас. Тут частинки вугілля виділяються з полум'я, не встигаючи згоріти, в полум'ї ж свічки утворювані частинки вугілля *згорають* у зовнішній частині полум'я, і тому свічка не коптить.

Якщо пригадати, які речовини горять яскравим, *світним полум'ям*, то виявляється, що це такі речовини, як магній, фосфор, кальцій, які дають *тверді продукти горіння* ( $MgO$ ,  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ). Речовини ж, що дають газоподібні продукти горіння, горять на повітрі блідим, малосвітним полум'ям, як водень, сірка.

Залежить це від того, що розжарені тверді речовини світять яскравіше, ніж розжарені гази.

Тепер ми можемо вже ясно уявити собі причину світності полум'я стеарину та інших органічних речовин. Це речовини, багаті на вуглець, який при процесі сухої перегонки, що відбувається в полум'ї, виділяється у вільному стані у вигляді сажі. Розжарені частинки сажі світять. Сажа може або вся згорати у зовнішній частині полум'я, наприклад, у полум'ї свічки, або частково виділяється назовні, як у полум'ї горящого не в лампі гасу, у полум'ї скипидару, масла, по-



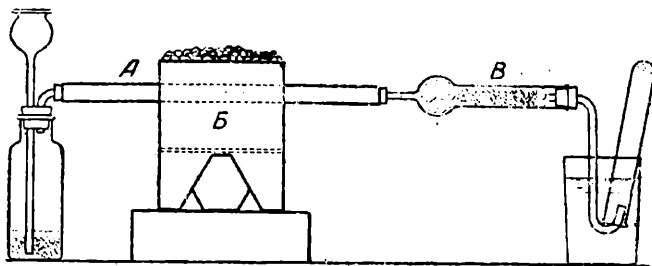
Мал. 70. Гасові лампи.



части дереба (чорний дим) та інших речовин. Посилений доплив повітря може зробити це полум'я некоптячим і несвітлим. В останньому випадку через перемішування продуктів сухої перегонки з киснем повітря вуглець не встигає виділитися у вільному стані, зразу ж цілком згораючи у вуглекислий газ (водень органічної речовини дає при цьому пару води).

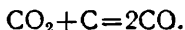
Органічні речовини, менш багаті на вуглець, горять мало-світлим і некоптячим полум'ям, як спирт (спирт містить у собі 52% вуглецю, тоді як стеарин — 76%, скипидар — 88%).

**5. Вуглець - оксид, генераторний газ.** При горінні органічних речовин при недостатньому доступі повітря, крім вуглекислого газу  $\text{CO}_2$ , утворюється ще другий оксид вуглецю — *вуглець - оксид*, або чадний газ  $\text{CO}$ .



Мал. 71. Добування вуглець - оксиду.

Вуглець - оксид утворюється також при пропусканні вуглекислого газу через сильно розжарене вугілля. Вуглець відбирає у молекули вуглекислого газу один атом кисню, і утворюються дві молекули вуглець - оксиду:



Чим сильніше розжарене вугілля, тим більше вуглець - оксиду утворюється. При малому розжарюванні вугілля він зовсім не утворюється.

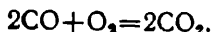
Добути вуглець - оксид можна так: вугілля вміщується в залізу трубку А (мал. 71), і трубка розжарюється на жаровні Б. Через розжарену трубку пропускається вуглекислий газ, добутий (у приладі ліворуч) діянням хлоридної кислоти на мармур. У трубці вуглекислий газ вступає в реакцію з вугіллям, утворюючи вуглець - оксид. Надмір вуглекислого газу удержується сумішшю натрій - гідроксиду з вапном у трубці В. Вуглець - оксид, що утворюється, збирається у пробірку над водою. Спробу можна робити тільки у *витяжній шафі*.

Вуглець - оксид — *дуже сильна отрута*. Найменша домішка вуглець - оксиду в повітрі уже спричиняє отруєння (чад) з головним болем і шумом в ушах. Домішка ж 1% об'ємом уже робить повітря дуже отруйним, і навіть, коли недовго влихати таке по-

вітря, воно спричиняє серйозне отруєння — непритомність і, кінець -кінцем, смерть. При серйозних отруєннях вуглець - оксидом людину слід насамперед винести на свіже повітря. Якщо це не допомагає, розтирають тіло, роблять штучне дихання, вдихання кисню.

Полум'я горящого вуглець - оксиду можна бачити при топленні печі. Це ті *блакитні вогники*, що помітні над горящим вугіллям, коли дрова вже згоріли і лишається ще багато розжареного вугілля. Ці ж вогники видно в самоварі, коли в ньому ще багато розжареного вугілля.

При горінні вуглець - оксиду утворюється вуглекислий газ  $\text{CO}_2$ :



Самий вуглець - оксид — безбарвний газ, не має запаху, мало розчинний у воді, трохи легший повітря.

На мал. 73, 74, 75 показано, при яких умовах утворюється вуглець - оксид у кімнатній печі.

На мал. 73 вугілля в печі багато. Труба відкрита. Повітря входить у всі отвори у дверцятах і навколо них. При горінні вугілля утворюється вуглекислий газ, який у верхніх шарах купки розжареного вугілля вступає в реакцію з останнім, утворюючи вуглець - оксид. Виходячи на поверхню купки вугілля, вуглець - оксид згорає в допливаючому повітрі, — блакитні вогники над вугіллям. Вуглекислий газ разом з азотом повітря виноситься в трубу.

На мал. 74 труба закрита передчасно, коли ще вугілля багато, і воно сильно розжарене. Знизу в піч надходить холодне повітря, а теплі продукти горіння й азот повітря, не маючи виходу в трубу, виходять назовні через щілини над дверцятами. Вуглець - оксид, що утворюється, як і в першому випадку, уже не згорає, бо немає достатнього допливу повітря, і разом з вуглекислим газом та азотом виходить назовні.

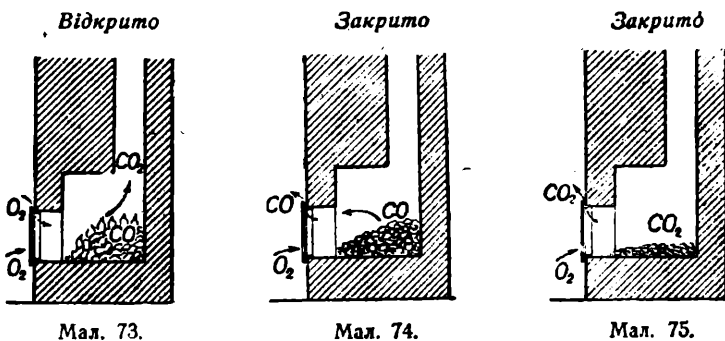
На мал. 75 труба закрита вчасно, коли вугілля залишилось небагато. Воно розсіпане тонким шаром на черені і тому не так розжарене, як у тому випадку, коли воно лежить купою. Вуглець - оксид не утворюється або утворюється мало, і повітря, що надходить знизу, досить для його згорання. З печі через щілини виділяється тільки неотруйний вуглекислий газ. Тепер ясно, чому не можна закривати піч, поки вугілля багато і воно дуже розжарене.

Повчально зробити таку спробу: коли вугілля в печі залишиться вже небагато, зібрати його в купу — над ним відразу ж з'являться блакитні вогники горящого вуглець - оксиду. Якщо потім розгорнути це вугілля рівномірним шаром по всьому черені печі, вугілля зробиться темнішим, і вогники над ним зникнуть. Умов стикання вуглекислого газу з розжареним шаром вугілля вже не буде, і утворення вуглець - оксиду припиниться.

З цього прикладу видно, що для такого розуміння такого, здавалося б, простого процесу, як топлення печі, і для свідомого керування цим процесом потрібно знати властивості та умови утворення речовин при реакції.

Над вивченням умов утворення вуглець - оксиду працювало багато вчених.

Слід спинитися ще на питанні про те, чи *можє „пахнути чадом“*? Адже вуглець - оксид сам по собі не має запаху. Звідки ж склалася така думка, що чад пахне? Річ у тому, що найкращі умови для утворення вуглець - оксиду — велика кількість вугілля і його висока температура, а це буває тоді, коли дрова майже цілком обвуглилися і залишилися 1—2 невеликі голівешки, що дають дим.



Мал. 73. Мал. 74. Мал. 75.  
Утворення вуглець - оксиду та вуглекислого газу в кімнатній печі (розріз).

Ми чуємо характерний запах диму. В той же час у повітря потрапляє й вуглець - оксид. Таким чином, помічаючи запах диму, ми одночасно можемо і вчадіти. Дим нас попереджає про можливість отруїтися вуглець - оксидом.

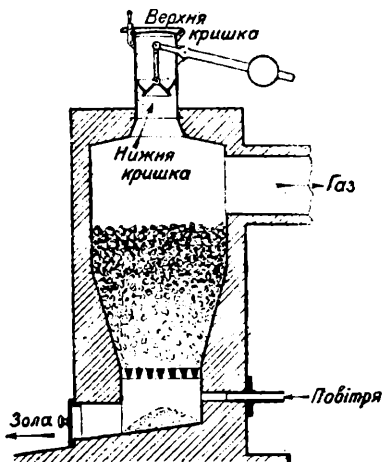
Однак, вуглець - оксид може утворюватися й в меншій кількості і тоді, коли є тільки чисте вугілля, а головешки всі згоріли, і димом не пахне. В таких випадках людина чадіє зовсім непомітно і може отруїтися на смерть.

Слід ще зазначити, що вуглець - оксид утворюється при сухій перегонці дерева, отже, і при горінні дерева при малому доступі повітря. Ці умови також можуть створитися у рано закритій печі, де лишилося багато головешок, або в самоварі з непрогорілим вугіллям.

Вуглець - оксид є у *світільному газі*. Тому треба стежити, щоб газові крани завжди були добре закриті. Відомий ряд випадків отруєння світільним газом.

Вивчення властивостей вуглець - оксиду показує, що при згоранні його виділяється *велика кількість тепла*, що температура полум'я його дуже висока — близько 1400°. Тому, топлячи печі, потрібно так регулювати доплив повітря щоб вуглець - оксид не вилітав у трубу, бо це буде прямий збиток. Треба, щоб весь вуглець - оксид, що утворюється в печі, тут же згорав і віддавав своє тепло стінкам печі. За цим особливо важливо стежити в топках заводських печей, де спалюється величезна кількість палива і де особливо важно цілком використати його тепло.

Знання властивостей вуглець оксиду дозволило використати цей страшенно отруйний газ для технічних потреб як паливо. В техніці добувається вуглець - оксид, як паливо, в тих же умовах, як він утворюється в самоварі, тільки в більшому масштабі.



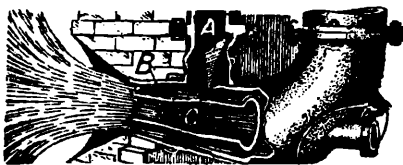
Мал. 76. Найпростіший газогенератор (розріз).

назву генераторного газу. Цей газ з газогенератора направляється трубою в піч, де і спалюється. У міру згорання коксу він додається в газогенератор через верхню лійку, прикриту двома кришками для того, щоб отруйний вуглець-оксид не міг проходити у приміщення. Спочатку відкривається верхня кришка і в лійку наливається кокс, потім верхня кришка закривається і опускається вниз нижня конусоподібна кришка. Паливо провалюється в генератор, після чого конус знову піднімається

Якщо замість коксу брати кам'яне вугілля, то до вуглець-оксиду та азоту примішується ще деяка кількість горючих продуктів сухої перегонки кам'яного вугілля. Будують генератори і для інших видів палива.

Генераторний газ застосовується там, де потрібне сильне рівномірне нагрівання, наприклад, для „варіння“ скла, топлення сталі.

**6. Повільна оксидация.** При горінні процес сполучення з киснем проходить швидко; відразу виділяється багато тепла, відбувається розжарювання і свічення.



Мал. 80. Форсунка для пилувидного палива.

А — трубка, що подає паливо. Подача регулюється заслінкою. Паливо падає в кільцевий простір В між внутрішньою трубою С і зовнішньою трубою форсунок. Через трубку С і через кільцевий простір В вдувається з допомогою вентилятора повітря.

На мал. 76 зображена піч для добування вуглець-оксиду, або так званий газогенератор (найпростіший). Якщо вмістити в газогенератор великий шар коксу, розпалити його і вдувати знизу повітря, то кокс розжарюється, згораючи у вуглекислий газ.

Коли кокс дуже розжариться, то у верхніх шарах, де немає зайвого повітря, починає утворюватися вуглець-оксид (стор. 83).

В результаті утворюється суміш вуглець-оксиду з невеликою кількістю вуглекислого газу й з азотом повітря. Ця суміш має

назву генераторного газу. Цей газ з газогенератора направляється трубою в піч, де і спалюється. У міру згорання коксу він додається в газогенератор через верхню лійку, прикриту двома кришками для того, щоб отруйний вуглець-оксид не міг проходити у приміщення. Спочатку відкривається верхня кришка і в лійку наливається кокс, потім верхня кришка закривається і опускається вниз нижня конусоподібна кришка. Паливо провалюється в генератор, після чого конус знову піднімається

Якщо замість коксу брати кам'яне вугілля, то до вуглець-оксиду та азоту примішується ще деяка кількість горючих продуктів сухої перегонки кам'яного вугілля. Будують генератори і для інших видів палива.

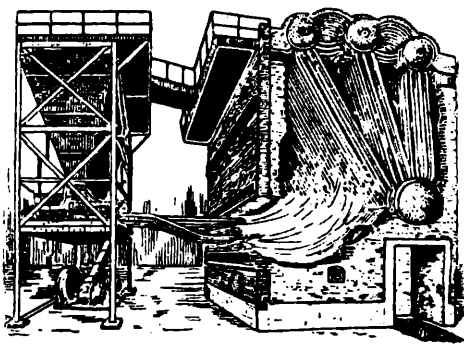
Генераторний газ застосовується там, де потрібне сильне рівномірне нагрівання, наприклад, для „варіння“ скла, топлення сталі.

**6. Повільна оксидация.** При горінні процес сполучення з киснем проходить швидко; відразу виділяється багато тепла, відбувається розжарювання і свічення. Але реакція сполучення з киснем може відбуватися й повільно, без розжарювання і свічення. Пригадаймо оксидацию металів при нагріванні. Відомо, що багато металів поступово оксидуються на повітрі і без нагрівання.

При повільній оксидации, так само, як і при горінні, виділяється тепло, але воно поступово віддається навколишнім речам і повітрю (навколишньому середовищу), і ми звичайно не поміча-

емо розігрівання. Але якщо охо лодження навколишнім повітрям утруднюється, нема достатньої вентиляції, або якщо речовина оксидується дуже енергійно, а температура займання її низька, то вона може сама собою загорітися, виникне **самозаймання**.

Прикладом легко займистої речовини може бути фосфор. Особливо легко загорається фосфор, коли він роздрібнений. Фосфор розчиняють у вуглець-сульфіді і змочують розчином смужку паперу. Вуглець-сульфід випаровується, а фосфор, що лишився на папері, спочатку починає диміти, а потім, прогрівшись до температури займання ( $50^{\circ}$ ), сам собою загорається.



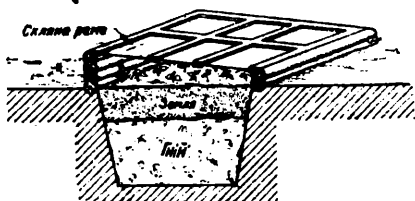
Мал. 81.

Випадки самозаймання нерідко спостерігаються на практиці. Так, якщо скласти в купу промаслені ганчірки, якими обтирали машини, і залишити їх так на довгий час, то в наслідок оксидації мастила температура всередині купи може підвищитися настільки, що виникне самозаймання.

Спостерігались випадки самозаймання в купах дрібного кам'яного вугілля, в стогах сіна тощо.

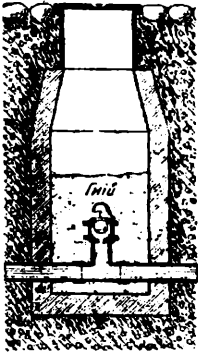
При гнитті та тлінні рослинних і тваринних речовин також відбувається повільна оксидація. Якщо в банку вмістити гниюче листя, то в ній легко виявити утворення вуглекислого газу.

При гнитті, як при всякій оксидації, безперервно виділяється тепло, якого ми звичайно не помічаємо. Але цим теплом *користуються на практиці*. Так, наприклад, при влаштуванні *парників*, в яких ранньої весни, користуючись сонячним світлом і теплом, вирощують овочі, у парник спочатку вміщується великий шар гною, поверх якого вже насапється земля (мал. 82). Тепло, що виділяється при гнитті гною, підтримує у парнику вищу температуру, ніж температура навколишнього повітря.



Мал. 82. Розріз парника.

Гноєм користуються на півночі для охорони від замерзання водопровідних труб у тих місцях, де є пожежні краєви. У великих містах ми помічаємо серед бруку чапунні кришки, що прикривають колодязі каналізації та коло-



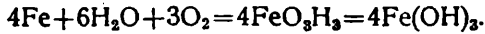
Мал. 83. Розріз колодязя з пожежним краном.

дязі над пожежними кранами. Кришки над останніми восени відкривають і накладають у колодязь гною (мал. 83). Коли гній перегине і стане рідким, рідину вичерпують, а в колодязь закладають свіжого гною.

Слід нагадати, що процес оксидації відбувається і при диханні. Тканини нашого організму складаються головним чином із сполук водню Н та вуглецю С. Ось чому у видихуваному повітрі є пара води  $H_2O$  і вуглекислий газ  $CO_2$ .

Оксидацією прийнято називати не тільки такі випадки приєднання кисню, при яких утворюються оксиди, а й такі, при яких утворюються інші, складніші речовини. Так, наприклад, при ржавінні заліза утворюється не залізо-оксид, як при оксидації розжареного заліза, а речовина, до складу якої, крім кисню, входить також і водень. Склад іржі можна зобразити формулою  $Fe(OH)_3$ .

Річ у тому, що ржавіння заліза відбувається тільки в вологому повітрі, і в цій реакції бере участь, крім кисню повітря, і вода:



Реакцією оксидації буде й утворення ацетатної кислоти із спирту при скисанні вина і ряд інших реакцій, в яких бере участь кисень.

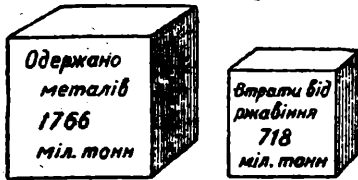
Реакції оксидації, що відбуваються самодовільно, в деяких випадках є не тільки небажаними, а надто шкідливими, як наприклад, ржавіння металів, особливо найпотрібнішого з металів — заліза.

Ржавіння дає величезні збитки і в домашньому господарстві і особливо на виробництві, і з ржавінням потрібно вести неупинну боротьбу.

На мал. 84 зображено наочно кількість металу, добутого в усьому світі за 33 роки (1890 — 1923), і кількість металу, загублого за цей час від ржі.

Ржавіння характерне тим, що, почавшись в одному місці, воно поступово чимраз швидше поширюється далі, і цінний предмет, кінець-кінцем, гине.

Спинити ржу далеко важче, ніж не допустити. Не допустити ж ржу можна уважним та бережним ставленням до інструмента, машини, знаряддя.



Мал. 84. Діаграма, що зображає відносну кількість металу, добутого в цілому світі, і кількість металу, загублого від ржі за 33 роки (1890—1923).

Як же це зробити? Насамперед треба зберігати метал, оскільки це можливо, в чистоті й сухості, не допускати на полірованій або почорненій поверхні металу дряпин, з яких звичайно починається ржавіння.

В деяких випадках, особливо при тривалому зберіганні, металічні предмети змазуються вазеліном, маслом тощо.

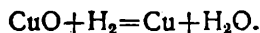
В тих випадках, коли постійно доглядати за металом важко, його стараються захистити від кисню якимнебудь покриттям. Найпростіший спосіб — це фарбування *олійною фарбою*. Пофарбування треба вчасно повторювати. Якщо пропустити потрібний момент для фарбування, наприклад, даху, він може швидко проржавіти наскрізь. Найменша ржава крапка на пофарбованому залізному відрі може швидко перетворитися на дірку, якщо не стежити за відром і вчасно його не пофарбувати.

Якщо предмет нагрівається, як наприклад, кухонний посуд, то його часто вкривають *емаллю*. Емальований посуд не можна кидати і по ньому не можна вдаряти, бо емаль відколюється, і кисень починає свою роботу.

Метали покривають також *іншими металами*, які менш зазнають окисації, а саме — лудять (покривають оловом), оцинковують, нікелюють, сріблять, золотять.

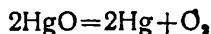
Новішим досягненням є покривання металів хромом Cr, який, крім своєї стійкості проти кисню і красивого блиску, відрізняється й величезною твердістю; кадмієм Cd, що захищає краще, ніж цинк Zn і ніж звичайно вживане олово Sn; хімічно чистим алюмінієм Al і т. ін. Крім того, боротьба з ржею провадиться й по іншій лінії: винайдено ряд нержавіючих сплавів, як нержавіюча сталь тощо.

**7. Реакція відновлення.** Ми вже знаємо, що реакції, при яких приєднується кисень, називаються реакціями *окисації*. Поряд з реакціями окисації можуть відбуватися реакції, при яких від кисневої сполуки *відбирається* кисень. Наприклад, при пропусканні водню над розжареним мідь-оксидом відбувається, як ми вже знаємо, реакція:



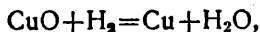
При цій реакції кисень начебто відбирається від мідь-оксиду з допомогою водню. Мідь, яка, сполучившись з киснем, втратила свої властивості, утворюється знову, *відновлюється*. Звідси назва реакції відбирання кисню — *реакція відновлення*.

Реакція розкладу ртуть-оксиду з утворенням вільної ртуті



є реакцією відновлення. Кисень тут відбирається від ртуті нагріванням.

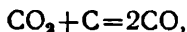
У тих випадках, коли при реакції відновлення кисень, що відбирається, не виділяється у вільному вигляді, а утворює нову сполуку, як при реакції



у нас одночасно йдуть *дві реакції* — і відновлення, і оксидації: мідь у нашому прикладі відновлюється, водень же оксидується.

Це реакція відновлення щодо мідь-оксиду і реакція оксидації щодо водню.

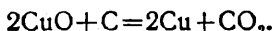
Реакція між вуглекислим газом і вугіллям, що відбувається при недостатньому доступі повітря в печі або в газогенераторі,



є теж реакція відновлення щодо вуглекислого газу і реакція оксидації щодо вугілля — вуглецю.

Вуглець може відбирати кисень від оксидів металів.

**Спроба 1.** Змішайте з порошком вугілля кусочки мідь-оксиду і вмістіть у пробірку (мал. 85). Газовідвідну трубку опустіть у пробірку з вапняною водою, щоб виявити вуглекислий газ, який виділяється при реакції. Нагрівайте пробірку сильніше, поки виділення газу не припиниться або сильно не ослабне. Вийміть кінець трубки з вапняної води, дайте пробірці остигнути, висипте вміст на папір і обережно здуйте вугільний порошок. Можна під кінець обережно покачати кусочки пальцем по паперу. Замість мідь-оксиду у нас утворилась червона мідь. Відбулася реакція:

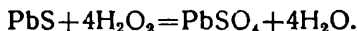


При цій реакції так само відбуваються два процеси — відновлення міді і оксидація вугілля — вуглецю у вуглекислий газ.

Про такі реакції ми можемо говорити не як про реакції відновлення або оксидації, а як про *оксидаційно-відновний процес*.

У тих випадках, коли ми користуємося оксидаційно-відновним процесом для приєднання кисню, ми називаємо процес *оксидацією*.

**Спроба 2.** До збовтаного у воді свинець-сульфіду  $\text{PbS}$  прилийте водень-пероксиду  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Осад біліє. Відбувається реакція оксидації:



Свинець-сульфід оксидується у свинець-сульфат  $\text{PbSO}_4$  білого кольору.

Цією реакцією користуються на практиці при реставрації (поновленні) картин, написаних олійними фарбами. Якщо художник користувався свинцевим білилом, то з часом картина чорніє в наслідок утворення свинець-сульфіду. При діянні водень-пероксиду свинець-сульфід переходить у білий свинець-сульфат, і картина поновлюється.



Діяння водень - пероксиду на свинець - сульфід називають реакцією оксидації, хоча справді це оксидаційно - відновний процес — одночасно з оксидацією свинець - сульфиду відбувається відновлення водень - пероксиду, від якого відбирається половина кисню.

Речовина, здатна віддавати свій кисень іншим речовинам, називається **оксидатором**. Наприклад, водень - пероксид, озон — сильні оксидатори.

У тих випадках, коли метою оксидаційно - відновного процесу є відновлення, ми називаємо процес *відновленням*.

Діяння водню або вугілля на мідь - оксид називають реакцією відновлення, хоч водночас з відновленням металу відбувається оксидація водню (утворення води).

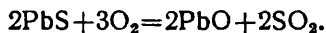
Речовина, здатна відбирати кисень від інших речовин, називається **відновником**. Водень та вуглець є відновниками щодо мідь - оксиду, свинець - оксиду та деяких інших оксидів.

Термін „відновлення“ вживають двоюко. Можна сказати, наприклад: „водень відновлює мідь з мідь - оксиду“, але частіше кажуть: „водень відновлює мідь - оксид“.

**8. Реакція відновлення в металургії.** Реакція відновлення має величезне значення для *добування металів з руд*. Метали дуже рідко трапляються в природі у вільному стані, та й то лише ті метали, які не оксидуються на повітрі, як срібло, золото, платина, ртуть. Такі метали називаються *самородними*. З самородних металів технічне значення мають тільки золото й платина. Решта металів добувається тільки з руд.

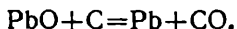
Як *рудами* користуються переважно природними оксидами металів, а також карбонатами і сполуками сірки, які легко можна перетворити в оксиди прожарюванням на повітрі. Ми знаємо, що з основного мідь - карбонату, який трапляється в природі у вигляді малахіту, при прожарюванні утворюється мідь - оксид (стор. 8 і 69).

Так само при випалюванні природного свинець - сульфиду PbS утворюється свинець - оксид PbO і сірка - оксид (сульфіт - ангідрид):



Таким чином, при витопі з руди металу завдання зводиться до того, щоб відібрати від оксиду кисень, відновити його. Як відновник застосовується іноді деревне вугілля, але переважно кокс, що добувається з кам'яного вугілля (стор. 79).

В найпростішому випадку вугілля вступає безпосередньо в реакцію з оксидом металу, утворюючи з киснем вуглекислий газ CO<sub>2</sub> або вуглець - оксид CO, наприклад:



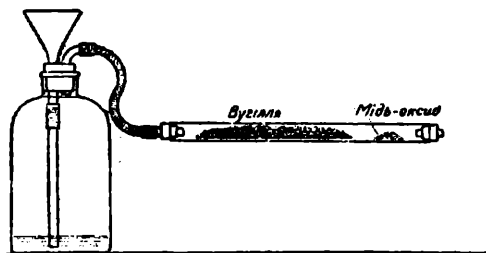
Спробу відновлення свинець - оксиду вугіллям можна проробити в залізному тиглі, якщо є достатньо сильний пальник або жаровня.

За допомогою вугілля можуть бути відновлені: залізо, мідь, цинк, свинець, олово та інші метали (деякі метали, як алюміній, витоплюються за допомогою електричного струму).

Як уже було сказано, в найпростішому випадку реакція йде безпосередньо між вуглецем і оксидом металу, але в деяких випадках вона проходить трохи складніше. Це буває тоді, коли метал добувається в так званих шахтних печах, що мають вигляд вертикальної труби, в яку зверху засипається кокс та руда, а знизу вдувається повітря. Кокс при цьому горить, і в печі утворюється *вуглець - оксид* CO.

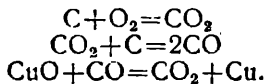
Вуглець - оксид може не тільки горіти, а й відбирати кисень від оксидів металів, тобто їх *відновлювати*. Цей процес і відбувається при витопі металів у шахтних печах.

В лабораторії відновлення вуглець - оксидом можна спостерігати на такій спробі. У трубку (мал. 86) насипають деревного вугілля і невелику купку зернистого мідь - оксиду так, щоб він не стикався з вугіллям.



Мал. 86. Відновлення мідь - оксиду вуглець - оксидом.

Вугілля і мідь - оксид розжарюють на двох пальниках і з пляшки, в яку через лійку вливають воду, пропускають у трубку струмінь кисню. Вугілля згорає в кисні у вуглекислий газ CO<sub>2</sub>. Вуглекислий газ, проходячи через розжарене вугілля, перетворюється у вуглець - оксид CO. Вуглець - оксид відбирає кисень від розжареного мідь - оксиду, тобто відновлює його до металічної міді, а сам знову оксидується у вуглекислий газ: ми бачимо, як мідь - оксид швидко червоніє. Тут відбуваються такі реакції:



**Задача.** Напишіть рівність реакції відновлення вуглець - оксидом CO залізо - оксиду Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (руда — червоний залізяк).

## 9. Руди заліза і флюси.

Великі поклади *червоного залізняку* є на Україні, в Кривому Розі (в районі Дніпропетровська). Величезні поклади *бурого залізняку* — на Керченському півострові (Крим). Є й багато інших покладів.

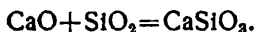
На інших, менш важливих рудах ми не спинятимемося.

Для витопу чавуну можна користуватися і деревним вугіллям і коксом (стор. 79). У великому виробництві тепер користуються переважно *коксом*.

Всяка руда містить у собі деяку кількість домішок. Це ті гірські породи, серед яких руда залягає. Домішки є й у вугіллі (зола) і, особливо, в коксі. Для того щоб ці домішки легко відокремлювались від чавуну, вони, як і чавун, повинні в печі топитися і утворювати над розтопленим чавуном рідкий шар, який можна було б час від часу зливати. Тим часом є мало таких руд, домішки яких були б достатньо легкотопкі. Тому до руди звичайно доводиться додавати речовини, які утворювали б з домішками руди легкотопкі сполуки і стопи. Ці домішки називають „топники“, або **флюси** (від латинського „флюере“ — текти). Якщо руда містить, наприклад, домішку кремнезему  $\text{SiO}_2$  (трапляється у вигляді кварцу, з якого складається звичайний пісок, і у вигляді інших мінералів), то як флюс беруть вапняк  $\text{CaCO}_3$ . Відомо, що вапняк при розжарюванні розкладається, утворюючи вапно:



Вапно ж, вступаючи в реакцію сполучення з кремнеземом, утворює легкотопку сполуку  $\text{CaSiO}_3$ :



Коли руда містить домішку вапняку, то до неї додають кремнезем у вигляді піску.

Таким способом і добирають до руди відповідний флюс.

Стоплені домішки руди, що являють собою у застиглому вигляді склоподібну або каменеподібну масу, називають **шлаками**.

## X. ОКСИДИ. ОСНОВИ. КИСЛОТИ. СОЛІ.

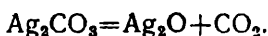
Ми знаємо, що кисень — найпоширеніший елемент на землі (стор. 35). Він трапляється у вільному вигляді в повітрі, входить до складу вуглекислого газу повітря, до складу води й до складу багатьох природних оксидів та інших складніших сполук, з яких складається земна кора.

Штучно можна добути оксиди всіх елементів, за винятком інертних газів, які не дають сполучень з жодним елементом (стор. 44).

**1. Оксиди і гідроксиди.** Ми знаємо, що оксиди утворюються при *реакції оксидації*: при горінні речовин у кисні і повітрі, при повільній оксидації, при оксидаційно-відновному процесі.

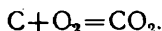
Крім того, оксиди можуть утворюватися посереднім способом при найрізноманітніших реакціях, в яких беруть участь речовини, що мають у своєму складі кисень. Так, наприклад, при розкладі вапняку  $\text{CaCO}_3$  утворюються два оксиди: кальцій-оксид  $\text{CaO}$  — палене вапно і вуглець-оксид  $\text{CO}_2$  — вуглекислий газ; при розкладі основного мідь-карбонату (стор. 69) утворюються три оксиди: мідь-оксид  $\text{CuO}$ , вуглець-оксид (вуглекислий газ)  $\text{CO}_2$  і оксид водню  $\text{H}_2\text{O}$  — вода.

Для деяких елементів оксиди можуть бути добуті тільки посереднім способом. Так, наприклад, срібло, золото, платина не тільки не тьмяніють на повітрі, але не вступають у реакцію з киснем навіть при найвищих температурах. Але оксиди їх відомі. Наприклад, срібло-оксид  $\text{Ag}_2\text{O}$  можна добути при розкладі срібло-карбонату:

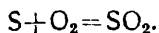


Для того щоб ближче ознайомитися з властивостями оксидів, спалимо в кисні неметали — вугілля, сірку й фосфор, які ми вже спалювали, знайомлячись з властивостями кисню, і, крім того, метали — натрій, кальцій і магній.

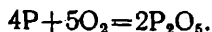
*Вугілля* горить у кисні без полум'я, тліє, але набагато енергійніше, ніж на повітрі, утворюючи вуглекислий газ  $\text{CO}_2$ :



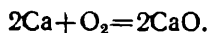
*Сірка* горить яскравим синьо-фіолетовим полум'ям, утворюючи газ з різким запахом — сульфит-ангідрид —  $\text{SO}_2$ :



*Фосфор* горить сліпучо білим полум'ям, утворюючи білий дим твердого оксиду — фосфат-ангідриду  $\text{P}_2\text{O}_5$ :

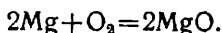


*Кальцій* горить яскравим оранжовим полум'ям, утворюючи твердий білий продукт — кальцій-оксид  $\text{CaO}$ :



Кальцій-оксид, як ми знаємо, утворюється також при випалі вапняку  $\text{CaCO}_3$  (стор. 9 і 69) і називається паленим вапном.

*Магній*, який і на повітрі горить сліпучим білим полум'ям, у кисні горить ще яскравіше, утворюючи білий порошок — магній-оксид, або палену магnezію:



Усі добуті оксиди можуть вступати в реакцію з водою, утворюючи нові речовини — водні оксиди, або *гідроксиди*. Роз-

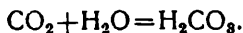
чини гідроксидів мають здатність змінювати колір деяких речовин, наприклад, фіолетової фарби *лакмусу* (що добувається з деяких видів лишайників), настою з чорниць, синьої капусти й ін.

Якщо у склянки, де ми спалювали різні прості речовини, прилити води і потім фіолетового розчину лакмусу, то колір лакмусу змінюється: у склянках, де ми спалюємо *неметали*, — лакмус *червоніє*, а в склянках, де горіли *метали*, — лакмус *синіє*.

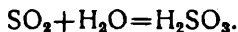
Така відмінність у діянні на лакмус гідроксидів зв'язана з тим, що оксиди металів і оксиди неметалів дають гідроксиди різного типу.

Оксиди *неметалів*, вступаючи в реакцію з водою, утворюють гідроксиди, що мають більш чи менш кислий смак і належать до особливого класу речовин — *кислот*.

Так, вуглекислий газ утворює з водою *карбонатну кислоту*  $H_2CO_3$ :



Сульфит-ангідрид  $SO_2$  дає *сульфітну кислоту*  $H_2SO_3$ :

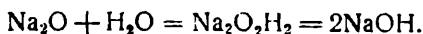


Фосфат-ангідрид  $P_2O_5$  дає *фосфатну кислоту*  $HPO_3$ , при чому утворюються дві молекули фосфатної кислоти  $HPO_3$ :



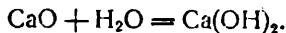
Оксиди деяких *металів*, вступаючи в реакцію з водою, утворюють гідроксиди, що розчиняються у воді, так звані *луги*, від яких лакмус *синіє*<sup>1</sup>.

Натрій-оксид  $Na_2O$  дає з водою луг  $NaOH$ , що називається *натрій-гідроксид*:

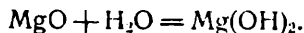


Кальцій-оксид  $CaO$  дає луг  $CaO \cdot H_2$ , або  $Ca(OH)_2$ .

Це так зване *гашене*, або *іде*, *вапно*:



Магній-оксид  $MgO$  дає з водою дуже невелику кількість мало розчинного у воді гідроксиду  $Mg(OH)_2$ :



$Mg(OH)_2$  — теж має властивості лугу.

У тому, що при взаємодії оксидів з водою відбувається не розчинення, а хімічна реакція сполучення, легко переконатися на такій спробі.

<sup>1</sup> Настій з чорниць і синьої капусти від кислот червоніє, від лугів зеленіє.

**Спроба.** Кусок паленого вапна  $\text{CaO}$  покладіть у фарфорову чашку або на блюдце і обливайте потроху водою, даючи воді щоразу вбиратися, поки вбирання не припиниться. Через деякий час ви помітите ознаки реакції — виділення тепла (над вапном підноситься пара), шипіння, розсипання кусків на дрібний порошок.

Виділення тепла є характерною ознакою хімічної реакції.

Якщо у стакан з водою вкинути ложечку фосфат-ангідриду  $\text{P}_2\text{O}_5$ , то теж відбувається енергійна реакція з шипінням і виділенням тепла.

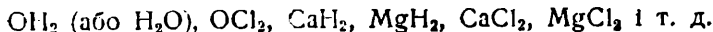
**2. Формули оксидів. Валентність.** Аналіз оксидів показує, що вони мають дуже різноманітний склад, наприклад:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (алюміній-оксид),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (хром-оксид),  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  (азот-оксид) і т. д.

Утворення оксидів різноманітного складу є окремий випадок виявлення властивості атомів, яка називається **валентністю** і виявляється в тому, що *атом одного елемента може удержувати в сполуці певні числа атомів інших елементів*, для різних атомів ці числа різні.

Є елементи, *один атом* яких не може удержувати в сполуці більше *одного атома* іншого елемента. Це так звані *одновалентні* елементи. До числа одновалентних елементів належить водень  $\text{H}$ , метали натрій  $\text{Na}$  і калій  $\text{K}$ , неметал хлор  $\text{Cl}$  (в сполуках з воднем та з металами) і невелике число інших елементів. Вони дають між собою такі сполуки:



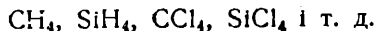
Атоми *двовалентних* елементів удержують у сполуці *два атоми* одновалентних елементів. Прикладом двовалентних елементів можуть служити: кисень  $\text{O}$  і метали кальцій  $\text{Ca}$  і магній  $\text{Mg}$ . Вони дають з одновалентними елементами такі сполуки:



Атоми *тривалентних* елементів удержують у сполуці *три атоми* одновалентних елементів. Прикладами тривалентних елементів можуть бути метали алюміній  $\text{Al}$  і хром  $\text{Cr}$  і неметал азот  $\text{N}$ . Вони дають з одновалентними елементами такі сполуки:



Прикладами *чотиривалентних* елементів можуть служити вуглець  $\text{C}$  і силіцій  $\text{Si}$ , що дають сполуки:



Бувають елементи п'яти-, шести-, семи- і восьмивалентні, але на них ми поки спинятися не будемо.

**Валентність** елемента можна визначити, як число, що показує, скільки атомів водню (чи іншого одновалент-

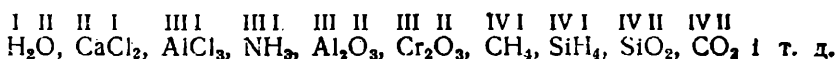
ного елементу) може втримати в сполучі один атом даного елементу.

Валентність елементу, знайдена за його сполуками з одновалентними елементами, виявляється в його сполуках і з іншими елементами.

Елементи з *однаковою* валентністю сполучаються *одним* атомом з *одним* атомом. Для наочності в нижчеподаних прикладах ми зазначаємо валентності елементів римською цифрою над їх хімічними символами :



Якщо валентності двох елементів, що сполучаються, різні, то число зв'язаних між собою атомів буває різне, але при цьому загальне число валентностей всіх атомів одного елементу завжди дорівнює загальному числу валентностей всіх атомів другого елементу. Наприклад:



У всіх поданих прикладах *добуток числа атомів на валентність* одного елементу дорівнює добуткові числа атомів на валентність другого елементу.

Виходячи з цього правила, неважко скласти формулу сполуки будь-яких двох елементів, якщо відомі їх валентності.

Слід, проте, мати на увазі, що : 1) не всякі два елементи можуть давати між собою сполуки і 2) у деяких елементів в одних сполуках одна валентність, у других — інша.

Ми вже знаємо, що мідь може давати два оксиди —  $\text{Cu}_2\text{O}$

і  $\text{CuO}$  (стор. 51). В першому мідь <sup>I</sup>одновалентна:  $\text{Cu}_2\text{O}$  і в <sup>II</sup>другому — <sup>II</sup>двовалентна:  $\text{CuO}$ . Ми знаємо також, що вуглець, крім <sup>IV</sup>вуглекислого газу —  $\text{CO}_2$ , де вуглець <sup>IV</sup>чотиривалентний, дає оксид

<sup>II</sup>вуглецю  $\text{CO}$ , де він <sup>II</sup>двовалентний:  $\text{CO}$ .

*Валентність* елементів *може змінюватися* залежно від умов, в яких відбувається реакція. Так, наприклад, *мідь-оксид*  $\text{CuO}$  — чорного кольору можна добути при розжарюванні міді на повітрі при температурі 500—600°. Якщо ж нагрівати мідь понад 800°, то утворюється *мідь-оксид*  $\text{Cu}_2\text{O}$  — червоного кольору, де мідь має іншу валентність.

Надалі нам траплятиметься ряд елементів, що мають *змінну* валентність. Це будуть переважно неметали.

Серед *неметалів* тільки <sup>I</sup>два мають *сталу валентність*. Це — <sup>I</sup>одновалентний водень  $\text{H}$  і <sup>II</sup>двовалентний кисень  $\text{O}$ .

Тому ми тут не подаємо валентностей неметалів. Вивчаючи їх сполуки, ми будемо за складом цих сполук судити про валентність неметалів.

Щождо *металів*, то серед звичайних металів більшість має сталу валентність і при тому більшість з них є металами двовалентними. Через це, якщо обмежитися найважливішими звичайними металами, то валентність їх запам'ятати неважко.

Одновалентні метали — калій **K**, натрій **Na**, срібло **Ag**.

Тривалентні метали — алюміній **Al** і хром **Cr**.

Змінну валентність мають: мідь —  $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}$  і  $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}$  і залізо —  $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}$  і  $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}$ .

Двовалентні — всі інші метали, з якими нам поки доведеться мати справу.

Запам'ятавши подану табличку і правило складання формул, зазначене на стор. 102, можна легко написати *формулу оксиду* будьякого металу.

Наприклад, для того щоб скласти формулу оксиду хрому, пишемо знак хрому **Cr**. Пригадуємо, що хром тривалентний, і пишемо над знаком хрому римську цифру три:  $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}$ . Поруч пи-

шемо знак кисню, над яким ставимо римську цифру два:  $\overset{\text{III}}{\text{CrO}}$ . В такому вигляді формула буде неправильна, бо трьом валентностям одного атома хрому відповідають дві валентності одного атома кисню. Отже, до складу оксиду входить по кілька атомів хрому і кисню. Число атомів повинно бути таке, щоб добуток валентності хрому на число атомів дорівнював добуткові валентності кисню на число атомів. Неважко зміркувати, що цього буде досягнуто в тому разі, якщо ми візьмемо два атоми хрому і три атоми кисню. Загальне число валентностей двох атомів хрому буде 6, і загальне число валентностей трьох атомів кисню буде також 6. Отже, формула оксиду хрому  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Назви оксидів утворимо так: беремо назву елемента, який входить до складу даного оксиду, і через риску додаємо слово „оксид“, при чому відмінюється лише друга частина слова, напр., сполуку натрію з киснем називаємо натрій-оксид (натрій-оксиду).

Якщо ж метал чи неметал утворюють з киснем кілька оксидів, то, щоб їх відрізнити, в назві оксиду позначається римською цифрою валентність елемента, що утворює оксид. Так, наприклад,  $\text{Cu}_2\text{O}$  — мідь I-оксид,  $\text{CuO}$  — мідь II-оксид,  $\text{FeO}$  — залізо I-оксид,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — залізо III-оксид.

**Вправи.** Складіть формули оксидів перелічених нижче металів, стараючись пригадати їх валентність напам'ять, і тільки потім перевірте себе (див. стор. 103). Незнайомі символи металів знайдіть у таблиці в кінці книги.

Спочатку ставте над символами позначення валентностей, а потім проробіть вправи вдруге, уже не позначаючи валентностей.

Список металів для вправ:

Натрій	Калій	Магній
Свинець	Алюміній	Мідь (вищий оксид) <sup>1</sup>
Цинк	Залізо (вищий оксид)	Кадмій
Хром	Олово	Нікель
Срібло	Мідь (нижчий оксид)	Стронцій
Кальцій	Залізо (нижчий оксид)	



3. **Основи.** Гідроксиди металів становлять особливий клас сполук і мають назву — **основи**.

Деякі основи *розчинні* у воді, як натрій-гідроксид, і можуть бути добути безпосереднім сполученням оксидів металів з водою. Ці основи називаються **лугами**.

Більшість же основ у воді *нерозчинні* і безпосереднім сполученням оксидів металів з водою не утворюються.

*Лугів* відомо *небагато*. Найважливіші луги:

Натрій-гідроксид  $\text{NaOH}$  є гідрат натрій-оксиду ( $\text{Na}_2\text{O}$ ).

Калій-гідроксид  $\text{KOH}$  є гідрат калій-оксиду ( $\text{K}_2\text{O}$ ).

Кальцій-гідроксид  $\text{Ca(OH)}_2$  є гідрат кальцій-оксиду ( $\text{CaO}$ ).

Барій-гідроксид  $\text{Ba(OH)}_2$  є гідрат барій-оксиду ( $\text{BaO}$ ).

Всі ці луги називаються **їдкими лугами**, бо вони сильно роз'їдають різні речовини, як шкіру, дерево, папір тощо. Якщо розчин їдкого лугу потрапляє на руку і його не змити, шкіру починає щипати, і можуть утворитися виразки.

Їдкі луги — речовини тверді, розчинні у воді. Розчини їх надають лакмусові *синього кольору* або, як кажуть, мають **лужну реакцію** на лакмус.

Крім їдких лугів, лужні властивості мають і деякі інші речовини, які не є гідроксидами металів, як, наприклад, щолок, розчин деревного попелу. Щолок містить поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , який і має лужні властивості. Ці властивості щолоку відомі були з незапам'ятних часів. Лужні властивості має також сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , якою користуються для прання білизни, і багато інших речовин, які не є їдкими лугами.

**Спроба 1.** Ознайомтесь із зразками лугів.

Розчиніть кусочок натрій-гідроксиду  $\text{NaOH}$  або калій-гідроксиду  $\text{KOH}$  у воді ( $\frac{1}{3}$  пробірки води). Розчиняється швидко без підігрівання.

Візьміть скалочкою краплю розчину і розітріть між пальцями (старайтеся, щоб луг не потрапив під ніготь), і відразу ж добре вимийте руки. Мийте доти, поки пальці не перестануть бути слизькими, інакше може роз'їсти шкіру.

Прилийте до розчину лакмусу. Він синіє.

**Спроба 2.** Збовтайте з водою гашене вапно  $\text{Ca(OH)}_2$ . Вапно малорозчинне у воді. Профільтруйте небагато рідини і фільтрат випробуйте лакмусом. Лакмус синіє. Візьміть близько  $1 \text{ см}^3$  розчину на стакан води і покуштуйте.

Гашене вапно в суміші з піском і водою вживається переважно для штукатурення стін.

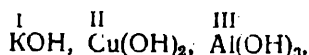
Як уже сказано, *більшість основ у воді нерозчинні*, і їх можна добути тільки посереднім способом. Склад же їх такий, немов відповідні оксиди безпосередньо сполучилися з водою.

Так, наприклад, мідьII-гідроксид має склад  $\text{CuO}_2\text{H}_2$ , або  $\text{Cu(OH)}_2$ , тобто  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ ; склад цинк-гідроксиду —  $\text{Zn(OH)}_2$ , тобто  $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$ ; склад алюміній-гідроксиду —  $\text{AlO}_3\text{H}_3$ , або  $\text{Al(OH)}_3$ , як ніби відбувалася така реакція:



і т. д.

Якщо зіставити формули гідроксидів одно-, дво- і тривалентних металів —

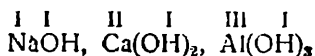


то ми помітимо, що до складу кожного гідроксиду металу входить метал і група елементів (ОН).

Група (ОН) називається гідроксил, або *водний залишок*. Це те, що лишилось би від молекули води, якби ми відібрали від неї один атом водню. Якщо написати формулу води у вигляді

$\overset{\text{I}}{\text{H}}(\overset{\text{I}}{\text{O}}\text{H})$ , то видно, що *гідроксил одновалентний*.

Звідси легко скласти формулу гідроксиду будьякого металу:



і т. д.

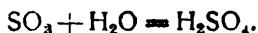
**Вправа.** Складіть формули гідроксидів тих металів, для яких ви складалі формули оксидів.

Із способами добування нерозчинних основ ми зустрінемося нижче.

Безводні оксиди металів, що відповідають основам, як  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$  і т. д., називають **основними оксидами**.

**4. Кислоти.** Кислоти — *карбонатну*  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , *сульфатну*  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , фосфатну, або інакше *метафосфатну*  $\text{HPO}_3$ , — ми добули при реакції з водою оксидів *неметалів*: вуглецю, сірки і фосфору.

Таким же способом, тобто безпосереднім сполученням відповідних оксидів з водою, можна добути й деякі інші кислоти, як от сульфатну кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Цій кислоті відповідає другий оксид, який утворює сірка, крім сульфит-ангідриду — сульфат-ангідрид (сіркаVI-оксид)  $\text{SO}_3$ :



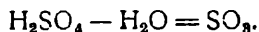
Сульфатна кислота таким способом і добувається на заводах. Однак, це не єдиний спосіб добування кислот. Кислоти можуть утворюватися і при інших реакціях.

Оксиди, яким відповідають кислоти, мають загальну назву **ангідриди кислот** (ангідрид значить „безводний“).

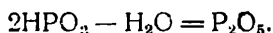
Зіставимо формули найважливіших кислот і їх ангідридів:

Кислоти.	Ангідриди.	Повсякденні назви.
Сульфатна $\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфат - ангідрид $\text{SO}_3$	немає
Сульфитна $\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфит - ангідрид $\text{SO}_2$	сірчистий газ
Карбонатна $\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонат - ангідрид $\text{CO}_2$	вуглекислий газ
Нітратна $\text{HNO}_3$	Нітрат - ангідрид $\text{N}_2\text{O}_5$	немає
Метафосфатна $\text{HPO}_3$	Фосфат - ангідрид $\text{P}_2\text{O}_5$	немає

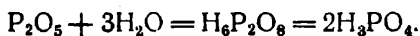
Для дальшого *слід запам'ятати* формули цих *кислот*; формули ж ангідридів заучувати немає потреби: їх легко вивести з формул кислот віднімаючи з них мислено формулу води, наприклад:



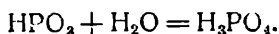
Якщо в кислоті один атом водню, то для віднімання води треба взяти дві молекули кислоти; наприклад, ангідрид метафосфатної кислоти знаходимо так:



Деякі ангідриди можуть приєднувати і одну, і кілька молекул води, утворюючи декілька різних кислот. Так, наприклад, фосфат-ангідрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , крім метафосфатної кислоти  $\text{HPO}_3$ , утворює ще ортофосфатну кислоту  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , яка відповідає фосфатному ангідридові, сполученому з трьома молекулами води.



На практиці ця кислота утворюється кип'ятінням  $\text{HPO}_3$  з водою:



Ортофосфатна і метафосфатна кислоти — тверді речовини, добре розчинні у воді.

Якщо даний елемент утворює кілька *ангідридів*, то їх *назви* відрізняються *закінченнями*, так само, як і *назви* відповідних кислот.

Наприклад:

Сульфат - ангідрид $\text{SO}_3$	Сульфатна кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$
Сульфит - ангідрид $\text{SO}_2$	Сульфитна кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$
Нітрат - ангідрид $\text{N}_2\text{O}_5$	Нітратна кислота $\text{HNO}_3$
Нітрил - ангідрид $\text{N}_2\text{O}_3$	Нітрилна кислота $\text{HNO}_2$

*Всі гідроксиди неметалів належать до класу кислот.*

Слід відзначити, що *не можна сказати навпаки*: кислоти — це гідроксиди неметалів, бо існує багато кислот, які не є гідроксидами неметалів. Так, є ряд *безкисневих кислот*, що не мають кисню, як наприклад, *хлоридна кислота*  $\text{HCl}$ , *сульфідна кислота*  $\text{H}_2\text{S}$  і ін.

Кислоти, яким відповідають ангідриди, називаються **кисневими кислотами**.

Кислоти становлять особливий клас хімічних сполук. Незмінною частиною всіх кислот є *водень*  $\text{H}$ . Крім того, кислоти мають ряд спільних властивостей.

Назви кислот. Назви кислот утворюємо від латинських назв, додаючи для кисневих кислот закінчення *атна*, або *и (і) тна* залежно від відносного вмісту в них кисню, при чому закінчення *атна* вказує на більший вміст кисню в кислоті, наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сульфатна кислота (від латин. Sulfur — сірка),  $\text{H}_2\text{SO}_3$  — сульфитна кислота.

Якщо є більше двох кислот з різним вмістом кисню, то перед назвою з меншим вмістом кисню, ніж у кислоті на и (і) т н а, ставиться приросток гіпо, а перед кислотою з більшим вмістом кисню, ніж у кислоті на а т н а,—приросток пер, наприклад,  $\text{HClO}_2$  буде хлоритна кислота, а  $\text{HClO}$  — гіпохлоритна;  $\text{HClO}_3$  — хлоратна кислота, а  $\text{HClO}_4$  — перхлоратна.

Назви безкисневих кислот закінчуються на і д н а (и д н а), наприклад,  $\text{HCl}$  — хлор и д н а кислота,  $\text{HBr}$  — бром и д н а.

Для деяких кислот (органічних) зберігаються їх звичайні назви: кислота — я б л у ч н а, молочна і ін.

**Спроба.** Схляною паличкою візьміть у пробірки по одній краплі заготовлених викладачем розчинів різних кислот, прилийте по половині пробірки води, збовтайте і одну краплю розчину покуштуйте. Смак кислий.

Прилийте до розчинів різних кислот фіолетового розчину лакмусу,—лакмус червоніє.

**Кислоти** — це сполуки водню, в яких водень може заміщатися металом, які мають більш або менш *кислий смак* і надають лакмусові *червоного кольору*, мають кислу реакцію на лакмус.

Крім того, характерною властивістю всіх кислот є *здатність утворювати солі*.

**Сіль** за своїм складом є продукт заміщення водню кислоти металом.

#### Запитання для повторення.

1. При яких реакціях утворюються оксиди? Подайте приклади.
2. Як утворюються оксиди елементів, які з киснем безпосередньо не сполучаються? Подайте приклади.
3. До якого типу оксидів належить більшість оксидів металів?
4. Формули оксидів нікелю  $\text{NiO}$ ,  $\text{Ni}_2\text{O}_3$ . Який з цих оксидів вищий?
5. Як можна відрізнити розчин кислоти від розчину лугу?
6. Перелічіть найважливіші луги і подайте їх формули.
7. Що таке основа?
8. Як визначити валентність елементу?
9. Що таке гідроксид?
10. Перелічіть найважливіші кислоти — кисневі і безкисневі.
11. Перелічіть спільні властивості кислот.
12. Виведіть формулу борат-ангідриду із формули боратної кислоти  $\text{H}_3\text{BO}_3$  і формулу перлорат-ангідриду з формули перхлоратної кислоти  $\text{HClO}_4$ .

**5. Діяння кислот на метали. Солі.** З реакцією між кислотою і металом ми вже почасті знайомі — ми користувались цією реакцією для добування водню.

Тепер вивчимо цю реакцію докладніше, взявши різні кислоти і різні метали.

**Спроби.** У пробірки з розведеними розчинами кислот *сульфатної, хлоридної і метафосфатної* покладіть невелику кількість якогонебудь металу, наприклад, цинку  $\text{Zn}$ , і по виділенню газу спостерігайте, чи відбувається реакція. Випробуйте газ горящою скалочкою; спостерігайте виділення тепла при реакції і відзначте, які з узятих кислот реагують найенергійніше і які найслабше. Там, де реакція проходить дуже слабо злегка нагрійте.

Покладіть у пробірки невеликі кількості різних металів, виданих викладачем, наприклад, *алюмінію* Al, *заліза* Fe, *магнію* Mg, *міді* Cu, *свинцю* Pb. Прилийте в усі пробірки по  $\frac{1}{4}$  пробірки хлоридної кислоти і спостерігайте, де реакція відбувається найенергійніше. Якщо метал не вступає в реакцію з кислотою, — злегка підігрійте.

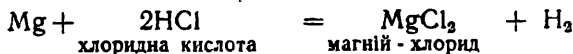
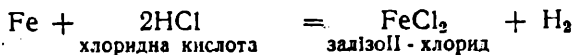
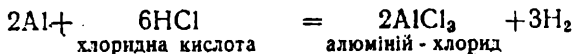
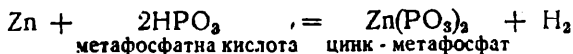
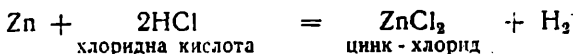
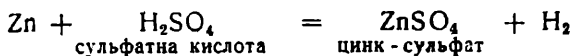
Те саме зробіть з сульфатною і метафосфатною кислотами.

Одну з пробірок, де реакція відбувається добре, залишіть стояти, поки не закінчиться реакція. Відфільтруйте кілька крапель рідини на скельце і випарте. Добутий залишок — *сіть* — продукт, який утворився при заміщенні водню кислотою металом. Сіть була розчинена у воді, бо ми брали кислоту, розведену водою

Спроби показують, що із взятих нами кислот сульфатна та хлоридна — *сильні* кислоти, що енергійно діють на метали, метафосфатна ж кислота — кислота *слабка*.

Крім того, і метали щодо однієї і тієї ж самої кислоти поведуть себе по-різному. Один з узятих металів — мідь — зовсім не вступає в реакцію з розведеними кислотами, решта ж мають різну активність: одні вступають в реакцію з кислотами дуже енергійно, інші — слабкіше. З узятих нами металів найенергійніший є магній, який витісняє водень без нагрівання навіть із слабкої метафосфатної кислоти.

Метал, вступаючи в реакцію з кислотою, витісняє водень з кислоти. Утворюється сіть цього металу і кислоти. Наприклад:



Подібні ж реакції відбуваються і в інших випадках, при чому утворюються солі і водень.

Формулу кожної солі можна розглядати як складену з двох частин: 1) металу і 2) частини, що залишається від кислоти після заміни її водню металом. Це так званий *кислотний залишок*. У нижчеподаних прикладах кислотний залишок виділений жирним шрифтом:

HCl  
хлоридна кислота

HNO<sub>3</sub>  
нітратна кислота

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
сульфатна кислота

NaCl  
натрій - хлорид

KNO<sub>3</sub>  
калій - нітрат

CaSO<sub>4</sub>  
кальцій - сульфат

Число атомів водню кислоти, які заміщуються металом, визначає валентність кислотного залишку. Залишки (NO<sub>3</sub>) і (Cl), що відповідають нітратній кислоті HNO<sub>3</sub> і хлоридній кислоті HCl, — одновалентні. Залишок (SO<sub>4</sub>), що відповідає сульфатній кислоті H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, — двовалентний і т. д.

Бувають кислотні залишки і три- й чотиривалентні, але з відповідними кислотами ми поки мати справи не будемо. Кислоти з одновалентним залишком часто називають одноосновними, з двовалентним — двоосновними і т. д. Основність кислоти визначається числом атомів водню, які можуть бути заміщені металом.

Слід відзначити, що є багато кислот, до складу яких входить кисень і які, однак, не є гідратами ангідридів, тобто сполуками оксидів з водою. Прикладами таких кислот можуть бути так звані органічні кислоти, як ацетатна кислота H<sub>4</sub>C<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, що міститься в оцті, яблучна кислота H<sub>6</sub>C<sub>4</sub>O<sub>5</sub>, що міститься в яблуках, стеаратна кислота H<sub>36</sub>C<sub>18</sub>O<sub>2</sub> (звичайний стеарин, з якого роблять свічки) і т. д.

Ці кислоти відрізняються ще тим, що в них здебільшого тільки частина атомів водню може заміщатися металом з утворення солі, тобто їх основність менша, ніж число атомів водню. Так, в ацетатній та стеаратній кислотах тільки один атом водню заміщається металом — це кислоти одноосновні; в яблучній кислоті тільки два атоми — це кислота двоосновна.

Ми зображатимемо такі кислоти, виносячи водень, здатний заміщатися металом, за дужки:

Ацетатна кислота H(H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)  
Яблучна " H<sub>2</sub>(H<sub>4</sub>C<sub>4</sub>O<sub>5</sub>)  
Стеаратна " H(H<sub>36</sub>C<sub>18</sub>O<sub>2</sub>)

Знаючи валентність металу і валентність кислотного залишку, неважко скласти формулу відповідної солі, додержуючи того правила, яке ми встановили для складання формул оксидів та гідроксидів металів. Так, наприклад, формули солі у вищеподаних (стор. 109) рівностях реакцій, складені так:

$\begin{array}{ccc} \text{II} & \text{II} & \text{II} \\ \text{ZnSO}_4 & \text{ZnCl}_2 & \text{Zn(PO}_3)_2 \end{array}$

Якщо взяти солі ортофосфатної кислоти H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, то їх формули складаються так:

$\begin{array}{ccc} \text{I} & \text{II} & \text{III} \\ \text{K}_3\text{PO}_4 & \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{AlPO}_4 \text{ і т. д.} \end{array}$

**Назви солей.** Назви солей як кисневих кислот, так і безкисневих складаються з двох назв, сполучених рискою: назви металу і назви відповідної кислоти, при чому в назві останньої відкидається закінчення на а, тобто солі мають закінчення на ат, іт (ит), ід (ид) (ат — вищий ступінь оксидації, іт (ит) — нижчий), наприклад,  $\text{NaNO}_3$  — натрій-нітрат, а  $\text{NaNO}_2$  — натрій-нітрит.

**Вправа.** Прочитайте назви таких солей. Про назви металів довідуйтеся в таблиці на стор. 64, про назви кислот — на стор. 106 — 107.

$\text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{FeSO}_4$	$\text{MgS}$	$\text{Na}_3\text{PO}_3$	$\text{AlCl}_3$
$\text{NaNO}_3$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{MgSO}_3$	$\text{CaSO}_4$	$\text{Al}_2\text{S}_3$
$\text{ZnSO}_3$	$\text{AgCl}$	$\text{MgSO}_4$	$\text{BaCO}_3$	$\text{ZnCl}_2$
$\text{MgCO}_3$	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$\text{HgSO}_4$

Крім наукових назв, для багатьох солей збереглися ще старовинні повсякденні назви, як наприклад, купороси ( $\text{CuSO}_4$  — мідьII - сульфат — мідний купорос) і  $\text{FeSO}_4$  — залізоII - сульфат — залізний купорос), селітра ( $\text{KNO}_3$  — калій - нітрат), сода ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — натрій - карбонат), поташ ( $\text{K}_2\text{CO}_3$  — калій - карбонат), ляпіс ( $\text{AgNO}_3$  — срібло - нітрат), сулема ( $\text{HgCl}_2$  — ртутьII - хлорид); також назви від імени вченого, що відкрив дану сіль, — бертолетова сіль ( $\text{KClO}_3$  — калій - хлорат), глауберова сіль ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$  — натрій - сульфат); від міста добування, наприклад, чилійська селітра ( $\text{NaNO}_3$  — натрій - нітрат); за деякими характерними властивостями, як гірка сіль ( $\text{MgSO}_4$  — магній - сульфат).

Треба відзначити, що в хімічній літературі часто зустрічаються назви солей подібно українським (найбільш раціональні). Це — назви, побудовані на зразок іноземних назв, де за основу беруться латинські назви кислоти і металу, наприклад:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  може мати назву — сульфат натрію, або натрій-сульфат (ацидну сульфурікум — сульфатна кислота),  $\text{NaNO}_3$  — нітрат натрію, або натрій - нітрат (ацидну нітрикум — нітратна кислота), і т. д. Подаємо для довідок такі назви солей найважливіших кислот:

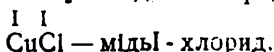
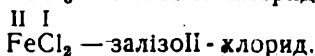
Нітратної $\text{HNO}_3$	— нітрати
Нітритної $\text{HNO}_2$	— нітрити
Метафосфатної $\text{HPO}_3$	— метафосфати
Гіпохлоритної $\text{HClO}$	— гіпохлорити
Хлоритної $\text{HClO}_2$	— хлорити
Хлоратної $\text{HClO}_3$	— хлорати
Перхлоратної $\text{HClO}_4$	— перхлорати
Сульфатної $\text{H}_2\text{SO}_4$	— сульфати
Сульфитної $\text{H}_2\text{SO}_3$	— сульфіти
Карбонатної $\text{H}_2\text{CO}_3$	— карбонати
Силікатної $\text{H}_2\text{SiO}_3$	— силікати
Хроматної $\text{H}_2\text{CrO}_4$	— хромати
Ортофосфатної $\text{H}_3\text{PO}_4$	— фосфати
Перманганатної $\text{HMnO}_4$	— перманганати
Ацетатної $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$	— ацетати
Форміатної $\text{H}(\text{HCO}_2)$	— форміати
Оксалатної $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	— оксалати
Стеаратної $\text{H}(\text{H}_{23}\text{C}_{18}\text{O}_2)$	— стеарати
Хлоридної $\text{HCl}$	— хлориди
Флуоридної $\text{H}_2\text{F}_2$	— флуориди
Бромідної $\text{HBr}$	— броміди
Ціанідної $\text{HCN}$	— ціаніди
Сульфідної $\text{H}_2\text{S}$	— сульфіди

Для того щоб напрактикуватися в складанні формул солей за назвами, слід спочатку складати формули солей без рівностей реакції, беручи до уваги тільки валентність металів і кислотних залишків.

**Вправи.** Складіть формули таких солей:

1. МідьII - сульфат.
2. Цинк - нітрат.
3. ЗалізоII - сульфат.
4. Алюміній - нітрат.
5. Натрій - карбонат.
6. Калій сульфат.
7. Срібло - карбонат.
8. Барій - нітрат.
9. Магній - сульфат.
10. Цинк - сульфат.
11. Калій - карбонат.
12. Кальцій - карбонат.
13. ХромIII - фосфат.
14. Цинк - хлорид.
15. СвинецьII - сульфід.
16. СвинецьII - сульфат.
17. ХромIII - сульфат.
18. ХромIII - хлорид.

Назви солей металів із *змінною валентністю* складають з назви металу, валентності металу і назви кислотного залишку:



**Вправи.** Складіть формули таких солей

1. МідьII - сульфат.
2. Цинк - нітрат.
3. Алюміній - хлорид.
4. Калій - сульфат.
5. ЗалізоIII - ортофосфат.
6. Натрій-карбонат.
7. МідьI - сульфід.
8. МідьII - хлорид.
9. Барій - сульфід.
10. Кальцій - метафосфат.
11. Срібло - ортофосфат.
12. Калій - нітрат.
13. ЗалізоII - ацетат.
14. МідьII - стеарат.
15. Натрій - сульфід.
16. Натрій - сульфат.
17. Натрій - сульфат.
18. Кальцій - карбонат.
19. Калій - карбонат.
20. СвинецьII - хлорид.
21. Кальцій - ортофосфат.
22. Барій - карбонат.
23. ХромIII - сульфат.
24. СвинецьII - ацетат.
25. МідьI - нітрат.
26. ЗалізоIII - хлорид.
27. ЗалізоII - хлорид.
28. МанганII - сульфід.
29. Магній - сульфат.
30. ЗалізоII - сульфат.

При заміщенні водню кислоти металом бувають випадки, коли метал заміщає не всі атоми водню, а тільки *частину їх*. Наприклад, натрій Na і сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , крім солей  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  утворюють ще сіль  $\text{NaHSO}_4$ , де тільки один з двох атомів водню, заміщений металом. Подібні ж солі відомі і для інших кислот. Це так звані кислі солі, або **гідросоли**. На відміну від гідросолей, солі, де весь водень кислоти заміщений металом, називають **нормальними солями**, або **середніми солями**.

**Вправи.** Складіть формули солей: срібло - гідросульфату, натрій - гідрокарбонату і калій - гідросульфату.

Якщо кислота дво- або багатоосновна, то при утворенні солі частина атомів водню в молекулі кислоти може бути заміщена одним металом, частина — іншим. Утворюються так звані **подвійні**

$\begin{array}{c} \text{I I II} \\ \text{I II III} \end{array}$   
солі. Наприклад:  $\text{KNaSO}_4$  — калій - натрій - сульфат,  $\text{NaCaPO}_4$  — натрій - кальцій - ортофосфат,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  — калій - алюміній - сульфат; інакше — „галун“.

**Вправи.** Складіть формули таких подвійних солей: калій - срібло - карбонат натрій - цинк - ортофосфат, натрій - хром - сульфат.

Навчившись складати формули солей, перейдемо тепер до ряду реакцій утворення солей.

**6. Взаємодіяння між сіллю і металом.** Подібно до того, як метал заміщає у кислоті водень, метал може заміщати в солі інший метал.

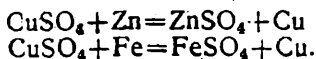


**Спроба 1.** Налийте у дві пробірки до половини розчин мідьII-сульфату, або мідного купоросу  $\text{CuSO}_4$ .

В одну пробірку покладіть кілька кусочків цинку, у другу — вичищений цях та залізних опилків (цях береться для того, щоб краще бачити шар міді, що виділяється). Пробірки струшуйте доти, поки синій колір мідного купоросу не зникне.

Профільтруйте розчини і зверніть увагу на їх колір. Розчин, де ви струшували цинк, — безбарвний. Розчин, де струшувалось залізо, — світлозеленого кольору.

Синій колір розчину мідного купоросу зникає тому, що цинк і залізо витісняють з мідного купоросу мідь, утворюючи солі сульфатної кислоти (сульфати):



Цинковий купорос  $\text{ZnSO}_4$  — безбарвний. Залізний купорос  $\text{FeSO}_4$  — світлозеленого кольору.

Мідь осаджується на цинку або на залізі, а почасти виділяється у вигляді пластівців.

Подібні ж реакції заміщення відбуваються між цинком і свинецьII-нітратом, між міддю і ртутьII-хлоридом  $\text{HgCl}_2$ , між міддю і срібло-нітратом.

**Задача** Напишіть рівності перелічених реакцій:

**Спроба 2.** Влийте у стакан  $20 \text{ см}^3$  0,4%-го розчину свинецьII-ацетату, долийте водою майже доверху і розмішайте.

На край стакана покладіть скалочку і почепіть на скалочку пластинку цинку, загнувши її гачком. Кінець пластинки повинен опускатися до середини стакана.

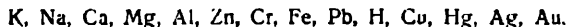
Через деякий час на цинку з'являться кристали свинцю, які через 1—2 години розростаються у гіллясту масу, що називається „сатурнове дерево“ (сатурн — старовинна назва свинцю).

Напишіть рівність реакції. Ацетатна кислота — одноосновна  $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$ .

Реакцією заміщення іноді користуються в техніці для добування металів з розчинів їх солей, наприклад, цінні метали — ртуть, срібло — заміщають у ртутних та срібних солях менш цінними — міддю або залізом — і добувають металічну ртуть і срібло.

Слід зазначити, що не всякий метал може витіснити з солі будьякий інший метал.

Метали й водень за їх здатністю витіснити один одного можна розмістити в такий ряд:

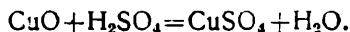


Ряд починається з найбільш активних металів і кінчається найменш активними. Кожний метал цього ряду витісняє всі дальші, але не витісняє попередніх. Метали, що стоять до водню, витісняють водень з кислот, а ті, що стоять після водню, — не витісняють.

**7. Діяння кислот на оксиди металів.** Солі можуть утворитися при реакції між кислотою і оксидом металу.

**Спроба.** У фарфорову чашку налийте  $\frac{1}{2}$  пробірки розведеної сульфатної кислоти. Нагрійте її і додавайте порошку мідьII-оксиду невеликими порціями. Нової порції мідьII-оксиду не додавайте доти, поки не „розчиниться“ попередня. Розчин не кип'ятіть, а тільки нагрівайте. Коли оксид перестане „розчинятися“, відфільтруйте гарячий розчин від порошку, що залишився у стакані, і дайте охолонути. Спостерігайте утворення кристалів.

При нагріванні мідьII-оксиду з сульфатною кислотою мідьII-оксид поступово зникає, ніби розчиняється, а розчин забарвлюється у синій колір. Тут, однак, йде не звичайне розчинення, а відбувається спочатку реакція між мідьII-оксидом і сульфатною кислотою :



Утворюється мідьII-сульфат і вода, а потім сіль, яка утворилася, розчиняється в тій воді, в якій була розчинена кислота. З розчину при його охолодженні випадають кристали солі.

Цим же способом, тобто діянням кислот на оксиди металів, можна добувати й інші солі.

Нижче пропонується написати ряд рівностей реакцій між оксидами металів і кислотами. При складанні цих рівностей, як і надалі, слід додержувати *таких правил.*

1. Написати формули речовин, *що вступають у реакцію*, в даному разі, кислоти та оксиду металу, при чому, складаючи формулу оксиду металу, *пригадати валентності металу і кисню* (стор. 101 — 103).

2. Написати правильно формули *речовин, що утворюються*, — солі і води, користуючись знанням валентностей металу і кислотного залишку і не зважаючи на те, чи є в лівій частині рівності достатнє число атомів елементів, що входять до складу добутих речовин.

*Тільки після цього, якщо треба, зрівняти коефіцієнти.*

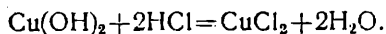
**Вправи.** Напишіть рівності реакцій між : 1. Кальцій - оксидом і сульфатною кислотою. 2. Натрій - оксидом і сульфитною кислотою. 3. Алюміній - оксидом і хлоридною кислотою. 4. Цинк - оксидом і нітратною кислотою. 5. ХромIII - оксидом і сульфатною кислотою. 6. Кальцій - оксидом і ортофосфатною кислотою. 7. СвинецьII - оксидом і нітратною кислотою. 8. МідьII - оксидом і хлоридною кислотою. 9. РтутьII - оксидом і нітратною кислотою. 10. Калій - оксидом і карбонатною кислотою. 11. ХромIII - оксидом і метафосфатною кислотою.

Реакцію між оксидом металу і кислотою застосовують на практиці для добування солей таких металів, які безпосередньо водень з кислот не витісняють, як мідь Cu, ртуть Hg і ін.

При цьому часто використовують відходи металопромисловості, як от : спилки, обрізки та стружки, а також оксиди, що утворюються при топленні металів, так званий „угар“. Відходи металу випаляють у печах, в які продувають повітря, а потім добути оксиди обробляють кислотами і добувають відповідні солі. Хімія сприяє, таким чином, раціоналізації виробництва в металопромисловості — використовують малоцінні відходи.

8. Діяння кислот на гідроксиди металів. Для добування солі замість оксиду металу можна взяти його гідроксид.

**Спроба.** Вмістіть у пробірці, приготовлені викладачем, мідьII-гідроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  і алюміній-гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Додайте в кожну пробірку потроху кислоти, наприклад, хлоридної; ви помічаєте, що осад розчиняється. Між гідроксидом металу і кислотою відбувається реакція, що легко йде при звичайній температурі:



Напишіть рівність реакції між  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і  $\text{HCl}$ .

При реакції між гідроксидом металу і кислотою утворюються *сіль і вода*.

**Вправи.** Напишіть рівності таких реакцій: 1. МідьII-гідроксид і хлоридна кислота. 2. Алюміній-гідроксид і нітратна кислота. 3. Калій-гідроксид і сульфатна кислота. 4. Магній-гідроксид і ортофосфатна кислота. 5. Діяння вуглецьIV-оксиду на вапняну воду (розчин кальцій-гідроксиду, стор. 104).

При цьому вуглецьIV-оксид спочатку вступає в реакцію з водою, а потім кислота, що утворилася, вступає в реакцію з вапном.

З попереднього ми бачимо, що для першого опанування складання рівностей хімічних реакцій, або *хімічної мови*, треба запам'ятати дуже небагато: формули невеликого числа кислот, валентність 7 металів (3 одновалентних, 2 тривалентних, 2 із змінною валентністю) і валентності кисню та гідроксилу. Твердо запам'ятавши це невелике число даних і достатньо попрактикувавшись, легко навчитися самостійно й свідомо складати формули і рівності.

Ні в якому разі не слід старатися запам'ятати рівності з коефіцієнтами навіть тим, у кого добра пам'ять, а необхідно *навчитися* правильно їх складати. Цим значно полегшиться дальша робота. Дуже важливо уникати поганих звичок, від яких потім важко відучатися. Ніколи, наприклад, не слід називати, як це схильні робити учні, число атомів або молекул в рівності числом „частин“, або ставити коефіцієнти раніше, ніж написані формули речовин, що утворюються.

**Вправи.** Для закріплення навички в складанні рівностей реакцій розглянутих випадків утворення солей пропонується зробити нижчезазначені вправи, де реакції подані не за окремими типами, а врозбивку.

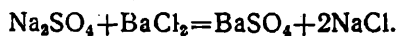
1. Магній і хлоридна кислота. 2. Алюміній і сульфатна кислота. 3. РтутьII-нітрат і мідь. 4. Калій-гідроксид і нітратна кислота. 5. РтутьII-оксид і нітратна кислота. 6. ХромIII-оксид і хлоридна кислота. 7. Магній-хлорид і натрій. 8. Цинк-оксид і ортофосфатна кислота. 9. Калій-оксид і сульфатна кислота. 10. СвинецьII-гідроксид і нітратна кислота. 11. Кальцій-гідроксид і метафосфатна кислота. 12. Срібло-оксид і нітратна кислота. 13. МідьII-гідроксид і сульфатна кислота. 14. Алюміній-оксид і сульфатна кислота. 15. Калій-оксид і ортофосфатна кислота. 16. РтутьII-хлорид і цинк. 17. Натрій і сульфатна кислота. 18. Калій-гідроксид і метафосфатна кислота. 19. ХромIII-гідроксид і нітратна кислота. 20. ХромIII-хлорид і цинк. 21. Барій-гідроксид і сульфатна кислота. 22. Барій-гідроксид і нітратна кислота.

Перейдемо тепер до дальших випадків утворення солей.

**9. Реакція обміну між двома солями.** При цій реакції солі міняються своїми металами і утворюють дві нові солі.

**Спроба 1.** Візьміть у пробірку трохи розчину *натрій-сульфату*  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і прилийте стільки ж розчину *барій-хлориду*  $\text{BaCl}_2$ .

Утворюється нерозчинний у воді осад *барій-сульфату*  $\text{BaSO}_4$ :

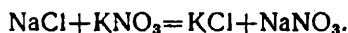


Кухонна ж сіль  $\text{NaCl}$  лишається в розчині. Якщо розчин профільтрувати, то на фільтрі залишиться *барій-сульфат*, а в рідині, що пройшла крізь фільтр, у *фільтраті*, буде розчин *кухонної солі*. Якщо осад на фільтрі промити водою, приливаючи її кілька разів і даючи їй щоразу стекти, а потім висушити, ми добудемо чистий *барій-сульфат*.

Якщо фільтрат випарити, ми добудемо *кухонну сіль*. Проте чисту сіль при цьому можна добути тільки в тому випадку, якщо ми приллємо до розчину *натрій-сульфату* рівно стільки розчину *барій-хлориду*, скільки потрібно *за рівністю реакції*. Для цього слід спочатку відважити сухі солі в потрібних кількостях, потім їх розчинити у воді і злити виготовлені розчини.

**Задача.** Обчисліть, скільки *барій-хлориду* треба взяти на 7,1 г *натрій-сульфату*.

Цю реакцію, однак, можна *застосовувати тільки в тому випадку, коли обидві взяті солі розчинні, а одна з солей, що утворюються, нерозчинна*. Якщо ж не додержувати цього правила, то нову сіль добути не вдається. Так, при зливанні розчинів  $\text{NaCl}$  і  $\text{KNO}_3$  можна було б сподіватися такої реакції:



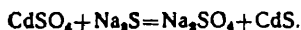
**Спроба 2.** Злийте зазначені розчини. Ви не помічаєте утворення нових солей.

Осаду немає тому, що обидві солі, які утворились, розчинні у воді.

**Вправи.** Напишіть рівності реакцій між такими солями: 1. Свинець II - ацетат і калій - сульфат. 2. Барій - хлорид і натрій - ортофосфат. 3. Алюміній - сульфат і свинець II - нітрат. 4. Хром II - хлорид і калій - ортофосфат. 5. Срібло - нітрат і натрій - карбонат.

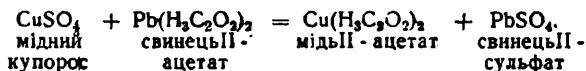
Реакцією обміну часто користуються на практиці для добування солей.

Таким способом добувається, наприклад жовта фарба *кадмій* — кадмій-сульфід  $\text{CdS}$ . Для добування фарби зливають розчин кадмій-сульфату  $\text{CdSO}_4$  і натрій - сульфід  $\text{Na}_2\text{S}$ :



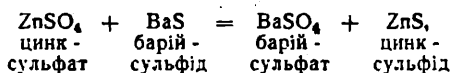
Нерозчинний кадмій - сульфід  $\text{CdS}$  є в осаді.

Цим же способом добувають зелену фарбу — мідь II - ацетат  $\text{Cu}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)_2$ , зливаючи розчини мідного купоросу і свинець II - ацетату:



В даному випадку потрібна сіль утворюється в розчині, а непотрібна  $PbSO_4$  — в осаді. Осад відфільтровують, а розчин випарюють до кристалізації.

Може бути й такий випадок реакції обміну солей, коли *обидві* солі будуть *нерозчинні*, наприклад:

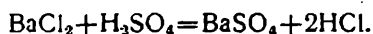


В осаді утворюється суміш  $BaSO_4$  і  $ZnS$ , яка застосовується на практиці як біла фарба під назвою „літопон“. В СРСР збудовано кілька літопонних заводів.

**10. Реакція обміну між сіллю і кислотою.** Реакція обміну може відбуватися також між *сіллю і кислотою* з утворенням нової солі і нової кислоти.

**Спроба 1.** Прилийте до розчину барій-хлориду  $BaCl_2$  розчину сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ .

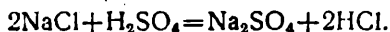
Утворюється той самий осад барій-сульфату  $BaSO_4$ , що й при реакції з натрій-сульфатом:



У розчині лишається хлоридна кислота  $HCl$ .

Реакцією обміну між барій-хлоридом і сульфатною кислотою користуються на практиці для добування барій-сульфату  $BaSO_4$ , який використовується як біла фарба під назвою „бланфікс“.

Реакція між сіллю і кислотою може служити як для добування нерозчинних солей, так і для добування кислот. Наприклад, хлоридна кислота добувається на практиці при взаємодійні концентрованої сульфатної кислоти з сухою кухонною сіллю  $NaCl$  при нагріванні:



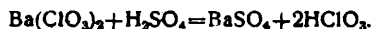
**Спроба 2.** Візьміть у пробірку кілька кристаликів кухонної солі, прилийте концентрованої сульфатної кислоти і нагрійте. Біла отвору пробірки потримайте лакмусовий папірець, змочений водою. Папірець червоніє.

Газоподібний водень-хлорид  $HCl$ , що виділюється, розчиняючись у воді, дає хлоридну кислоту. Натрій-сульфат  $Na_2SO_4$ , що утворюється при реакції, так само, як і хлоридна кислота, має практичне застосування. Ця реакція є загальним способом добування багатьох кислот. Її застосовують у таких трьох випадках:

1. Коли *кислота*, що утворюється, *летка*. При цьому кислота, з допомогою якої ми добуваємо летку кислоту, повинна бути нелеткою або мало леткою. Такою кислотою є звичайно сульфатна кислота, як у поданому прикладі.

2. Коли утворювана *кислота добре розчинна*, а *сіль*, що утворюється, *нерозчинна* і випадає в осад.

Так, наприклад, для добування хлоратної кислоти  $HClO_3$  (ми знаємо її сіль  $KClO_3$  — бертолетову сіль) до розчину барій-хлорату  $Ba(ClO_3)_2$  додають сульфатної кислоти:



Утворюється осад барій - сульфату  $BaSO_4$  і розчин хлоратної кислоти  $HClO_3$ , який відокремлюється від осаду фільтруванням.

3. Коли *кислота*, що утворюється, *нерозчинна* або мало розчинна, а *сіль*, що утворюється, *добре розчинна*.

Прикладом мало розчинної кислоти може бути боратна кислота  $H_3BO_3$ . При звичайній температурі в 100 г води розчиняється лише близько 3 г кислоти, чим і користуються для добування боратної кислоти.

Взагалі реакції обміну йдуть до кінця, і ними можна користуватися для добування солей, кислот і основ тільки в тих випадках, коли *одна з речовин, що утворюється при обміні, виділяється або у вигляді газу, або у вигляді осаду*. Якщо ж жодна з утворюваних речовин не виділяється, то реакція не йде до кінця, і утворюється суміш з чотирьох речовин, як при зливанні розчинів кухонної солі і калій - нітрату (стор. 116).

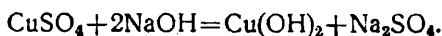
Це правило було встановлене французьким ученим Бертоле (стор. 48).

**Вправи.** Напишіть нижчеподані рівності реакцій добування таких кислот (у всіх випадках подано солі летких кислот): 1. СвинцевіІІ - нітрат і сульфатна кислота. 2. ЗалізоІІІ - хлорид і сульфатна кислота. 3. Алюміній - хлорид і ортофосфатна кислота. 4. ХромІІІ - нітрат і сульфатна кислота. 5. ЗалізоІІ - сульфід і хлоридна кислота.

11. Реакція обміну між сіллю і лугом (добування основ). Якщо на розчині солей діяти розчинами лугів, тобто розчинних у воді гідроксидів металів, то відбувається реакція обміну, при якій утворюється нова сіль і новий гідроксид металу.

**Спроба 1.** Прилийте до розчину мідного купоросу  $CuSO_4$  розчину натрій - гідроксиду  $NaOH$ .

Утворюється осад мідьІІ - гідроксиду  $Cu(OH)_2$ :

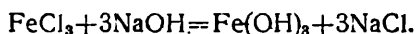


Натрій - сульфат лишається в розчині.

Цією реакцією звичайно користуються на практиці для добування нерозчинних у воді гідроксидів металів — основ.

**Спроба 2.** Прилийте розчину натрій - гідроксиду  $NaOH$  до розчину залізоІІІ - хлориду  $FeCl_3$ .

Утворюється осад залізоІІІ - гідроксиду  $Fe(OH)_3$ :



**Спроба 3.** Те саме проробіть з розчином магній - сульфату  $MgSO_4$ . Напишіть рівність реакції.

**Вправи.** Напишіть рівності реакцій між такими речовинами: 1. ХромІІІ - нітрат і барій - гідроксид. 2. Магній - хлорид і калій - гідроксид. 3. Алюміній - хлорид і натрій - гідроксид. 4. Цинк - нітрат і барій - гідроксид. 5. ХромІІІ - ацетат і калій - гідроксид.

12. Розчинність солей і основ. Для того щоб користуватися реакцією обміну для добування солей і основ на практиці, треба знати, які з них *розчинні* і які *нерозчинні* у воді. Дані про розчинність солей і основ наведені в таблиці на стор. 119.

У лівому стовпці таблиці подано гідроксил і кислотні залишки, у верхньому рядку — метали. Римські цифри означають їх валентності. У клітках на перетині вертикальних ліній, проведених від металів, з горизонтальними лініями, проведеними від гідроксилу та від кислотних залишків, помічено, чи розчинні відповідні сполуки.

Буква „р“ означає розчинну у воді сполуку, буква „н“ — нерозчинну і „м“ — мало розчинну. Риска в клітці означає, що дана сіль не існує або розкладається водою.

**Задача.** Зливаючи розчини солей, кислот і лугів, видані викладачем, спостерігайте утворення або відсутність осадів.

В кожному випадку пишть рівності реакцій і підкреслюйте речовину, що утворює осад, довідувшись в таблиці розчинності.

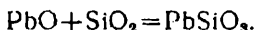
ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ СОЛЕЙ І ОСНОВ У ВОДІ.

Залишки	Метали																	
	I K	I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	II Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	I Hg	II Hg	II Cu	II Pb	III Bi	II Sn
I OH	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	н	—	—	—	н	н	н	н
I Cl	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	м	—	р
II S	р	р	р	м	р	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н
II SO <sub>3</sub>	р	р	н	н	н	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	—
II SO <sub>4</sub>	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	м	м	р	р	н	р	р
III PO <sub>4</sub>	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
II CO <sub>3</sub>	р	р	н	н	н	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—
II SiO <sub>2</sub>	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	—	—
I NO <sub>3</sub>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—
I H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р

**13. Утворення солі при реакції між двома безводними оксидами.** Сіль можна добути, нагріваючи *безводний основний оксид з ангідридом кислоти*.

**Спроба.** Відважте 1,5 г свинецьII-оксиду PbO, 0,5 г кремнезему SiO<sub>2</sub> і добре змішайте в ступці (або одержте від викладача готову суміш). Умістіть на кінець жерстяної пластинки і добре проірійте в полум'ї сильного пальника (напр., примуса).

Утворюється напівпрозора склоподібна маса свинецьII- силікату PbSiO<sub>3</sub>, що відповідає метасилікатній кислоті H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>:



**Вправа.** Напишіть рівності реакцій між такими оксидами: 1. Кальцій - оксид і силіційIV - оксид. 2. Барій - оксид і сульфат - ангідрид. 3. Натрій - оксид і вуглецьIV - оксид.

**14. Реакція нейтралізації.** Нам уже відомо, що від лугів лакмус синіє, а від кислот — червоніє. Лакмус змінює свій колір від присутності в розчині мінімальної кількості лугу або кислоти. Тому лакмус називають **індикатором** (показником) лугів і кислот.

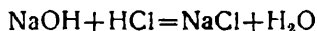
Крім лакмусу, відомо ряд інших фарб, що змінюють свій колір від кислот і лугів. Так, вивар синьої капусти або чорниць від кислот червоніє, від лугів зеленіє<sup>1</sup>.

Треба відзначити, що на індикатори можуть діяти не тільки луги та кислоти, *але й розчин деяких солей*. Одні солі, як от сода Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, поташ K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, мають *лужну реакцію* на лакмус (стор. 104) і інші індикатори. Це солі *слабких кислот*, як карбонатна кислота, і металів, гідроксиди яких є *їдкими лугами (сильні основи)*.

Інші солі, як алюміній - сульфат Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, цинк - хлорид ZnCl<sub>2</sub> тощо, мають *кислу реакцію* на лакмус. Це солі *сильних кислот* і металів, що дають *слабкі основи*, як більшість гідроксидів металів, верозчинних у воді.

Солі ж, утворені сильними кислотами та металами, що дають сильні основи, як натрій - сульфат Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, натрій - хлорид NaCl, калій - нітрат KNO<sub>3</sub>, на індикатори не діють. Солі, що не діють на індикатори, називаються **нейтральними солями**, або солями, що мають нейтральну реакцію на індикатори.

Нейтральні солі можна добути при реакції між кислотою і лугом, наприклад, при реакції між натрій - гідроксидом і хлоридною кислотою



утворюється нейтральна сіль NaCl (кухонна сіль).

<sup>1</sup> Відомо також багато штучно добуваних індикаторів, яких вживають на практиці, наприклад, *конго*, що, протяжно до лакмусу, від лугів червоніє, від кислот — синіє; *метилоранж*, який від кислот рожевіє, від лугів — жовтіє; *фенол - фталейн*, який в присутності кислот безбарвний, а від лугів робиться малиновим, тощо.



**Спроба 1.** Злийте у пробірку трохи розчину хлоридної кислоти і розчину натрій-гідроксиду.

Утворення солі непомітне, бо вона добре розчинна у воді. Але сіль утворилася; її можна виділити, якщо розчин випарити. Тут потрібне тільки одно, щоб речовини були взяті в належних кількостях, бо інакше в розчині може лишитися надмір або натрій-гідроксиду, або хлоридної кислоти.

**Задача 1.** Обчисліть, скільки грамів натрій-гідроксиду треба відважити для нейтралізації хлоридної кислоти, якщо відомо, що в даному розчині міститься 7,3 г  $\text{HCl}$ .

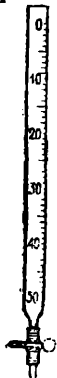
Але можна зробити її інакше: взявши деякий *відмірений об'єм* розчину хлоридної кислоти, приливати потім до нього розчин натрій-гідроксиду, додавши попереду лакмусу або іншого *індикатора*. Як тільки індикатор покаже, що розчин має нейтральну реакцію (лакмус робиться фіолетовим), приливання лугу слід припинити. Інакше одна зайва крапля лугу дасть уже лужну реакцію на лакмус, і добута сіль міститиме домішку натрій-гідроксиду. Проте її при нейтральній реакції чисту сіль випарюванням розчину добути не можна, бо до солі примішуватиметься взятий лакмус.

Для того щоб добути чисту сіль, треба запам'ятати, який об'єм, тобто скільки кубічних сантиметрів розчину натрій-гідроксиду довелось додати до даного об'єму розчину кислоти, щоб мати нейтральний розчин. Тоді, зливши вдруге ті самі розчини в тому самому відношенні, ми добудемо нейтральний розчин уже без додавання лакмусу. Випаривши цей розчин, ми виділимо чисту сіль.



Мал. 91.  
Мензурка.

Візьміть в один вимірний циліндр, або *мензурку* (мал. 91), розчину натрій-гідроксиду, наповнивши мензурку до верхньої поділки, у другу мензурку теж до верхньої поділки налейте розчину хлоридної кислоти<sup>1</sup>.



Мал. 92.  
Бюретка.

Відлійте 10 — 20  $\text{cm}^3$  розчину лугу у стакан і прилийте розчину лакмусу до ясного забарвлення. Потім обережно приливайте невеликими порціями розчин кислоти, весь час перемішуючи склянкою паличкою. Паличку не виймайте із стакана. Приливайте, поки лакмус не набуде фіолетового забарвлення. Через те що лакмус дуже чутливий і змінює свій колір від найменшого надміру лугу або кислоти, вам, напевно, не вдасться добути фіолетового забарвлення, — ви прилете кислоти більше, ніж потрібно. Тоді приливайте до розчину луг з першої мензурки, а на випадок невдачі — знову кислоту.

При такому грубому відмірюванні рідин ви можете задовольнитися тим, що у вас від додавання найменшої кількості розчину колір лакмусу буде змінюватися.

<sup>1</sup> Частина ланок учнів може взяти замість хлоридної кислоти сульфатну, частина — нітратну, а замість натрій-гідроксиду — калій-гідроксид.

Закінчіть приливанням кислоти, бо невеликий надмір кислоти при випарюванні розчину звітриться, і сіль буде майже чиста.

Запам'ятайте, скільки було взято кислоти і лугу, злийте такі ж кількості уже без лакмусу і частину розчину випарте в чашці або на куску скла насухо. Покуштуйте добуту сіль.

Якщо в школі є зручніші для відмірювання рідин трубочки з поділками, або так звані *бюретки* (мал. 92), користуйтеся ними. Як користуватися бюретками, — покаже викладач.

Утворення нейтральної солі при зливанні розчинів лугу і кислоти має назву **реакції нейтралізації**.

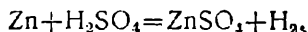
Реакцією нейтралізації користуються на практиці при *хімічному аналізі* для визначення кількості лугу або кислоти в розчині.

Наприклад, для визначення кількості кислоти готують розчин лугу певної концентрації і приливають його з бюретки до даного невідомого розчину до нейтральної реакції. Потім обчислюють, якій кількості кислоти відповідає прилита кількість лугу.

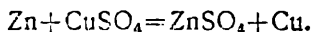
**Задача 2.** Нехай до 10 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти невідомої концентрації було прилито для нейтралізації 8 см<sup>3</sup> розчину натрій-гідроксиду, що містить 4 г NaOH в 100 см<sup>3</sup> розчину. Скільки грамів H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> міститься в 100 см<sup>3</sup> даного розчину сульфатної кислоти?

Наприкінці буде корисно подати зведення всіх розглянутих випадків утворення солей на прикладі однієї солі. Так, сіль ZnSO<sub>4</sub> можна добути при таких реакціях:

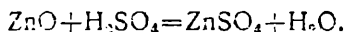
1. Між металом і кислотою:



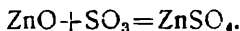
2. Між металом і сіллю:



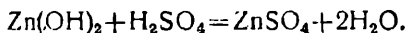
3. Між оксидом металу і кислотою:



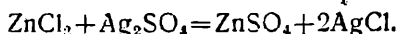
4. Між оксидом металу і ангідридом кислоти:



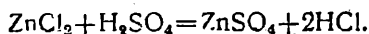
5. Між гідроксидом металу і кислотою:



6. Між двома солями:



7. Між сіллю і кислотою:



**Вправи.** Для того щоб закріпити набути навички в складанні рівностей реакцій утворення солей, напишіть зазначені нижче рівності, які подано не за певними типами реакцій, а врозонку.

1. Алюміній-сульфат і ортофосфатна кислота. 2. ЗалізоII-сульфід і сульфатна кислота. 3. МідьII-сульфат і натрій - гідроксид. 4. Кальцій-нітрат і натрій-ортофосфат. 5. СвинецьII-ацетат і сульфатна кислота. 6. Калій-гідроксид і хромIII-хлорид. 7. Алюміній-сульфат і натрій-гідроксид. 8. Калій-сульфіт і барій-хлорид. 9. Натрій-ортофосфат і барій-хлорид. 10. Цинк-сульфат і срібло-нітрат. 11. МідьI-гідроксид і хлоридна кислота. 12. Магній і хлоридна кислота. 13. Калій-хлорид і срібло-нітрат. 14. Барій-гідроксид і ортофосфатна кислота. 15. Натрій-сульфат і кальцій-хлорид. 16. ЗалізоII-оксид і сульфатна кислота. 17. Срібло-нітрат і ортофосфатна кислота. 18. Алюміній-хлорид і сульфатна кислота. 19. Калій-оксид і ортофосфатна кислота. 20. СвинецьII-хлорид і алюміній-сульфат.

15. Класифікація оксидів. Оксиди можна розподілити на дві групи: солеутворюючі і несолеутворюючі.

**А. Оксиди солеутворюючі.** Величезна більшість оксидів належить до числа солеутворюючих.

Під назвою „солеутворюючі оксиди“ об'єднуються дві уже відомі нам групи оксидів — *основні оксиди* і *ангідриди кислот*.

а) Основні оксиди. Це *оксиди металів*, які, вступаючи в реакції з кислотами, дають сіль і воду і яким відповідають гідрати — основи.

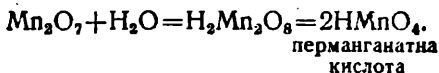
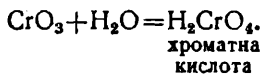
б) Ангідриди кислот, або кислотні оксиди. Їх гідрати — кислоти. До числа кислотних оксидів належить більшість оксидів неметалів.

Як уже було сказано, *валентність більшості неметалів — змінна*. Так, сірка утворює ангідриди  $SO_2$  і  $SO_3$ , де вона чотиривалентна і шестивалентна (кисень двовалентний). Азот, крім нітрат-ангідриду  $N_2O_5$ , де він п'ятивалентний, утворює нітрид-ангідрид  $N_2O_3$ , де він тривалентний, і ще ряд оксидів.

Подібну ж різноманітність валентностей ми знаходимо і в багатьох інших неметалів.

*Сталу валентність* мають: *водень*, який завжди *одновалентний*, і *кисень*, який завжди *двовалентний*.

Не слід думати, що між оксидами металів і оксидами неметалів лежить непрохідна безодня. Є *метали*, які крім основних оксидів *дають і кислотні оксиди*. Прикладами можуть бути хром Cr і манган Mn. Їх нижчі оксиди  $Cr_2O_3$  і  $MnO$  — основні, а вищі, як  $CrO_3$  і  $Mn_2O_7$ , — кислотні, ангідриди кислот:



Нам траплялась уже сіль перманганатної кислоти — калій-перманганат  $KMnO_4$ , що дає фіолетово-червоний розчин і застосовується для знезаражування (його в аптеках називають по-латинському — каліум гіперманганікум), при нагріванні він розкладається з виділенням кисню.

**Спроба.** Розчиніть у воді кілька кристаликів хромат-ангідриду  $\text{CrO}_3$  і до добутої хроматної кислоти додайте небагато розчину барій-гідроксиду. Барій-хромат — нерозчинний у воді.

Напишіть рівність реакції.

Таким чином, метали, крім того, що вони заміщають водень у кислотах, утворюючи солі, можуть також входити і до складу кислотних залишків. *Різкої, непрохідної межі між металами і неметалами не існує.*

**Б. Оксиди несолеутворюючі.** До несолеутворюючих<sup>1</sup> оксидів можна віднести оксиди, які не є ні основними оксидами, ні ангідридами, як вуглецьII-оксид  $\text{CO}$  і азотII-оксид  $\text{NO}$ , що не дають відповідних кислот, а також пероксиди.

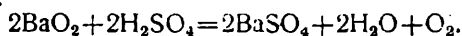
*Пероксидами* називають деякі сполуки металів з киснем, як, наприклад, барій-пероксид  $\text{BaO}_2$ , натрій-пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$  та інші. Пероксиди можна віднести до оксидів тільки формально. Насправді *пероксиди* — це *солі водень-пероксиду*  $\text{H}_2\text{O}_2$ , який за своїми властивостями є слабка кислота.

При взаємодії пероксидів металів з кислотами, якщо підтримувати температуру близько  $0^\circ$ , відбувається реакція обміну, при якій утворюється кислота — водень-пероксид.

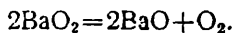
Наприклад: 
$$\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2.$$

Барій-сульфат випадає в осад, а водень-пероксид залишається в розчині.

Через те що водень-пероксид легко розкладається, то при звичайній температурі замість водень-пероксиду утворюються вода і кисень.



Пероксиди металів можуть більш або менш легко виділяти частину кисню, перетворюючись при цьому в солеутворюючі оксиди. Так, наприклад, барій-пероксид  $\text{BaO}_2$  при розжарюванні виділяє половину кисню, що міститься в ньому, перетворюючись у барій-оксид  $\text{BaO}$ :



Треба відзначити, що не всякий оксид металу, який містить більше кисню, ніж оксид, є пероксид. Наприклад, манганIV-оксид  $\text{MnO}_2$  (який ми досі для спрощення називали просто манган-оксид. — *Ред.*) містить більше кисню, ніж манганIII-оксид  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , але його не можна назвати пероксидом. Він не є сіллю водень-пероксиду (не дає водень-пероксиду при діянні кислот), а являє собою ангідрид перманганітної кислоти  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ .

Є й інші несолеутворюючі оксиди, як от залізна окалина  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , яку розглядають як сполуку між собою двох оксидів заліза.



**16. Взаємний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.** Вивчені нами класи сполук мають між собою близький зв'язок. Ми можемо встановити ряд переходів одних сполук в інші.

<sup>1</sup> Іноді їх називають оксидами *байдужими*.

З *кислот* ми можемо добути *сіль*, діючи на кислоту металом, оксидом металу, гідроксидом металу. З *солі* легкої кислоти ми можемо добути *знову кислоту*, діючи іншою, менш легкою кислотою. З *солі* можна добути *гідроксид металу*, діючи на сіль іншим гідроксидом металу (додержуючи правила Бертоле).

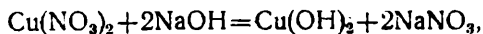
З *солі* можна іноді добути і *оксид металу*. Так, наприклад, нагріваючи мідьII-нітрат  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , ми добуваємо з нього мідьII-оксид:

**Спроба 1.** Нагрійте на кінці жерстяної пластинки кристалик мідьII-нітрату. Сіль спочатку топиться, потім чорніє. На пластинці лишається чорний мідьII-оксид.

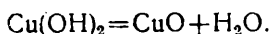
При реакції виділяється азотIV-оксид  $\text{NO}_2$  і кисень  $\text{O}_2$



З того ж мідьII-нітрату (*солі*) можна добути *мідьII-оксид і іншим способом* — спочатку осадити з розчину солі лугом мідьII-гідроксид:

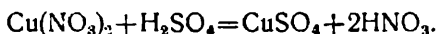


а потім нагріти добутий гідроксид. Він розкладається і чорніє навіть при нагріванні його в воді:

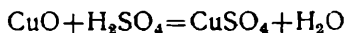


**Спроба 2.** Осадить мідьII-гідроксид їдким лугом, злийте надмір розчину і рідину, що лишилася з осадом, нагрійте до кипіння. Осад чорніє.

Для того щоб добути з *однієї солі* даного металу *другу його сіль*, також можливі різні способи. Так, наприклад, з мідьII-нітрату можна добути мідьII-сульфат нагріванням мідьII-нітрату з концентрованою сульфатною кислотою, користуючись легкістю нітратної кислоти:



Можна також розкласти мідьII-нітрат нагріванням, як було зазначено вище, і потім подіяти сульфатною кислотою на добутий мідьII-оксид:



і викристалізувати добуту сіль.

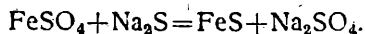
Можна, нарешті, обійтись без нагрівання: діючи на розчин  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  натрій-гідроксидом, здобути осад мідьII-гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  і потім подіяти на нього сульфатною кислотою.

**Задача 1.** Придумайте кілька способів добування барій-сульфату з барій-хлориду.

**Задача 2.** Придумайте кілька способів добування з міді мідного купоросу, знаючи, що мідь із сульфатної кислоти водень не витісняє.

**Задача 3.** Придумайте два способи добування з мідного купоросу міді.

Крім перелічених нами способів добування солей, відомі й інші. Так, наприклад, солі *безкисневих кислот* можна добувати *безпосереднім сполученням металів з неметалами*. Ми знаємо, що залізоII-сульфід  $\text{FeS}$  утворюється при реакції між сіркою і залізом, але в той же час воно є сіллю сульфідної кислоти  $\text{H}_2\text{S}$  і його можна добути, наприклад, при реакції обміну залізоII-сульфату  $\text{FeSO}_4$  з розчинною у воді натрієвою сіллю сульфідної кислоти—натрій-сульфідом  $\text{Na}_2\text{S}$  :



Кухонну сіль  $\text{NaCl}$  можна добути безпосереднім сполученням металу натрію з хлором.

Треба пам'ятати, що *не всяка реакція*, рівність якої ми напишемо цілком правильно на папері, *може відбутися справді*. Так, не кожену сіль можна розкласти нагріванням, не всякий оксид сполучається безпосередньо з водою, не всякий метал витісняє з кислоти водень і т. д. Дуже часто можливість перебігу реакції можна передбачити. Але іноді відповідь на питання, чи може відбуватися дана реакція, дасть тільки спроба. Чим більше ми знаємо фактів і чим краще ми їх систематизуємо, тим більше ми можемо передбачити.

#### Запитання для повторення.

1. Що таке основність кислоти ?
2. Наведіть приклад кислоти, у якій число атомів водню в молекулі не відповідає її основності.
3. Які назви можна дати солі  $\text{CuSO}_4$  ?
4. Назвіть сіль  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ .
5. Наведіть приклади гідросолей (кислих солей) і подвійних солей.
6. Наведіть по одному прикладу на всі випадки утворення солей.
7. Для якої кислоти ви не знаєте нерозчинних солей ?
8. Солі яких кислот здебільшого нерозчинні ?
9. Які солі мають кислу реакцію на лакмус і які лужну ? Подайте приклади.
10. Що таке нейтральна реакція ? Чи всі нормальні солі є нейтральними ?
11. Чи може йти до кінця реакція між солями — цинк - сульфатом і калій - нітратом ?
12. Які класи оксидів ви знаєте ?
13. Назвіть оксид, який є кислотою, і оксид, який є сіллю ?
14. Скільки грамів кухонної солі можна добути з 80 г  $\text{NaOH}$  ?
15. Як з барій - карбонату добути барій - хлорид і з барій - хлориду знову барій - карбонат ?

## ХІ. РОЗЧИНИ.

Ми знаємо, що бувають речовини добре розчинні, мало розчинні і нерозчинні, що в рідинах можуть розчинятись і тверді речовини, і рідини, і гази, що розчин, в якому дана речовина більш не розчиняється, називається насиченим, що розчинність твердих речовин з підвищенням температури звичайно збільшується. Тепер ми детальніше спинимося на розчинах твердих



Мал. 115.  
Дифузія  
мідного  
купоросу  
у воді.

речовин у воді. З цими розчинами доводиться найбільше мати справу і в нашій роботі і на виробництві. Звичайно реакції між твердими речовинами відбуваються в розчинах.

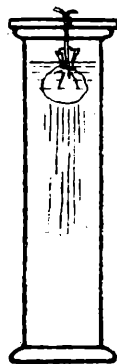
**1. Розчинення.** Ми знаємо, що молекули речовин *безперервно рухаються*. Цим пояснюється явище *дифузії*, тобто проникнення одних речовин в інші. Якщо в циліндр з водою кинути кристали якоїнебудь розчинної речовини, то вона поступово *дифундує* у воді (мал. 115), поки розчин не стане однорідним. Це легко спостерігати на мідному купоросі, за дифузією якого можна стежити, бо мідний купорос має синій колір. Дифузія в рідинах відбувається набагато повільніше, ніж у газах, і триває цілі тижні, але кінець-кінцем виходить цілком *однорідний розчин*.

Ми можемо собі уявити дифузію приблизно так: від поверхні твердої речовини відриваються одна за одною молекули, які потім вільно рухаються в рідині, поступово поширюючись в усі боки серед рухомих молекул розчинника. Молекули рухаються безперервно, тому кінець-кінцем вони розподіляться в рідині рівномірно, і розчин стає однорідним<sup>1</sup>.

Ми можемо прискорити процес розчинення речовини, якщо візьмемо її не у вигляді великих кристалів, а у вигляді дрібного порошку. В міру здрібнення речовини поверхня стикання її з рідиною збільшується, і речовина розчиняється швидше.

Крім того, ми можемо прискорити процес дифузії *перемішуванням* рідини. Розчинення прискорюється також *нагріванням*; при нагріванні швидкість руху молекул збільшується. Крім того, нагріваючись, рідина розширяється, стає легшою і підіймається з дна вгору, а холодна — опускається вниз, і таким чином відбувається перемішування рідини.

Розчинення можна прискорити і не вдаючись до витрати енергії на розмішування і нагрівання. Можна скористатись тим, що розчин твердої речовини *важчий, ніж вода*. Якщо покласти розчинну речовину, наприклад, мідний купорос, у мішечок з марлі і повісити цей мішечок так, щоб сіль була занурена у воду, як на мал. 116, то струмені розчину течуть вниз, і таким чином розчинення прискорюється без перемішування. Це використовують у заводській практиці. Грудки солі кладуть на ґратки в баках для розчинення (мал. 117), і сіль розчиняється набагато швидше, ніж тоді, коли грудки покласти на дно посудини.



Мал. 116.  
Розчинення  
мідного  
купоросу  
у воді.

<sup>1</sup> Далі ми зустрінемося з цілим рядом явищ, що відбуваються в розчині. На них ми тут не спинятимемося.

Раз виготовлений розчин потім не устоюється, в ньому безперервно рухаються молекули, і розчин увесь час лишається однорідним.

**2. Розчинність.** Кількості різних речовин, що можуть розчинитися в даній кількості води при даній температурі, дуже різноманітні. Так, наприклад, у 100 г води при 20° може розчинитися 200 г цукру, 114 г калій-йодиду KJ, 36 г кухонної солі NaCl, 23 г мідного купоросу CuSO<sub>4</sub>, 7 г бертолетової солі KClO<sub>3</sub>, 0,2 г кальцій-сульфату CaSO<sub>4</sub>, 0,12 г кальцій-гідроксиду Ca(OH)<sub>2</sub>, 0,00013 г кальцій-карбонату CaCO<sub>3</sub>, 0,00003 г барій-сульфату BaSO<sub>4</sub>, 0,0000095 г срібло-хлориду AgCl і 0,00000095 г срібло-йодиду AgJ.

Число грамів даної речовини, що може розчинитися при даній температурі в 100 г води, називається коефіцієнтом розчинності, або просто *розчинністю* цієї речовини.

Для визначення розчинності речовину збовтують з водою, поки розчин не стане насичений, тобто поки нові додавані порції речовини не перестануть розчинятися при тривалому збовтуванні. Деяку кількість насиченого розчину зливають з осаду, зважують у чашці, потім випарюють насухо і суху речовину знову зважують. На основі одержаних даних обчислюють, скільки речовини розчиняється в 100 г води.

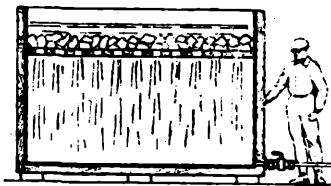
З наведених вище прикладів видно, що розчинність деяких речовин, як от кальцій-карбонат, барій-сульфат, срібло-хлорид, срібло-йодид, надзвичайно мала. Вони розчинні в таких малих кількостях, що на практиці їх вважають за нерозчинні.

Взагалі ми можемо вважати, що *абсолютно нерозчинних речовин немає*. Нерозчинними ми називаємо речовини з дуже малою розчинністю. Розчинність речовини, яку ми звичайно вважаємо за нерозчинну, легко показати на прикладі скла.

Якщо кусок скляної трубки розтерти в чистій фарфоровій ступці на тонкий порошок з водою, до якої додано індикатор фенол-фталеїн, то розчин фенол-фталеїну червоніє, що показує лужну реакцію.

Справа в тому, що до складу скла входять речовини, які мають лужну реакцію, але розчинення скла в звичайних умовах відбувається надзвичайно повільно, і діяння його на індикатор ми не виявляємо. Тільки при дуже сильному збільшенні поверхні стикання скла з водою, що досягається розтиранням скла на тонкий порошок, кількість скла, що переходить у розчин, підвищується настільки, що індикатор виявляє лужну реакцію.

*Рідини* можуть розчинятися одна в одній у будьякій пропорції, як спирт і вода, можуть зовсім не розчинятися, як вода і ртуть (взаємна розчинність їх незмірно мала); і, нарешті, можуть



Мал. 117. Бак для розчинення.



давати одна в одній насичені розчини. Так, якщо в пробірку з водою долити трохи ефіру і збовтати, то ефір почасти розчиняється у воді, почасти спливає (він легший, ніж вода), утворюючи шар. Цей шар — розчин води в ефірі. Розчинність ефіру у воді 6,5; води в ефірі 1,1.

Гази можуть бути добре розчинні в воді, як водень - хлорид, і мало розчинні, як азот і водень. Газів, зовсім нерозчинних у воді, немає. Розчинність газу підвищується із збільшенням тиску, під яким перебуває газ.

У пляшках з шипучими напоями (мінеральні води, лимонади і т. д.) є вуглецьIV-оксид, що його накачують у пляшку під тиском. Коли відкрити пляшку, то тиск, під яким перебуває газ, стає рівним атмосферному тискові і розчинений у воді газ із шипінням виділяється з розчину.

**3. Залежність розчинності від температури.** Розчинність газів зменшується з підвищенням температури (стор. 20). Розчинність твердих речовин у воді з підвищенням температури звичайно збільшується.

**Спроба 1.** Всыпте в колбочку близько 10 г селітри  $\text{KNO}_3$ , долейте з мензурки близько  $13 \text{ см}^3$  води і збовтуйте. Селітра при цьому вся не розчиняється. Зверніть увагу на охолодження при розчиненні селітри, приклавши до колбочки руку.

Нагрійте колбочку, весь час злегка збовтуючи рідину, поки селітра не розчиниться цілком. Дайте колбочці простигати і спостерігайте виділення кристалів. Колбочку з розчином залиште для дальших спроб.

Для деяких речовин розчинність змінюється з температурою не так сильно. За приклад може бути кухонна сіль  $\text{NaCl}$ .

**Спроба 2.** Виготовте насичений розчин кухонної солі, всипавши її потроху в колбочку з  $20 \text{ см}^3$  води і збовтуючи. Коли сіль перестане розчинятись, нагрійте розчин до кипіння і потім гарячий розчин профільтруйте в іншу колбочку або в стакан і дайте охолонути. Порівняйте кількість випалого осаду з кількістю осаду, що виділився з розчину селітри (спроба 1).

Зміна розчинності різних речовин із зміною температури відбувається звичайно нерівномірно.

Вище ми розглянули, як можна було б собі уявити процес розчинення, виходячи з молекулярного вчення. З цього ж погляду можна розглядати й утворення насиченого розчину. При розчиненні твердої речовини, наприклад цукру, молекули відриваються від її поверхні і рухаються в рідині. При цьому русі деякі молекули знову зустрічають тверду речовину і осідають на її поверхні. Чим більше молекул перейшло в розчин, тим більша можливість такого зворотного осідання молекул на поверхні розчинюваної речовини. Нарешті, може настати такий

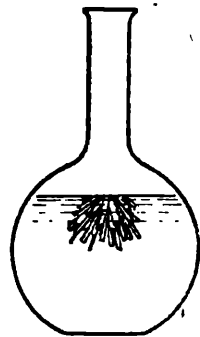
момент, коли за одиницю часу число молекул, що виділяється назад з розчину, дорівнюватиме числу молекул, які переходять у розчин. Між молекулами, що переходять у розчин, і молекулами, що виділяються назад, настає рівновага, що має назву *рухомої рівноваги*. Таким чином, насичений розчин не є щось застигле, мертво. В ньому відбувається безперервний рух.

За доказ того, що таке уявлення про насичений розчин правильне, може бути така спроба. У правильно утвореного кристала якоїнебудь солі відбивають кути, потім цей кристал вміщують у насичений розчин тієї ж солі. Розчин тримають при сталій температурі і в щільно закритій посудині, щоб рідина не могла випаровуватись, тобто при таких умовах, при яких ні виділення солі з розчину, ні розчинення нових кількостей солі неможливе. Тим часом, коли кристал довго перебуває в таких умовах, його відбиті кути відновлюються. Це може статися лише в тому разі, якщо молекули з одних місць кристала переходять у розчин, а на інших місцях кристала в тій же точно кількості виділяються назад.

**4. Пересичені розчини.** Ми знаємо, що при зниженні температури насиченого розчину речовина виділяється з нього звичайно у вигляді кристалів. У тому разі, коли розчин увесь час *стикається з кристалами* розчиненої речовини, таке виділення можна спостерігати завжди і незмінно. В міру того, як іде охолодження, речовина увесь час виділяється з розчину, і при кожній даній температурі в розчині лишається та кількість речовини, що відповідає її розчинності при цій температурі.

Проте, коли розчин не стикається з кристалами розчиненої речовини, то при обережному й повільному охолодженні іноді можна спостерігати такий випадок, що кристали не виділяються з розчину, насиченого при високій температурі, хоч за графіком розчинності треба б було чекати, що вони виділяться. Такі розчини мають назву **пересичених**.

Утворення пересиченого розчину легко спостерігати, наприклад, на натрій-сульфаті  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Якщо колбі з насиченим розчином натрій-сульфату, виготовленим при високій температурі, дати повільно холонуту, закривши ваткою, щоб захистити від пилу, то кристали з розчину не виділяються. Утворюється пересичений розчин. Поки колба закрыта ваткою, розчин при звичайній температурі може зберігатися цілі роки без змін. Але, якщо відкрити колбу й кинути в розчин хоча б дуже маленький кристалик натрій-сульфату, відразу ж починається кристалізація (мал. 122), і вся маса рідини заповнюється кристалами. Другий приклад — натрій-ацетат.



Мал. 122. Кристалізація з пересиченого розчину.

**Спроба.** Візьміть у пробірку близько 5 г натрій-ацетату  $\text{Na}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$ , додайте 3 см<sup>3</sup> води, нагрійте до розчинення солі і, заткнувши папером, дайте охолонути (пробірку можна опустити в стакан з водою).

Киньте у пробірку кристалик натрій-ацетату і спостерігайте кристалізацію пересиченого розчину. Якщо в пересичений розчин натрій-ацетату кинути чистий кристалик кухонної солі, то він не спричиниться до кристалізації. Взагалі кристалізацію пересиченого розчину викликає тільки кристалик розчиненої речовини, який так чи інакше попав у розчин. Досить найменшої пилінки даної речовини, що носиться в повітрі. Тому при добуванні пересиченого розчину його охороняють від пилу.

**5. Явища, що супроводять розчинення.** Розчинення дуже багатьох речовин супроводиться більш чи менш сильним *охолодженням*.

При розчиненні у воді солітри  $\text{KNO}_3$ , кухонної солі  $\text{NaCl}$  і багатьох інших солей охолодження легко помітне на дотик, якщо посудину, в якій відбувається розчинення, тримати в руці. Деякі солі при розчиненні у воді викликають дуже сильне охолодження. Так, при змішуванні кристалічного кальцій-хлориду із снігом можна досягти охолодження до  $-55^\circ$ . Ртуть у цій суміші замерзає.

Охолодженням при розчиненні різних речовин у воді дуже часто користуються для добування охолоджувальних сумішей. Здебільшого вживають суміш снігу або льоду з кухонною сіллю. Якщо на 3 частини снігу взяти 1 частину солі, буде охолодження до  $-21^\circ$ .

Явище охолодження, вбирання тепла при розчиненні — це явище взагалі чисто *фізичне*. Охолодження при розчиненні можна порівняти з охолодженням при випаровуванні. В обох випадках відбувається витрата тепла на відділення молекул одна від одної.

Проте, при розчиненні деяких речовин, навпаки, спостерігається *розігрівання*, тобто виділення тепла; наприклад, якщо розчинити у воді натрій-гідроксид або калій-гідроксид, то розігрівання можна відчувати рукою, прикладаючи її до посудини, в якій відбувається розчинення.

При розчиненні у воді сульфатної кислоти розчин може нагріватися до кипіння.

Виділення тепла в цих випадках вказує нам на те, що тут відбувається не тільки фізичне явище роз'єднання молекул розчинюваної речовини, але й якісь *хімічні явища*. Виявляється, що тут утворюються сполуки з водою — *гідрати*. Ці гідрати можна виділити. Так, для натрій-гідроксиду відомі гідрати:  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{NaOH} + 7\text{H}_2\text{O}$  та інші. Сполуки молекул з водою звичайно позначають, ставлячи між формулою речовини і формулою води крапку:  $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Для сульфатної кислоти відомі гідрати:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , для кальцій-хлориду —  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  і т. д.

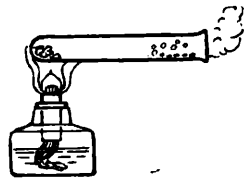
Гідрати утворюються при розчиненні у воді не тільки кальцій-хлориду, але й багатьох інших солей. Багато які солі виділяються з розчину у вигляді кристалічних гідратів або **кристалогідратів**. Так, наприклад, сині кристали мідного купоросу не є сполукою  $\text{CuSO}_4$ , як ми досі для спрощення приймали, а містять у собі ще воду. Якщо сині кристали мідного купоросу нагрівати, то вони поступово стають білими, і з них виділяється пара води. Кінець-кінцем лишається білий порошок безводного мідного купоросу, що має склад  $\text{CuSO}_4$ .

Якщо безводний мідний купорос облити водою, то відбувається дуже сильна реакція, виділяється багато тепла і утворюється синій мідний купорос. Виділений з розчину кристалогідрат має склад  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Спроба 1.** Нагрійте кілька кристаликів мідного купоросу в пробірці, тримаючи її майже горизонтально, але так, щоб дещо було трохи вище від отвору (мал. 123), щоб краплі виділюваної води не могли стекти на гарячі стінки пробірки.

Ви помітите, що кристали біліють і краплі води осідають на холодних стінках пробірки. Дайте пробірці охолонути, тримаючи її так, щоб вода не стікала на гарячі стінки пробірки.

**Спроба 2.** Для того щоб довести зневоднення мідного купоросу до кінця, нагрійте його у фарфоровій чашці. Дайте охолонути і, поставивши чашку на долоню, долейте до зневодненої солі трохи води. Сіль відразу ж стає синьою, а дно чашки стає гарячим.



Мал. 123. Зневоднювання мідного купоросу.

Вода, що входить до складу кристалогідратів, має назву **кристалізаційної води**. Є цілий ряд солей, які приєднують кристалізаційну воду. Так, наприклад, кристалічна сода, або натрій-карбонат, містить у своєму складі десять молекул води:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Склад кристалів магній-сульфату (гіркої солі) —  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , глауберової солі —  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , гіпсу —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , залізного купоросу —  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  і т. д.

Природний гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  при нагріванні (до  $170^\circ$ ) втрачає частину кристалізаційної води і розсипається в порошок. Будучи змішаним з водою, він поступово приєднує її, утворюючи дрібні кристали, що зростаються один з одним у щільну масу. Цим користуються для виливання різних гіпсових виробів, статуї і т. ін.

**Спроба 3.** Змішайте в чашці порошок гіпсу з невеликою кількістю води, щоб утворилася кашка — густа, приблизно як сметана, — вилийте її на папірець, а чашку зразу ж вимийте.

Через деякий час вилита маса стане твердою.

Отже, при розчиненні різних речовин у воді можуть відбуватися і фізичні, і хімічні явища. **Розчин**, утворений в результаті цих явищ, є однорідна суміш розчинника з розчиненими або з утвореними при розчиненні речовинами.

### Запитання для повторення.

1. Як можна прискорити розчинення твердої речовини у воді?
2. Що називається розчинністю?
3. Як змінюється розчинність більшості твердих речовин з підвищенням температури?
4. Назвіть якунебудь нерозчинну у воді речовину.
5. Знайдіть за кривою розчинності концентрацію розчину галуни, насиченого при 20°.
6. Перелічіть явища, що супроводять розчинення.
7. При яких умовах можна добути пересичений розчин?
8. Що таке кристалогідрат?
9. Напишіть формули кількох солей, що є кристалогідратами.
10. Обчисліть процент води в кристалічній соді.

**6. Концентрація розчинів.** При більшості реакцій, пророблених в курсі неорганічної хімії, ми користувалися розчинами різних речовин у воді.

Ці розчини мали різну концентрацію, тобто різне співвідношення між кількостями розчинника і розчиненої речовини. Так, наприклад, при добуванні водню ми користувались сульфатною кислотою, розведеною 1:5. Це значить, що до 5 об'ємів води додався один об'єм концентрованої кислоти.

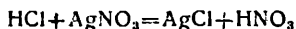
Проте, частіше розчинювані речовини беруть не на об'єм, а відважують.

Концентрацію розчину іноді виражають у процентах. Наприклад, готують розчини 10-, 20-процентні і т. д. 10-процентний розчин — це розчин, у 100 г якого міститься 10 г розчиненої речовини і 90 г розчинника; частіше концентрацію визначають числом грамів речовини, що міститься в 100  $\text{см}^3$  розчину (такі розчини іноді неправильно називають 10-, 20- і т. д. процентними).

При деяких спробах бажано брати такі об'єми розчинів реагуючих речовин, щоб по закінченні реакції не лишалося значного надміру ні тієї, ні другої речовини. В таких випадках, маючи розчини, концентрація яких виражена числом грамів речовини в 100  $\text{см}^3$  розчину, доводиться підраховувати потрібні об'єми розчинів, виходячи з рівності реакції.

Наприклад, ми хочемо добути осад срібло-хлориду, діючи розчином хлоридної кислоти на розчин срібло-нітрату. Обидва розчини містять по 10 г в 100  $\text{см}^3$ .

За рівністю реакції



на  $1 + 35,5 = 36,5$  г хлоридної кислоти треба взяти  $108 + 14 + 48 = 170$  г  $\text{AgNO}_3$ . Якщо ми візьмемо 10  $\text{см}^3$  розчину  $\text{HCl}$ , то в цьому об'ємі міститиметься 1 г  $\text{HCl}$ .

Якщо на 36,5 г  $\text{HCl}$  потрібно 170 г  $\text{AgNO}_3$ , то на 1 г потрібно буде  $170 : 36,5$ , тобто близько 5 г  $\text{AgNO}_3$ , а через те що в 10  $\text{см}^3$  розчину  $\text{AgNO}_3$  міститься 1 г  $\text{AgNO}_3$ , нам для повноти реакції доведеться прилити близько 50  $\text{см}^3$  розчину  $\text{AgNO}_3$ , тобто в 5 раз більше, ніж розчину  $\text{HCl}$ .

Багато зручніше приготувати такі розчини  $\text{HCl}$  і  $\text{AgNO}_3$ , які доведеться зливати в рівних об'ємах. Для цього треба, щоб розчин хлоридної кислоти містив у деякому об'ємі одну грам - молекулу водень - хлориду, тобто  $36,5 \text{ г HCl}$ , а розчин срібло - нітрату в таксму ж об'ємі — одну грам - молекулу, або  $170 \text{ г AgNO}_3$ .

Звичайно грам - молекулу речовини розчиняють у такому об'ємі води, щоб добути 1 л розчину. Такі розчини називають грам - молекулярними, або скорочено — молярними.

Зрозуміло, що в будь-яких рівних об'ємах молярних розчинів  $\text{HCl}$  і  $\text{AgNO}_3$  міститиметься одна й та ж частина грам - молекули кожної з речовин, і після зливання рівних об'ємів у нас не лишатиметься надміру жодного з узятих реактивів.

Однак, не всі молярні розчини реагують між собою в рівних об'ємах.

**Спроба.** Приготуйте по  $500 \text{ см}^3$  молярних розчинів таких речовин:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Для наших цілей немає потреби готувати абсолютно точно молярні розчини (що досить важко). Досить буде, якщо розчини будуть приблизно молярними.

Окремі ланки готують різні розчини.

а) Розчини натрій - гідроксиду і калій - гідроксиду. Обчисліть молекулярну вагу натрій - гідроксиду або калій - гідроксиду, відважте половину цієї кількості на аптечних терезах. Для цього врівноважте на терезах стаканчик або фарфорову чашку. Покладіть на протилежну чашку терезів потрібні важки і потім швидко кладіть у посудину, що міститься на терезах, приготувані в банці грудочки луѓу, беручи їх щипцями (а не пінцетом для важків), поки терези не врівноважаться. Швидко зважування рекомендується через те, що ідкі луѓи вбирають з повітря вологу і вуглецьV - оксид. Тому чим довше зважувати, тим менш точний буде розчин.

Зважений луѓ розчиніть у воді в тій же посудині, в якій зважували. Розчин перелійте у вимірну колбу на  $500 \text{ см}^3$  (з рискою на шийці, мал. 124) або в мензурку (стор. 121, мал. 94) і потім долийте водою до риски. Воду доливайте з допомогою посудини, в якій розчиняли луѓ, щоб уся зважена кількість перейшла в колбу.

б) Розчин водень - хлориду. Молекулярна вага  $\text{HCl} = 36,5$ . У  $500 \text{ см}^3$  молярного розчину повинно міститись  $36,5 : 2 = 18,25 \text{ г HCl}$

Для того щоб виготовити молярний розчин  $\text{HCl}$ , беруть міцну хлоридну кислоту певної концентрації. Звичайна міцна хлоридна кислота питомої ваги 1,12 містить  $267 \text{ г HCl}$  в 1 літрі кислоти. Треба, значить, взяти стільки кубічних сантиметрів цієї хлоридної кислоти, щоб у відміряному об'ємі містилося  $18,25 \text{ г HCl}$ . Це обчислюють так: якщо в  $1000 \text{ см}^3$  кислоти міститься  $267 \text{ г HCl}$ , то в одному кубічному сантиметрі міститься  $267 : 1000 = 0,267 \text{ г HCl}$ .

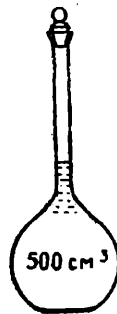
Якщо потрібно буде  $18,25 \text{ г HCl}$ , то треба взяти  $18,25 : 0,267 = 68,5 \text{ см}^3$  кислоти.

Влийте в мензурку на  $100 \text{ см}^3$   $68,5 \text{ см}^3$  хлоридної кислоти питомої ваги 1,12, перелійте кислоту у вимірну колбу (мал. 124) на  $500 \text{ см}^3$ , сполоснувши водою мензурку, злийте воду туди ж і потім долийте води до риски.

Слід зауважити, що коли б ми взяли  $68,5 \text{ см}^3$  хлоридної кислоти і влили в  $500 \text{ см}^3$  води, то розчин утворився б не молярний, бо він містив би  $18,25 \text{ г}$  не в  $500 \text{ см}^3$ , а в  $568,5 \text{ см}^3$  розчину (якщо не вважати на невелике зменшення об'єму при розчиненні).

в) Розчин сульфатної кислоти. Молекулярна вага сульфатної кислоти = 98. У  $500 \text{ см}^3$  молярного розчину повинно міститись  $98 : 2 = 49 \text{ г H}_2\text{SO}_4$ .

Для того щоб виготовити молярний розчин, візьміть концентровану сульфатну кислоту питомої ваги 1,84. В  $1000 \text{ см}^3$  такої кислоти міститься  $1759 \text{ г H}_2\text{SO}_4$ , в  $1 \text{ см}^3$  —  $1,759 \text{ г}$ . Отже, для того, щоб взяти  $49 \text{ г H}_2\text{SO}_4$ , треба відміряти  $49 : 1,759 = 27,9 \text{ см}^3$  кислоти.



Мал. 124.  
Вимірна колба на  $500 \text{ см}^3$ .

Відміряйте кислоту, перелийте у вимірну колбу на 500 см<sup>3</sup>, куди влийте приблизно 300 см<sup>3</sup> води (сполосніть мензурку водою, що її доливаєте в колбу). Дайте простигнути, долийте водою до риски і добре перемішайте збовтуванням.

З виготовленими розчинами проробіть такі спроби.

Влийте в стакан з мензурки або з бюретки (стор. 121) 10 см<sup>3</sup> молярного розчину хлоридної кислоти, додайте лакмусу або фенол - фталейну і потім, помішуючи паличкою, додавайте з другої мензурки або бюретки молярний розчин натрій - гідроксиду до нейтральної реакції (стор. 121). Натрій - гідроксиду треба буде взяти приблизно рівний об'єм (8 — 10 см<sup>3</sup>).

Повторіть спробу, взявши замість молярного розчину натрій - гідроксиду молярний розчин калій - гідроксиду. Результат буде приблизно той же.

Візьміть у стаканчик 10 см<sup>3</sup> молярного розчину сульфатної кислоти, додайте індикатора і нейтралізуйте кислоту молярним розчином натрій - гідроксиду або калій - гідроксиду.

Якщо ми зливаємо молярні розчини натрій - гідроксиду і сульфатної кислоти, то розчину натрій - гідроксиду нам доведеться взяти вдвоє більший об'єм, ніж розчину сульфатної кислоти, бо за рівністю реакції



на одну грам - молекулу кислоти йде дві грам - молекули натрій - гідроксиду.

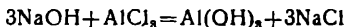
Щоб добути  $\text{Na}_2\text{PO}_4$ , на один об'єм молярного розчину кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$  треба взяти три об'єми молярного розчину натрій - гідроксиду. Для реакції між  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ :  $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{BaCl}_2$ , на два об'єми молярного розчину  $\text{FeCl}_3$  треба взяти три об'єми молярного розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і т. д.

**Задача.** Візьміть у викладача розчин лугу або кислоти невідомої концентрації. Користуючись раніше виготовленим молярним розчином кислоти або лугу, визначте приблизно концентрацію виданого розчину.

**7. Нормальні розчини.** Замість молярних розчинів зручніше було б виготовляти такі розчини різних кислот, лугів та солей, які для реакції можна було б брати завжди в рівних об'ємах.

Для цього, наприклад, у літрі розчину сульфатної кислоти повинна міститись не грам - молекула, а половина грам - молекули. Тоді на один об'єм розчину натрій - гідроксиду доведеться взяти такий же об'єм розчину сульфатної кислоти.

Для реакції між натрій - гідроксидом і алюміній - хлоридом :



розчин алюміній - хлориду повинен містити  $\frac{1}{3}$  грам - молекули  $\text{AlCl}_3$ . Тоді на один об'єм розчину  $\text{AlCl}_3$  треба буде взяти не три об'єми молярного розчину  $\text{NaOH}$ , а тільки один.

Як видно з наведених прикладів, розчин одних речовин повинен містити в 1 літрі грам - молекулу, інших — частку грам - молекули залежно від валентності елементів і залишків, що входять до складу даних сполук.

Щоб виготовити такі розчини, які для реакції можна брати в рівних об'ємах, виходять з поняття про еквівалент. *Еквівалентом* якогонебудь елементу називається *кількість цього елементу, що сполучається з однією ваговою частиною водню, або заміщає одну вагову частину водню* і, таким чином, ніби *рівноцінна*, або еквівалентна (від aequus — рівний і valere — коштувати) одній ваговій частині водню. Якщо взяти сполуку вуглецю з воднем, у якій міститься 75%<sub>v</sub> вуглецю і 25%<sub>v</sub> водню, то еквівалент вуглецю дорівнюватиме 75 : 25 = 3.

Якщо ми знаємо формулу сполуки, то ми можемо знайти еквівалент даного елементу з формули.

Формула водень - хлориду —  $\text{HCl}$ . Тут на один атом, тобто на одну вагову частину водню, припадає один атом, тобто 35,5 вагових частин хлору. По сполуках  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_3\text{N}$  еквівалент кисню дорівнює 16 : 2 = 8, азоту 14 : 3 = 4,7. По солі  $\text{AlCl}_3$ , яку можна розглядати як продукт заміщення водню в  $\text{HCl}$  алюмінієм, еквівалент  $\text{Al}$  буде 27 : 3 = 9 і т. д.

З формули  $\text{CaO}$  ми бачимо, що на один еквівалент, тобто 8 вагових частин кисню, припадає 40 : 2 = 20 вагових частин кальцію. Таким чином, еквівалент елементу можна визначити не тільки по його сполуці з воднем, а й по сполуці з киснем.

Взагалі еквівалент елементу дорівнює його атомній вазі, поділеній на валентність.

Поняття „еквівалент“ поширюється і на хімічні сполуки. Якщо ми будемо нейтралізувати  $\text{HCl}$  натрій - гідроксидом  $\text{NaOH}$  або калій - гідроксидом  $\text{KOH}$ , то на грам - молекулу  $\text{HCl}$ , 36,5 г, нам доведеться взяти одну грам - молекулу  $\text{NaOH}$  або одну грам - молекулу  $\text{KOH}$ . Ці кількості  $\text{NaOH}$  і  $\text{KOH}$  будуть рівноцінні, еквівалентні одна одній і одній грам - молекулі, тобто 36,5 г  $\text{HCl}$ .

Кальцій - гідроксиду  $\text{Ca(OH)}_2$  на грам - молекулу  $\text{HCl}$  доведеться взяти вже не 74 г ( $40+32+2$ ), а  $74:2=37$  г. Це буде кількість, еквівалентна грам - молекулам  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ .

Молекули кислот, лугів і солей складаються неначе з двох частин — з одного боку, з водню, або металу, і, з другого боку, з кислотного залишку, або гідроксилу.

Складаючи формулу цих сполук, ми завжди зрівнюємо число валентностей однієї частини молекули з числом валентностей другої частини молекули. Наприклад, в  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  шести валентностям двох атомів алюмінію відповідає шість валентностей трьох залишків  $(\text{SO}_4)$ .

Якщо реагують між собою  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{NaOH}$ , то одній грам - молекулі  $\text{NaOH}$  еквівалентна  $1/6$  грам - молекули  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

При обчисленні еквівалентів кислот, солей і основ можна керуватися такими правилами:

1. Щоб знайти еквівалент кислоти, треба поділити молекулярну вагу на основність кислоти.

2. Еквівалент солі або основи знаходять діленням молекулярної ваги на число атомів металу, помножене на його валентність.

Наприклад, еквівалент  $\text{H}_3\text{PO}_4$  дорівнює  $1/3$  грам - молекули, еквівалент  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2=1/6$  грам - молекули, еквівалент  $\text{Al}_2(\text{P}_2\text{O}_7)_3=1/12$  грам - молекули, еквівалент  $\text{KHSO}_4=1$  грам - молекулі і т. д.

З зазначеного видно, що розчини, які містять у літрі не грам - молекулу, а грам - еквівалент речовини, треба брати для реакції в рівних об'ємах. Такі розчини називаються *грам - еквівалентними*, або *нормальними*, розчинами.

Застосування нормальних розчинів при хімічних реакціях становить великі зручності. Нормальний розчин позначається звичайно буквою „н“ або „N“.

Замість того, щоб розчинити в 1 літрі цілий грам - еквівалент, можна брати  $1/2$  грам - еквівалента,  $1/3$ ,  $1/12$  і т. д. Якщо розчини містять одну й ту ж частку грам - еквівалента на 1 л, то їх так само можна брати для реакцій в рівних об'ємах. Такі розчини називаються напівнормальними ( $1/2$  - н. або 0,5 - н), одна п'ята нормального ( $1/5$  - н. або 0,2 - н), одна десята нормального, або дедцинормальні (0,1 - н) і т. д.

## ХІІ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.

1. **Особливості розчинів кислот, лугів і солей.** Молекули кислот, лугів і солей ми завжди розглядаємо неначе складеними з двох частин. У молекулах кислот ми розрізняємо водень і кислотний залишок, у молекулах солей — метал і також кислотний залишок<sup>1</sup>, в молекулах лугів — метал і водний залишок, або гідроксил.

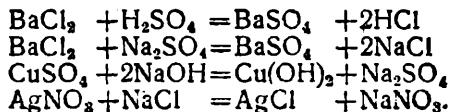
Характерною *особливістю* реакцій обміну між кислотами, лугами й солями є те, що при цих реакціях, які звичайно відбуваються в розчинах, кислотні залишки й водний залишок цілком, не руйнуючись і не змінюючись, переходять з молекул речовини, що беруть участь у реакції, в молекули сполук, які утворюються заново.

<sup>1</sup> Нагадаємо, що в гідросолях водень входить до складу кислотного залишку



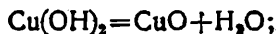
Дальші приклади нагадають цю особливість реакцій між кислотами, лугами й солями.

**Спроба 1.** Зливаючи в пробірки невеликі кількості розчинів речовин, поданих нижче, спостерігайте реакції, що відбуваються:

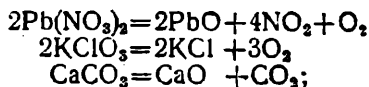


Реакції, які відбуваються не в розчинах, звичайно не є реакціями обміну; при цих реакціях здебільшого маємо руйнування залишків.

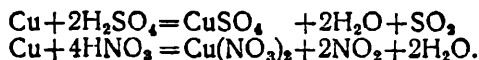
Наприклад, при розкладі нагріванням гідроксидів металів:



при розкладі нагріванням солей:



при реакціях між металами і концентрованими розчинами кислот:



Друга особливість реакцій, що відбуваються у водних розчинах між кислотами, лугами й солями, — це швидкість перебігу таких реакцій. Реакції проходять *дуже швидко*. Коли при реакції утворюється осад, як у згаданих вище прикладах, то утворення осаду звичайно починається відразу ж після зливання розчинів — утворюється каламуть, яка потім поступово осідає на дно посудини.

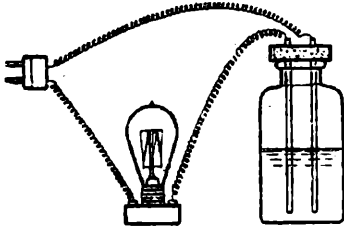
Так само майже вмиг відбувається і реакція нейтралізації між лугами і кислотами.

Розчини кислот, лугів і солей у воді мають ще *третю особливість* — вони є *провідниками електричного струму*. Це так звані у фізиці провідники другого роду (прикладом провідників першого роду є метали), або електроліти.

**Спроба 2.** У банку прилада, зображеного на мал. 254, влийте трохи розчину кухонної солі, занурте в розчин вставлені в пробку два мідні дроти-електроди і увімкніть струм.

Лампочка засвічується. Значить, розчин проводить електричний струм. Зараз же вийміть електроди і сполосніть їх водою.

Вилийте розчин кухонної солі і, старанно сполоснувши баночку спочатку звичайною водою, а потім дистильованою, влийте в баночку дистильованої води і, спустивши в неї електроди, замкніть струм. Лампочка не засвічується.



Мал. 254.

Покладіть сухі електроди в банку з сухою кухонною сіллю. Лампочка теж не засвічується.

Ні вода, ні кухонна сіль самі по собі струму не проводять, його проводить тільки розчин кухонної солі у воді.

**Спроба 3.** Візьміть суху баночку, налейте в неї до половини безводної ацетатної кислоти, покладіть у неї сухі електроди і увімкніть струм. Лампочка не засвічується.

Відлийте половину кислоти, додайте води вщерть, розмішайте, знову занурте в баночку дроти і увімкніть струм. Лампочка засвічується.

Безводна ацетатна кислота не проводить струму, а розчин її у воді струм проводить.

**Спроба 4.** Вимивши і висушивши баночку та дроти, проробіть таку ж спробу з грудкою сухого натрій-гідроксиду, а потім з розчином його у воді.

Сухий натрій-гідроксид струму не проводить, а розчин його проводить.

**Спроба 5.** Вимийте баночку і дроти та проробіть такі самі спроби з сухим цукром і з його розчином у воді, а також з розчинами спирту та гліцерину.

Розчини цукру, спирту, гліцерину струму не проводять.

Не тільки згадані вище грубі якісні спроби, а й точні досліді з електровимірними приладами показують, що вода, безводні кислоти, сухі солі й луги струму не проводять або, правильніше, майже не проводять.

Так само можна установити, що електролітами є тільки розчини кислот, лугів і солей, а не інших речовин, як цукор, спирт, гліцерин і т. п.

**2. Теорія електролітичної дисоціації.** Теорію, що пояснює всі особливості водних розчинів кислот, лугів і солей, запропонував 1887 р. молодий (28-річний) шведський учений Сванте Аррєніус (Svante Arrhenius).

Аррєніус, як Дальтон і ряд інших учених, мав дар наукової уяви. Виходячи з цілого ряду наукових даних, він уявив собі, що молекули кислот, лугів і солей, *розчиняючись у воді*, роз-

падаються на окремі частини, які мають протилежні *електричні заряди*.

Так, наприклад, молекула кухонної солі NaCl розпадається на дві частини — атом натрію, що несе позитивний електричний заряд, і атом хлору, що несе негативний заряд.

Ці заряджені частини молекул мають інші властивості, ніж відповідні прості речовини — натрій і хлор.

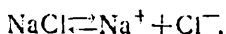
Так, атоми натрію, заряджені позитивно, не мають властивостей металу натрію і, зокрема, не вступають у реакцію з водою. Розчин, що містить у собі заряджені негативно атоми хлору, не має ні запаху, ні кольору, ні інших властивостей розчину простої речовини хлору.

Протилежні заряди натрію і хлору величиною однакові. Тому розчин NaCl у цілому не має заряду, він *електронейтральний*.

Явища, що відбуваються, за теорією Арреніуса, при розчиненні кухонної солі у воді, умовно можна зображати у вигляді рівності, позначаючи позитивний заряд атома натрію значком + і негативний заряд атома хлору — значком -:

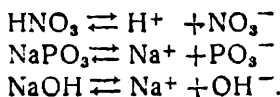


За теорією Арреніуса при розчиненні кухонної солі у воді на заряджені частини розпадаються не всі її молекули, а тільки частина їх; при цьому, залежно від різних умов, розпад може бути більший або менший. Явище розпаду *оборотне*. Тому розпад NaCl можна подати так:



Явище розпаду молекул електролітів при розчиненні називається *електролітичною дисоціацією* або *іонізацією*, а заряджені частини молекул — іонами (про значення цього терміну буде сказано нижче).

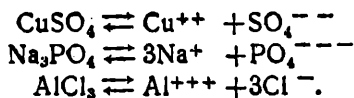
Коли кислоти й солі із складними кислотними залишками та дуги розчиняються, утворюються складні іони:



Сванте Арреніус (1859 — 1927).

Величина зарядів водневих іонів та інших одновалентних елементів і залишків — однакова<sup>1</sup>, незалежно від знака заряду (+ або -).

Іони дво- та багатовалентних елементів і залишків мають заряди в два, три і т. д. разів більші, ніж іони водню та одновалентних елементів:



Іони в розчинах, як і молекули, перебувають у безперервному безладному русі.

Теорія Арреніуса дає пояснення всім особливостям розчинів електролітів.

**3. Пояснення властивостей електролітів з погляду теорії електролітичної дисоціації.** При всіх реакціях між електролітами в розчинах нові молекули утворюються уже з готових частин узятих молекул — з іонів, що є в розчинах. Тому заново утворювані молекули і складаються з тих же самих частин, що й взяті молекули. Наприклад, іони  $\text{Ba}^{++}$  з іонами  $\text{SO}_4^{--}$  дають електронейтральні молекули  $\text{BaSO}_4$ , незалежно від того, які розчинні солі барію були взяті і чи було додано до них сульфатну кислоту чи якунебудь розчинну сіль II.

Тому що іони в розчинах увесь час рухаються і мають електричні заряди, то реакція між позитивними і негативними іонами при змішуванні розчинів електролітів відбувається майже мить.

Іони притягають один одного, утворюючи електронейтральні молекули нових речовин.

Електроліти, як провідники струму, відрізняються від провідників першого роду (метали, вугілля, графіт і т. п.) тим, що при проходженні струму через електроліти завжди відбуваються хімічні явища.

Наприклад, коли пропускати електричний струм крізь розчин мідьII-хлориду  $\text{CuCl}_2$ , то на негативному електроді — катоді осідає металічна мідь, а на позитивному електроді — аноді виділяється хлор. Ці явища і самий факт проходження електричного струму через електроліти можна пояснити тим, що в розчині є заряджені частинки — іони. Як тільки ми сполучаємо занурені в розчин електроди з джерелом струму, електроди заряджаються: анод (електрод, сполучений з позитивним полюсом) — позитивно, катод — негативно. Після цього іони відразу ж починають пересуватися в розчині не безладно, а в певних напрямках. Заряджені негативно іони хлору  $\text{Cl}^-$  рухаються до анода (+). Тут вони віддають свої заряди електродові, нейтралізуються, перетворюючись в електронейтральні атоми, які спо-

<sup>1</sup> Цю величину можна визначити із спроб; знайшли, що вона дорівнює  $1,5921 \cdot 10^{-19}$  кулонів або  $4,77 \cdot 10^{-10}$  електростатичних одиниць.

лучаються в молекули  $\text{Cl}_2$  і виділяються біля електрода. В той же час заряджені позитивно іони міді рухаються до катода (—); тут, нейтралізуючись, вони перетворюються в атоми міді, яка осідає на електроді.

Таким чином, іони, що є в розчині, пересуваючись, *переносять свої електричні заряди*, а не утворюються через проходження електричного струму. Явище пересування іонів у розчині спостерігав ще Фарадей (Faraday, англійський вчений, 1791—1867), який, вивчаючи явища електролізу (див. фізику), дав назву „іони“ частинкам молекул, які пересуваються в розчині. „Іон“ по-грецькому значить „ідучий“. Іони металів і водню йдуть, пересуваються у розчині до катода (—). Фарадей назвав їх катіонами. Іони кислотних залишків і гідроксилу йдуть, пересуваються до анода (+), чому й були названі аніонами.

Але Фарадей думав, що іони утворюються під впливом струму. За Арреніусом же катіони пересуваються до катода (—) тому, що вони вже дістали свій позитивний заряд:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cu}^{++}$  і т. д. в момент розчинення електроліту у воді. Так само аніони пересуваються до анода (+) тому, що вони вже мають негативний заряд:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{--}$  і т. д.

**4. Властивості іонів.** За теорією Арреніуса іони, що утворюються при розчиненні електролітів, мають заряди протилежних знаків. Питання про те, який саме заряд має той чи інший іон — позитивний чи негативний, розв'язують на основі електролізу розчину. Через те що іон міді пересувається до катода, значить, він має позитивний заряд, і через те що іон хлору пересувається до анода, він несе негативний заряд.

Хоч уже давно було відомо, що всі кислоти містять у собі водень, але точно визначити, які саме речовини, що мають водень, можна вважати за кислоти, було важко. Теорія електролітичної дисоціації дає змогу точно означити кислоти. Кислоти — це сполуки, які в розчині дають іони водню і не дають інших позитивних іонів. (Це означення охоплює всі кислоти, тому що всі вони хоч би у мінімальних кількостях розчиняються у воді.)

Разом з цим під це означення не підходять гідросоли, як  $\text{KHSO}_4$ , які дають іони  $\text{H}^+$ , а також іони мегалу.

Здатність усіх кислот давати в розчині іони водню пояснює нам, чому розчини таких різних речовин, як газоподібний водень-хлорид, рідка сульфатна кислота і тверда ортофосфатна кислота, усі мають кислий смак і всі змінюють колір лакмусу на червоний. Ці спільні властивості кислот є не властивостями хімічно різних молекул, а властивостями іонів водню, що утворюються при розчиненні кислот у воді.

Властивостями іонів водню пояснюють і здатність кислот реагувати з металами та здатність нейтралізувати луги (див. нижче).

Спільні властивості лугів — змінювати колір лакмусу на синій, „мильний“ смак, здатність нейтралізувати кислоти — зумов-

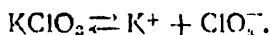
лені наявністю іонів  $\text{OH}^-$ . Луги можна визначити як *речовини, що дають іони гідроксили і не дають інших негативних іонів*.

Осад срібло-хлориду при реакціях у розчині утворюється в наслідок сполучення не атомів хлору і срібла, а відповідних іонів.

**Спроба.** Налийте в ряд пробірок невеликі кількості розчину срібло-нітрату і доливайте в пробірки потроху розчинів хлоридної кислоти, натрій-хлориду, алюміній-хлориду, бертолетової солі і хлороформу ( $\text{CHCl}_3$ ).

Напишіть рівності перебігу реакцій.

Осад срібло-хлориду утворюється тільки в тих випадках, коли в розчині є іони  $\text{Cl}^-$ , а з бертолетовою сіллю і з хлороформом осаду не утворюється, бо бертолетова сіль при іонізації дає іони не  $\text{Cl}^-$ , а  $\text{ClO}_3^-$ .



Хлороформ же  $\text{CHCl}_3$  — не електроліт і ніяких іонів не дає.

Деякі іони, як іони  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{++}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{--}$ ,  $\text{NO}_3^-$  і т. д., дають безбарвні розчини, проте є іони, що мають певний колір (точніше, розчини, які мають ці іони, забарвлені в певний колір, але для простоти ми говоритимемо про колір іонів). Так, наприклад, іон двовалентної міді  $\text{Cu}^{++}$  — синього кольору. Розчини солей двовалентної міді, як  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ , мають синій колір. Іон двовалентного заліза — світлозеленого кольору. Тому розчини солей  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  і т. д. мають зелений колір. Цей же колір мають кристали цих солей, що містять у собі кристалізаційну воду.

У цих кристалах є вже іони металів. Безводні ж солі, як прожарений мідний купорос, — не мають синього кольору.

За приклади забарвлених аніонів можуть бути аніони хроматної кислоти  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  і перманганатної кислоти  $\text{HMnO}_4$ :  $\text{CrO}_4^{--}$  і  $\text{MnO}_4^-$ . Перший іон жовтого кольору. Тому розчини солей  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$  і т. д. — жовтого кольору.

Іон  $\text{MnO}_4^-$  — малинового кольору. Тому й розчини солей  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NaMnO}_4$  та ін. — також малинового кольору. В той же час манган, як катіон  $\text{Mn}^{++}$ , майже безбарвний, що видно з розчинів солей мангану з безбарвними аніонами, як  $\text{MnSO}_4$  та ін.

Розчини солей, що дають два кольорові іони, мають колір, який є поєднанням кольору обох іонів. Так, розчин мідь-II-пірохромату  $\text{CuCr}_2\text{O}_7$  має зелений колір, як поєднання синього кольору іона  $\text{Cu}^{++}$  і оранжевого кольору іона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$ .

Електролізуючи солі з кольоровими іонами або з іонами, що викликають зміну кольору індикаторів, легко спостерігати пересування іонів, коли через розчин проходить електричний струм.

Як електроліт з двома яскраво забарвленими іонами, зручно взяти розчин солі  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Це сіль, що дає складний катіон  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{++}$  яскраво-

синього кольору, і оранжевий аніон  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$ , що відповідає пірохроматній кислоті  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7^1$ .

Для того щоб спостерігати пересування іонів цієї солі при електролізі, струм пропускають через розчин у таких умовах, щоб пересування іонів було різко помітне і щоб рідини під час спроби не перемішувались.

З цією метою роблять так: кусок фільтрувального паперу, приблизно 2 см завширшки і 5 см завдовжки, змочують спочатку розчином натрій-сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Струсивши зайвий розчин, папір кладуть на кусок скла так, щоб він до нього прилип (мал. 255, б).

По середині, впоперек паперу, кладуть товсту нитку, змочену зеленим розчином  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cr}_2\text{O}_7$  (див. мал. 255, а).

На папір кладуть два електроди у вигляді зігнутих мідних дротин, вставлених у пробку, укріплену в затискачі штатива (мал. 255, а).

Дротини треба щільно притиснути до паперу.

Ці дротини сполучені з клеммами батареї з трьох-чотирьох акумуляторів, сполучених послідовно, або з іншим джерелом постійного струму.

Після вмикання струму до катода пересуватимуться безбарвні іони  $\text{Na}^+$ , а від нитки — сині іони  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{++}$ . До анода — безбарвні іони  $\text{SO}_4^{--}$  і від нитки — оранжеві іони  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$ .

Через те що зелену сіль увібрала нитка, вона не розпливається по паперу, і тому пересування забарвлених іонів на білому фоні дуже добре видно.

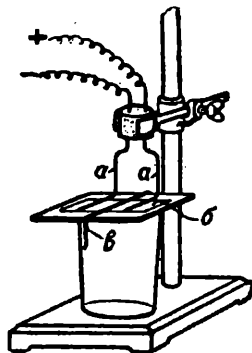
З тим же приладом проробляють другу спробу. Папір просочують розчином того ж натрій-сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , до якого додають розчин фенол-фталеїну, який червоніє від іонів  $\text{OH}^-$ , а нитку — розчином натрій-гідроксиду  $\text{NaOH}$ .

Після того, як нитку з розчином  $\text{NaOH}$  покласти на папір, на ньому утворюється під ниткою червона смуга від іонів  $\text{OH}^-$ . Але тому, що розчин  $\text{NaOH}$  утримується ниткою, цей розчин у товщині паперу дифундує дуже повільно.

Після опускання електродів і вмикання струму червоне забарвлення від іонів  $\text{OH}^-$  починає поступово поширюватися в напрямі до анода.

**5. Механізм електролізу.** З фізики відомо, що електричний струм у металічних провідниках — це потік електронів. Усередині металу є вільні електрони, які можуть вільно пересуватися між нейтральними атомами і позитивно зарядженими іонами металу. Коли ми сполучаємо полюси джерела струму дротиною, то електрони біжать по дротині від катода (—) до анода (+). Анод наче втягає в себе електрони, а катод — наче виштовхує їх.

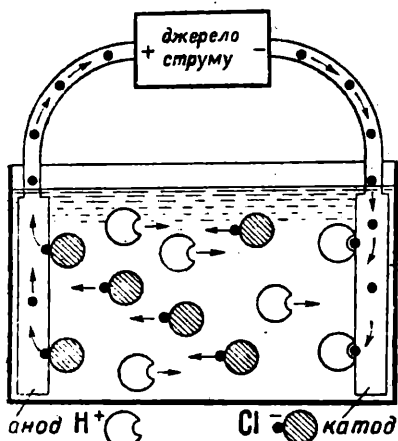
Якщо електроди, занурені в розчин електроліту, сполучити з джерелом електрики, то з пластинки (електрода), сполученої з анодом, який „втягає“ електрони, виходить частина електронів, і пластинка дістає позитивний заряд: у цій пластинці буде над-



Мал. 255. Прилад для спостереження над пересуванням іонів.

<sup>1</sup> Щоб добути цю сіль, зливають рівні об'єми насичених розчинів  $\text{CuSO}_4$  і  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (або  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ). З одержаного розчину додають розчин амоніаку. Утворюється осад, який розчиняється при дальшому додаванні амоніаку. Виготовлений розчин містить у собі сіль  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cr}_2\text{O}_7$  і безпосередньо вживається для спроби.

мір позитивно заряджених іонів металу, які не нейтралізуються електронами, що вийшли. Пластика, сполучена з катодом, звідки „виштовхуються“ електрони, дістане негативний заряд, бо в ній буде надмір електронів.



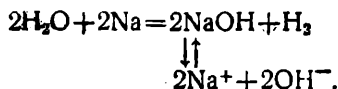
Мал. 257. Схема проходження струму через електроліт.

і іони, що рухаються безладно, починають притягатися електродами й рухатися в напрямді до них.

Іони хлору біля анода віддають свої зайві електрони, які біжать по проводу до джерела струму. Іони хлору, що втратили електрони, перетворюються в атоми хлору. Електрони, які біжать від джерела струму до катода, сполучаються з притягненими до нього іонами водню (атомами, що втратили електрон), утворюючи електронейтральні атоми водню.

Отже, виходячи з будови атома, ми дістаємо наочне уявлення про те, яким чином іде струм через електроліт і як іони перетворюються при цьому в електронейтральні атоми.

**6. Вторинні явища при електролізі.** В деяких випадках при електролізі біля електродів відбуваються вторинні реакції. Так, при електролізі розчину кухонної солі NaCl на катоді при сполученні іонів  $\text{Na}^+$  з електронами повинні були б утворитися атоми натрію Na, але атоми натрію, протилежно іонам натрію, вступають в реакцію з водою:

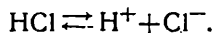


Замість натрію на катоді виділяється водень і біля катода утворюється натрій-гідроксид, який потім можна використати, як і виділювані біля катода — водень, а біля анода — хлор (див. стор. 141).

При електролізі розчину сульфатної кислоти на катоді виділяється водень, а на аноді, при втраті іонами  $\text{SO}_4^{--}$  двох елек-

Нехай електролітом буде розчин HCl, а електроди зроблено з металу, на який хлор не діє.

Значить, у розчині є іони  $\text{H}^+$  і  $\text{Cl}^-$ :



Іони  $\text{H}^+$  можна умовно зобразити кружечками з виїмкою, що означає втрату електрона, іони  $\text{Cl}^-$  — кружечками з точкою, що означає набутий атомом зайвий електрон (мал. 257 внизу).

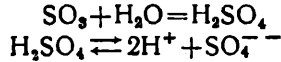
На схемі (мал. 257) зображені явища, що відбуваються при електролізі. Як тільки замкнено струм, електроди набувають позитивного і негативного зарядів,



тронів, повинна була б утворитися речовина  $\text{SO}_4$ , але така сполука у вільному стані не існує; замість  $\text{SO}_4$  утворюються  $\text{SO}_3$  і  $\text{O}_2$ :



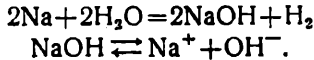
$\text{SO}_3$  з водою утворює сульфатну кислоту:



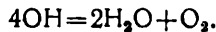
Тепер для нас стає зрозумілим, чому при спробі розкладання води електричним струмом (стор. 20) кількість додаваної до води сульфатної кислоти лишається незмінною, скільки б часу не пропускати струм, і кінець - кінцем розкладається тільки вода.

Замість сульфатної кислоти при електролізі води можна додати до неї натрій - гідроксиду.

У цьому випадку на катоді, як уже відомо, утворюється водень і натрій - гідроксид:

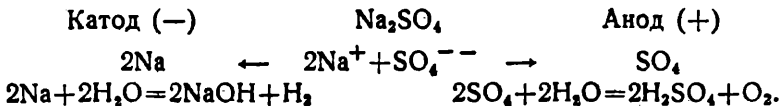


На аноді ж, при втраті електронів іонами  $\text{OH}^-$ , також відбувається вторинна реакція, при якій виділяється кисень:



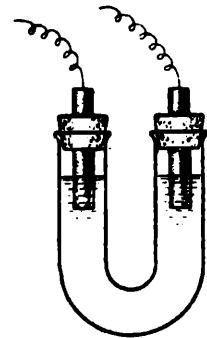
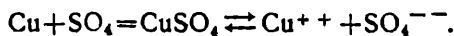
Через реакцію на катоді кількість натрій - гідроксиду в розчині теж лишається незмінною, а водень і кисень кінець - кінцем виділяються з води.

При електролізі розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  вторинні реакції відбуваються і на катоді, де виділяється водень і утворюється в розчині натрій - гідроксид, і на аноді, де виділяється кисень і утворюється сульфатна кислота:



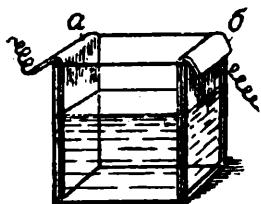
Якщо електроліз  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  провадити в U-подібній трубці (мал. 258) і до розчину додати лакмус, то лакмус біля анода червоніє, а біля катода синіє.

Для того щоб на аноді виділявся кисень і утворювалась сульфатна кислота, потрібно, щоб анод був або вугільний, або з такого металу, на який не діють кислоти, наприклад, з платини. Коли ж анод взято мідний, то кисень не виділяється, а мідь переходить у розчин у вигляді іонів міді:



Мал. 258. Прилад для електролізу натрій - сульфату.

7. **Ступінь дисоціації.** За теорією Арреніуса, число молекул даного електроліту, що розпадаються в розчині на іони, залежить від концентрації розчину. Чим більше розведений розчин, тим більший процент молекул електроліту розпадається на іони.



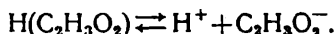
Мал. 259. Прилад для спостереження над зміною електропровідності розчину з розведенням.

Підтвердити це положення теорії може така спроба. У прямокутну плоску посудину кладуть два електроди у вигляді пластин такого самого розміру, як стінки посудини (мал. 259). У коло вмикають електричну лампочку, як і в попередніх спробах. У посудину вливають трохи концентрованого розчину ацетатної кислоти і вмикають струм. Лампочка починає ледве світитися.

Якщо потроху доливати в посудину води й розмішувати, свічення лампочки поступово посилюється.

Це посилення струму не можна приписати зменшенню опору через те, що збільшується поперечний переріз рідкого провідника. Пропорціонально до збільшення об'єму рідини зменшується концентрація кислоти, і тому розведення не повинно було б впливати на силу струму.

Пояснення цього явища полягає в тому, що одночасно із зменшенням концентрації кислоти посилюється електролітична дисоціація:



При тій же кількості кислоти процент розпалих молекул з розведенням збільшується, тобто збільшується число одиниць, які переносять електричний струм, — іонів.

Зростання електропровідності з розведенням у згаданих умовах іде не безмежно. Після досить сильного розведення зростання електропровідності припиняється. Це пояснюють тим, що при даному розведенні вже всі молекули розпалися на іони, відбулася *повна дисоціація*. Тому при дальшому розведенні число іонів лишається те ж саме, і сила струму не збільшується.

Повна дисоціація настає звичайно тільки при дуже сильному розведенні. Таке розведення умовно називають „безконечним розведенням“.

Під „розведенням“ звичайно розуміють число літрів розчину, який містить у собі грам-молекулу даного електроліту. Розведення вважають за безконечне, коли грам-молекула розчинена більш ніж у 10 000 літрів.

У різних електролітах при однаковому розведенні *ступінь дисоціації* молекул на іони, тобто процент молекул, які розпалися на іони, різний.

Знайти ступінь дисоціації електроліту при даному розведенні  $V$  (розчин грам-молекули у  $V$  літрах води) можна на основі визна-

чення електропровідності в посудині, як на мал. 259<sup>1</sup>. Спочатку визначають електропровідність усього розчину при розведенні, яке дорівнює  $V$  літрів, і електропровідність усього розчину при безконечному розведенні<sup>2</sup>.

У проведенні струму бере участь тільки дисоційована частина електроліту. Очевидно, що електропровідність першого розчину буде в стільки ж разів менша за електропровідність другого розчину, у скільки разів число молекул, які розпалися на іони в першому розчині, менше за число молекул, які розпалися на іони в другому розчині, — тобто менша від числа всіх взятих молекул, бо при безконечному розведенні розпадаються всі молекули.

Якщо, наприклад, було знайдено, що електропровідність 0,1-н розчину ацетатної кислоти дорівнює 4,73, а при безконечному розведенні (60 г у 10 000 л) дорівнює 364, то можна скласти таку пропорцію:

$$\frac{\text{Число молекул, що розпалися при розведенні } V}{\text{Число молекул, що розпалися при безконечному розведенні}} = \frac{4,73}{364} = 0,0133.$$

Це значить, що при розведенні  $V$  розпадається 0,0133 всієї кількості молекул, або 1,33 із 100 взятих молекул. Інакше ступінь дисоціації даного розчину дорівнює 1,33%.

Електропровідність залежить не тільки від розведення, а й від температури: з підвищенням температури електропровідність електролітів у протилежність електропровідності металів збільшується. Тому, порівнюючи ступінь дисоціації електролітів, беруть визначення, зроблені при однаковій температурі.

Визначаючи ступінь дисоціації, концентрацію можна обчислити не в грам-молекулах, а в грам-еквівалентах.

Якщо порівнювати ступінь дисоціації в розчинах, які містять один грам-еквівалент в 10 л (0,1-н розчини), то ми одержимо такі дані.

Ступені дисоціації кислот дуже різняться між собою.

Різним ступенем дисоціації пояснюється те, що кислоти мають різну „силу“.

**Сильними** кислотами є:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ступінь дисоціації близько 100%).

**Середньої сили** кислоти:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$  (ступінь дисоціації 30 — 10%).

**Слабкі**:  $\text{H}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (ступінь дисоціації близько 1% і менше).

<sup>1</sup> З фізики відомо, що електропровідність є величина, обернена опоріві. Коли опір розчину дорівнює  $R$  омів, то  $\frac{1}{R}$  є електропровідність розчину.

<sup>2</sup> На практиці обчислюють, виходячи з так званої молекулярної електропровідності всього розчину, що містить грам-молекулу електроліту у  $V$  літрах води і налитий у посудині між плоскими електродами (як на мал. 259), які віддалені на 1 см один від одного, при різниці потенціалів у 1 вольт. Через те що збудувати такий прилад достатніх розмірів було б важко, електропровідність визначають у меншій посудині і молекулярну електропровідність знаходять обчисленням.

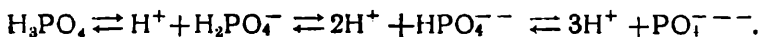
*Луги* — всі сильно дисоційовані, за винятком  $\text{NH}_4\text{OH}$  (ступінь дисоціації близько 1%).

*Солі* — майже всі більш або менш сильно дисоційовані. При дисоціації дво- або багатоосновних кислот утворюється кілька аніонів.

Так, молекули сульфатної кислоти дають іони  $\text{HSO}_4^-$  і іони  $\text{SO}_4^{--}$ .



Ортофосфатна кислота дає три аніони:



Цю поступово дисоціацією пояснюють утворення гідро-солей, наприклад:

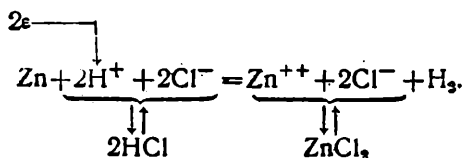


**8. Ступінь дисоціації електролітів і швидкості реакцій.** Ступінь дисоціації електролітів визначає їх активність при хімічних реакціях.

Так, наприклад, реакція між кислотами і металами відбувається тим енергійніше, чим сильніша кислота, тобто чим більш вона дисоційована.

Причина полягає в тому, що реакція відбувається не між молекулами, а між іонами. Чим більша концентрація іонів, тим енергійніше відбувається реакція.

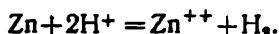
Реакцію між цинком і хлоридною кислотою ми можемо уявити собі так:



2 електрони ( $e$ ) від атома цинку переходять до двох іонів водню, які перетворюються в електронейтральні атоми H. Атоми сполучаються в молекули  $\text{H}_2$ ; виділяється газ водень.

У міру того, як іони  $\text{H}^+$  видаляються з розчину, відбувається дальша іонізація молекул  $\text{HCl}$ , які поступово цілком іонізуються, і кінець-кінцем весь водень виділяється. У розчині залишаються тільки іони  $\text{Zn}^{++}$ ,  $\text{Cl}^-$  і деяка кількість неіонізованих молекул  $\text{ZnCl}_2$ .

Таким чином, реакція відбувається по суті тільки між  $\text{Zn}$  та  $\text{H}^+$ , і її можна виразити спрощено так:



До цієї ж рівності зводиться реакція між цинком і будь-якою іншою кислотою.

Ясно, що чим сильніше дисоційована кислота, тим більша концентрація іонів  $H^+$  у розчині і тим швидше повинна відбуватись реакція.

**Спроба 1.** Візьміть у викладача двонормальні (2-н) розчини хлоридної і ацетатної кислот.

Влийте в три стакани по 100 см<sup>3</sup> кожної кислоти, киньте в кожний стакан майже одночасно по кусочку стрічки магнію завдовжки 5 см і спостерігайте перебіг реакції.

Замість магнію можна взяти цілком однакові кусочки цинкової пластинки.

Найшвидше закінчується реакція в хлоридній кислоті, а потім — значно пізніше — в ацетатній, мало дисоційованій.

Швидкість реакцій відповідає ступеневі дисоціації кислот.

**Спроба 2.** Повторіть спробу, взявши концентровану сульфатну кислоту питомої ваги 1,84 (36-н), 2-н.

Концентрована кислота дисоційована тільки на 1%. Тому з нею метал реагує ледве помітно. У 2-н метал розчиняється значно швидше.

**Спроба 3.** У дві однакові колбочки всипте по 1 г порошку  $CaCO_3$ . В одну колбочку влийте вимірені мензуркою 20 см<sup>3</sup> 2-н хлоридної кислоти, а в другу стільки ж 2-н ацетатної кислоти. Старайтеся влити кислоти майже одночасно.

Спостерігайте результати. Яка різниця?

**9. Іонні рівноваги.** Вище було згадано, що за Арреніусом реакція дисоціації оборотна. При зміні концентрації або температури реакція здебільшого йде в ту або другу сторону. Як же можна собі уявити взаємовідношення молекул і іонів у розчині при незмінній концентрації і при сталій температурі?

Ми можемо уявити собі таку картину. Молекули внесеного у воду електроліту відразу ж починають дифундувати, тобто поширюватися у воді в усі боки.

Одночасно починається і дисоціація цих молекул на іони. Іони (або сольвати іонів) також починають безладно рухатися між молекулами води. У своєму русі аніони і катіони зустрічаються між собою, стикаються і знов утворюють молекули. Чим більше іонів скупчується в розчині, тим частіше вони зустрічаються і утворюють молекули.

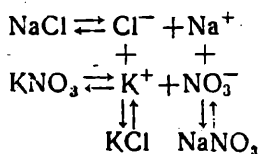
В той же час молекули знову розпадаються на іони. Ці два протилежні процеси кінець-кінцем один одного урівноважують. Скільки молекул в одиницю часу розпадається на іони, стільки ж знов утворюється. Отже, установлюється стале співвідношення

між числом нерозкладених молекул і числом іонів, або, як кажуть, настає рівновага. Ця рівновага, на відміну від механічної — статичної, тобто нерухомої рівноваги якогонебудь тіла, називається **рухомою рівновагою**.

Якщо розчин розвести, то число стикань іонів зменшується, ступінь дисоціації розчину збільшується. При дуже сильному розведенні, нарешті настає повна дисоціація<sup>1</sup>.

Коли в розчині є два електроліти, то при стиканні аніонів і катіонів можуть утворитися нові молекули.

Ми знаємо, що, коли зливати розчини NaCl і KNO<sub>3</sub>, ніякого осаду не утворюється. Вище було сказано, що ця реакція не йде до кінця. Тепер ми це явище можемо подати виразніше:



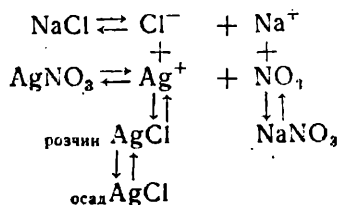
Тут подано чотири реакції: перший горизонтальний рядок — дисоціація NaCl, другий — дисоціація KNO<sub>3</sub>. Перший (після знака рівноваги) вертикальний рядок — утворення і обернена дисоціація нових молекул KCl і другий — утворення і дисоціація нових молекул NaNO<sub>3</sub>.

З поданої вище рівності ми бачимо, що жодна з чотирьох реакцій не йде до кінця. У розчині є 8 сортів різних частинок: 4 сорти молекул — всі в мізерних кількостях, бо солі — сильні електроліти, і 4 сорти іонів. Якби ми змогли видаляти з розчину або KCl, або NaNO<sub>3</sub>, то реакція в нас дійшла б до кінця.

**10. Умови, при яких хімічні реакції між електролітами йдуть до кінця.** Умови, при яких реакція обміну доходить до кінця, вже були розглянені вище (стор. 118, правило Бертоле). Тут ми можемо розглянути їх з погляду рівноваги між іонами.

Утворення осаду.

Як приклад розглянемо відому вже нам реакцію між натрій хлоридом і срібло-нітратом. При цій реакції утворюється осад срібло-хлориду AgCl. Реакції відбуваються тут так:



<sup>1</sup> За новітніми науковими даними, для сильних електролітів повна дисоціація настає, очевидно, при будь-яких концентраціях, а не при безконечному розведенні, як думав Арреніус. Останнє правдиве тільки для слабких електролітів. Питання про дисоціацію сильних електролітів розглядається в курсах фізичної

Іони  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Ag}^+$ , зустрічаючись, утворюють дуже малорозчинний (практично нерозчинний) срібло-хлорид  $\text{AgCl}$ . Відразу ж утворюється насичений розчин, і срібло-хлорид випадає в осад.

У міру видаляння іонів  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Ag}^+$  іде дальша дисоціація  $\text{NaCl}$  і  $\text{AgNO}_3$ . Відбувається це тому, що через видалення з розчину  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Ag}^+$  процес оберненого утворення молекул  $\text{NaCl}$  і  $\text{AgNO}_3$  з іонів перестає урівноважувати процес дисоціації цих молекул. Отже, рівновага порушується, і кінець-кінцем усе срібло і весь хлор будуть практично цілком в осаді, у розчині ж лишаться тільки іони з  $\text{Na}^+$  та  $\text{NO}_3^-$  і мізерна кількість молекул  $\text{NaNO}_3$ .

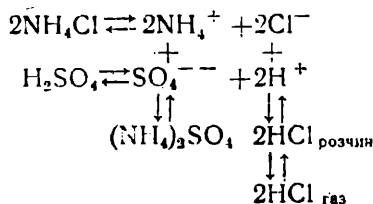
**Задача.** Напишіть такі ж схеми рівноваги для реакції між  $\text{BaCl}_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### Виділення газу.

**Спроба 1.** До невеликої кількості концентрованого розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  підлийте в пробірку концентрованої сульфатної кислоти.

Ви помічаєте виділення білого диму — ознака водень-хлориду ( $\text{HCl}$ ).

Реакцію, яка відбувається, можна подати у вигляді такої іонної схеми:



Водень-хлорид  $\text{HCl}$ , що при цьому утворюється, спочатку переходить у розчин, а потім, коли розчин ним насичений, починає виділятися у вигляді газу.

Ясно, що чим концентрованіші взяті розчини  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , тим повніше відбувається виділення газоподібного  $\text{HCl}$ . На практиці ми беремо твердий  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і концентровану сульфатну кислоту, що містить тільки близько 5% води і дисоційована тільки на 1%.

**Задача.** Напишіть подібні ж іонні схеми для реакцій між  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{FeS}$  і  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

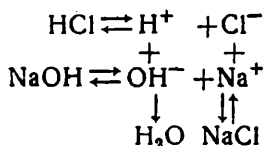
### Утворення недисоційованої або малодисоційованої сполуки.

Іонне вчення пояснює нам, чому йде до кінця реакція нейтралізації, хоч при цій реакції, як і при обміні між  $\text{NaCl}$  і  $\text{KNO}_3$

---

хімії, і ми на ньому спинятися не можемо. Крім того, для розв'язання тих завдань, які ставить перед собою курс середньої школи, ці подробиці не мають значення. У цілому ж теорія розпаду електролітів на іони не тільки не спростована, але здобула ряд нових підтверджень і пояснень.

(стор. 362), утворюється розчинний у воді продукт, наприклад, NaCl при реакції між NaOH і HCl. Для цієї реакції можна написати таку схему:



Вода майже не проводить електричного струму, — в ній майже немає вільних іонів. Тому, в міру того як у розчині стикаються іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , вони утворюють молекули води, що знову на іони майже не розкладаються. В міру того як видаляються іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , дисоціація молекул HCl і NaOH іде чимраз далі, поки, нарешті, в розчині лишаються тільки іони  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Na}^+$  та мізерна кількість молекул NaCl.

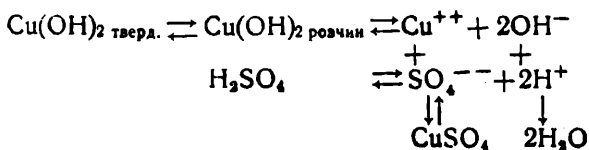
**Задача.** Напишіть схеми реакцій між  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і HCl, NaOH і  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і  $\text{HNO}_3$ .

Реакція нейтралізації будьякої кислоти будьяким лугом фактично зводиться до того, що іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  дають молекули води, яка майже не дисоціює на іони:



Це пояснює факт давно вже відомий, що при нейтралізації сильних кислот сильними основами виділяється однакова кількість тепла на грам-еквівалент, а саме 13,7 *Кал*.

Розчинення в сульфатній кислоті мідьII-гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  можна пояснити так. Через те що зовсім нерозчинних речовин немає, незначна кількість  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  переходить у розчин і дає іони  $\text{Cu}^{++}$  і  $\text{OH}^-$ :



В міру утворення малодисоціюючої води розчинений  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  поступово дисоціює, а твердий  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  поступово переходить у розчин. Процес триває доти, поки весь  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  не розчиниться.

Утворенням малодисоційованих сполук пояснюється витіснення у розчині слабких кислот сильними.

**Спроба 2.** До розчину натрій-ацетату підлийте хлоридної кислоти; зверніть увагу на появу запаху ацетатної кислоти.

Напишіть схему цієї реакції.

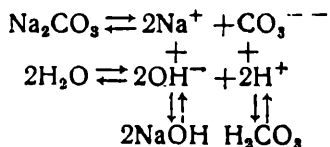


11. Гідроліз солей. Ми вже знаємо, що розчини багатьох солей мають не нейтральну, а кислу або лужну реакцію на лакмус. Це пояснюють тим, що солі вступають у реакцію з водою, утворюючи основи і кислоти (стор. 246).

У тих випадках, коли основа сильна, а кислота слабка, реакція розчину солі лужна, як у  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Коли ж кислота сильна, а основа слабка, то реакція розчину солі — кисла, як у  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$  та ін.

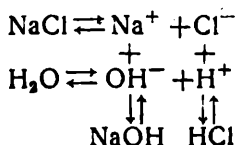
Теорія електролітичної дисоціації дає цим спостереженням таке пояснення. Те, що чиста вода, хоч і дуже слабо, але все ж проводить електричний струм, показує, що у воді є деяка кількість іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ . З електропровідності чистої води виходить, що в ній близько 0,00001% молекул дисоційовані на іони.

А коли іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  у воді є, то вони можуть вступати в реакцію з іншими іонами. Тому процес, що відбувається в розчині  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , можна подати у вигляді такої схеми:



З цієї рівності видно, що іони  $\text{CO}_3^{--}$  дають мало іонізовану кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , тоді як іони  $\text{Na}^+$  і  $\text{OH}^-$  дають сильно іонізований натрій-гідроксид. Видалення з розчинів іонів  $\text{H}^+$  при утворенні молекул  $\text{H}_2\text{CO}_3$  викликає дальшу дисоціацію води і т. д. Отже, в розчині утворюється надмір іонів  $\text{OH}^-$ , і розчин має лужну реакцію на лакмус.

У розчині ж кухонної солі утворилися б при гідролізі добре і приблизно однаково дисоціюючі  $\text{NaOH}$  і  $\text{HCl}$ :



Тому практично реакція гідролізу не відбувається, і розчин кухонної солі має на лакмус нейтральну реакцію.

**Спроба.** Нагрійте в стакані майже до кипіння дистильовану воду і з допомогою скляної палички внесіть у неї кілька крапель розчину  $\text{FeCl}_3$ . Ви помічаєте, що рідина в стакані набуває бурого кольору. Це утворився колоїдний розчин  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Додайте до розчину лакмусу. Він червоніє.

Поясніть спостережуване явище і напишіть відповідну схему.

**Задача.** Напишіть схеми реакцій гідролізу для таких солей:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ , і дайте відповідь на питання, яку реакцію на лакмус повинні мати розчини цих солей.

### Запитання для повторення.

1. Перелічіть спільні характерні особливості кислот, лугів і солей.
2. Як пояснити спільність властивостей кислот? лугів?
3. У чому відмінність іонів від атомів і молекул?
4. Як впливає на ступінь дисоціації розведення розчину?
5. Чим пояснюється різна хімічна активність кислот?
6. Як точно визначити поняття „кислота“ й „луг“?
7. Чому розчин гліцерину не проводить електричного струму?
8. Чому концентрована й сильно розведена сульфатна кислота дуже слабо діє на цинк?
9. Який аніон і який катіон є в розчині бертолетової солі?
10. Як пояснити проходження електричного струму через розчини електролітів?
11. Чому газоподібний водень - хлорид не називають кислотою?
12. Назвіть відомі вам „кольорові“ іони.
13. Чим пояснюється властивість води викликати електролітичну дисоціацію кислот, лугів і солей?
14. Подайте приклади вторинних реакцій при електролізі.
15. Яким способом можна визначити ступінь дисоціації електроліту?
16. Що таке безконечне розведення електроліту?
17. Як впливає температура на ступінь дисоціації електролітів?
18. Чому ацетатна кислота погано проводить струм, а хлоридна — добре?
19. Як має змінитися електропровідність розчину ацетатної кислоти, якщо додати до неї амоніаку?
20. Які іони завжди є в добре приготовленому супі?
21. Нарисуйте, користуючись вжитими на мал. 257 позначеннями, схему електролізу алюмінію - сульфату.
22. Який електрод при нікелюванні треба робити з нікелю?
23. Назвіть дві сильні і дві слабкі кислоти.
24. Назвіть слабкий луг.
25. Чому на етикетках пляшок з цілющими мінеральними водами звичайно пишуть вміст у воді не солей, а іонів?
26. Напишіть у вигляді іонних схем такі реакції:  
 $\text{KBr} + \text{AgNO}_3$ ;  $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH}$ ;  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ .
27. Як зміниться ступінь дисоціації водного розчину кислоти, якщо до нього додати спирт?
28. При діянні натрію на спирт виділяється водень і утворюється сполука, до складу якої входить натрій. Чому спирт не можна назвати кислотою?
29. Яку реакцію на лакмус має розчин  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , яку  $\text{ZnCl}_2$ , яку  $\text{CuSO}_4$ ?
30. Які іони може давати в розчині  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?
31. Розберіть з електронної точки зору реакцію між  $\text{Al}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

## XIII. ГАЛОГЕНИ.

У відділі оксидів, основ, кислот та солей ми ознайомилися з цілим рядом загальних способів добування різних хімічних сполук, навчилися володіти хімічною мовою.

Тепер ми переходимо до систематичного вивчення окремих елементів, їх властивостей, сполук і їх взаємних зв'язків, подібностей та відмін. Почнемо з елементу хлору.

Хлор у природі у вигляді простої речовини не трапляється. Але сполуки хлору — хлориди металів — дуже поширені. Одна

з найпоширеніших сполук хлору з металами — натрій-хлорид, або кухонна сіль  $\text{NaCl}$ . Зустрічаються також калій-хлорид  $\text{KCl}$ , магній-хлорид  $\text{MgCl}_2$  та інші.

У лабораторії хлор добувають з хлоридної кислоти, яка добувається з природного продукту — кухонної солі  $\text{NaCl}$ . Тому ми насамперед спинимося на кухонній солі.

**1. Кухонна сіль.** Кухонна сіль дуже поширена в природі. Вона зустрічається у вигляді розчину в воді морів (близько 2,8%), деяких озер та соляних джерел, а також у вигляді покладів кам'яної солі. Поклади кам'яної солі утворились при висиханні морів, що існували за давніх геологічних епох.

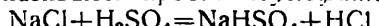
Сіль іде в їжу, для консервування продуктів, що швидко псуються, як от м'яса, риби, городини тощо.

Крім того, кухонна сіль  $\text{NaCl}$  застосовується в *хімічній промисловості* для добування, з одного боку, хлоридної кислоти  $\text{HCl}$  і хлору  $\text{Cl}_2$ , і, з другого боку, сполук натрію: натрій-гідроксиду  $\text{NaOH}$ , натрій-карбонату (соди)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , натрій-сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і т. д., а також у цілому ряді інших виробництв.

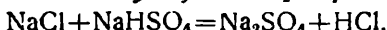
**2. Добування водень-хлориду й хлоридної кислоти.** Хлоридна кислота, з якою ми вже не раз зустрічались, є розчин газоподібного *водень-хлориду*  $\text{HCl}$  у воді.

Водень-хлорид важчий повітря. Його можна збирати способом витіснення повітря. Для добування водень-хлориду діють на кухонну сіль концентрованою сульфатною кислотою.

При малому нагріванні відбувається реакція з утворенням натрій-гідросульфату  $\text{NaHSO}_4$ , або натрій-бісульфату, який у техніці звичайно називають просто *бісульфатом*:



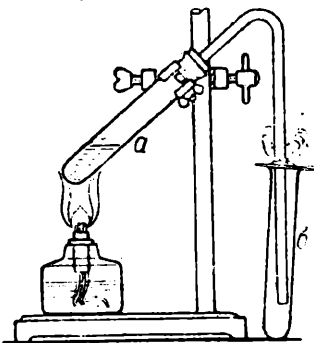
При сильному нагріванні бісульфату з кухонною сіллю утворюється нормальна сіль — *сульфат*  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



Проробимо спробу добування водень-хлориду за першою рівністю.

**Спроба.** Складіть прилад, як на мал. 93. На газовідвідну трубку покладіть клаптик паперу, щоб він накривав суху пробірку *б*, у яку ви й збиратимете водень-хлорид. Насипте в пробірку *а* стільки кухонної солі, скільки показано на малюнку. Долейте трохи концентрованої сульфатної кислоти *і*, вставивши корок з трубкою, збирайте газ у пробірку *б*, обережно нагріваючи пробірку *а*.

Через деякий час ви помітите виділення з пробірки *б* білого „диму“. Дим утворюється тому, що виділюваний водень-хлорид притягає вологу з повітря і утворює найдрібніші крапельки розчину водень-хлориду у воді — хлоридної кислоти.



Мал. 93. Добування водень-хлориду.

Коли почне сильно виділятися білий дим, повільно підійміть однією рукою штатив разом з пробіркою *a* і зразу ж закрийте пробірку *b* великим пальцем другої руки. Переверніть пробірку, занурте в чашку з водою і прийміть палець. Спостерігайте підймання води в пробірці (мал. 94). Закрийте пробірку пальцем під водою, переверніть і добутий розчин водень-хлориду випробуйте лакмусом. Почервоніння лакмусу показує, що це кислота.

Почніть діяти хлоридною кислотою на метали магній і цинк.

Напишіть рівності реакцій.

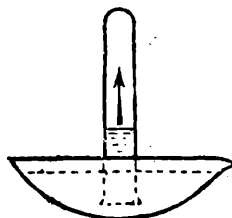
Водень-хлорид — безбарвний, у півтора раза важчий від повітря, має різкий, їдкий запах. Водень-хлорид добре розчиняється у воді: при звичайній температурі в  $1 \text{ см}^3$  води розчиняється близько  $500 \text{ см}^3$  водень-хлориду.

Наскільки велика розчинність водень-хлориду у воді, можна легко переконатися на проробленому досліді. Якщо пробірка була добре заповнена водень-хлоридом, то вода в ній швидко підіймається майже до самого верху.

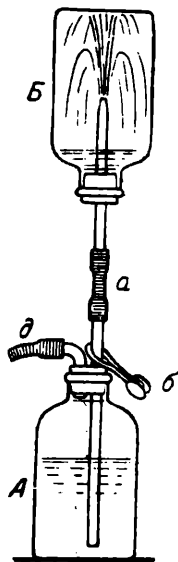
Ще показовіша така спроба. Якщо склянку *Б* (мал. 95) наповнити водень-хлоридом, сполучити її з склянкою *А* з забарвленою синім лакмусом водою, відкрити затискач *а* на каучуку *а*, що сполучає обидві склянки, і, вдуваючи в трубку *д* повітря, ввести в склянку *Б* кілька кубічних сантиметрів води, то ця вода відразу ж вбирає в склянку *Б* весь водень-хлорид. У склянці *Б* буде сильно розріджений простір; тиском атмосфери вода вганяється в склянку *Б* і б'є в ній фонтаном. Лакмус червоніє.

Щоб добути більш значну кількість хлоридної кислоти, можна скористуватись приладом, показаним на мал. 96. У колбі утворюється водень-хлорид. Він проходить через три банки, в які налита вода. Газовідвідна трубка занурена в воду тільки в останній банці, в перших же двох вона не доходить до води. Через те що водень-хлорид сильно розчиняється у воді, він вбирається головним чином у першій банці. Розчин водень-хлориду у воді важчий за воду, і в банках виразно видно струмені розчину, що стікають від кінців трубок вниз.

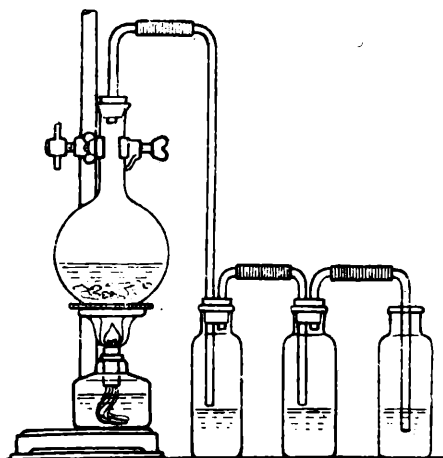
**3. Заводське добування хлоридної кислоти.** Описаний спосіб добування водень-хлориду застосовується й у виробництві. На мал. 97 дана спрощена схема сучасного заводу для виробництва хлоридної кислоти і сульфату.



Мал. 94. Водень-хлорид розчиняється у воді.



Мал. 95. Розчинення водень-хлориду у воді.



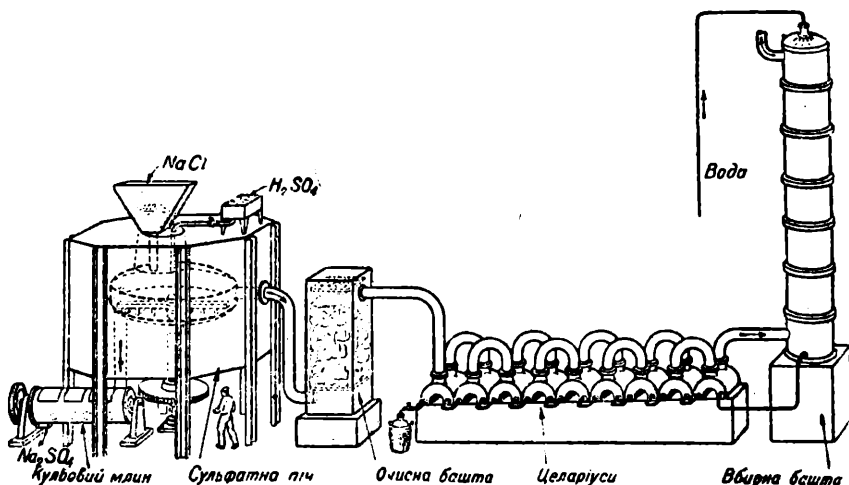
Мал. 96. Прилад для добування водень-хлориду і вбирання його водою (добування хлоридної кислоти).  
 первно сиплється кухонна сіль, і через трубку з бака вливається сульфатна кислота.

Реакція між кухонною сіллю і сульфатною кислотою відбувається в чаші, складеній із вогнетривких і кислототривких плит з випаленої глини. Ця чаша міститься всередині печі і разом з склепінням, що прикриває її, утворює наче плоску коробку — муфель, який знизу і згори огрівається полум'ям генераторного газу (на мал. 97 муфель показаний усередині печі пунктиром).

Канали навколо печі, по яких рухаються розжарені продукти горіння газу, на схемі не показані.

У муфель з лійки, що міститься над шічкою, безперервно сиплється кухонна сіль, і через трубку з бака вливається сульфатна кислота.

Гребки, що є в муфелі, укріплені на вертикальному, з повільним обертанням, валу; вони весь час перемішують масу і переміщують її від центра до країв муфеля. Поки маса рухається, встигають відбутися обидві стадії реакції, і добутий сульфат  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  вивалюється по трубі в кульовий млин. Це — залізний циліндр, усередині якого обертаються рамки, що перекочують важкі сталеві кулі. Кулі розбивають і розтирають сульфат, що виходить з млина у вигляді порошку, і в вагонетці його відкочують на склад.



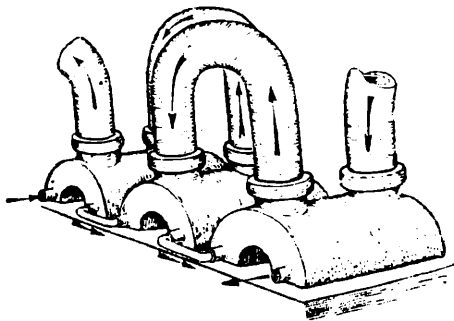
Мал. 97. Схема заводу для добування хлоридної кислоти й сульфату.

Виділюваний водень-хлорид спрямовується у складену з кислототривких плит *очисну* башту і повільно проходить нею знизу вгору по кусках коксу або глиняних циліндриках („кільцях“), що наповнюють башту. Тому що поверхня стикання газу з „насадкою“ башти велика, газ очищається від бризок сульфатної кислоти, від захопленого ним з печі пилу і т. д. Очищений і охолоджений газ спрямовують для розчинення в ряд кислототривких керамікових (з випаленої глини) посудин, поставлених з невеликим нахилом у бік печі. На малюнку показано 9 таких посудин, на заводі ж їх буває до 50 і більше. Ці посудини за ім'ям винахідника називаються *целаріусами*.

Газ проходить по вигнутих трубах з целаріуса в целаріус над поверхнею води, що протікає через них назустріч газіві. Вода входить зверху у *вбирну башту*, яка стоїть у кінці системи, стікає вниз по керамікових кулях або циліндрах, що наповнюють башту, і потім входить у систему целаріусів, сполучених між собою внизу скляними трубками (мал. 98).

Целаріуси побудовані так, щоб поверхня стикання між водою і газом була якнайбільша. На мал. 99 показана пунктиром внутрішня будова целаріуса і рівень води, що протікає через нього. Вода протікає по одній половині посудини, потім тече у зворотному напрямі по другій половині, протікає в другий целаріус і т. д.

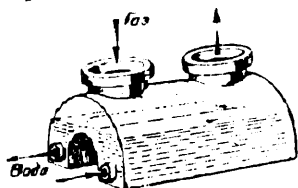
Таким чином, у целаріусах газ і рідина весь час рухаються *назустріч одне одному*. Чим далі від печі, тобто чим менше газоподібного  $\text{HCl}$  у рухомій масі газів, тим важче він вбирається водою, але зате майже чиста вода, що рухається назустріч, може втримати і ці незначні кількості газоподібного  $\text{HCl}$ . Рухаючись далі, назустріч газам, вода все більше й більше насичується водень-хлоридом. Але тому, що рідина зустрічає в рухомих газах кількості газоподібного водень-хлориду  $\text{HCl}$ , які все збільшуються, він ще



Мал. 98. Сполучення целаріусів.

продовжує розчинятися в уже досить концентрованій кислоті, яку таким способом і доводять до повного насичення. З останнього целаріуса витікає вже концентрована кислота. Цей принцип протитечі дає можливість добути досить концентровану кислоту без втрати  $\text{HCl}$  і застосовується в цілому ряді хімічних виробництв.

**4. Властивості і застосування хлоридної кислоти.** У воді може розчинитися до 39%  $\text{HCl}$ <sup>1</sup>. Концентрована хлоридна кислота *димить* на повітрі, бо з неї виділяється газоподібний  $\text{HCl}$ , який з



148 99. Будова целаріуса.

<sup>1</sup> Питома вага кислоти 1,2.

вологою повітря дає дуже дрібні крапельки хлоридної кислоти. В абсолютно сухому повітрі концентрована кислота не димить. Розведені розчини не виділяють газоподібного  $\text{HCl}$  і не димлять ні в сухому, ні у вологому повітрі.

Для того щоб ознайомитися з *хімічними властивостями* хлоридної кислоти, проробимо такі спроби.

**Спроба 1.** Налийте в окремі пробірки потроху розведених розчинів кислот: хлоридної  $\text{HCl}$ , сульфатної  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ацетатної  $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$  та інших. В усі пробірки долийте потроху розчину срібло-нітрату  $\text{AgNO}_3$ . Напишіть рівність реакції, при якій утворився осад.

Срібло-нітрат  $\text{AgNO}_3$  дає осад тільки з  $\text{HCl}$ , а з іншими кислотами осаду не дає.

**Спроба 2.** Долийте розчину срібло-нітрату до розчинів різних солей, що дав викладач.

Напишіть рівності реакцій.

До всіх добутих осадів долийте нітратної кислоти. Усі осадки розчиняються, крім осаду срібло-хлориду  $\text{AgCl}$ .

Утворення нерозчинного в нітратній кислоті осаду срібло-хлориду є характерною ознакою хлоридної кислоти та її солей.

Срібло-нітрат називають *реактивом на хлоридну кислоту та її солі*.

**Задача.** Напишіть рівності реакцій між сульфатною кислотою і такими солями: барій-хлоридом, хромІІІ-хлоридом, кальцій-хлоридом і магній-хлоридом.

Хлоридну кислоту можна було б добувати з різних хлоридів, але кухонна сіль є найпоширенішим, найдешевшим і найприступнішим з хлоридів, чому нею й користуються на практиці.

Хлоридна кислота *застосовується у виробництві*. Вона застосовується для добування хлору, білильного вапна і для виготовлення різних хлоридів, зокрема цинк-хлориду  $\text{ZnCl}_2$ , що йде на просочення залізничних шпал, щоб запобігти їх гниттю, і барій-хлориду  $\text{BaCl}_2$ , що застосовують для знищення паразитів на цукрових буряках. Розчин цинк-хлориду застосовується також у паяльній справі під назвою „паяльної рідини“. Цей розчин добувають звичайно на виробництві при реакції між цинком і хлоридною кислотою, що називається *травленням* хлоридної кислоти цинком. Добутий розчин цинк-хлориду часто називається „травленою кислотою“. При нагріванні паяльником вода, в якій розчинений цинк-хлорид, звітряється, цинк-хлорид топиться і вкриває поверхню спаюваних металів. При цьому розтоплений цинк-хлорид розчиняє оксиди металу і захищає метал від оксидзації киснем повітря. Чиста поверхня металу ніби змочується розтопленим припоєм, який добре пристає до металу.

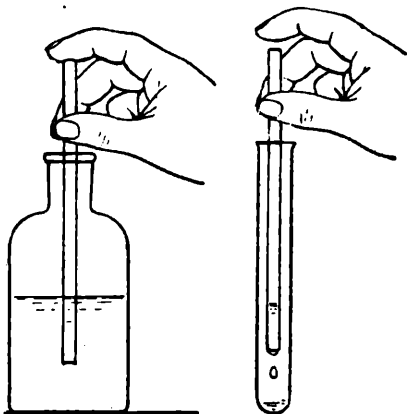
**5. Хлор.** З водень-хлориду можна добути як водень, який легко витісняють метали, так і другий елемент, який входить у склад водень-хлориду, — *хлор*. Для цього хлор у водень-хлориді треба замінити якимнебудь іншим елементом. Таким елементом

є кисень, який енергійно сполучається з воднем і не сполучається безпосередньо з хлором.

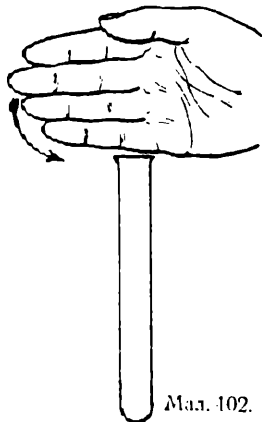
Для добування хлору з водень-хлориду можна скористуватись *киснем повітря*, пропускаючи суміш водень-хлориду і кисню через розжарену трубку (реакція відбувається краще при наявності каталізаторів), але набагато зручніше взяти якийнебудь оксидатор, *тобто речовину, яка легко віддає свій кисень*. Як оксидатором можна скористуватись *бертолетовою сіллю*  $\text{KClO}_3$  або *калій-перманганатом*  $\text{KMnO}_4$ , що, як відомо, легко розкладаються з виділенням кисню. Можна взяти також *манган/V-оксид*  $\text{MnO}_2$ , який хоч і важко розкладається від нагрівання, але все таки може бути оксидатором і віддавати свій кисень.

**Спроба 1.** Візьміть у пробірку кілька кристаликів бертолетової солі і долийте кілька крапель хлоридної кислоти. Беріть хлоридну кислоту трубочкою (мал. 100 і 101). Опустіть трубочку в хлоридну кислоту і, заткнувши пальцем, вийміть. Опустіть трубочку в пробірку з бертолетовою сіллю і прийміть палець.

Зверніть увагу на колір виділюваного газу та на його запах. Коли нюхаєте газ, не підносьте пробірки до носа і не втягуйте в себе виділюваний газ, а спрямовуйте до себе повітря від пробірки рухом руки (мал. 102). Користуйтеся завжди дим прийомом і надалі, коли нюхатимете невідомі вам речовини.



Мал. 100, 101. Малюнки показують, як брати рідину із склянки за допомогою трубочки.



Мал. 102.

Між хлоридною кислотою і бертолетовою сіллю відбувається така реакція:



Своїми властивостями хлор різко відрізняється від відомих нам газоподібних простих речовин.

Назва *хлор* походить від грецького слова *хлорос*, що значить *жовтий*. Хлор являє собою газ *зеленувато-жовтого* кольору, з різким задушливим запахом. Хлор — *отруйний газ*. В невеликих концентраціях він сильно  *подразнює слизові оболонки* дихальних шляхів і викликає кашель.

Прийом при нюханні невідомого газу.



При вдиханні значної кількості хлору можна отруїтися на смерть. Хлор у два з половиною рази важчий від повітря. В водному об'ємі води розчиняється близько  $2\frac{1}{2}$  об'ємів хлору.

У вільному стані хлор у природі не зустрічається.

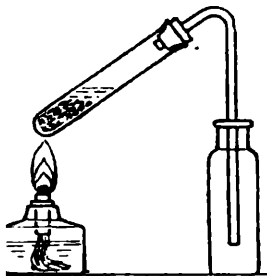
Щоб ознайомитися з *хімічними властивостями* хлору, його можна зібрати в банку за способом витіснення повітря. Для добування хлору звичайно користуються реакцією між *хлоридною кислотою і манганIV-оксидом*  $MnO_2$ , що є найдешевшим з оксидаторів, придатних для добування хлору.

Реакція відбувається за такою рівністю:



Щоб при складанні цієї рівності зміркувати, скільки молекул водень-хлориду треба взяти, слід звернути увагу на те, що весь кисень  $MnO_2$  переходить у воду. Отже, води буде дві молекули. А тому в лівій частині рівності повинно бути чотири атоми водню. Отже, треба взяти чотири молекули  $HCl$ .

Усі спроби з хлором через його отруйність проводять у *витяжній шафі*, і в школі без добре діючої витяжної шафи хлор можна добувати тільки в дуже незначних кількостях.



Мал. 103. Прилад для добування хлору.

**Спроба 2.** Складіть прилад, як показано на мал. 103. Вмістіть у пробірку трохи *манганIV-оксиду* у вигляді крупинок і долейте *концентрованої хлоридної кислоти*. Закрийте пробкою з газовідвідною трубкою і обережно нагрівайте. Хлор, що виділяється, зберіть у баночку. За баночкою тримайте аркуш паперу, щоб краще бачити колір хлору і стежити за тим, як хлор наповнює баночку.

Коли баночка наповниться хлором, підійміть штатив і підставте під газовідвідну трубку другу баночку, а першу закрийте куском картону. Набравши чотири баночки хлору, проробіть такі спроби.

В баночку з хлором насипайте порошок металу *стибію*  $Sb$ , для чого візьміть трохи порошку двома пальцями і розтирайте його між пальцями над баночкою.

Стибій енергійно сполучається з хлором. Стибій сам собою загорається в хлорі. Утворюється стибійV-хлорид  $SbCl_5$ .

Нагрітий порошок *заліза* також загорається в хлорі. Насипте трохи порошку заліза на кінець смужки жерсті, нагрійте залізо і, коли воно почне тліти, насипайте його в баночку з хлором, постукуючи по жерстяній смужці пальцем (мал. 104).

У третю баночку з хлором внесіть на ложечці для спалювання речовин у кисні або на вигнутій гачком жерстяній смужці (мал. 105) трохи *червоного фосфору*. Фосфор сам собою загорається в хлорі і горить слабким полум'ям, утворюючи фосфорIII-хлорид  $PCl_3$ .

У четвертій баночці спостерігайте горіння водню. Для цього візьміть прилад для добування водню (мал. 106). *Випробуйте чистоту водню!* Запаліть водень і опустіть полум'я в баночку з хлором. Водень горить білуватим полум'ям. Колір хлору поступово зникає. Утворюється водень-хлорид  $\text{HCl}$ . Влийте в баночку води і випробуйте лакмусом. Він червоніє від хлоридної кислоти, що утворилася.

З хлором можуть безпосередньо сполучатися *всі метали* (включаючи золото і платину) і *майже всі неметали*. Одні з них горять у хлорі, інші сполучаються спокійніше. *Винятком є кисень*, який, будучи дуже активним елементом, з хлором, проте, *безпосередньо не сполучається*. Посередньо ж оксиди хлору можна добути. Це речовини дуже нетривкі.

Своїми хімічними властивостями хлор є *одним з найактивніших елементів*.

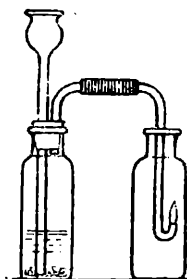
Слід відзначити, що ми повинні тепер розширити наше поняття про *горіння*.



Мал. 104. Всыпання порошку заліза в банку з хлором.



Мал. 105. Горіння фосфору в хлорі.



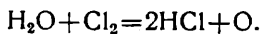
Мал. 106. Горіння водню в хлорі.

Досі ми вживали слово „горіння“ тільки для реакції, яка швидко відбувається, між різними простими або складними речовинами і киснем. Тепер же ми знаємо, що деякі речовини можуть горіти і в хлорі. *Взагалі горіння, тобто реакція з виділенням тепла і світла, може відбуватися не тільки в кисні, а і в інших газах і, зокрема, в хлорі.*

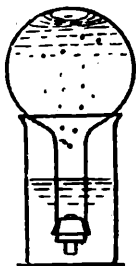
Суміш рівних об'ємів хлору і водню являє собою *вибухову суміш*, подібну до гримучого газу. Вибух можна визвати нагріванням тим або іншим способом, як і вибух гримучого газу.

Хлор з воднем можуть сполучатися між собою поступово і без нагрівання, утворюючи водень-хлорид. Для цього суміш повинна стояти на розсіяному світлі. В темноті реакція відбувається надзвичайно повільно. Пряме *сонячне світло*, якскрає світло магнію, електричне світло діють як нагрівання, викликаючи вибух суміші. З впливом світла на хімічні реакції ми вже зустрічалися при вивченні властивостей водень-пероксиду, який на світлі розкладається набагато швидше, ніж у темноті.

Хлор не тільки енергійно сполучається з вільним воднем, але може також і *віднімати* водень від різних сполук водню. Якщо розчин хлору у воді, що має жовтий колір (*хлорна вода*), лишити на світлі, то жовтий колір хлору поступово зникає, розчин *знебарвлюється*, і з нього *виділяється кисень*. У розчині ж утворюється замість хлору хлоридна кислота:



Для спроби можна скористуватись приладом, показаним на мал. 107. У колбу наливають розчину хлору у воді і перекидають у банку з водою. Через кілька тижнів, а при яскравому освітленні ще швидше, в колбі збирається достатня кількість кисню, який можна випробувати.



Мал. 107.  
Діяння хлору на воду.

Кисень, виділюваний з води хлором, у момент виділення має набагато сильнішу оксидаційну здатність, ніж кисень повітря, кисень, добутий з бертолетової солі, або той самий кисень, добутий з хлорної води, але вже виділений з розчину. Якщо в хлорну воду помістити якусь речовину, що легко оксидується, то вона *швидко оксидується* виділюваним киснем. Наприклад, якщо хлорної води долити до розчину синьої фарби індиго, то фарба зразу ж знебарвлюється: утворюються безбарвні продукти оксидації.

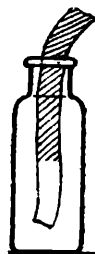
Якщо взяти кусок кольорової тканини, наприклад, синього коленкору, і, намочивши частину його водою, занурити в хлор, то тканина в тому місці, де вона волога, швидко знебарвлюється; фарба оксидується, тканина стає білою (мал. 108).

Енергійна оксидация киснем, що виділяється з хлорної води, пояснюється тим, що при реакції виділяються *окремі атоми* кисню, які в момент виділення реагують набагато енергійніше, ніж після того, як вони сполучаються в молекули  $\text{O}_2$ .

Хлор застосовують на практиці для білення тканин з рослинних волокон, паперу і т. ін. Білення полягає в тому, що сторонні забарвлені речовини, які еквивують з поверхні рослинні волокна, оксидуються киснем, що звільняється при діянні хлору на воду.

Самі ж рослинні волокна, що складаються з клітковини, мають білий колір. Тому після оксидації, руйнування сторонніх речовин, що вкривають їх, волокна набувають свого природного білого кольору. Білити треба дуже обережно, бо оксидуватись, руйнуватись може й саме волокно.

Хлор може *віднімати водень* не тільки від води, а й від деяких інших сполук водню.



Мал. 108.  
Знебарвлення коленкору хлором.

Так, наприклад, якщо в посудину з хлором опустити запалену *стеаринову свічку* (мал. 109), то свічка горітиме в хлорі тьмяним червонуватим полум'ям, виділяючи багато диму. Нагадаємо, що стеарин або стеаратна кислота (стор. 110) є одноосновною кислотою складу  $H(H_{25}C_{18}O_2)$ .

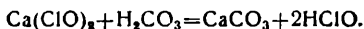
Хлор при цій реакції сполучається тільки з воднем свічки, вуглець же з хлором не сполучається і виділяється у вигляді вугілля, кіптю. Кисень дає з вуглецем  $CO_2$ .

Якщо в банку з хлором опустити папірець, змочений *скипидаром*, то скипидар сам собою спалахує в хлорі і дає багато кіптю.

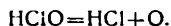
**Задача.** Напишіть рівності реакцій горіння в хлорі стеарину і скипидару. Скипидар — суміш, яка складається, головним чином, з сполуки вуглецю з воднем  $C_{10}H_{16}$ . Вважайте скипидар чистим  $C_{10}H_{16}$ .

Хлор може вступати в реакцію з вапном, утворюючи так зване хлорне, або *білильне вапно*, яке являє собою суміш, головною складовою частиною якої є кальцій - гіпохлорит  $Ca(ClO)_2$ .

При діянні на білильне вапно *кислот*, навіть слабкої карбонатної кислоти, утворюється *гіпохлоритна кислота*  $HClO$ .



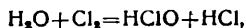
Гіпохлоритна кислота — речовина дуже нетривка і відразу ж розкладається:



*Кисень*, що утворюється, в момент виділення енергійно оксидує.

Тому білильним вапном користуються на практиці як *оксидатором* замість хлору (наприклад, для білення тканин, для дезінфекції, а також для руйнування отруйних речовин на війні).

Слід відзначити, що реакція між хлором і водою відбувається трохи складніше, ніж ми її описали на стор. 136. При діянні хлору на воду, як і при оксидції білильним вапном, спочатку утворюється *гіпохлоритна кислота*:

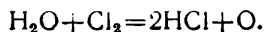


а потім уже  $HClO$  розкладається на  $HCl$  і кисень. Кінець - кінцем утворюється  $HCl$  і  $O$ , і рівність реакції може бути написана, як указано вище.

Крім гіпохлоритної кислоти, відома ще *хлоритна кислота*  $HClO_2$ , Бертолетова сіль  $KClO_3$  є сіллю цієї кислоти.

**6. Хлор і отруйні речовини.** Хлор був першою бойовою *отруйною речовиною* (ОР), яку застосувало німецьке військо в 1915 р. під час імперіалістичної війни як *хімічну зброю*.

Хлор діє головним чином на *слизові оболонки* і особливо на дихальні органи людини і тварин. Вдихання хлору навіть у малих дозах викликає сильне запалення дихальних шляхів, кашель і почуття задухи. Стикаючись із слизовими оболонками організму, хлор входить у реакцію з вологою (водою) цих оболонок:



Кисень у момент виділення руйнує тканини оболонок. Крім того, їх подразнює хлоридна кислота, що виділяється при реакції. Починається слинотеча, слъозотеча, ураження легневих пухирців і в результаті, при серйозних отруєннях, набряк легень і смерть від задухи. Тому хлор належить до *задушливих* ОР.



Мал. 109.  
Горіння  
свічки  
в хлорі.

На війні хлор застосовувався для так званих *газових атак*; його випускали при сприятливому вітрі в бік ворога з кількох тисяч сталених балонів водночас. Будучи важчим, ніж повітря, хлор стелиться по землі і посувається разом з вітром у вигляді „газової хмари“, що вкриває великий простір і нищить усі живі істоти, які зустрічаються з нею і не можуть заховатись або оборонитись від згубної дії хлору.

Хлор як отруйну речовину після війни почали застосовувати і в *мирному житті*, а саме — для боротьби з нашими невидимими ворогами — *хвороботворними мікроорганізмами*, що містяться у воді. Воду для пиття тепер по багатьох місцях знешкоджують з допомогою хлору (хлорують). Хлор з балонів іде в особливі апарати, де він розчиняється у воді, а звідти добутий розчин впускають тонким струменем безпосередньо у водопровідну магістраль з таким розрахунком, щоб на 1 літр води припадало близько 0,002 г хлору. Цієї кількості цілком досить, щоб убити бактерії, які є в воді. Вступаючи в реакцію з водою, хлор дає хлоридну кислоту, зовсім мала домішка якої абсолютно непомітна на смак і нешкідлива:

Запаси хлору, що лишилися після війни, були почасти використані для *боротьби з шкідниками полів* — ховрашками, які поїдають дуже багато хліба; тепер з ними борються дешевшим і зручнішим засобом — хлор-пікрином. *Хлор-пікрил*<sup>1</sup> при звичайній температурі — рідина. Цією рідиною просочують тирсу, яку вводять у нірку ховрашка. Носити жерстянку з просоченою хлор-пікрином тирсою куди легше, ніж важкий балон з хлором.

Хлор як бойова ОР тепер втратив своє значення і в майбутній війні навряд чи його застосовуватимуть, бо виготовлений цілий ряд інших ОР, отруйніших і які легше застосовувати. Але до складу більшості цих ОР, проте, входить хлор. Тому він є одним з дуже важливих матеріалів військової промисловості. Хлор, наприклад, входить до складу двох найсильніших ОР — *іприту* і *люїзиту*<sup>2</sup>.

Це — *рідини*, які киплять при високій температурі і повільно випаровуються; іприт має запах не то гірчиці, не то паленої гуми, а люїзит — запах герані. З них найважливіший — іприт, або „гірчичний газ“, бо він особливо „тривкий“ і може надовго — на десятки днів і більше — „заражати“ місцевість і отруювати всіх, хто стикається з ним.

Іприт діє не тільки на органи дихання, а й *на все тіло*; на тілі з'являються *нариви* й виразки.

Сучасними негазоподібними ОР начиняють *артилерійські снаряди та бомби*, які й скидають з літаків. При вибухові снарядів та бомб ОР розпилюється, сідає на землю і заражає вкриту нею площу.

Можна також заражати місцевість поливанням ОР із баків, що містяться на автомобілі, а також розсіювати великі кількості ОР з літаків і заражати за кілька хвилин величезні простори на багато гектарів. Сто грамів хлору заражають близько 33 м<sup>3</sup> по-

<sup>1</sup>  $\text{CCl}_3\text{NO}_2$ .

<sup>2</sup> До складу іприту входить ще сірка:  $\text{Cl}_2\text{C}_4\text{H}_8\text{S}_2$ , до складу люїзиту — арсен:  $\text{Cl}_2\text{C}_3\text{H}_2\text{As}$ .

вітря — об'єм приблизно товарного вагона, а стільки ж іприту — 2000 м<sup>3</sup> — об'єм великого чотириповерхового будинку.

Крім іприту й люїзиту, що належать до *наривних* ОР, існує ще багато інших ОР — отруйних, задушливих, сльозоточивих, чхальних і т. ін., які також можуть бути застосовані на війні.

Більшість ОР діють не тільки на живих істот, а й на *метали*, викликаючи ржавіння їх, і, отже, псуують зброю, машини, прилади; ОР отруюють воду і запаси харчових речовин, які теж стають джерелами отруєння.

Насамперед для захисту найуразливіших для ОР частин тіла — органів дихання, вух та очей — придумані *протигазу*. В основу сучасних протигазів покладене вбирання газоподібних ОР вугіллям, затримання розпиленних ОР фільтрами та оксидація деяких отруйних речовин оксидаторами.

*Вбирну здатність вугілля* легко спостерігати на описаній нижче спробі.

**Спроба.** Нагрійте в пробірці 1 — 2 кристалики свинецьII-нітрату  $Pb(NO_3)_2$ . Він розкладається, виділяючи бурий газ  $NO_2$ , подібно до  $Cu(NO_3)_2$

Коля пробірка наповниться бурим газом, вкиньте в неї кілька грудок деревного вугілля, закрийте пальцем і потрусіть. Бурий колір газу швидко зникає — газ вбирається вугіллям.

Здатність вбирати газу і пару, згущаючи їх на своїй поверхні, або так звана **здатність адсорбції**, не є особливістю одного тільки деревного вугілля. Це — властивість більшості твердих речовин. У вугіллі ж ця здатність особливо яскраво виявляється, бо вугілля дуже пористе.

Розглядаючи кусок деревного вугілля, ми бачимо, що вугілля більш або менш зберігає будову дерева, з якого воно добуте. На мал. 110 показана мікроскопічна будова дерева. Малюнок зроблений на підставі розглядання деревини під мікроскопом у різних поздовжніх і поперечних розрізах. Деревина пронизана численними мікроскопічними ходами і каналцями. Таке ж саме пористе і вугілля.

Тому що вугілля пористе, воно має величезну поверхню, якою адсорбує газоподібні речовини.

Мал. 111. Схема будови твердої речовини.

Прожарюванням вугілля без доступу повітря, наприклад, у струмені водяної пари, з вугілля видаляють по змозі всі продукти сухої перегонки дерева, що лишилися у вугіллі; цим ще збільшується пористість вугілля і підвищується його активність. Утворюється **активоване вугілля**. Один кубічний сантиметр активованого вугілля може увібрати до 500 см<sup>3</sup> хлору при звичайних умовах.

Пояснити явище адсорбції можна так. Твердий стан речовини залежить від того, що молекули речовини притягають і утримують одна одну. Якщо ми подамо умовно молекули у вигляді кульок, то кожна кулька, що міститься всередині твердої речовини, хоч би кулька *a* (мал. 111), зазнає з усіх боків притягання сусідніх кульок і сама їх притягає. У кульках же — молекулах, розташованих на поверхні твердої речовини, лишається ніби невикористаний запас енергії. Тому вони можуть притягати й утримувати молекули газу, які стикнулися з поверхнею твердої речовини.

Добре вбираючи газу й пару, вугілля не може вбирати й затримувати розпилені рідких і твердих ОР. Щоб їх затримати, вдаються до *фільтрації повітря* через повсть, вату і ін.

Крім того, щоб зруйнувати деякі ОР, у протигаз вводять крупинки, що містять у собі оксидатори, як от калій - перманганат і т. д.

На мал. 112 показаний *протигаз*, що складається з гумової маски із скляними окулярами і жерстяної коробки, яка широкою трубкою сполучається з маскою. В коробці є шари з кусочків вугілля, з хімічно діючих крупинок і фільтрувальні шари, які затримують розпилені речовини. Вдихуване повітря проходить через решітчасте дно коробки. Видихуване повітря не йде назад через коробку, а виходить через верхній клапан.

У протигазі при не дуже великій концентрації<sup>1</sup> ОР можна дихати 6 — 7 годин без небезпеки отруїтися.

Протигазу роблять не тільки для людей, а й для коней та собак, що обслуговують армію.

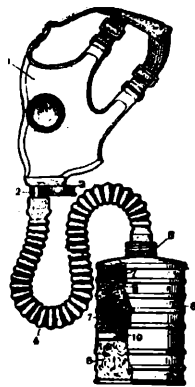
Для захисту від наривних ОР, що діють на всю поверхню тіла, доводиться вдатись до *взуття й одягу, які не пропускають ОР* і які *просочені олійстими речовинами*, як от варена льняна олія (оліфа).

Людина, яка одягнена в такий одяг і має протигаз, може ходити по зараженій ОР місцевості і вживати заходів до усунення ОР.

Для усунення ОР користуються *оксидаторами* різного роду і, зокрема, *білильним вапном* (стор. 137), яке розсівають по зараженій місцевості.

Деякі ОР руйнуються водою, вапняним молоком, нагріванням (наприклад, заражене місце поливають гасом, який запалюють) і т. д.

**8. Добування хлору у великих кількостях.** Для добування великих кількостей хлору звичайно користуються розкладанням кухонної солі з допомогою електричного струму, або *електролізом* кухонної солі NaCl.

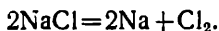


Мал. 112. Протигаз.

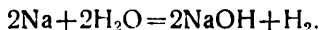
1 — маска, 2 — жерстяний патрубок з клапаном для вдихування, 3 — клапан для видихування, 4 — гофрована трубка, 5 — горловина, 6 — корпус коробки, 7 — активоване вугілля, 8 — протидимний фільтр, 9 — хімічний вбирач, 10 — пружина.

<sup>1</sup> Концентрація — кількість речовини в одиниці об'єму, наприклад, 0,02 г на 1 м<sup>3</sup>.

Якщо через розчин NaCl пропускати електричний струм, то на позитивному електроді виділяється хлор, а на негативному — натрій:

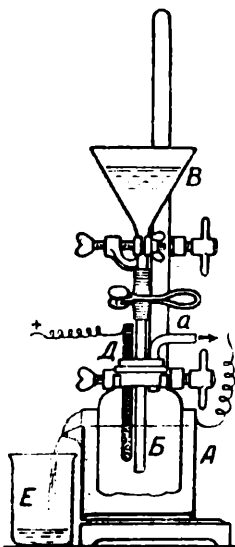


Натрій при цьому відразу ж вступає в реакцію з водою, виділяючи з неї водень і утворюючи натрій-гідроксид:



Усі три добуті продукти електролізу —  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NaOH}$  і  $\text{H}_2$  — мають промислове значення.

На мал. 113 показаний прилад, який допомагає зрозуміти, яким чином цей спосіб розкладання розчину кухонної солі може застосовуватись на практиці.



Мал. 113. Прилад для добування хлору й натрій-гідроксиду.

*A* — жерстянка (розріз) — негативний електрод. *B* — коніак. *В* — лійка з розчином солі, *Д* — цугляк — позитивний електрод, *Е* — стакан, куди стікає натрій-гідроксид, *а* — трубка для виходу хлору.

У жерстяну коробку *A* з розчином NaCl занурений ковпак *Б*. У ковпак вставлено вугляний стрижень *Д*, що служить позитивним електродом. Коробка служить негативним електродом. Якщо замкнути струм і через лійку *В* долити потроху розчину кухонної солі, то з жерстяної коробки витікатиме в стаканчик *Е* розчин, що містить натрій-гідроксид (лакмус у стаканчику синіє). У ковпаку ж збирається хлор, який по трубці *а* можна відвести і зібрати в банку.

По стінках жерстяної коробки піднімаються бульбашки водню. Зрозуміло, що коли б у жерстянці зробити щільну кришку з відповідною трубкою, то можна було б зібрати і водень, який виділяється при реакції між натрієм і водою.

В умовах *мирного часу* з добутих при електролізі NaCl продуктів найбільше значення має *натрій-гідроксид*, якого дуже багато застосовується під назвою каустичної соди, або мильного каменя, в миловарному виробництві, а також і в виробництві штучного шовку, для очищення гасу та масти на нафтоперегінних заводах, у виробництві багатьох органічних речовин і особливо барвників для тканин. Застосовується і водень (стор. 32).

Щождо *хлору*, то, не зважаючи на різноманітність його застосувань в умовах мирного часу, його все ж добувають надто багато. Тому частину хлору сполучають з воднем, який добувають при електролізі (спалюють водень у хлорі). Розчиняючи водень-хлорид HCl, що при цьому утворюється, у воді, добувають чисту хлоридну кислоту.

**Запитання для повторення.**

1. Де і в якій вигляді трапляється кухонна сіль?
2. Що таке водень-хлорид і що таке хлоридна кислота?
3. Які продукти утворюються одночасно з хлоридною кислотою? Напишіть рівності реакцій.
4. Яка розчинність водень-хлориду у воді?
5. Чому водень-хлорид димить на повітрі?
6. Що служить реактивом на хлоридну кислоту та її солі?
7. Чи трапляється хлор у природі у вільному стані?
8. Яку роль відіграє манганIV-оксид при добуванні хлору з хлоридної кислоти? Напишіть рівність реакції.



9. Що таке горіння?
10. Як діє світло на хлорну воду?
11. Чому хлор знебарвлює тільки вологу матерію?
12. З яким елементом хлор безпосередньо не сполучається?
13. Перелічіть застосування хлору.
14. Які продукти добуваються при електролізі кухонної солі?

**9. Бром.** Велику хімічну подібність до хлору мають елементи: *бром, йод і флуор*, до вивчення яких ми тепер і переходимо.

Бром (Br, атомна вага 80) у вигляді простої речовини являє собою в звичайних умовах *важку рідину червоно-бурого кольору*.

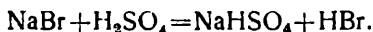
Бром дуже легкий і вже при звичайній температурі дає *червоно-бурю пару*, що має різкий, дуже неприємний запах<sup>1</sup>, схожий на запах хлору; пара ця діє на слизові оболонки подібно до хлору.

Рідкий бром викликає сильні *опіки*, які довго не загоюються.

Бром, так само як і хлор, у вільному стані в природі не зустрічається.

У вигляді сполук (NaBr, MgBr<sub>2</sub>) бром міститься в дуже малих кількостях у морській воді (близько 0,06 г в 1 л води), трохи більше його в воді деяких озер, як Сакське озеро в Криму (див. карту), у воді, що витікає з бурових свердловин разом з нафтою (близько 0,2—0,3 г в 1 л), нарешті, як домішка в покладах солей натрію і калію, як от солікамські поклади калійних солей.

При діянні на натрій-бромід NaBr концентрованої сульфатної кислоти утворюється *водень-бромід* HBr:

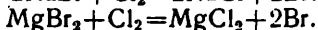
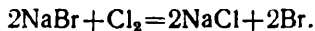


Водень-бромід — безбарвний газ, димить на повітрі; розчиняючись у воді, дає сильну *бромідну кислоту*, яка властивостями своїми подібна до хлоридної кислоти.

З бромідної кислоти можна *добути бром* таким же способом, як добувають хлор з водень-хлориду, тобто діянням манганIV-оксиду на HBr:



У виробництві, крім цього способу, застосовують ще реакцію заміщення бромю хлором:



**Спроба 1.** Прилийте до розчину натрій-броміду трохи розчину хлору у воді (хлорної води). Рідина буріє в наслідок виділення бромю.

Бром досить добре розчиняється у воді.

Бром вступає у ті ж реакції з металами і неметалами, як і хлор, але діє куди *менш енергійно*.

<sup>1</sup> Назва „бром“ походить від грецького слова „бромос“ — поганий запах.

Бром є ОР, але його мало застосовують, бо він дорого коштує. Бром входить також до складу деяких ОР (слезоточивих).

Бром широко застосовують при синтезі багатьох органічних речовин і, зокрема, у виготовленні деяких барвників і лікувальних речовин (як ксероформ, що застосовується при лікуванні ран).

Із сполук бромю велике значення має *срібло-бромід*. Срібло-бромід легко розкладається під впливом світла з виділенням металічного срібла.

**Спроба 2.** Долийте до розчину  $\text{NaBr}$  трохи розчину  $\text{AgNO}_3$ , відфільтруйте добутий світложовтий осад, промийте його водою, доливаючи воду кілька разів на фільтр і даючи їй стекти. Вийміть фільтр, зрівняйте осад тонким шаром на фільтрі і, накривши частину його чимнебудь непрозорим, залиште на світлі. Через деякий час освітлена частина почне темнішати.

Напишіть рівність реакції.

Срібло-бромід застосовується для виготовлення *фотографічних* пластинок, плівок, кінострічок, паперу.

Натрій-бромід  $\text{NaBr}$  і калій-бромід  $\text{KBr}$  застосовуються як *ліки*, що заспокоюють нервову систему.

**10. Йод (I, атомна вага 127).** У вільному стані йод у природі звичайно не зустрічається.

Сполуки йоду в природі є ще в менших кількостях, ніж сполуки бромю — в морській воді (близько 0,002 г в 1 л води), у воді деяких мінеральних джерел (Боржом та ін.), у воді бурових свердловин (близько 0,03 — 0,05 г в 1 л), як і бром.

Слід відзначити, що деякі *морські водорості*, як „морська капуста“, засвоюють йод з морської води. Йод входить до складу їх тканин.

Йод необхідний і для людського організму. Невелика кількість йоду завжди є в щитовидній залозі.

У вільному стані йод — *тверда кристалічна речовина* темного кольору з металічним відтінком.

Йод легко випаровується при звичайній температурі. При нагріванні виділення пари посилюється.

**Спроба 1.** Обережно нагрійте кілька кристаликів йоду в пробірці.

Пробірка наповнюється фіолетовою парою йоду ще до його топлення. З пари на холодних стінках пробірки осідають кристали.

Випаровування твердої речовини і утворення кристалів безпосередньо з пари, миваючи рідкий стан, називається *визгоном*, або *сублімацією*.

Сублімацією, як і перегонкою, часто користуються *для очищення речовин*.

У воді йод мало розчиняється, але добре *розчиняється* в спирті, бензині, гасі, вуглець-сульфіді і в деяких інших рідинах.

**Спроба 2.** Влийте в пробірку з кристаликами йоду від попередньої спроби трохи води і сильно збовтайте. Вода ледве забарвлюється в жовтуватий колір.

Злийте розчин у другу пробірку і долийте в першу спирту (можна денатурату). Утворюється бурий розчин.

У пробірку з розчином йоду в воді долийте трохи бензину або гасу і сильно збовтайте.

Шар бензину або гасу, що сплив, стає червоним, водний розчин світлішає.

Йод переходить у розчинник, в якому він краще розчиняється.

Спиртовий розчин йоду застосовується в *медицині* для дезинфекції поранень, при операціях і т. д. Цей розчин називається *йодною настоякою*, в побуті ж просто — „йод“.

Йод безпосередньо сполучається як з багатьма *металами*, так і з *неметалами*. Ці реакції сполук з йодом відбуваються *менш енергійно, ніж з бромом*.

*Водень-йодид* — безбарвний газ із запахом, що нагадує запах водень-броміду і водень-хлориду; на повітрі він димить, подібно до HCl і HBr. Сильно вбирається водою. Водний розчин водень-йодиду — кислота, дуже подібна до хлоридної і бромідної кислоти.

Більшість *солей* йодидної кислоти, тобто йодидів, розчинні у воді. Срібло-йодид AgI у воді нерозчинний, подібно до AgCl і AgBr.

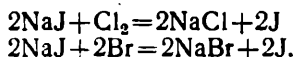
Йод можна добути з його *солей* тим же способом, як хлор і бром.

**Спроба 3.** Змішайте у пробірці кілька кристаликів NaJ з невеликою кількістю порошку MnO<sub>2</sub>, прилийте кілька крапель концентрованої H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і злегка нагрійте. Пробірка наповнюється паром йоду.

Напишіть рівність реакції.

Розведений розчин *крохмального клейстеру* забарвлюється від невеликих кількостей йоду в гарний інтенсивний („густий“) *синій колір*. Ця реакція дає можливість виявляти присутність навіть найнезначніших кількостей („слідів“) вільного йоду. Крохмальний клейстер є чутливим *реактивом* на вільний йод (сполуки йоду не дають такої реакції з крохмалем). Розчин йоду в свою чергу є реактивом на крохмаль (часто застосовується в ботаніці).

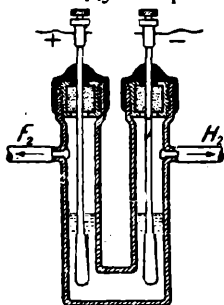
Йод витісняється з йодидів хлором і бромом:



**Спроба 4.** Приготуйте трохи крохмального клейстеру. Для цього пучку картопляного борошна треба розтерти в чашці пальцем з одним-двома кубічними сантиметрами води так, щоб не було грудочок. Кілька крапель добутої каламутної рідини влийте в пробірку з кип'ячою водою і прокип'ятіть.

Розчиніть у пробірці кристалик натрій-йодиду або калій-йодиду, долейте кілька кубічних сантиметрів приготованого розчину крохмалю і кілька крапель хлорної води. Розчин синіє.

Витіснення йоду хлором застосовується у *виробництві йоду*. Йоду потрібна велика кількість для *медичних цілей*, калій-йодид застосовується в медицині і фотографії.



114. Прилад Муассана.

з *металів*. Тому всі спроби витіснити його киснем, подібно до того, як витісняється хлор, ні до чого не привели.

Добути чистий флуор і вивчити його властивості вдалося тільки в 1886 році французькому вченому Муассанові (Moissan, 1852 — 1907). Муассан розкладав з допомогою електричного струму безводний рідкий водень-флуорид. Свої досліди Муассан проводив у U-подібній платиновій посудині (мал. 114).

При пропусканні електричного струму водень-флуорид розкладається на флуор і водень; водень виділяється на негативному електроді, а флуор — на позитивному.

Тепер флуор добувають у мідній посудині, що служить негативним електродом, і користуються як позитивним електродом нікелем, при чому електролітом служить розтоплена сіль  $KHF_2$  (гідросіль флуоридної кислоти HF). Мідь і нікель вкриваються шаром сполук флуору, які захищають метали від дальшого руйнування.

Флуор трохи *важчий, ніж повітря*; як і хлор, він забарвлений у *зеленувато-жовтий* колір, але куди менш інтенсивний, ніж у хлору. Флуор має дуже *різкий запах*.

Вдихання повітря, що містить у собі найнезначнішу кількість флуору, викликає *сильне роздратування дихальних шляхів*. Діючи на шкіру, він викликає почуття *опіку* й дуже сильно роз'їдає шкіру.

У воді флуор не може розчинитись, бо з нею бурхливо реагує.

З *воднем* флуор сполучається, вибухаючи навіть при звичайній температурі і в темноті.

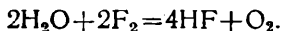
Усі метали, навіть золото і платина (ці останні при нагріванні), безпосередньо сполучаються з флуором.

Більшість *неметалів* також енергійно сполучаються з флуором.

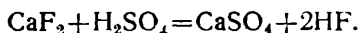
Флуор сильно діє на скло і на більшість *складних речовин*.

Назва „флуор“ — латинського походження<sup>1</sup> (російське „фтор“ походить від грецького слова „фторіос“, що значить „руйнуючий“).

Сильно діючи на воду (при звичайній температурі і в темоті), флуор витісняє з неї кисень, утворюючи водень - флуорид:



Водень - флуорид *добувають* діянням концентрованої сульфатної кислоти на кальцій - флуорид:



Реакція відбувається в свинцевих посудинах. Водень - флуорид, як і флуор, сильно роз'їдає скло, і тому в скляних посудинах з ним працювати не можна.

На відміну від HCl, HBr, HI водень - флуорид при звичайній температурі — дуже летка рідина, що кипить уже при 20°. Пара водень - флуориду має *різкий запах*, що нагадує запах водень - хлориду. Пара HF *димить на повітрі*, подібно до HCl, HBr і HI.

Розчин водень - флуориду у воді є *кислота*. Вона називається *флуоридною кислотою* і має багато спільного з хлоридною, бромідною і йодидною кислотами, але значно слабша від них і відзначається отруйністю та їдкістю. Опіки від флуоридної кислоти довго не загоюються.

Флуоридна кислота застосовується на практиці для *травлення малюнків і написів на склі* і взагалі для роз'їдання скла. Для зберігання флуоридної кислоти користуються звичайно посудинами з каучуку або з парафіну.

*Солі* флуоридної кислоти, або флуориди, нагадують солі кислот: хлоридної, бромідної та йодидної.

На відміну від нерозчинних у воді AgCl, AgBr, AgI срібло - флуорид AgF у воді розчиняється.

Натрій - флуорид NaF останнім часом почали застосовувати як *отруйку речовину* в боротьбі з комахами, *шкідниками* сільського господарства, як от сарана, довгоносик і т. ін.

Водень - флуорид утворюється як *відхід* при виробленні фосфорних мінеральних добрив з апатитів та фосфоритів (див. нижче) і застосовується для добування сполук флуору.

**12. Група галогенів.** Як ми бачили, хімічними властивостями бром, йод і флуор дуже подібні до хлору. Всі вони *неметали*, що легко вступають у реакцію з цілим рядом речовин.

Усі вони дають сполуки з воднем, які мають дуже *близькі властивості*. Ці сполуки — гази (водень - флуорид — це рідина,

<sup>1</sup> Латинська назва — „флуор“ походить від латинської назви плавневого шпату — „спатум флуорікум“. Дієслово „флуере“ значить — текти. Плавневий шпат застосовується як флюс (стор. 89). Він робить домішки руд більш „текучими“, топкими (звідки українське „плавневий шпат“, „плавик“).

що кипить при низькій температурі), вони димлять на повітрі, мають різкий запах. Усі ці сполуки водню розчиняються у воді, утворюючи кислоти. Водень усіх цих кислот легко може бути заміщений різними металами, при чому утворюються *солі*. Ті самі солі можна добути і безпосереднім сполученням відповідних металів з цими неметалами.

Через те що хлор, бром, йод і флуор легко утворюють солі безпосереднім сполученням з металами, їх називають **галогенами** (солеродами), або галоїдами (від грецького слова „гальс“ — сіль).

Подібність галогенів далеко не вичерпується переліченими сполуками. Вона поширюється і на інші їх сполуки: з сіркою, фосфором і т. д.

Таким чином, галогени становлять цілком певну *групу подібних елементів*.

При зіставленні властивостей галогенів можна спостерігати ще таку цікаву правильність: якщо розташувати всі галогени в деякій послідовності на основі однієї якоїсь властивості, наприклад, атомної ваги, питомої ваги, температури кипіння, більш або менш енергійного діяння на воду і т. д., то виявиться, що й цілий ряд інших властивостей також змінюватиметься в тому або іншому напрямі *послідовно*, від одного галогену до другого.

Так, наприклад, найлегшим галогеном є флуор, за ним ідуть хлор, бром і йод. Виявляється, що в той же час флуор є найменш інтенсивно забарвлений, він найлегше закипає, найенергійніше вступає в реакцію з воднем та іншими речовинами, має найменшу атомну вагу і т. д. При цьому в хлору, бромі і йоду всі ці властивості змінюються у відповідній послідовності.

Усе це значно можна бачити на таблиці, що подається нижче.

У зв'язку з цією послідовністю стоїть властивість галогенів *витіснити один одного* із сполук їх з воднем і з металами (при звичайній температурі): хлор витісняється тільки флуором, сам же може витіснити як бром, так і йод; бром витісняється хлором і флуором і може витіснити йод; йод витісняється флуором, хлором і бромом, сам же інших галогенів з їх сполук з воднем і металами не витісняє.

На цих галогенах особливо яскраво видно **хімічну подібність**.

Хімічну подібність в більшій або меншій мірі можна знайти і між іншими елементами.

Елементи утворюють ряд **природних груп**. Класифікація елементів по групах лежить в основі сучасної хімії.

Будучи подібними, елементи кожної групи мають в той же час ряд *відмінностей*. На підставі цих відмінностей елементи в групах можна розташовувати в певному порядку, як ми розташували галогени. Цей порядок зв'язаний з атомною вагою елементів.

Знак	Атомна вага	Питома вага	Температура топлення	Температура кипіння	Колір речовини в газоподібному стані	Реакція з воднем
F	19	1,108 (рідина) при $-187^{\circ}$	$-223^{\circ}$	$-187^{\circ}$	Світлий, зеленувато-жовтий	Сполучається з вибухом у темноті без нагрівання.
Cl	35,5	1,56 (рідина) при $-34^{\circ}$	$-101^{\circ}$	$-34^{\circ}$	Зеленувато-жовтий	Сполучається тільки на світлі або при нагріванні
Br	80	3,14 (рідина) при $0^{\circ}$	$-7,3^{\circ}$	$+59^{\circ}$	Червоно-бурий	Сполучається тільки при нагріванні; сполука тривка
I	127	4,94 (твердий) при $+4^{\circ}$	$+113,5^{\circ}$	$+184^{\circ}$	Темнофіолетовий	Сполучається тільки при нагріванні; сполука нетривка

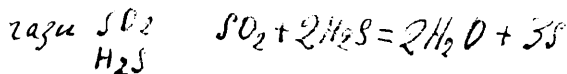
Далі ми вивчатимемо не окремі складні речовини, а *елементи по групах*, при чому з найважливішими елементами та їх сполуками ми будемо ознайомлюватися детально, а для інших елементів даної групи будемо відзначати лише їх подібності та відмінності.

#### Запитання для повторення.

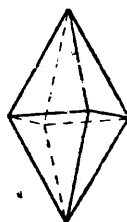
1. Порівняйте властивості броду з властивостями хлору.
2. Назвіть найважливіші застосування сполук броду.
3. В чому добре розчиняється йод?
4. Назвіть найенергійніший неметал.
5. Напишіть рівність реакції добування флуоридної кислоти.
6. Укажіть застосування сполук флуору.
7. Перелічіть галогени в порядку їх атомної ваги.
8. Якими галогенами можна витіснити йод з йодидів?
9. Характеризуйте групу галогенів.

## XIV. СІРКА.

1. **Властивості сірки.** В лабораторії ми зустрічаємо звичайно два сорти сірки — сірку у вигляді жовтого порошку, або так званий „сірчаний цвіт“, і сірку, вилиту у вигляді паличок, які легко розбиваються на окремі куски, або „черенкову сірку“. Найчистіша сірка продається під назвою кристалічної



сірки — це жовті напівпрозорі кристали. Правильно утворені кристали мають форму восьмигранників — *октаєдрів* (мал. 125). Ці кристали добувають при кристалізації сірки з розчину у вуглець-сульфіді  $CS_2$ . Якщо такий розчин налити в чашку або на годинникове скло, дати вуглець-сульфідові повільно випаровуватись і потім злити розчин з утворених кристалів, то серед них завжди знайдеться кілька таких, що мають правильну форму. Кристалички добре видно в лупу або через наповнену водою колбу, яка відіграє роль збільшувального скла (мал. 126).



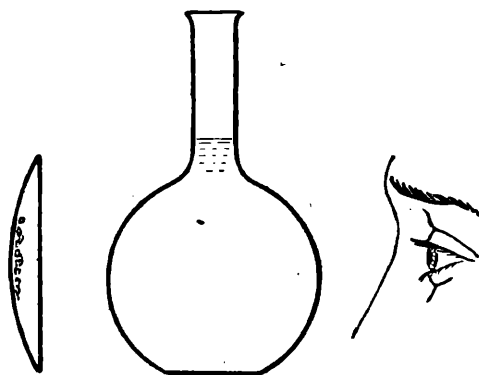
Мал. 125.  
Кристал  
октаєдричної  
сірки.

І сірка в порошку, і сірка в кусках має таку ж кристалічну будову. Це так звана *октаєдрична сірка*<sup>1</sup>.

Октаєдрична сірка — це тільки одна з багатьох **алотропних видозмін** (стор. 59) сірки. Друга алотропна видозміна сірки — також кристалічна — утворюється при повільному застиганні розтопленої сірки. Тут кристали матимуть зовсім іншу форму. Вони матимуть форму тонких довгих призм (мал. 127). Це так звана *призматична сірка*<sup>2</sup>.

Щоб добути *призматичну* сірку, звичайну сірку розтоплюють у тиглі і потім, коли сірка почне застигати, зливають ту сірку, що не встигла ще застигнути. Тоді добре видно призматичні кристали у вигляді довгих голок, що виростили на стінках тигля (мал. 128). Якщо розтоплену сірку не злити, то голки зростали б в судильну масу.

*Призматична сірка* — темножовтого кольору, напівпрозора; при звичайній температурі вона поступово втрачає свій колір —



Мал. 126. Розглядання кристалів сірки крізь колбу з водою замість збільшувального скла.

світлішає і стає непрозвучуючою. При цьому сірка цілком *перетворюється* в октаєдричну сірку. Кристали зберігають зовнішню форму призм, але складаються тепер з дуже дрібних кристаликів октаєдричної сірки.

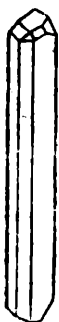
Навпаки, якщо октаєдричну сірку нагріти до температури трохи вище  $96^\circ$ , напівпрозорі кристали поступово темнішають. Відбувається перетворення октаєдричної сірки в призматичну. Нижче  $96^\circ$  буде постійно октаєдрична сірка, вище — призматична.

<sup>1</sup> Інакше її називають іноді „ромбічною“, бо ці кристали належать до так званої ромбічної системи кристалів.

<sup>2</sup> Її також називають „моноклінічною сіркою“, бо ці призми належать до так званої моноклінічної системи кристалів.



Обидві видозміни, крім кольору, відрізняються й іншими фізичними властивостями — питомою вагою, температурою топлення<sup>1</sup>.



Мал. 127.  
Кристал сірки.

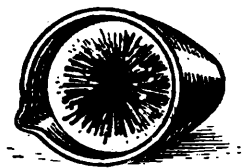
Інші видозміни сірки добуємо при її нагріванні.

**Спроба.** Візьміть близько  $\frac{1}{3}$  пробірки грудочок „черенкової“ сірки і, тримаючи пробірку з допомогою лапки, відгвинченої від штатива, нагрівайте сірку і спостерігайте зміни, що відбуватимуться з нею.

Збовтуйте пробірку, що нагрівається, і зверніть увагу на загусання сірки.

Коли сірка закипить, вилийте більшу частину її, але не всю, тонким струменем у стакан з холодною водою.

Якщо сірка при цьому спалахне, не відсмикуйте руки, щоб не облили розтопленою сіркою себе або товаришів, а спокійно лейте й далі. Щоб погасити сірку, треба накрити пробірку картоном тощо.



Мал. 128. Кристали призматичної сірки.

Укріпіть пробірку в лапці штатива, щоб спостерігати поступове застигання сірки. Сірку, швидко охолоджену виливанням у воду, виїміть і ознайомтеся з її властивостями.

При нагріванні сірки вона спочатку топиться у світложовту рухому рідину, яка в міру підвищення температури змінює свій колір на темніший і потроху все більш і більш загусає. Близько 200° уся сірка стає така густа, в'язка, що посудину, в якій вона міститься, можна перевернути, і сірка не вилитиметься.

Загуста сірка при дальшому нагріванні, лишаючись темною і непрозорою, знову стає все більш і більш рідкою і близько 445° починає кипіти, утворюючи бурувато-червону пару.

Якщо сірку, на ріту до кипіння, поступово охолоджувати, то описувані явища повторюються в зворотному порядку: сірка загусає, потім робиться легкорухомою і, нарешті, застигає в кристалічну масу призматичної сірки.

При швидкому охолодженні нагрітої близько до температури кипіння сірки виливанням її в холодну воду добувають *пластичну сірку* (мал. 129), яка має вигляд прозорої, м'якої, пружної, що тягнеться в нитки, маси світложовтого кольору.

Пластична сірка поступово втрачає свою прозорість і через кілька днів перетворюється в октаедричну сірку.



Мал. 129. Пластична сірка.

<sup>1</sup> Питома вага октаедричної сірки — 2,07, призматичної — 1,96. Температура топлення октаедричної сірки — близько 113°, призматичної — близько 119°.

Таким чином, *найтривкішою* при звичайній температурі видозміною сірки є октаедрична сірка. Всі інші видозміни перетворюються в октаедричну подібно до того, як озон перетворюється в кисень.

✕ Знайдено, що склад молекул октаедричної і призматичної сірки один і той же —  $S_8$ , але в октаедричних кристалах молекули  $S_8$  розташовані інакше, ніж у призматичних, чому ці дві видозміни є якісно різні. Цей вид алотропії є окремий випадок явища — **поліморфізму**. Поліморфізмом називається здатність деяких речовин, простих і складних, утворити видозміни різної кристалічної форми.

Темна сірка, густа сірка і пластична сірка є суміші в різних пропорціях трьох видозмін сірки — сірки з молекулами  $S_8$ , сірки з молекулами  $S_8$  і аморфної сірки, молекулярна вага якої невідома.

Є й інші видозміни сірки. ↘

**2. Застосування сірки.** Одно з найважливіших застосувань сірки, — це застосування для *боротьби з шкідниками сільського господарства*, особливо на виноградниках і на бавовникових полях. Рослини обсіпають порошком сірки.

Друге важливе застосування сірки, — це для *вулканізації каучуку*. Природний каучук, що його добувають із соку деяких рослин, а також і штучний каучук, у чистому вигляді майже не застосовуються, бо під впливом змін температури він легко стає липким або ламким. Усі каучукові або гумові вироби — шини, калоші, трубки, м'ячі і т. д. — готують з вулканізованого каучуку. Для вулканізації каучуку його змішують з сіркою (або з деякими сполуками її) і потім нагрівають. При взаємодії між сіркою і каучуком і утворюється вулканізований каучук, що має всім відомі цінні властивості.

З інших застосувань сірки слід згадати про застосування її у виготовленні *димного або чорного пороху* (див. нижче), деяких ОР (іприт) і вуглець-сульфіду  $CS_2$ .

В США головне застосування сірки — для виготовлення сульфатної кислоти. У нас же для цього сірка не застосовується, ми користуємось природними сполуками сірки — колчеданами.

**3. Сірка в природі.** Сірка зустрічається в природі у вільному стані у вигляді октаедричної сірки і у вигляді сполук.

Самородна сірка зустрічається в багатьох місцях, проте значних покладів сірки, які можна було б розробляти, порівняно небагато. Найбільш потужні поклади розташовані в Італії на острові Сіцилії і в Північній Америці в штаті Луїзіана.

Світовий видобуток сірки — близько 3 000 000 т на рік.

Природна сірка зустрічається в суміші з гірськими породами, серед яких вона залягає. Для відокремлення сірки її топлять нагріванням або в печах, або з допомогою перегрітої пари чи перегрітої води.

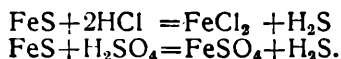
Витоплену сірку очищають перегонкою. При швидкому охолодженні пари сірки вона виділяється у вигляді сірчаного цвіту. Розтоплену сірку виливають у дерев'яні форми у вигляді паличок.

Крім самородної сірки, в природі зустрічається цілий ряд сполук сірки з металами — залізний або *сірчаній колчедан*  $\text{FeS}_2$ , що називається також „піритом“ (стор. 74), мідний колчедан, що є сполукою мідьї - сульфїду і залізоIII - сульфїду  $\text{Cu}_2\text{S}\cdot\text{Fe}_2\text{S}_3$ , свинцевий блиск  $\text{PbS}$ , цинкова обманка  $\text{ZnS}$ , кіновар  $\text{HgS}$  і т. д.

Крім того, зустрічаються солі сульфатної кислоти — гіпс  $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , важкий шпат  $\text{BaSO}_4$  та інші.

У невеликих кількостях сірка входить до складу *білкових речовин* (тваринних і рослинних).

**4. Водень - сульфід і сульфід.** Сірка при нагріванні може безпосередньо сполучитися з воднем, утворюючи *водень - сульфід*  $\text{H}_2\text{S}$ , але для добування водень - сульфїду звичайно користуються реакцією між залізоII - сульфїдом  $\text{FeS}$  і розведеною хлоридною або сульфатною кислотою :



**Спроба.** Вмістіть у пробірку кілька дрібних кусочків залізоII - сульфїду і долийте розведеної сульфатної кислоти. Зверніть увагу на запах виділюваного газу. Потримайте в пробірці кінець змоченого водою лакмусового папірця — він червоніє. Проробіть те саме із смужкою паперу, змоченого розчином мідного купоросу. Папірець стане чорним.

Водень - сульфід — *безбарвний* газ, трохи важчий від повітря, з характерним, гидким запахом тухлих яєць. Схожість цього запаху з запахом тухлих яєць пояснюється тим, що при гнитті яєчного білка, як і взагалі при гнитті білкових речовин, утворюється водень - сульфід.

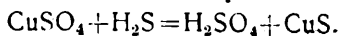
Водень - сульфід *отруйний*. Вдихання повітря, що містить у собі водень - сульфід, викликає запаморочення, головний біль, непритомність, а при великій концентрації — смерть. Запах водень - сульфїду при тривалому вдиханні людина перестає відчувати. Це перша ознака отруєння, дуже небезпечна, бо отруєний перестає помічати небезпеку. Тому на заводах водень - сульфїду побоюються більше, ніж інших отруйних газів.

Водень - сульфід *розчиняється у воді*. В одному об'ємі води розчиняється близько 2,5 об'ємів водень - сульфїду. Розчин водень - сульфїду у воді має *властивості кислоти*. Він забарвлює лакмус у червоний колір. Сульфїдна кислота належить до *слабких* кислот.

Солі сульфїдної кислоти мають назву *сульфїдів*:  $\text{FeS}$  — залізоII - сульфід,  $\text{CuS}$  — мідьII - сульфід,  $\text{Na}_2\text{S}$  — натрій - сульфід.

При хімічному аналізі водень - сульфід застосовується для відокремлення одних металічних елементів від других у вигляді осадів, бо одні сульфїди розчинні у воді, як  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CaS}$ , інші, як  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{PbS}$  — нерозчинні. Одні з нерозчинних у воді, як  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$  — реагують з кислотами, даючи розчинні сполуки, інші, як  $\text{CuS}$ ,  $\text{PbS}$  — не реагують.

- Сульфіди часто яскраво й характерно забарвлені, так що по їх вигляду іноді можна дізнатись, з яким металом маємо справу. Розчин мідного купоросу  $\text{CuSO}_4$  з водень-сульфідом дає чорний осад мідий-сульфіду  $\text{CuS}$  (почорніння папірця при описаній вище спробі):



У розчині солі кадмію, наприклад,  $\text{CdSO}_4$ , буде яскраво-жовтий осад кадмій-сульфіду  $\text{CdS}$ . Цинк-сульфід  $\text{ZnS}$  — білого кольору, марганець-сульфід  $\text{MnS}$  — червонуватого і т. д.

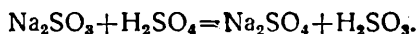
Водень-сульфід зустрічається в природі. У воді так званих „сірчанних джерел“ у П'ятигорську, Мацесті (Кавказ, див. карту) і в інших місцях розчинений водень-сульфід; ця вода дуже тхне водень-сульфідом.

Вода сірчанних джерел має цілющі властивості.

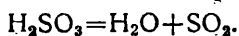
**5. СіркаIV-оксид і сульфитна кислота.** Уже відомо, що сіркаIV-оксид, або сульфит-ангідрид  $\text{SO}_2$ , утворюється при горінні сірки в кисні і в повітрі. Газ цей безбарвний, з характерним гострим запахом. При горінні сірки сіркаIV-оксид не утворюється в чистому вигляді. При спалюванні сірки в кисні завжди буде легкий білий димок. Цей димок дає сульфат-ангідрид  $\text{SO}_3$ , незначні кількості якого утворюються водночас із сіркаIV-оксидом.

Щоб добути чистий сіркаIV-оксид у лабораторії, можна скористатись дією сульфатної кислоти на солі сульфитної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$  — натрій-сульфіт  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  або калій-сульфіт  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .

При цьому спочатку відбувається реакція обміну і утворюється сульфитна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$ :

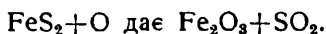


Сульфитна кислота — речовина *нетривка* і легко розпадається на воду і сіркаIV-оксид, який і виділяється:

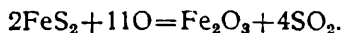


**Спроба 1.** Облийте в пробірці кілька кристаликів натрій-сульфіту концентрованою сульфатною кислотою. Зверніть увагу на запах виділюваного газу і на те, що цей газ зовсім безбарвний. Ніякого димка ви не помічаєте.

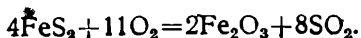
СіркаIV-оксид утворюється також при „випалюванні“ піриту  $\text{FeS}_2$ , який може горіти. Залізо при цьому утворює залізоIII-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :



Щоб зрівняти коефіцієнти, почнемо з формули  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , як найскладнішої (стор. 67), а далі зрівняємо спочатку число атомів заліза —  $2\text{FeS}_2$ , потім число атомів сірки —  $4\text{SO}_2$ , і, нарешті, число атомів кисню 110:



Молекула кисню буде  $O_2$ , тому, щоб написати молекулярну рівність, коефіцієнти при інших формулах доведеться помножити на 2:



**Спроба 2.** Якщо в школі є сірчаний колчедан, покладіть грудочку його на кінець жерстяної пластинки й нагрійте в полум'ї лампочки. Стежте за полум'ям горящого колчедану.

СіркаIV-оксид майже в два рази важчий, ніж повітря. Він сильно подразнює слизові оболонки очей і дихальні органи. Тривале вдихання навіть невеликої кількості сіркаIV-оксиду шкодить здоров'ю. Проте сіркаIV-оксид не такий отруйний, щоб вважати його за ОР.

СіркаIV-оксид особливо шкідливо діє на рослини. Поблизу заводів, на яких при якихнебудь процесах виділяється в повітря сіркаIV-оксид, гине вся рослинність.

СіркаIV-оксид застосовують на практиці для знищення цвілі. Запаленою сіркою „обкурюють“ підвали, комори, винні бочки перед розливанням вина і т. п. Сіркою обкурюють також тварин, що захворіли на коросту.

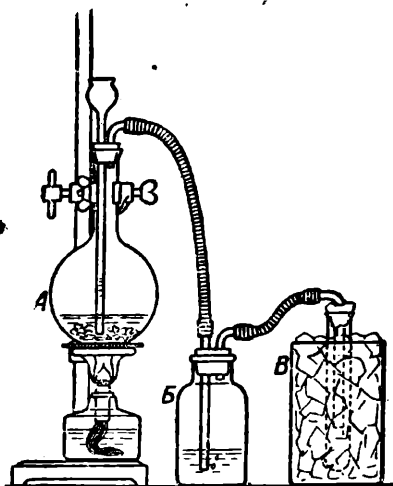
СіркаIV-оксид легко перетворюється в рідину при атмосферному тиску. Для цього досить його охолодити нижче  $-10^\circ$ . Такої температури легко досягти з допомогою суміші снігу з сіллю.

Тому на сіркаIV-оксиді легко спостерігати скраплення газу.

На мал. 130 показаний прилад, з допомогою якого можна добути скраплення сіркаIV-оксид. У колбу А вміщують натрій-сульфіт  $Na_2SO_3$ , до якого через ліжку доливають потроху розведеної сульфатної кислоти. Виділюваний сіркаIV-оксид для осушення пропускають через концентровану сульфатну кислоту, налиту в банку Б. Газ проходить через сульфатну кислоту бульбашками.

Концентрована сульфатна кислота має здатність вбирати з газів пару води і таким чином осушує газу. Сухий сіркаIV-оксид пропускають у пробірку, занурену в склянку В з сумішшю снігу з сіллю. Через 5—10 хвилин у пробірці збирається кілька кубічних сантиметрів рідини, що кипить при  $-10^\circ$ . Досить поставити пробірку денцем на долоню руки, як рідина починає кипіти.

Під тиском 2,5 атмосфери сіркаIV-оксид при звичайній температурі може збергатись у стані рідини.



Мал. 130. Скраплення сіркаIV-оксиду.

Пропускаючи сіркаIV-оксид у воду, ми одержуємо *розчин сульфїтної кислоти*:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ .

Сульфїтна кислота відома *лише в розчині*. При спробах виділити її в чистому вигляді вона розкладається на воду і сіркаIV-оксид. Ця речовина, як уже було сказано, *надзвичайно нетривка*.

Сульфїтна кислота, будучи нетривкою, не є кислотою слабкою. Вона слабкіша від таких сильних кислот, як хлоридна, нітратна і сульфатна, але значно сильніша від ацетатної і карбонатної.

Сульфїтна кислота дає ряд солей, що є речовинами тривкими.

**Задача.** Напишіть рівність реакції між сульфїтною кислотою і натрій-гідроксидом.

Сульфїтна кислота може *знебарвлювати* деякі забарвлені речовини (органічні). Якщо над горящою сіркою тримати змочену водою червону троянду, то її забарвлення майже зовсім зникає, троянда стає білою. Так само знебарвлюються фіалки і деякі інші квіти.

Сульфїтною кислотою знебарвлюють розчин фарби *фуксину*.

СіркаIV-оксидом користуються для білення шерсті, шовку та соломи, бо при біленні хлором (стор. 157) ці матеріали псуються, стають ламкими.

При біленні сіркаIV-оксидом відбувається зовсім інший хімічний процес, ніж при біленні хлором, водень-пероксидом, озоном. СіркаIV-оксид не оксидує і не руйнує барвної речовини. Він дає з барвною речовиною *безбарвні сполуки*, які можуть знову розкладатися. Тому, наприклад, солом'яні капелюхи, вибілені сіркаIV-оксидом, на сонці поступово знову жовтіють.

Якщо знебарвлений сіркаIV-оксидом розчин фуксину нагріти до кипіння, безбарвна сполука руйнується і знову з'являється червоний колір.

#### 6. Сульфат-ангідрид і сульфатна кислота.

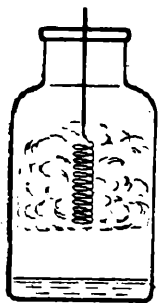
При безпосередньому сполученні сірки з киснем утворюється лише сіркаIV-оксид  $\text{SO}_2$  тільки з невеликою домішкою сульфат-ангідриду  $\text{SO}_3$  у вигляді білого димка.

Для того щоб добути сульфат-ангідрид, треба прилучити до сульфїт-ангідриду ще один атом кисню:



Ця реакція при звичайних умовах і навіть при нагріванні відбувається надзвичайно повільно. Тому, щоб добути сульфат-ангідрид, доводиться вдаватись до *каталізаторів*.

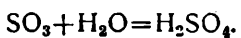
Як каталізатором, можна скористатись *оксидами заліза*. Якщо в банку налити трохи міцного розчину сульфїтної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , то цей розчин виділяє сіркаIV-оксид, особливо при збовтуванні. Таким чином, над розчином у відкритій банці до-



Мал. 131. Оксидация сіркаIV-оксиду в присутності каталізатора — залізоIII-оксиду.

буваємо суміш сіркаIV-оксиду з повітрям і з парою води. Якщо в цю суміш внести сильно розжарену тонку залізну дrottинку, яка при розжарюванні вкривається шаром залізоIII-оксиду, то навколо дроту через деякий час з'явиться біла хмарка (мал. 131).

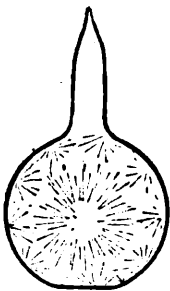
При реакції між  $\text{SO}_2$  і киснем повітря залізоIII-оксид діє каталітично, тому утворюється помітна кількість сульфат-ангідриду  $\text{SO}_3$ , який відразу ж вступає у реакцію з парою води, що є в повітрі, і утворює найдрібніші крапельки сульфатної кислоти:



Крапельки сульфатної кислоти й утворюють хмарку, що ми її спостерігали. Ще енергійніше діють як каталізатори метал *платина* Pt і ванадійV-оксид —  $\text{V}_2\text{O}_5$ , які застосовують при добуванні сульфат-ангідриду у виробництві.

Щоб добути сульфат-ангідрид, чистий сіркаIV-оксид змішують із киснем і суміш пропускають через нагріту трубку з платиною.

Платину беруть у вигляді дрібного порошку, щоб каталізатор мав якнайбільшу поверхню. Порошок платини добувають, розкладаючи нагріванням якунебудь сполуку платини, що нею просочується вата з волокнистого мінералу — *азбесту*. На ваті платина лишається у вигляді дуже дрібного порошку, так званої „губчатої“ платини.



Мал. 133. Сульфат-ангідрид.

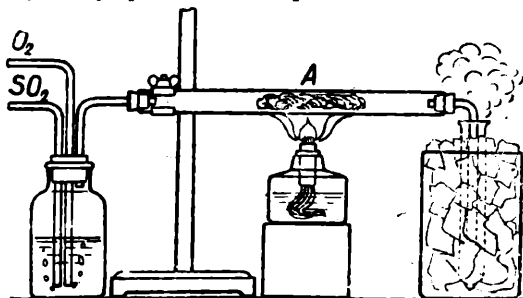
На мал. 132 показаний прилад для добування сульфат-ангідриду. Платинований азбест міститься в трубці А. Сульфат-ангідрид збирається в охолоджуваній льодом з сіллю пробірці у вигляді безбарвної *рідини*, яка дуже сильно *димить на повітрі*, бо пара сульфат-ангідриду утворює з вологою повітря дуже дрібні крапельки сульфатної кислоти.

При зберіганні сульфат-ангідриду відбувається нове для нас явище ускладнення молекул речовини, або *полімеризація*.

Дві молекули сульфат-ангідриду сполучаються між собою, утворюючи складнішу молекулу  $\text{S}_2\text{O}_6$ :



Добута речовина  $\text{S}_2\text{O}_6$  при звичайній температурі — тверда і складається з тонких, як нитки, довгих кристалів, які в масі мають гарний шовковистий вигляд. Кристали легко випаровуються, не топлячись.



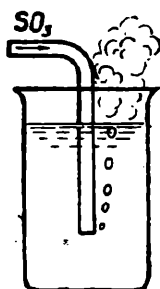
Мал. 132. Добування сульфат-ангідриду.

У лабораторіях сульфат-ангідрид зберігають звичайно в запаяній колбі (мал. 133), бо він швидко руйнує пробки і каучук. Якщо трохи сульфат-ангідриду кинути в воду, відбувається бурхлива реакція, і утворюється розчин сульфатної кислоти.

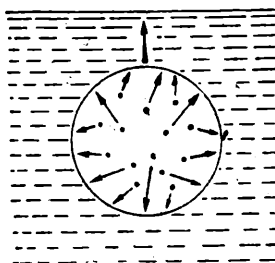
Коли ж долити води до сульфат-ангідриду, то через надзвичайно енергійну реакцію, яка супроводиться виділенням великої кількості тепла, може статися небезпечний вибух.

При виробленні сульфатної кислоти сульфат-ангідрид розчиняється не у воді, а у сульфатній кислоті, яка містить у собі невелику кількість (2—4%) води.

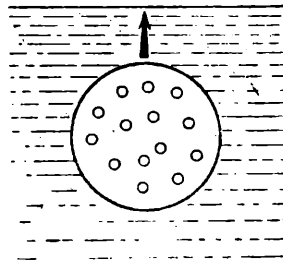
Добування сульфатної кислоти з сульфат-ангідриду довгий час становило великі технічні труднощі. На практиці для добування сульфат-ангідриду користуються не киснем, а повітрям. Одержувана пара сульфат-ангідриду буває змішана з азотом повітря. Здавалося б, що при пропусканні газової суміші через посудину з водою пара сульфат-ангідриду енергійно реагуватиме з водою,



Мал. 134. Сульфат-ангідрид не вбирається водою.



Мал. 135. Молекули в бульбашці повітря, що піднімається в рідині (схема).



Мал. 136. Туман у бульбашці повітря, що піднімається в рідині (схема).

утворюючи сульфатну кислоту, а азот виходить. Насправді ж відбувається ось що: коли бульбашка газу проходить через воду, то пара сульфат-ангідриду утворює з парою води відомий уже нам густий туман дуже дрібних крапель сульфатної кислоти, який виходить з посудини разом із газом, а не вбирається водою (мал. 134). Чому ж при пропусканні вологого газу через концентровану сульфатну кислоту вона майже вміть вбирає молекули води й осушує газ (стор. 167), а при пропусканні пари сульфат-ангідриду в воду сульфатна кислота, що утворилася у вигляді крапель вбирається дуже погано? Чому „дим“ сульфатної кислоти разом з кожною бульбашкою газу, що проходить через воду, здійснюється вгору і розходить в повітрі?

Щоб зрозуміти це, треба згадати, що молекули газу *безперервно рухаються*. Тому в першому випадку кожна молекула газоподібної води (пари води), що міститься в бульбашці газу, який проходить через шар сульфатної кислоти, встигає за час, поки бульбашка здійметься вгору, зустрітись з внутрішньою поверхнею бульбашки і увібратись кислотою (мал. 135, бульбашка на малюнку збільшена, молекули умовно позначені точками; стрілки показують рух молекули).

Зовсім інша картина буде в другому випадку, коли в бульбашці газу, що здійснюється в воді, утворюються дуже дрібні краплі — туман. Це вже не молекули. Вони самостійно не рухаються, а через те, що дуже легкі, вони висять у газі (мал. 136) і тому разом з бульбашкою газу здійснюються вгору.

Питання про те, як уловити з суміші газів сульфат-ангідрид, було розв'язане так: сульфат-ангідрид вбирають не водою, а *злегка розведеною сульфатною кислотою*, над якою не може бути пари води (кислота вбирає її). При проходженні бульбашок газу через кислоту молекули сульфат-ангідриду не зустрі-



чають пари води і не утворюють крапель кислоти, а лишаються молекулами. Молекули ж швидко рухаються і тому вбираються сульфатною кислотою. Кислота стає все більш і більш концентрованою. Частина добутої концентрованої кислоти розводиться водою і знову йде на вбирання сульфат-ангідриду і т. д. Таким чином, виходячи з наукового розуміння явищ, що відбуваються, розв'язали технічне питання про добування сульфатної кислоти з сульфат-ангідриду.

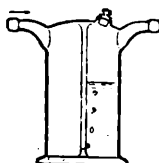
З виробничим процесом добування сульфатної кислоти ми ознайомимося нижче, а спочатку розглянемо властивості сульфатної кислоти.

### 7. Властивості сульфатної кислоти.

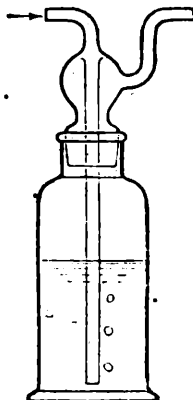
Чиста сульфатна кислота — безбарвна рідина, майже вдвоє важча від води. Зовнішнім виглядом, своєю густиною сульфатна кислота нагадує трохи масло. Раніше її називали *купоросне масло*, бо за старовинним способом сульфатну кислоту добували розжарюванням залізного купоросу<sup>1</sup>.



Мал. 137.



Мал. 138.



Мал. 139.

Склянки для сушіння газів.

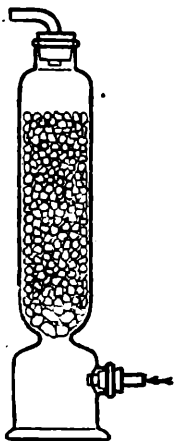
Найпростіша (мал. 137), акад. Тищенко — „тищенко“ (мал. 138), Дрексселя — „дрексель“ (мал. 139).

Чиста продажна сульфатна кислота містить у собі близько 96%  $H_2SO_4$  та близько 4% води. Вона має питому вагу 1,84.

Сульфатна кислота розчиняється у воді в будь-якій пропорції. При розчиненні сульфатної кислоти у воді, як уже було сказано, утворюються гідрати  $H_2SO_4 \cdot H_2O$ ,  $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$  (стор. 121) і ін. При цьому виділяється багато тепла.

Не зайвим буде ще раз нагадати, що *при розведенні сульфатної кислоти водою кислоту треба вливати у воду тонким струменем, увесь час збовтуючи розчин, але ні в якому разі не можна вливати воду в кислоту, щоб не сталося вибуху.*

Здатність сульфатної кислоти сполучатися з водою робить її добрим осушником для газів.



Мал. 140. Колонка для сушіння газів.

Для сушіння газів у лабораторіях користуються промивними склянками — приладами, в яких газ проходить через сульфатну кислоту бульбашками — „бульбає“, або, як кажуть у техніці, „барботує“ (мал. 137, 138, 139).

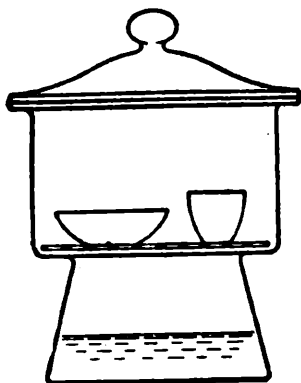
Для кращого стикання газу з сульфатною кислотою іноді користуються *колонками* які наповнюють грудками пемзи, змоченими сульфатною кислотою (мал. 140). Для висушування над сульфатною кислотою різних речовин користуються *ексикаторами* (мал. 141), куди наливають

<sup>1</sup>  $2[FeSO_4 \cdot 7H_2O] = Fe_2O_3 + H_2SO_4 + SO_2 + 13H_2O$ .

сульфатну кислоту, а над нею помішають тигель або чашку з висушеною речовиною. Волога з речовини випаровується в повітрі і вбирається сульфатною кислотою.

Сульфатну кислоту дуже часто застосовують у хімічних виробництвах як речовину, що відбирає воду.

*Кусок дерева, занурений у концентровану сульфатну кислоту, швидко чорніє, зуглюється.* Так само діє концентрована сульфатна кислота на цукор і деякі інші органічні речовини. Дерево складається головню з клітковини  $C_6H_{10}O_6$ . Формула цукру  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Обидві речовини належать до класу так званих вуглеводів.



Мал. 141. Ексикатор.

Вуглеводи — сполуки вуглецю з воднем і киснем. У молекулах вуглеводів відношення водню до кисню таке саме, як і в молекулах води, тобто на два атоми водню припадає один атом кисню. При діянні на такі речовини сульфатної кислоти відбувається ніби розкладання їх на вуглець і воду. Вода вбирається сульфатною кислотою, вуглець же виділяється у вигляді вугілля.

Попадаючи на шкіру, сульфатна кислота викликає *сильні опіки*, тому поводитися з нею треба *дуже обережно*.

Сульфатна кислота не летка. При нагріванні розчину сульфатної кислоти з неї спочатку виділяється майже вся вода, і вже тільки після цього кислота починає кипіти (близько  $340^\circ$ ). При цьому вона почасти розкладається на сульфат-ангідрид і воду. Над кип'ячою сульфатною кислотою підіймається задушливий білий туман.

**Спроба 1.** Візьміть краплю розчину сульфатної кислоти на кришку фарфорового тигля або в фарфорову чашку і нагрійте. Ви помітите, що спочатку виділятиметься пара води, а під кінець з'явиться білий дим.

**Задача 1.** Змочіть розчином сульфатної кислоти 1:5 кінець скалочки і тримайте її високо над полум'ям лампочки, щоб скалочка просихала, але не могла загорітися. Поясніть явища, що їх ви спостерігаєте.

**Задача 2.** Умокніть скалочку в розчин сульфатної кислоти 1:5 і на звичайному писальному папері зробіть якийнебудь напис або малюнок, які майже не будуть помітні.

Просушіть папір, тримаючи його високо над полум'ям лампи. Ви помітите, що з'являється напис або малюнок. Поясніть — чому?

Розведена сульфатна кислота, як відомо, енергійно реагує з більшістю металів, виділяючи водень. Вона не діє лише на мідь, ртуть, свинець і так звані благородні метали (срібло, золото, платина).

Діяння *концентрованої* сульфатної кислоти на метали зовсім інше.

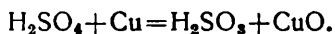
**Спроба 2.** Опустіть у пробірки з концентрованою сульфатною кислотою, питома вага якої 1,84 (не більше  $\frac{1}{4}$  пробірки), вичищені кусочки заліза, міді та цинку.

Концентрована сульфатна кислота при звичайній температурі *на метали зовсім не діє*. Тому її зберігають у залізних баках і при роботі з нею на виробництві користуються залізною апаратурою.

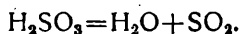
При *нагріванні* концентрована сульфатна кислота починає *реагувати* з металами, але інакше, ніж розведена.

**Спроба 3.** Нагрійте пробірку з сульфатною кислотою та міддю (від спроби 2), тримаючи її в лапці від штатива, і спостерігайте явища, що при цьому відбуваються. Зверніть увагу на запах газу, що виділяється. Нагрівайте обережно, і як тільки почнеться енергійна реакція, припиніть нагрівання. Дайте пробірці охолонути і зберігайте її для дальшої спроби.

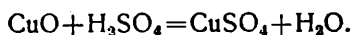
При реакції концентрованої сульфатної кислоти з металами виділяється не водень, а сіркаIV-оксид  $\text{SO}_2$ . В даному разі сульфатна кислота діє як *оксидатор*, віддаючи свій кисень металові і відновлюючись у сульфітну кислоту:



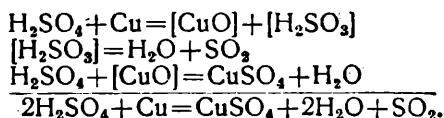
Ми помічаємо, що мідь чорніє, перетворюючись в оксид. Сульфітна кислота при цьому звичайно розкладається:



МідьII-оксид, що утворився, починає потім реагувати з надміром сульфатної кислоти, даючи сіль:



Таким чином, *реакція, що відбувається, є складна*, і її можна розглядати як три реакції, що відбуваються послідовно. З такими реакціями ми зустрічатимемося і в дальшому. Підсумовуючи всі три рівності, ми можемо написати одну підсумкову рівність (проміжні продукти взяті в квадратні дужки):

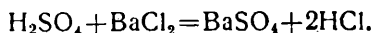


У пробірці, де відбувалася реакція, ми не помічаємо характерного синього кольору мідного купоросу, бо у присутності концентрованої сульфатної кислоти утворюється безводний мідьII-сульфат, що не має кристалізаційної води.

Переконатися, що при реакції справді утворюється  $\text{CuSO}_4$ , можна на такій спробі.

**Спроба 4.** Злийте рідину з прохололої пробірки, в якій робилася попередня спроба, прилийте до неї трохи води і розчин профільтруйте. Фільтрат буде синій, бо безводний мідний купорос, що утворився в попередній реакції, сполучається з водою, утворюючи  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Реактивом на сульфатну кислоту і її солі служить барій-хлорид  $\text{BaCl}_2$ :



Барій-сульфат відрізняється від інших нерозчинних у воді солей барію (стор. 109, таблиця) тим, що він не реагує з кислотами.

**Спроба 5.** Добудьте осади барій-карбонату, барій-сульфіту й барій-сульфату і переконайтесь, що перші два розчиняються в хлоридній і нітратній кислотах, а барій-сульфат не розчиняється.

### 8. Вироблення сульфатної кислоти контактним способом.

Розглянену нами вище реакцію оксидації сухого сіркаIV-оксиду в сульфат-ангідрид і розчинення сульфат-ангідриду в трохи розведених сульфатній кислоті застосовують для заводського виробництва сульфатної кислоти.

Цей спосіб називається *контактним способом*<sup>1</sup>.

СіркаIV-оксид добувають на наших заводах, випалюючи сірчаний колчедан у течії повітря.

При виробленні сульфатної кислоти контактним способом газу повинні бути цілком чисті й сухі, бо сторонні домішки шкідливо впливають на каталізатор, як кажуть, отруюють його. Тому газу, що утворюється при випалюванні колчедану, треба старанно очистити від пилу, промити для видалення шкідливих розчинних домішок і висушити з допомогою концентрованої сульфатної кислоти.

Є кілька систем апаратів для вироблення сульфатної кислоти контактним способом. Ми ознайомимось із схемою системи Герресгофа—Байєра, яку тепер вважають за найвигіднішу.

Ми тут уперше зустрічаємось з великим заводським хімічним виробництвом. Тому буде корисно уважно розібратися в схемі цього виробництва, щоб зрозуміти, як на основі вивчення даного хімічного процесу в лабораторії будується

---

<sup>1</sup> Явища каталізу, що відбуваються на поверхні твердого каталізатора, в місці *стикання*, „контакту“, між каталізатором і реагуючими речовинами, іноді називають *контактними явищами*. Звідси походить назва „контактний спосіб“.

виробничий процес, яка повинна бути апаратура, як організувати виробництво найекономічніше.

На будові заводу сульфатної кислоти ми ознайомимось із цілим рядом загальних прийомів або принципів, що лежать в основі сучасного хімічного виробництва.

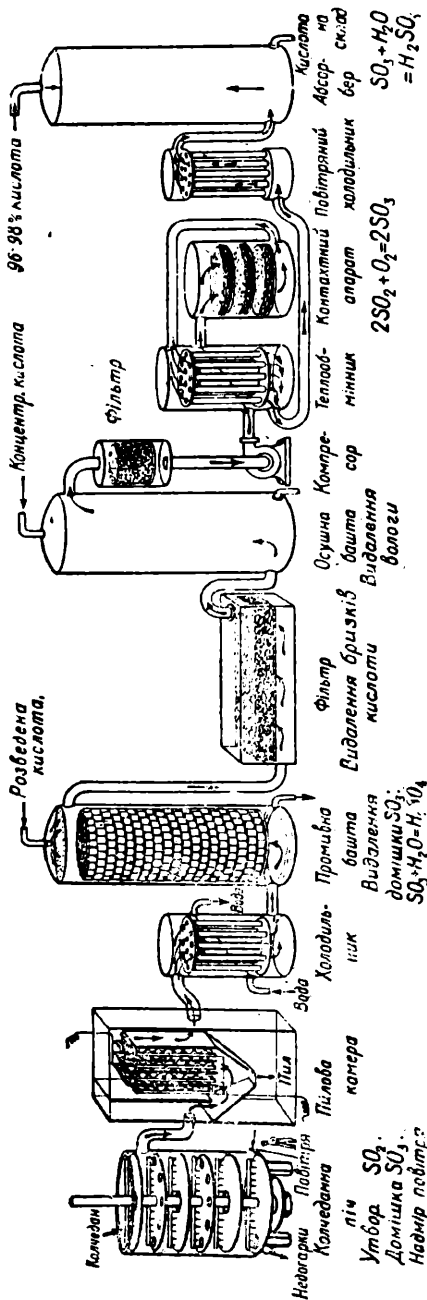
На мал. 142 зображено спрощену схему заводської апаратури та її розташування. На схемі апарати показані ніби прозорими, щоб можна було бачити їх внутрішню будову.

Для того щоб колчедан добре горів і повністю згорав у  $SO_2$  і  $Fe_2O_3$ , його треба здрібнити. Крім того, колчедан при випалюванні необхідно перемішувати. Інакше зверху він буде горіти, а всередині шару буде недопал.

Повне згорання колчедану досягається в механічній *колчеданній печі*, поділеній горизонтальними перегородками на ряд відділів (мал. 142). У цій печі колчедан весь час перемішується насадженими на центральну вісь гребками, зуби яких поставлені навкосо.

Гребки одного відділу женуть колчедан до центра. Колчедан пересипається через зазор, що є біля осі, до дальшого відділу. Там зуби гребків повернуті так, що колчедан пересувається в зворотному напрямі і провалюється через ряд отворів у дальший відділ і т. д.

Назустріч колчеданові через піч увесь час іде *повітря*, яке входить у



Мал. 142. Спрощена схема заводу для вироблення сульфатної кислоти контактним способом.

крізь ряд отворів у нижній частині печі. Якщо на початку діяння печі колчедан запалити, то під час руху він безперервно горітиме, поки з нього не вигорить уся сірка. Таким чином, з нижнього поверху виходить залізоIII-оксид — „недогарки“, в яких майже немає сірки. Недогарки сиплються через отвір, який є у нижньому поверсі, в підставлений візок.

Пересування колчедану назустріч повітрю сприяє найповнішому вигоранню сірки, бо свіже повітря з найбільшим вмістом кисню зустрічає вже майже перегорілий колчедан. Навпаки, повітря, частина кисню якого вже витрачена, зустрічає у верхніх поверхах свіжий колчедан, що добре горить і при зменшеній кількості кисню в повітрі. Саме через це процес значно прискорюється і закінчується найекономішше.

Ми вже знаємо, що принцип пересування взаємодіючих речовин назустріч одна одній називається *принципом протитечії* і завжди застосовується в техніці.

Одержаний в печі сіркаIV-оксид у суміші з надміром повітря надходить у *пилкову камеру*<sup>1</sup>, де звільняється від пилу (розпилені колчедан і недогарки).

В зображеній на схемі пилувій камері газ з пилом проходить повз ряд підвищених до ізоляторів дротів, уміщених між металічними сітками. Струмом високої напруги дроти заряджаються негативно, сітки — сполучені з землею. Між дротами й сітками відбувається електричний розряд.

Пилинки, проходячи між дротами, заряджаються негативно і притягаються до позитивно заряджених сіток, з яких від часу до часу струшуються вниз, а очищений від пилу газ виходить з апарата. Електричне вловлювання пилу застосовують тепер на багатьох виробництвах як для очистки газів, так і для вловлювання цінних продуктів, що відходять у вигляді пилу.

Очищені від пилу газу охолоджуються в свинцевому *холодильнику*, в якому газу йдуть по трубках, охолоджуваних зовні течією води.

Тут також застосовується принцип протитечії. Газу йдуть згори вниз, а вода рухається знизу вгору. Опускаючись вниз, газу охолоджується все більше і більше, бо вода, що обмиває трубки, по яких йдуть газу, чим нижче, тим холодніша. Цим досягається велика економія води і прискорюється охолодження.

Далі газу промиваються розбавленим розчином сульфатної кислоти в трьох послідовно розташованих *баштах* (на схемі — одна). Башти свинцеві, наповнені поставленими один на одного порожнистими циліндриками — „кільцями“ з кислототривкої глини, по яких назустріч течії газів іде розведена сульфатна кислота, що проходить дощикою через дірчасту перегородку (знов принцип протитечії). Призначення кільця у башті — сповільнити стікання кислоти, збільшити поверхню її стикання з газу, щоб газу віддали кислоті всі домішки, що в них містяться.

Потім промиті газу звільняються від дрібних бризок кислоти. Для цього вони проходять крізь три *фільтри* (на схемі — один), що мають вигляд великих, покритих всередині свинцем ящиків.

<sup>1</sup> На схемі зображена пиллова камера системи Коттрелля.

У них на ґратах насилаю шар дрібного коксу. Тому що поверхня перекрою ящиків велика, струмів газів сповільнюється, і всі дрібні бризки встигають осісти на грудочках коксу.

Гази потім висушуються в башті такої ж будови, як і промивна, але із зрошенням концентрованою сульфатною кислотою.

Далі йде відцентровий насос-компресор, який просуває газу через усю систему апаратів.

Після цього газу проходять через теплообмінник — апарат, застосовуваний у дуже багатьох хімічних виробництвах.

Для того, щоб зрозуміла була роль теплообмінника, треба сказати, що реакція між сіркаIV-оксидом і киснем, яка потребує високої температури, сама по собі йде з виділенням тепла (згадаємо, що сірка з залізом починають реагувати тільки після нагрівання до певної температури, але при реакції відбувається саморозжарювання маси, тобто виділення тепла).

Тепла, виділюваного при реакції, цілком досить, щоб з допомогою його нагріти до необхідної температури газу, які надходять у контактний апарат. Тому тільки при пуску в хід системи газу спочатку нагріваються в особливій печі (на схемі не показано), а потім газу, що надходять у контактний апарат, нагріваються гарячими газу, які виходять з контактного апарата. При цьому відхідні газу самі охолоджуються, що також дає вигоду.

Теплообмінник побудований приблизно так само, як холодильник (після пилової камери). Гарячі газу, що йдуть з контактного апарата, проходять по трубках, а холодні газу, які надходять, обминають ці трубки зовні. Це принцип „теплообміну“ який постійно застосовується в техніці.

Каталізатор в контактному апараті (як видно на схемі) розташований на ряді ґратчастих перегоріток.

Газу, що надходять з контактного апарата в теплообмінник, замість  $\text{SO}_2$  мають уже  $\text{SO}_3$ . В теплообміннику вони, як уже сказано, трохи холонуть і потім для остаточного охолодження проходять через трубчастий холодильник, охолоджуванний зовнішнім повітрям.

На схемі показано один контактний апарат і один теплообмінник. Насправді ж в установці Герресоґа — Байєра їх ставлять по два послідовно, для того щоб реакція відбувалася повніше.

З холодильника газу йдуть в абсорбер — останню башту (або кілька башт) тої ж будови, що й попередні. Тут назустріч течії газів йде сульфатна кислота (96 — 98%), що містить у собі мало води; вона насичується сульфат-ангідридом і перетворюється в безводну, 100-процентну сульфатну кислоту. Частина останньої відсилають, як готову кислоту, на склад, а частину розводять водою, і вона йде на зрошення абсорбера. Таким способом завершується процес добування сульфатної кислоти.

Треба відзначити, що та частина апаратури, де рухаються вологі газу і де може бути розведена сульфатна кислота, робиться

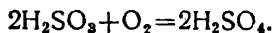
з свинцю, на який розведена кислота не діє. Там же, де є *сухі гази* або концентрована сульфатна кислота, застосовується дешевший матеріал — *залізо*, на яке концентрована кислота не діє.

Безводна 100-процентна сульфатна кислота  $H_2SO_4$ , або **моногідрат** (тобто „одногідрат“, сполука  $SO_3$  з одною молекулою води), здатна ще розчиняти в собі надмір сульфат-ангідриду  $SO_3$ , утворюючи густу димучу рідину, що має назву **олеум**. При великому надмірі сульфат-ангідриду (40 — 80%) олеум при звичайній температурі являє собою кристалічну масу. Олеум зберігають у залізних бочках і баках. Розводячи олеум, можна одержати кислоту будьякої концентрації.

Олеум має перевагу в тих випадках, коли сульфатну кислоту доводиться перевозити залізницею. Виходить велика економія на перевозі, бо не доводиться платити за перевіз води, якою можна розвести олеум на місці. Крім того, олеум потрібний для деяких виробництв.

**9. Оксидация сульфитної кислоти в сульфатну.** Сульфатну кислоту можна добути не тільки через оксидацию сухого сіркаIV-оксиду  $SO_2$  в сульфат-ангідрид  $SO_3$ , а й оксидацией сульфитної кислоти  $H_2SO_3$  безпосередньо в кислоту сульфатну  $H_2SO_4$ .

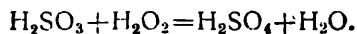
Розчин сульфитної кислоти в нещільно закритій посудині поступово оксидується киснем повітря:



Цей процес відбувається дуже повільно.

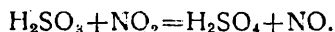
Значно швидше відбувається оксидация з допомогою *оксидаторів*.

Коли, наприклад, долити до розчину сульфитної кислоти водень-пероксиду, утворюється сульфатна кислота:



**Задача.** Якщо до розчину сульфитної кислоти долити хлорної або бромної води, то сульфитна кислота оксидується в сульфатну, а колір хлору або бромну зникає. Поясніть — чому? Для цього пригадайте властивості хлорної води і напишіть рівність реакції, яка відбувається.

Сульфитна кислота є гарним *відновником* і легко оксидується цілим рядом речовин. Так, оксидатором для сульфитної кислоти може служити азотIV-оксид  $NO_2$ , який при цьому перетворюється в азотII-оксид  $NO$ :



Це легко можна спостерігати на спробі. Бурий газ — азотIV-оксид можна одержати, розкладаючи свинецьII-нітрат нагріванням:



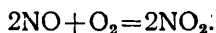


Свинцевий нітрат нагрівається в пробірці, і азотIV-оксид (з киснем) пропускається в склянку з невеликою кількістю розчину сульфїтної кислоти (мал. 143). Якщо склянку закрити і розчин сильно збвтати, то бурий колір азотIV-оксиду швидко зникає, бо утворений азотII-оксид безбарвний.

Повторивши впускання азотIV-оксиду і збвтування кілька разів, ми можемо цілком оксидувати сульфїтну кислоту в сульфатну.

Щоб переконатися, що в нас дійсно утворився розчин сульфатної кислоти, можна використати здатність її обвуглювати дерево (стор. 176). Якщо вмочити в одержаний розчин скалочку й потримати її високо над полум'ям лампочки, то вода випаровується, а сульфатна кислота, що лишилася, обвуглює скалочку. При нагріванні ж скалочки, змоченої початковим розчином сульфїтної кислоти, ніяких змін не помітно (мал. 144).

Утворений при реакції азотII-оксид NO легко сполучається з киснем повітря і знову перетворюється в азотIV-оксид:



АзотIV-оксид знову може оксидувати сульфїтну кислоту і т. д.

Отже, коли приплив повітря достатній, однією і тією ж кількістю азотIV-оксиду можна оксидувати будьяку кількість сульфїтної кислоти в сульфатну. АзотIV-оксид може служити ніби передавачем кисню повітря сульфїтній кислоті.

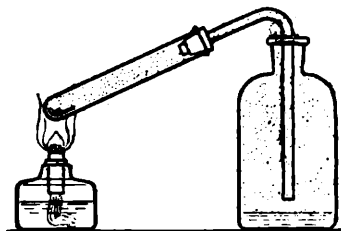


Крім азотIV-оксиду, в процесі оксидації сульфїтної кислоти в сульфатну може брати участь і інший оксид азоту  $\text{N}_2\text{O}_3$  (нітрит - ангїдрид), а також і нітратна кислота, яка при розкладі дає різні оксиди азоту і кисень. Ці реакції складніші, і ми їх розглядати не будемо.

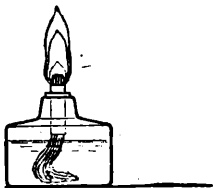
**10. Камерний спосіб вироблення сульфатної кислоти.** Оксиди азоту використовують при добуванні сульфатної кислоти на заводах. Це так званий *камерний спосіб* добування сульфатної кислоти.

При цьому способі сіркаIV-оксид добувають випалюванням колчедану, як і при контактному способі, але гази очищаються тільки в пилової камері. Більшої очистки не потрібно.

При камерному способі вироблення сульфатної кислоти не готують розчину сульфїтної кислоти і не збвтують її з оксидами азоту, як це ми робили при нашій спробі. СіркаIV-оксид

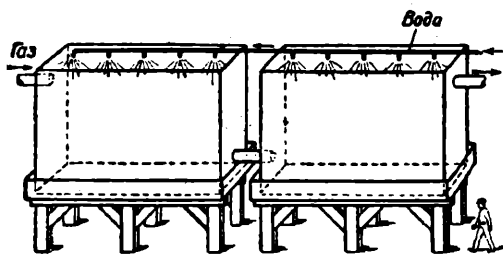


Мал. 143. Наповнювання склянки з розчином сульфїтної кислоти азотIV-оксидом.



Мал. 144. Обвуглювання скалочки, змоченої розчином сульфатної кислоти.

іде разом з надміром повітря і оксидами азоту у величезні свинцеві вмістища — *камери* (мал. 145, схема). Туди ж зверху вводиться у вигляді найдрібніших бризок вода. В камерах таким чином відбувається перемішування газоподібних речовин між собою і з суспендованими крапельками води у вигляді туману. При цьому і відбувається реакція оксидації сульфїтної кислоти в сульфатну з допомогою оксидів азоту, а також обернене утворення тих же оксидів. Через те що реакція тут відбувається



Мал. 145. Камери для добування сульфатної кислоти (схема).

між газами, то для цього процесу потрібні великі вмістища. З об'ємом камер зв'язана кількість одержуваної сульфатної кислоти.

Утворювана сульфатна кислота збирається на дні камер, а азот повітря разом з газами, що не прореагували, виходить назовні. При цьому частково видаляються і оксиди азоту.

Останнє дуже небажана річ. Оксиди азоту добуваються з дорогої нітратної кислоти (вона в 10 приблизно раз дорожча від сульфатної) і, як уже сказано, можуть оксидувати дуже велику кількість сульфатної кислоти. Тому втрата їх дуже невідгідна. Крім того, вони отруйні для людей і нищать навколишню рослинність.

Повернення оксидів азоту знову до камери досягають з допомогою двох апаратів, один з яких винайшов знайомий уже нам французький учений Гей-Люссак (стор. 45), а другий — англієць, син робітника Гловер (Glover). Це так звані *башти* Гей-Люссака і Гловера. Ці башти показано на схемі (мал. 146), що зображає розріз камерного заводу сульфатної кислоти.

У *башті Гей-Люссака* (на схемі, для економії місця, показана одна башта Гей-Люссака, а звичайно їх буває дві, одна за одною) гази, що виходять з останньої камери, йдуть знизу вгору між грудками коксу, що наповнюють башту. Назустріч газам стікає концентрована сульфатна кислота, яку впускають у башту зверху. Вона має здатність розчиняти оксиди азоту. Добутий розчин має в техніці назву *нітрози*. Нітроза, що витікає з башти Гей-Люссака, перекачується в *башту Гловера*, розташовану перед першою камерою. Тут нітроза тече вниз по випалених з кислототривкої глини кільцях, які заповнюють башту, а назустріч нітрози підіймаються гарячі гази, що йдуть з колчеданної печі. Через нагрівання оксиди азоту виділяються з нітрози і таким чином повертаються знову в камеру. Оксиди азоту добре розчиняються тільки в концентрованій сульфатній кислоті. Тому, щоб краще виділялися оксиди азоту, нітрозу в башті Гло-

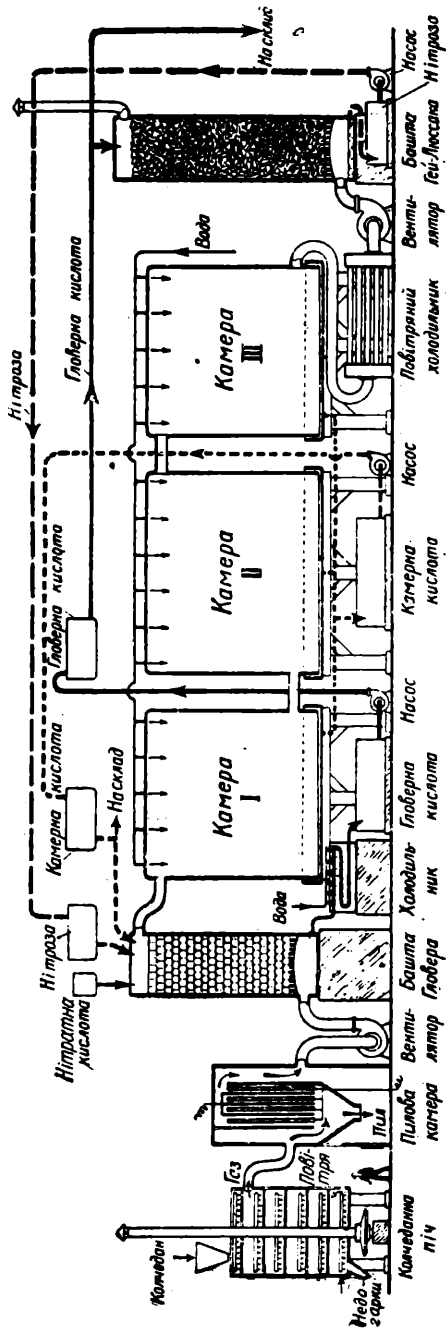
вера, як показано на схемі, розводять менш концентрованою кислотою з камер (до цієї кислоти іноді ще додають води). Втрачаючи оксиди азоту, нітроза перетворюється в сульфатну кислоту.

Через наявність води (в камерній сульфатній кислоті), сірка V-оксиду і оксидів азоту, в башті Гловера, крім виділення оксидів азоту, одночасно енергійно утворюється сульфатна кислота. Крім того, через високу температуру відбувається упарювання кислот, що надходять у башту (нітрози, що звільнилася від оксидів азоту, і камерної кислоти). У башті Гловера утворюється близько 20—25% кислоти, вироблюваної всією камерною системою.

Кислоту в башті Гловера добувають міцнішу, ніж у камерах. Тому Gloverna кислота йде на зрощення башти Гей-Люссака.

Отже, оксиди азоту в камерній системі весь час роблять *кругообіг* — від камер в башту Гей-Люссака, звідти в башту Гловера і з башти Гловера знову в камери. Проте, частина оксидів азоту неминуче втрачається, вони виходять неувібрані в башті Гей-Люссака. Через те в башту Гловера завжди доводиться додавати деяку кількість нітратної кислоти.

На схемі (мал. 146) показано всі інші частини камерної системи, призначення яких легко зрозуміти, засвоївши суть виробничого процесу.



Мал. 146. Схема заводу для добування сульфатної кислоти камерним способом.

З камерного заводу випускається кислота двох сортів: *камерна* — концентрації близько 66%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і *гловерна* — концентрації близько 78%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Для того щоб добути з камерної і гловерної кислоти концентровану, їх доводиться „уварювати“, випарювати з них воду, що зв'язано з витратами на паливо і особливу кислототривку апаратуру.

Наприкінці треба ще сказати, що поруч із камерними заводами і навіть у великому числі будуються так звані *баштові заводи*.

Ця система ґрунтується на тих же реакціях, що й камерна, але замість камер е тільки кілька башт Гловера і кілька башт Гей - Люссака. З опису камерної системи повинна бути зрозуміла і робота баштової системи.

Башти наповнені грудками кварцу, в наслідок чого газ, що рухається через башти, добре перемішуються. А це дозволяє прискорити рух газів. Процес у баштах пробігає швидше, ніж у камерах, і на кожний кубічний метр об'єму системи виходить більше кислоти. Відбувається „інтенсифікація“ процесу, в чому й полягає перевага баштової системи порівняно з камерною.

Ми ознайомилися з двома основними способами добування сульфатної кислоти. Який же з них вигідніший? Якої системи заводи заплановано будувати надалі? На останнє питання відповіді даємо: *і тій і другій*. Справа в тому, що для тих виробництв, які потребують концентрованої сульфатної кислоти — моногідрату або олеуму (стор. 182) — вигідніший контактний спосіб; а для тих, де потрібна розведена кислота і де не потрібна особливо чиста кислота, — вигідніший камерний спосіб.

**11. Сульфатна кислота і хімічна промисловість.** З сульфатною кислотою ми рідко зустрічаємося в повсякденному житті, але виробниче її значення величезне. Сульфатна кислота є *основою хімічної промисловості* і застосовується майже в усіх хімічних виробництвах як *напівпродукт*, тобто такий продукт, що сам по собі не є предметом споживання, але служить матеріалом для виробництва інших продуктів.

Для того, щоб показати величезне значення сульфатної кислоти у виробництві, досить перелічити такі галузі її застосування.

Сульфатну кислоту вживають у виробництві *штучних мінеральних добрив*, виробництві, що має колосальне значення в сільському господарстві;

у виробництві вибухових речовин, потрібних для оборони країни; у виробництві ряду кислот, солей, мінеральних фарб; у металургії, у виробництві кам'яновугільних барвників для текстильної промисловості, у виробництві штучного волокна, целулози, для очистки нафтових продуктів, при переробці жирів, у цукровому виробництві, в шкіряному виробництві тощо.

Знаючи способи добування і властивості сульфатної кислоти, легко зрозуміти, чому вона має таке велике значення у виробництві.

Сульфатну кислоту добувають безпосередньо з доступної природної сировини, не вживаючи штучних хімічних матеріалів (напівпродуктів), якщо не рахувати невеликої кількості нітратної кислоти, і не витрачаючи багато теплової енергії. Тому сульфатна кислота є *найдешевшою з кислот*. Будучи сильною і мало

леткою кислотою, сульфатна кислота легко витісняє із сполук інші кислоти, як от хлоридну, нітратну, ацетатну, карбонатну, фосфатну. На цьому ґрунтується застосування її для добування кислот і гідросолей, зокрема гідросолей фосфатної кислоти, вживаних як штучні добрива (див. нижче).

На здатності сульфатної кислоти енергійно вбирати воду ґрунтується застосування її для сушіння газів, а також при реакціях, що потребують віднімання води. Так, наприклад, у виробництві багатьох вибухових речовин, целулоїду, барвників вживають суміші концентрованих нітратної і сульфатної кислот. В реакції бере участь нітратна кислота, а сульфатна кислота служить для вбирання виділюваної при реакції води, чим підтримується потрібна концентрація нітратної кислоти.

Руйнуюча дія сульфатної кислоти на деякі органічні речовини пояснює застосування її для очистки нафтових продуктів.

Енергійне діяння на метали пояснює застосування сульфатної кислоти при добуванні її солей і т. д.

Сульфатна кислота займає перше місце в **основній хімічній промисловості**, тобто промисловості, яка взагалі не виробляє предметів безпосереднього широкого споживання, а дає *напівпродукти*, які беруть далі участь у виробництві інших продуктів, або є хімічними матеріалами, що мають якнебудь дальше застосування.

Крім виробництва сульфатної кислоти, до основної хімічної промисловості належить вироблення інших кислот, основ, солей, мінеральних добрив. Усі ці продукти є *засобами виробництва*, а не продуктами споживання, протилежно таким продуктам хімічної промисловості, як гума, штучне волокно, скло, жирові речовини, мило, сірники, ліки і т. д.

**12. Комбінування виробництв.** Хімія має велике значення в питанні про утилізацію *відходів* і *покидів* виробництв. Хімія знаходить їм усе нові й нові застосування.

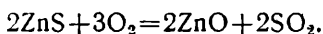
Дуже часто те, що раніше вважали за покидь, стає найціннішим матеріалом. Так було, наприклад, колись з кам'яновугільною смолою, яку вивозили з заводу і викидали. Тепер же вона є незамінним матеріалом для виробництва величезного числа різноманітних кам'яновугільних барвників, вибухових речовин, лікарських речовин і т. д.

*Відходи металів* використовуються для добування солей.

Із *шлаків* доменних печей тепер виготовляють добрий цемент.

Із *недогарків* сульфатно-кислотних заводів добувають мідь і інші цінні метали. Крім того, недогарки можуть іти на витоплення чавуну.

У свою чергу для виробництва самої сульфатної кислоти можна використовувати *відходи інших виробництв*. Так, при витопленні міді, цинку, свинцю звичайно використовують різні сполуки сірки, як мідний колчедан  $Cu_2S \cdot Fe_2S_3$ , цинкову обманку  $ZnS$  і інші. Ці сполуки спочатку випалюють при доступі повітря, при чому добувається оксид металу і сіркаIV-оксид  $SO_2$ . Наприклад:



Утворюванні сіркаIV-оксид металургійні заводи довгий час випускали в повітря, і він отруював навколишню місцевість. На великих просторах навколо заводів гинула вся рослинність.

Тепер цей газ *використовується для добування сульфатної кислоти*. Це не тільки рятує околиці заводів від отруєння сіркаIV-оксидом, а й становить величезну вигоду. Так, з однієї тонни відносно багатого на мідь колчедану, із вмістом 2,5% міді і 45% сірки, добувають близько 22 кг міді і близько 1,25 т сульфатної кислоти.

Крім того, велика кількість сировини, придатної для добування сіркаIV-оксиду, утворюється при так званому *попередньому збагаченні* сірчастих руд, тобто при відділенні від руди сторонніх „пустих“ порід. Через збагачення утворюється більш концентрована руда, яка має іноді до 75% металу, замість кількох процентів у первісній незбагаченій руді, що значно полегшує і здешевлює топлення.

Збагачення тепер роблять з допомогою нового способу — флотації, який вироблено за останні 15 років.

*Флотація* ґрунтується на таких явищах. Різні тверді речовини мають різну здатність змочуватися рідинами. Одні, наприклад, добре змочуються водою, другі — маслом. Невеличка крупинка речовини, покрита плівкою масла, будучи важчою від води, може плавати на воді. Це легко спостерігати на такій спробі. Якщо тонку голку покрити тонким шаром жиру (для чого її досить потерти об волосся) і обережно пустити на поверхню води, то голка не тоне.

Виявилось, що природні сірчасті метали мають здатність добре змочуватись маслом, але погано змочуються водою і, навпаки, пуста порода, що супроводить сірчасті руди, добре змочується водою, але погано змочується маслом. Тому, якщо руду потовкти на дрібний порошок, змішати з невеликою кількістю масла і розбовтати з водою, то руда, змочена маслом, спливає, а пуста порода тоне.

До цього способу введено ряд удосконалень. Якщо до води, в якій розбовтано змочений маслом порошок руди, додати речовини, здатної утворити з водою піну, наприклад, соснового масла, і продувати крізь суміш повітря, то разом з утворюваними бульбашками піни піднімається руда, змочена маслом, а пуста порода не піднімається. Цим збільшується вихід руди.

Добираючи різні масла й інші подібні речовини, додаючи до води різних хімічних сполук, можна добитися навіть того, що одні сполуки сірки, які є в руді, будуть краще змочуватися, ніж інші, і таким чином відділяти, наприклад, мідну або свинцеву руду від домішаного до неї залізного колчедану.

Повного відділення, проте, добитися не вдається, і частина потрібних сполук сірки залишається з пустою породою. Збагачена руда в техніці має назву **концентрату**, а маса домішок, що лишилася, — **хвостів**.

Отже, в хвостах завжди є деяка кількість сполук сірки: почасти руди, почасти відділеного сірчаного колчедану. Такі хвости при випалюванні можуть давати значну кількість сіркаIV - оксиду і їх тепер використовують на заводах для добування сульфатної кислоти.

Це — цілком нове джерело сировини для виробництва сульфатної кислоти, яке зберігає запаси колчеданів.

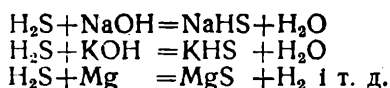
Ми тут зустрічаємося не тільки з дуже яскравим прикладом використання відходів виробництва для іншого виробництва, а й з тим, як можна раціоналізувати і здешевити різні виробництва, комбінуючи їх між собою. В даному випадку ми маємо приклад комбінату з металургійного заводу і чисто хімічного сульфатно-кислотного заводу.

Таке комбінування виробництва має колосальне економічне значення

**13. Подібність сірки до кисню й інших елементів.** Коли зіставити хімічні властивості сірки з хімічними властивостями кисню, то не важко помітити хімічну подібність між цими елементами.

1. Сірка, як і кисень, має здатність утворювати у вільному стані різні алотропні видозміни.

2. Склад водневої сполуки сірки  $H_2S$  подібний до складу водневої сполуки кисню  $H_2O$ . Водень води заміщається металами з утворенням оксидів і гідроксидів. Водень водень-сульфіду також може заміщатися металами з утворенням гідросолей і нормальних солей:



3. Склад інших сполук сірки також здебільшого подібний до складу відповідних сполук кисню:

Натрій - оксиду	$Na_2O$	відповідає	$Na_2S$	— натрій - сульфід.
Натрій - гідроксиду	$NaOH$	"	$NaHS$	— натрій - гідросульфід.
Цинк - оксиду	$ZnO$	"	$ZnS$	— цинк - сульфід.
СтибійV - оксиду	$Sb_2O_5$	"	$Sb_2S_5$	— стибійV - сульфід.
ВуглецьIV - оксиду	$CO_2$	"	$CS_2$	— вуглець - сульфід.

Є ще два елементи, подібні до сірки і кисню: *селен* Se (атомна вага 79) і *телур* Te (атомна вага 127,6). Вони теж утворюють алотропні видозміни, з воднем дають газоподібні сполуки:  $H_2Se$  — водень - селенід і  $H_2Te$  — водень - телурид. І той і другий мають гідкий запах і отруйні. Розчини їх у воді — кислоти, яким відповідають солі — селеніди й телуриди.

З киснем селен і телур дають ангідриди  $SeO_2$  і  $TeO_2$ , яким відповідають селенітна і телуритна кислоти  $H_2SeO_3$  та  $H_2TeO_3$ , складом схожі на сульфитну кислоту. Відомі також селенатна кислота  $H_2SeO_4$  і телуратна кислота  $H_2TeO_4$ , складом схожі на сульфатну кислоту (відповідний ангідрид одержано тільки для телуру).

Для всіх цих кислот відомі солі.

Кисень, сірка, селен і телур, подібно до галогенів, становлять групу схожих елементів.

Елементи групи кисню і групи галогенів мають між собою деяку подібність: сполучаючись із воднем, і ті й другі утворюють кислоти; їх кисневі сполуки — ангідриди кислот; всі вони безпосередньо сполучаються з металами, утворюючи солі.

Разом з цим між групою галогенів і групою кисню є й істотна різниця: елементи групи кисню у водневих сполуках — двовалентні ( $H_2O$  і  $H_2S$ ), галогени ж — одновалентні ( $HCl$ ).

Водень -сульфід  $H_2S$  й інші водневі сполуки групи кисню — слабкі кислоти, галогеноводневі кислоти (як  $HCl$ ), навпаки, — сильні кислоти. Істотні відмінності спостерігаються також і в кисневих сполуках і в солях елементів цих двох груп.

Треба відзначити, що взаємна подібність елементів групи кисню менш яскраво виявлена, ніж елементів групи галогенів,

#### Запитання для повторення.

1. Які алотропні видозміни сірки ви знаєте, і чим вони різняться? Яка з видозмін сірки найстійкіша?
2. Що таке поліморфізм?
3. Перелічіть найважливіші застосування і родовища сірки.
4. Як добувається водень -сульфід? Напишіть рівність реакції.
5. Які фізичні і хімічні властивості водень -сульфіду?
6. Як утворюється сіркаIV -оксид і які його властивості?
7. Які особливості має сульфатна кислота?
8. Як утворюється сульфат -ангідрид і які його властивості?
9. Які властивості має сульфатна кислота? Напишіть рівність реакції концентрованої сульфатної кислоти з міддю.
10. Перелічіть найважливіші застосування сульфатної кислоти.
11. Що служить реактивом на сульфатну кислоту та її солі?
12. Які способи виробництва сульфатної кислоти ви знаєте? Опишіть схеми процесів. Напишіть рівності реакцій.
13. Які сирові матеріали потрібні для виробництва сульфатної кислоти контактним і камерним способами?
14. Що таке принципи протитечі і теплообміну?
15. Що таке основна хімічна промисловість
16. Укажіть найважливіші застосування сульфатної кислоти.
17. Яке значення мають комбінати в хімічній промисловості?
18. Назвіть елементи, подібні до сірки, і пригадайте їх властивості.
19. Порівняйте групу кисню з групою галогенів.
20. Скільки тонн сірчаного колчедану треба випалити, щоб добути 392 т сульфатної кислоти?

## XV. АЗОТ.

Ми вже знаємо, що азот зустрічається в природі у вільному стані. За об'ємом він становить близько  $\frac{4}{5}$  повітря. Крім того, азот зустрічається і „в зв'язаному стані“, тобто у вигляді хімічних сполук. Найважливішими з них є солі нітратної кислоти, або так звані селітри: калій -нітрат  $KNO_3$ , натрій -нітрат  $NaNO_3$ , або „чілійська селітра“, великі поклади якої є в Південній Аме-



риці, в Чілі; кальцій-нітрат  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ . Усі ці солі звичайно є в більшій чи меншій кількості в *грунті*. Крім того, азот входить до складу багатьох речовин рослинного і тваринного походження (органічних речовин), головним чином так званих білків.

### 1. Властивості азоту і його значення для рослин і тварин.

Азот, як проста речовина, — газ без кольору, без смаку і запаху. Він трохи легший повітря<sup>1</sup>. У воді розчиняється в незначних кількостях<sup>2</sup>.

Назва „азот“ походить від грецького слова „азотос“, що значить „непридатний для життя“. Цю назву дав газіві ще Лавуазьє через те, що тварини, вміщені в атмосферу азоту, швидко вирали. Латинська назва азоту „нітрогеніум“ означає „утворюючий селітри“.

У французьких книжках у формулах замість знака азоту N часто вживають знак Az.

Азот — необхідна складова частина живих організмів як рослинних, так і тваринних: він входить, як уже сказано, до складу білкових речовин, які є в кожній живій клітині. Проте, хоч в атмосфері є невичерпний запас азоту, *більшість тварин і рослин не можуть безпосередньо асимілювати (засвоювати) вільний азот з повітря*. Вони можуть асимілювати тільки азот зв'язаний, тобто азот у сполуках, які вже в самих організмах перероблюються далі в білкові й інші азотисті речовини.

Зелені (хлорофільні) рослини беруть азот тільки з ґрунту, в якому азот є у вигляді селітри:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

Якщо культивувати рослини на ґрунті, в якому зовсім немає сполук азоту, то рослини будуть кволі і навіть зовсім гинуть, не зважаючи на вільний доступ азоту повітря.

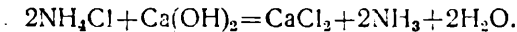
Навпаки, додавання селітри в ґрунт, який має мало сполук азоту, дуже сприяє ростові рослин.

Тваринні не можуть засвоювати азоту ні у вільному стані, ні у вигляді солей.

Для живлення *тварин потрібна азотиста їжа* рослинного або тваринного походження. Отже, існування тваринного світу нерозривно зв'язане з існуванням рослинного світу: рослини беруть азот з ґрунту, тварини — від рослин.

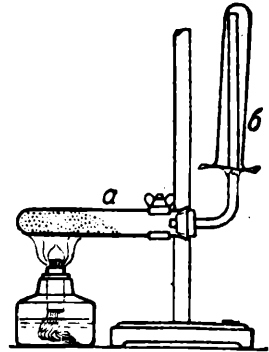
**2. Амоніак.** Азот з воднем утворює кілька сполук. Ми спинимосся на найважливішій сполуці — амоніаку  $\text{NH}_3$ .

В лабораторіях амоніак добувають з *нашатиру*, кристалічної речовини, яка має склад  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , нагріваючи її з вапном  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



<sup>1</sup> Один літр повітря в нормальних умовах важить близько 1,29 г, один літр азоту — близько 1,25 г.

<sup>2</sup> В 100 см<sup>3</sup> води при 20° і при нормальному тиску розчиняється 1,7 см<sup>3</sup> азоту.



Мал. 147. Добування амоніаку.

Амоніак — газ, легший повітря, з характерним різким запахом.

**Спроба.** Виготуйте суміш нашатиру  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і гашеного вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в порошок. Можна взяти приблизно ложку нашатиру і ложку сухого гашеного вапна, але краще взяти на вагу: зважити ложку нашатиру і потім за рівністю реакції обчислити, скільки вапна треба взяти на дану кількість нашатиру.

Змішайте порошки в ступці, а коли немає ступки, в фарфоровій чашці ложкою або скалочкою, і зверніть увагу на різкий запах, який виділяє суміш, — це запах амоніаку.

Зберіть амоніак у пробірку. Амоніак легший повітря; тому його можна збирати, як водень, — витісненням повітря. Для цього насипте суміш у пробірку *a*, закрийте її корком з трубкою, як на мал. 147, і укріпіть у затискачі штатива так, щоб денце пробірки було трохи вище отвору (при реакції утворюється вода, яка не повинна стікати на гарячі стінки пробірки).

На трубку надягніть папір, проткнувши в ньому отвір, і потім суху пробірку *b*, як показано на малюнку; папір повинен прикривати отвір пробірки. Нагрівайте суміш не дуже сильно.

Коли помітите по запаху, що з пробірки виходить багато амоніаку, повільно підніміть пробірку, не перевертаючи її, заткніть пальцем і перенесіть у чашку або в стакан з водою, щоб спостерігати *розчинення амоніаку у воді*.

При похитуванні пробірки амоніак розчиняється у воді, і коли в пробірці не лишалось повітря, вода заповнює всю пробірку.

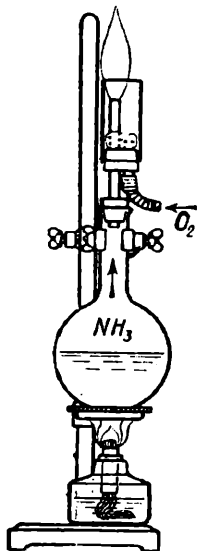
Якщо пробірку не похитувати, то розчинення відбувається повільно. Розчин амоніаку в воді легший води, і вода з поверхні швидко насичується амоніаком, який лише поступово поширюється донизу.

Заткніть пробірку під водою пальцем, переверніть і додайте розчину лакмусу. *Лакмус синіє*.

Амоніак дуже добре розчиняється у воді. Розчинність його значно більша, ніж навіть водень-хлориду. При звичайній температурі в одному об'ємі води розчиняється більш 700 об'ємів амоніаку.

Загально вживана назва розчину амоніаку у воді — *нашатирий спирт*.

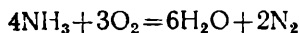
Розчинність амоніаку у воді, як і всякого газу, зменшується з підвищенням температури. Тому амоніак виділяється при нагріванні концентрованого розчину амоніаку у воді. Цим іноді користуються в лабораторіях для добування невеликих кількостей газоподібного амоніаку.



Мал. 148. Горіння амоніаку в кисні.

У кисні амоніак *горить* (мал. 148) блідим зеленуватим полум'ям. У повітрі амоніак горіти не може, бо тепла, яке виділяється при горінні, не вистачає для нагрівання суміші газів до температури займання амоніаку.

При горінні амоніаку в кисні утворюються вода й азот:

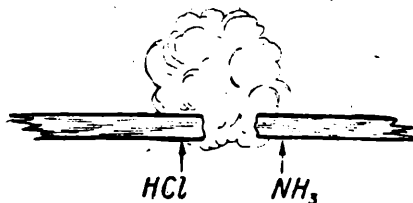
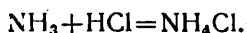


(частково утворюється також трохи оксидів азоту).

З заводськими способами добування амоніаку ми зустрінемося нижче.

**3. Солі амонію** Розчин амоніаку у воді, як показує спроба, має *лужну реакцію*. Це для нас цілком несподівано, бо досі ми зустрічалися з лужною реакцією тільки гідроксидів металів (ідких лугів) і деяких солей.

Для того, щоб зрозуміти, чому розчин амоніаку, до складу якого не входить метал, має, проте, лужну реакцію, спинимося спочатку ще на одній властивості амоніаку. Амоніак *легко сполучається з кислотами*, при чому утворюються тверді кристалічні речовини. При сполученні амоніаку  $\text{NH}_3$  з водень-хлоридом  $\text{HCl}$  утворюється у вигляді білого диму той самий нашатир  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , з якого ми добули амоніак:

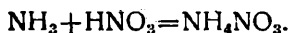


Мал. 149. Утворення нашатиру з газоподібного амоніаку й водень-хлориду.

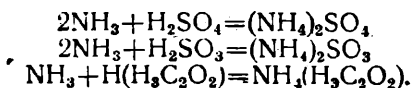
**Спроба.** Умочіть скалочку в концентрований розчин хлоридної кислоти і другу скалочку — в концентрований розчин амоніаку і зблизьте їх між собою. Ви помічаєте утворення густого білого диму (мал. 149). Це — найдрібніші кристалики нашатиру, що утворюються в повітрі при реакції між газоподібними речовинами  $\text{HCl}$  і  $\text{NH}_3$ .

Цю ж спробу можна повторити з амоніаком і концентрованою нітратною кислотою.

З нітратною кислотою  $\text{HNO}_3$  амоніак дає  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — тверду безбарвну кристалічну речовину, схожу на нашатир:

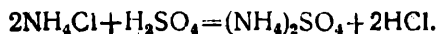


Якщо доливати нашатирного спирту до розчинів кислот: сульфатної  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , сульфітної  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ацетатної  $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$  та ін., то після випарювання утворюються подібні ж тверді речовини:

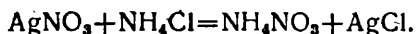


Речовини, що утворюються при сполученні амоніаку з кислотами, своїм виглядом і властивостями дуже нагадують солі. Всі ці речовини кристалічні, майже всі розчиняються у воді, легко вступають у реакції обміну з кислотами та солями.

Якщо, наприклад, облити нашатир концентрованою сульфатною кислотою, то відбувається реакція обміну так само, як і при діянні  $H_2SO_4$  на  $NaCl$ ; виділяється водень-хлорид  $HCl$  і утворюється та ж сама схожа на сіль речовина, що й при сполученні амоніаку з сульфатною кислотою —  $(NH_4)_2SO_4$ :



Коли до розчину срібло-нітрату  $AgNO_3$  долити розчину нашатиру  $NH_4Cl$ , то, так само як і при реакції  $AgNO_3$  з натрій-хлоридом  $NaCl$ , утворюється осад срібло-хлориду  $AgCl$  (стор. 132):



Як видно з формул, у всі сполуки амоніаку з кислотами, які утворюються і безпосередньо і посереднім способом при реакціях обміну, входить одна й та ж група елементів  $(NH_4)$ . Група  $(NH_4)$  при утворенні цих сполук ніби заміщає у відповідних кислотах водень так само, як одновалентні метали  $K$ ,  $Na$  і т. д. Це ясно видно при зіставленні відповідних формул:

Кислота	Натрійна сіль	Сполуки кислот з амоніаком
$HCl$	$NaCl$	$NH_4Cl$
$HNO_3$	$NaNO_3$	$NH_4NO_3$
$H_2S$	$Na_2S$	$(NH_4)_2S$
$H_2SO_4$	$Na_2SO_4$	$(NH_4)_2SO_4$
$H_3PO_4$	$Na_3PO_4$	$(NH_4)_3PO_4$ і т. д.

Через подібність утворюваних сполук до солей, групу  $NH_4$  вважають ніби за складний метал і називають амонієм. Сполуки, зобувані при реакції між кислотами і амоніаком, називаються амонійними солями:  $NH_4Cl$  є амоній-хлорид,  $(NH_4)_2S$  — амоній-сульфід,  $NH_4NO_3$  — амоній-нітрат,  $(NH_4)_2SO_4$  — амоній-сульфат і т. д.

Амоній у вільному стані невідомий. При спробах витіснити амоній з його солей якимнебудь металом утворюється амоніак і водень.

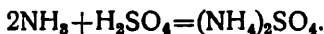
Розчин амоніаку у воді містить в собі розчин амоній-гідроксиду:  $NH_3 + H_2O = NH_4OH$ , подібний до натрій-гідроксиду  $NaOH$  і калій-гідроксиду  $KOH$ . Тепер зрозуміло, чому нашатирний спирт має властивості лугу і на лакмус показує лужну реакцію. Амоній-гідроксид  $NH_4OH$  можна назвати іди́ким амонієм.

У природі амоніак утворюється при гнитті органічних речовин, які містять азот, особливо, коли є дуже багато вологи, наприклад, гній, гниюча сеча завжди пахнуть амоніаком. Амонійні солі є в ґрунті. У повітрі амоніаку буває звичайно дуже мало.

Амоніак і солі амонію утворюються *при сухій перегонці кам'яного вугілля*. При сухій перегонці кам'яного вугілля утворюються газ, смола й вода, в яких є нашатирний спирт та солі. Від цієї води лакмусовий папір синіє. Цю воду в техніці називають *амоніаковою водою*. В ній є близько 15% амоніаку у вигляді розчину і приблизно стільки ж „зв'язаного“ амоніаку у вигляді солей амонію, головним чином у вигляді амоній-карбонату  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

Амоніакова вода служить матеріалом для добування чистого амоніаку і солей амонію.

Солі амонію так само, як і селітри, можуть постачати рослинам необхідний їм зв'язаний азот і тому вживаються як *штучні азотні добрива*. Найдешевшою амонійною сіллю є амоній-сульфат  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , звичайне азотне добриво. Щоб добути амоній-сульфат, амоніак виділяють з амоніакової води нагріванням з вапном і вбирають сульфатною кислотою:

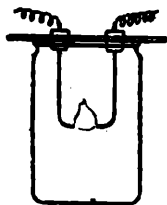


Після згущення розчину випарюванням амоній-сульфат  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  виділяється у вигляді кристалів.

**Задача 1.** Напишіть рівності реакцій: 1) між амоній-хлоридом і натрій-гідроксидом, 2) між амоній-сульфатом і калій-гідроксидом, 3) між амоній-ортофосфатом і барій-гідроксидом.

**Задача 2.** Візьміть у викладача кілька солей і знайте, яка з них є сіль амонію.

**4. Безпосереднє сполучення азоту з киснем.** Азот може сполучатися з киснем, коли пропускати крізь суміш цих газів електричні розряди. Для спроби можна використати повітря, що становить суміш, головним чином, азоту й кисню. Якщо у велику банку ввести дроти (мал. 150), сполучені з сильною індукційною котушкою (прилад, що дає електричні іскри), і пропускати крізь повітря в банці ряд сильних електричних іскор, то між кінцями дротів спостерігається жовтувате полум'я. Це — полум'я азоту, що горить у кисні повітря. Повітря в банці поступово буріє через утворення оксидів азоту (ці ж оксиди утворюються, коли продувати повітря через вольтову дугу).



Мал. 150. Горіння азоту в кисні.

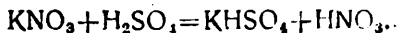
Горіння азоту не тільки не поширюється по всій масі газів, як у суміші водню з киснем, а, навпаки, відразу ж припиняється, як тільки припинене пропускання іскор. Це буває через те, що при горінні азоту тепло не виділяється, а вбирається.

Полум'я спостерігається тільки доти, поки зовні, від електричних іскор притікає тепло, потрібне для підтримання полум'я.

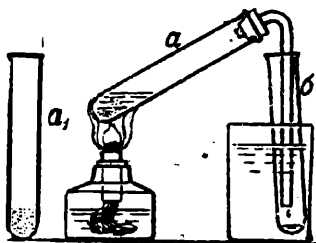
При безпосередньому сполученні азоту з киснем утворюється безбарвний азотIII-оксид  $\text{NO}$ , який сполучається потім з киснем повітря, утворюючи азотIV-оксид  $\text{NO}_2$  бурого кольору. У чистому виді оксиди азоту можна добути з нітратної кислоти.

**5. Нітратна кислота.** В лабораторії нітратну кислоту легко добути загальним способом добування кислот, а саме: діянням на сіль нітратної кислоти якоїнебудь іншої, менш леткої кислоти. Звичайно вживають калійної селітри  $\text{KNO}_3$  і концентрованої сульфатної кислоти.

При слабкому нагріванні утворюється калій-гідросульфат  $\text{KHSO}_4$  і нітратна кислота:



**Спроба 1.** В пробірку *a* прилада, зображеного на малюнку 151, всипте селітри, скільки показано на мал. зліва (*a*<sub>1</sub>), долийте (обережно!) стільки концентрованої сульфатної кислоти (пит. в. 1,84), щоб уся селітра була змочена кислотою (розмішайте паличкою). Вставте пробку з трубкою й укріпіть пробірку на штативі так, щоб кінець трубки був опущений у пробірку *b*, занурену в стакан з водою. Обережно нагрівайте пробірку *a*, поки в пробірці *b* не збереться стільки нітратної кислоти, скільки показано на мал. 151 (1 — 2 см<sup>3</sup>).



Мал. 151. Добування нітратної кислоти в пробірці.

Зверніть увагу на руйнуючу дію нітратної кислоти на пробку. Іноді під кінець спроби пробка зовсім відпадає.

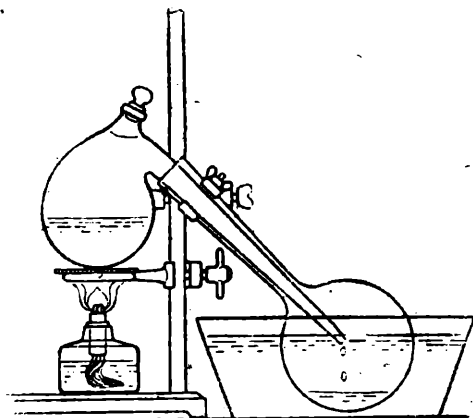
Підніміть штатив разом з пробіркою *a*, відставте вбік і під кінець трубки підставте чашку або стакан, щоб краплі кислоти не попали на стіл.

Добуту нітратну кислоту зберігайте для дальших спроб.

Для добування більшої кількості нітратної кислоти прилади з корком або гумовою пробкою непридатні. Тому звичайно беруть реторту із скляною пробкою, як на мал. 152, і збирають нітратну кислоту в колбу.

Замість калійної селітри  $\text{KNO}_3$  можна взяти природний матеріал — *чільську селітру*  $\text{NaNO}_3$ , яку іноді вживають для добування нітратної кислоти на виробництві.

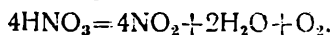
Тепер цього способу для масового добування нітратної кислоти і.є. застосовують, і тому ми на ньому не спинятимемося; сучасний же спосіб добу-



Мал. 152. Добування нітратної кислоти в реторті.

вання нітратної кислоти описаний нижче.

Одержана нами нітратна кислота забарвлена в жовтий колір. При реакції ми спостерігаємо виділення бурого газу. Це — азотIV-оксид  $\text{NO}_2$ , який утворюється у наслідок часткового розкладання нітратної кислоти при нагріванні:



Утворюваний азотIV-оксид розчиняється в нітратній кислоті, чому кислота і має жовтий колір.

Цілком чиста нітратна кислота — безбарвна рідина, приблизно в  $1\frac{1}{2}$  раза важча води, з характерним гострим запахом.

Нітратна кислота розкладається не тільки від нагрівання, а й від діяння *світла*. Тому концентрована нітратна кислота завжди буває більш або менш жовтого кольору. АзотIV-оксид можна видалити з нітратної кислоти продуванням повітря.

Концентрована нітратна кислота *димить* на повітрі, бо пара нітратної кислоти притягає з повітря вологу, і утворюються найдрібніші крапельки розчину. Явище, знайоме нам при вивченні хлоридної кислоти.

Концентрована нітратна кислота дуже енергійно *руйнує* багато органічних речовин. Якщо крапля концентрованої нітратної кислоти падає на руку, то на шкірі лишається жовта пляма, навіть коли руку відразу ж помити, а якщо не помити, то на шкірі утворюється виразка.

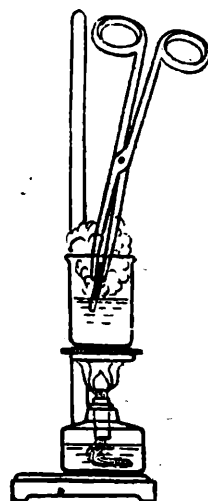
На одягу нітратна кислота звичайно теж залишає плями, бо руйнує фарбу, а почасти й саму тканину, особливо шерстяну.

Якщо додати концентрованої нітратної кислоти до розчину синьої фарби індиго, фарба знебарвлюється.

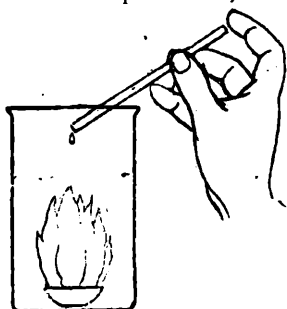
Усі ці явища пояснюються *нетривкістю нітратної кислоти*, яка легко розкладається з виділенням кисню. Кисень же в момент виділення реагує набагато енергійніше, ніж кисень повітря. Тому *нітратні кислоти є енергійним оксидатором*.

Опушене в нагріту нітратну кислоту розжарене вугілля не тільки не затухає, але яскраво горить у кислоті за рахунок виділюваного кисню (мал. 153). Із стакана вириваються бурі клуби азотIV-оксиду.

*Суміш нітратної кислоти з сульфатною* діє ще енергійніше, бо сульфатна кислота відбирає від нітратної кислоти воду, а безводна кислота розкладається ще легше. Якщо в суміш нітратної і сульфатної кислот капнути ски-



Мал. 153. Горіння вугілля в нітратній кислоті.



Мал. 154. Спалах скипидару в нітратній кислоті.

пидару, то він так енергійно оксидується, що стається спалах. При цій спробі, щоб не зазнати шкоди від бризок кислоти в момент спалаху, чашечку з сумішшю ставлять у велику банку (мал. 154).

Нітратна кислота енергійно діє *майже на всі метали* (крім золота, платини і деяких рідких металів).

**Спроба 2.** Випробуйте добуту вами нітратну кислоту. Умо-  
чить у кислоту скалочку і капніть краплю кислоти на пофарбо-  
вану матерію, наприклад, на голубий коленкор. Утворюється світла  
пляма. Лакмусовий папір від краплі кислоти теж знебарвлюється.

Влийте краплю концентрованої нітратної кислоти в пробірку  
з кількома кубічними сантиметрами води і повторіть спробу з си-  
нім лакмусовим папером, — він червоніє. Слабкий розчин нітрат-  
ної кислоти не діє на фарбу руйнуюче.

Дерево скалочки від концентрованої нітратної кислоти жовтіє.

Запалить не дуже тонку скалочку, дайте їй погоріти, щоб на  
кінці утворилося вугілля, погасить і тліючою жариною торкніться  
поверхні вашої кислоти, спочатку нагрівши її. Жарина починає  
яскраво горіти в кислоті.

Киньте в ту-ж саму пробірку жмуточок мідного дроту або  
кусочки мідної пластинки. Через деякий час починається енер-  
гійна реакція з виділенням бурої пари азотIV-оксиду. Рідина  
зеленіє. При розведенні її водою утворюється синій розчин.

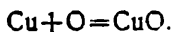
Між концентрованою нітратною кислотою і міддю відбу-  
вається реакція:



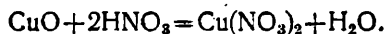
Цю реакцію можна пояснити так: дві молекули  $\text{HNO}_3$ , роз-  
кладаючись, дають азотIV-оксид, воду і кисень:



Кисень у момент виділення оксидує мідь:

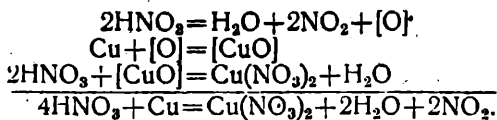


МідьII-оксид вступає в реакцію з нітратною кислотою:



В результаті буде згадана вище реакція.

Цю реакцію можна зобразити у вигляді підсумку кількох  
реакцій, як ми це робили, розглядаючи реакцію між міддю і кон-  
центрованою сульфатною кислотою (формули проміжних про-  
дуктів реакції подаємо в квадратних дужках):





Коли потім торкнутися пороху розжареним кінцем дроту, то порох дає такий же спалах, як і на повітрі.

В рушніці відбувається такий самий спалах, але тут утворювані гази розвивають значний тиск, а потім відбувається різке розширення газів у момент вилітання кулі або дробу з дула рушніці. Це різке розширення стиснутих газів спричиняється до струсу повітря, і ми чуємо характерний *звук пострілу*. Звук пострілу ми чуємо й під час стрільби з дитячого повітряного пістолета в той момент, коли пробка виштовхується стиснутим повітрям, проте цей звук, звичайно, далеко тихший.

Якщо запалити порох у здатній видержати великий тиск залізній трубці з щільно загвинченою кришкою, то ми жодного звука не чуємо.

При запалюванні пороху на повітрі відбувається, хоч і дуже швидке, але поступове розширення газів. Тому чути тільки тихий звук спалаху.

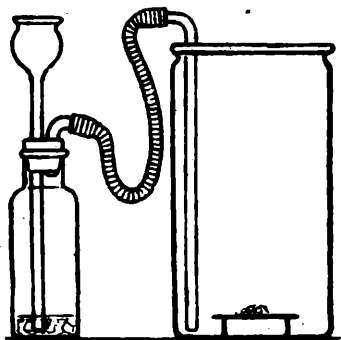
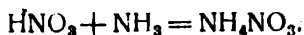
Бувають вибухові речовини, що розкладаються майже вмиг і виділяють гази з незрівняно більшою швидкістю, ніж чорний порох. Прикладом такої вибухової речовини може бути свинець-азид  $PbN_6$ . Якщо невелику купку цієї речовини покласти на кінці металічної

пластинки й нагріти, то ми почуємо такий самий звук, як при пострілі з рушніці. Утворювані при розкладі  $PbN_6$  азот і пара свинцю виділяються з величезною швидкістю, струшують навколишнє повітря, і ми чуємо звук пострілу або вибуху. В пластинці, якщо вона не дуже товста, утворюється ямка або навіть пробивається дірка.

Таким чином, звук пострілу або вибуху чути тільки при різкому й швидкому розширенні газів.

Чорний порох винайдено більш як 500 років тому, за одними переказами — німецьким монахом Швардом, за другими переказами — англійським монахом Беконом. Відтоді до недавня він служив, головним чином, для воєнних цілей. З половини минулого століття, коли були винайдені сильніші вибухові речовини, чорний порох почав втрачати своє значення. Тепер його застосовують, головним чином, для мирних потреб — для деяких підірвних робіт у гірській справі, як дешевий мисливський порох і в піротехніці (виготовлення ракет, феєрверків і т. п.).

Амонійної або, як її іноді називають у техніці, *амоніакової селітри*, амоній-нітрату  $NH_4NO_3$  багато виробляють нейтралізуючи розчинну нітратної кислоти амоніаком:



Мал. 157. Порох у банці з вуглець-IV-оксидом.

Амонійна селітра служить для двох цілей — вона є прекрасним концентрованим азотним добривом, бо має великий процент азоту і, крім того, є вибуховою речовиною.

Як вибухова речовина амонійна селітра служить переважно для мирних потреб. Вона входить, як основна складова частина, до цілого ряду вибухових сумішей, що мають особливо важливе застосування у вибухових роботах у кам'яновугільних копальнях. Вибухові речовини з амонійною селітрою мають „антигризутні“ властивості. Їх вибух не передается рудничному газу, тобто суміші, яка звичайно виділяється в копальнях, метану ( $\text{CH}_4$ ) з повітрям. Від вибухів рудничного газу часто гинуть робітники кам'яновугільних копалень. Тому в нас вживають всіх заходів, щоб запобігти таким вибухам.

Вибухові властивості амонійної селітри роблять небезпечним зберігання запасів  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  у чистому вигляді. Щоб зробити селітру більш безпечною, її змішують з амоній-сульфатом  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , що теж застосовується як добриво. Така суміш має технічну назву *лейна-селітри*.



Мал. 158. Бульбочки на корінні бобової рослини.

## 8. Проблема зв'язаного азоту.

Рослина для свого живлення й росту потребує цілого ряду елементів, які у „зв'язаному стані“, тобто в вигляді сполук, вона всисає своїм корінням з ґрунту. *Найважливіші елементи ґрунту*, без яких рослина безумовно не може існувати: метали — калій К, кальцій Са, магній Mg, залізо Fe і неметали — азот N, фосфор P, сірка S, водень H і кисень O (останні два як складові частини води). Більшість цих елементів звичайно є в ґрунті в достатній кількості, але є *три елементи, яких у ґрунті мало і яких рослині може не вистачати на оброблюваному ґрунті*. Це *фосфор P, калій K і особливо азот N*.

У природних умовах, на незаїманому людиною ґрунті, рослини можуть рости, не відчуваючи ніякої нестачі в азоті. Це можна пояснити почасти тим, що рослина гине на тому ж місці, де вона виростає, і азот при гнитті рослин повертається знову в ґрунт.

У процесі гниття як загнилих рослин, так і трупів та покиди від тварин беруть участь *збільні бактерії*, які перетворюють азот з білкових речовин в амоніак (запах амоніаку в поганому корівнику, в брудній убиральні).

Інші види бактерій ґрунту — *нітрофікуючі бактерії* — перетворюють цей амоніак у нітратну кислоту. Нітратна ж кислота з солями, які є в ґрунті, і з тим же амоніаком дає нітрати — селітри.

Однак дослідження цих процесів показує, що азот рослин далеко не весь повертається в ґрунт. Значна частина його при розкладі органічних речовин *виділяється в повітря*.

Крім того, селітри, як речовини добре розчинні, легко *вимиваються* з ґрунту водою, яка зносить селітру в ріки і потім у море, звідки вона знову в ґрунт не повертається.

Нарешті, частина азоту виділяється в повітря при *горінні* під час лісових і степових пожеж і теж втрачається ґрунтом.

Яким же способом відновлюється ця втрата азоту в ґрунті?

Довгий час єдине пояснення знаходили в *грозах*, в електричних розрядах в атмосфері, при яких у повітрі утворюються оксиди азоту, що дають нітратну кислоту, як у нашій спробі з пропусканням електричних іскор крізь повітря.

Проте визначення кількості нітратної кислоти в дощовій воді під час грози показує, що самі грози ні в якому разі не можуть покрити природного зменшення азоту в ґрунті.

Загадку було розв'язано тільки тоді, коли відкрили постійне джерело поповнення убутку азоту в ґрунті. Це джерело — *особливі бактерії*.

Вже давно було відомо, що родючість ґрунту підвищується при багатопільному господарстві, коли в плодозміну входять так звані *бобові рослини* — конюшина, вика, горох, лупин і ін. Виявилося (1888 р.), що ці рослини поліпшують ґрунт не самі по собі, а завдяки бактеріям, які оселяються на їх корінні.

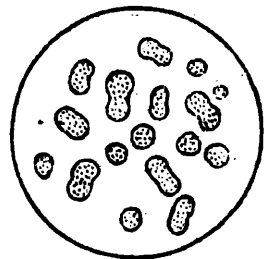
Бактерії, які оселяються на корінні цих рослин, спричиняють утворення помітних простим оком жовенць, або бульбочок (мал. 158), чому ці бактерії і дістали назву *бульбочкових бактерій*.

Бульбочкові бактерії мають здатність будувати свої азотисті речовини безпосередньо з азоту повітря.

Крім того, було відкрито ще кілька видів бактерій, які *живуть безпосередньо в ґрунті* і які теж мають здатність засвоювати вільний азот повітря (мал. 159). Після загибелі бактерій як бульбочкових, так і ґрунтових назбираний ними азот переходить при гнитті в ґрунт, який таким чином збагачується на азот.

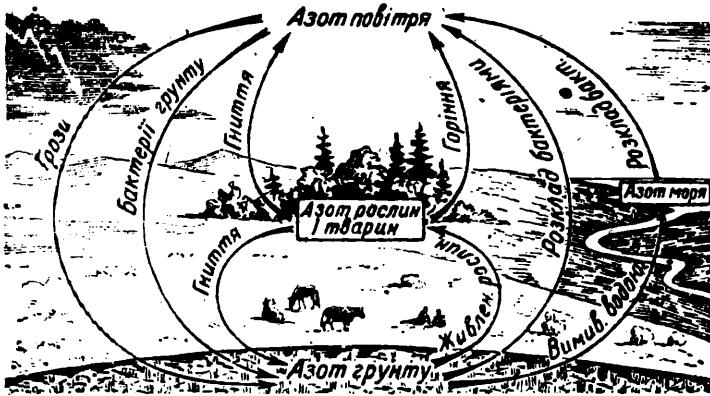
Перші ґрунтові бактерії, що зв'язують або *фіксують азот* повітря, відкрив учений Виноградський (1893 р.). Отже, було роз'яснено, якими шляхами азот повітря повертається в ґрунт.

Між іншим, вивчення бактерій ґрунту показало, що серед них є і шкідливі бактерії — *денітрифікуючі*, які розкладають нітрати ґрунту і виділяють назбирані іншими бактеріями багатства азоту в повітря.



Мал. 159. Бактерії, що засвоюють азот повітря (під мікроскопом).

В природних умовах усі ці процеси зрівноважують один одного, відбувається постійний *кругообіг азоту*, і рослина дістає потрібні їй нітрати в достатній кількості. На мал. 160 дано схематичне зображення природного кругообігу азоту в природі.



Мал. 160. Кругообіг азоту в природі.

Але в цей природний кругообіг азоту втручається з своєю діяльністю людина. Вона розорює величезні простори землі, засіває їх, збирає урожай і вивозить часто зовсім в інші місця, а з урожаєм і азот. Крім того, неправильний обробіток ґрунту часто порушує життєдіяльність азотних бактерій, і вони не встигають наготувати достатню кількість азоту. Ґрунт *бідніє на азот*, рослини починають голодувати і сохнути. Щоб підтримати їх, доводиться штучно вводити азот у ґрунт. Це робили споконвіку, виходячи з життєвого досвіду. Ґрунт удобрявали *гноєм*, не підозріваючи, що гній удобряє тому, що має азот (а також фосфор і калій); вводили у плодозміну конюшину та інші *бобові рослини*, не знаючи, чому вони поліпшують ґрунт; поліпшували методи обробітку ґрунту, що, між іншим, поліпшувало умови життєдіяльності ґрунтових азотних бактерій, про роль яких нічого ще не було відомо.

Після того, як було встановлено, що рослині потрібні *певні елементи*, постало питання про *штучні мінеральні добрива* і, зокрема, про удобрення ґрунту *селітрою*.

Кількість селітри, яку раніше вивозили з Чілі тільки для вироблення вибухових речовин, почала швидко зростати й досягла мільйонів тонн на рік. За рахунок цієї селітри врожайність удобрюваних полів зростає в багато разів, і країни, які не мали досить землі для прохарчування своєї людності, дістали цю можливість.

Разом з тим постала велика загроза цьому добробуту. Не зважаючи на величезні поклади чілійської селітри, передбачався

момент і досить близький — через якихнебудь кілька десятків років, коли ці поклади будуть вичерпані й настане *азотна катастрофа*.

Отже, перед людством постала *проблема азоту*. Необхідно було знайти шляхи штучно зв'язувати азот повітря.

Спроби розводити азотні бактерії і вносити їх у ґрунт не привели ні до чого. Створення сприятливих умов для життя бактерій виявилось справою дуже важкою.

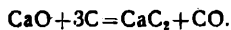
Порятунок від азотного голоду був знайдений у *штучному зв'язуванні азоту повітря* хімічним шляхом.

Перший придуманий спосіб полягав у спалюванні азоту в полум'ї вольтової дуги і вбиранні одержаних оксидів азоту вапном  $\text{Ca(OH)}_2$ . Перший завод штучної кальцієвої селітри  $\text{Ca(NO}_3)_2$  був побудований в Норвегії (1905 р.), де мали можливість використовувати дешеву електричну енергію у наслідок великої кількості стікаючої з гір води — білого вугілля.

Штучна кальцієва селітра знайшла застосування як добриво під назвою *норвезької селітри*.

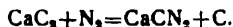
Ця селітра могла конкурувати своєю ціною з довізкою чилійською селітрою.

Другий спосіб „фіксації азоту“ полягає ось у чому: спочатку, нагріваючи в електричній печі вапно з коксом, добувають *кальцій-карбід*  $\text{CaC}_2$ :

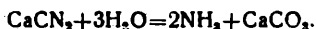


Потім одержаний кальцій-карбід сполучається з азотом повітря.

При пропусканні через піч з розжареним кальцій-карбідом азоту утворюється речовина  $\text{CaCN}_2$  і вугілля:



Добута сполука — *кальцій-ціанамід* при розкладанні водою дає амоніак, з якого можна добути солі амонію, вживані як добрива:



Крім того, і кальцій-ціанамід сам по собі може служити добривом, не зважаючи на те, що він є речовиною отруйною для рослин і тварин. Якщо вносити його в ґрунт задовго до сіви, то він зазнає в ґрунті ряду хімічних перетворень, в результаті яких утворюються солі амонію й селітри.

Треба відзначити, що рослина потрібні їй елементи може брати від різних сполук цих елементів. Зокрема азот рослина може засвоювати не тільки з різних селітр, а й з *солей амонію* —  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  й ін. Для рослин важливий *певний елемент*, і вона не дуже зважає на той „соус“, під яким їй цей елемент подається.

Ціанамідний спосіб фіксації азоту вигідніший, ніж норвезький, і він швидко почав поширюватися в усіх країнах.

Найвигіднішим способом зв'язування азоту повітря став *амоніаковий спосіб*. Цей спосіб розробив в 1914 р. німецький вчений Габер (Haber), який виходив з ряду теоретичних положень сучасної хімії і з своїх наукових досліджень.

За цим способом азот повітря зв'язується безпосередньо з воднем, утворюючи *амоніак*  $\text{NH}_3$ . Добутий амоніак можна потім

або перетворити в солі амонію, або оксидувати в нітратну кислоту і потім перетворити в селітри.

Реакція сполучення азоту з воднем оборотна:



Крім того, реакція утворення амоніаку йде *дуже повільно*. Скількинебудь помітні результати виходять тільки при *нагріванні* не менш як до 300° і в присутності *катализаторів*.

При дальшому підвищенні температури швидкість утворення амоніаку збільшується, але одночасно збільшується і швидкість оберненого розпаду молекул  $\text{NH}_3$ . Кількість амоніаку, що утворюється в кінцевому підсумку, дуже незначна.

Цю кількість, проте, можна збільшити, якщо суміш газів піддавати *тискові*. В міру підвищення тиску збільшується і кількість утворюваного амоніаку.

Результати досліджень над впливом температури і тиску на кінцевий результат реакції показані нижче в таблиці, де подані процентні кількості амоніаку, що утворюється в суміші газів при різних тисках і температурах.

Температура	Тиск в атмосферах					
	1	100	200	300	600	1000
200°	15,3	80,6	85,5	89,9	95,4	98,3
300°	2,2	52,1	62,8	71,0	84,2	92,6
400°	0,44	25,1	36,3	47,0	65,2	79,8
500°	0,121	10,4	17,6	26,4	42,15	57,5
600°	0,049	4,5	8,25	13,8	23,1	31,4
700°	0,022	2,14	4,10	7,25	12,6	12,9
800°	0,012	1,15	2,24	—	—	—
900°	0,007	0,68	1,04	—	—	—
1000°	0,004	0,44	0,87	—	—	—

Зважаючи на одержані дані, Габер спинився на тиску в 200 атмосфер і температурі в 600°, які дають тільки близько 8% амоніаку в суміші, але, при наявності відповідного каталізатора, з достатньою для виробничого процесу швидкістю.

На ці умови і був розрахований *перший завод синтетичного амоніаку*, збудований за проектом Габера в 1914 р. у Німеччині.

Температура 600° — це температура, близька до температури червоного жару. Тому створення апаратури, яка при таких умовах витримувала б тиск у 200 атмосфер, становило величезні технічні труднощі, що були, проте, подолані завдяки високому рівневі техніки й металургії, які дали потрібну апаратуру і відповідні для неї сорти сталі. За якінебудь 10 років до того подібне виробництво не можна було і мріяти.

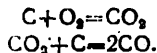
На деяких сучасних заводах тиск доводять до 1000 атмосфер, що дозволяє знизити температуру.

На мал. 161 (стор. 210) подано спрощену схему установки Габера.

Потрібна для реакції суміш азоту й водню добувається в *газогенераторах* (з них на схемі поданий тільки один).

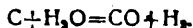
Частина газогенераторів працює з повітряним дуттям, даючи звичайний генераторний газ.

При продуванні повітря крізь шар коксу відбуваються реакції:



Утворюється суміш азоту повітря з вуглецьII-оксидом (*генераторний газ*).

В інших генераторах утворюється суміш водню з тим же вуглецьII-оксидом, або так званий *водняний газ*. Для цього через розжарений шар коксу продувається пара води:



При цій реакції тепло не виділяється, як при добуванні генераторного газу, а, навпаки, вбирається. Кокс поступово простигає. Тому через певні проміжки часу крізь генератор продувається повітря, і, як тільки кокс розжариться, знову пускають водняну пару і т. д. (на схемі показаний генератор для водняного газу).

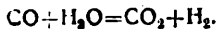
Отже, генераторний і водняний газ дають суміш  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  і  $\text{CO}$ , яка промивається водою в *ряді башт* — газоочисників (на схемі показаний один) за принципом протитечі — для видалення пилу і розчинних у воді домішок і збирається у величезний *газгольдер* (на схемі — внизу).

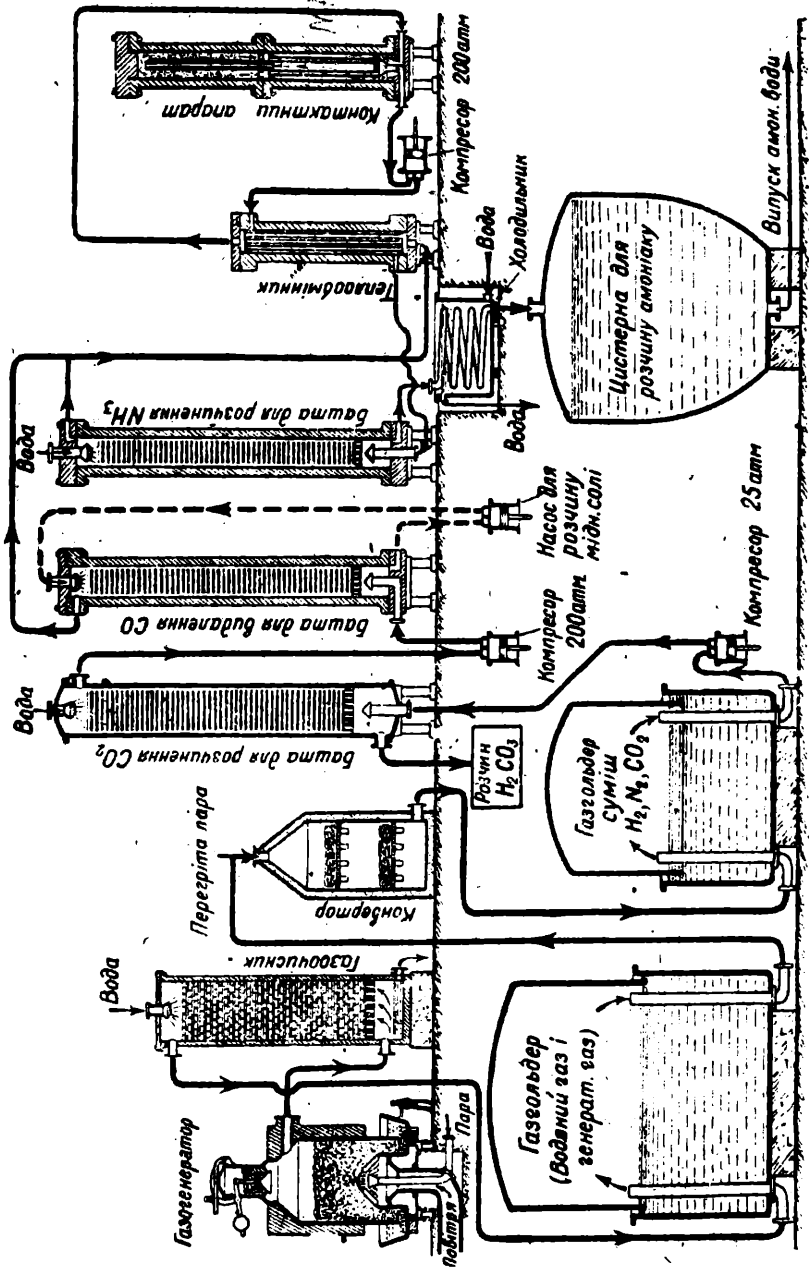
Газгольдер являє собою занурений кінцями у воду залізний ковпак, який у міру скупчення газу піднімається, а при витрачанні — опускається.

З добутої суміші треба *видалити вуглецьIII-оксид*  $\text{CO}$ . Це завдання становить технічні труднощі. ВуглецьII-оксид — оксид несолоутворюючий, і для нього, протилежно вуглецьIV-оксидові, важко знайти речовину, з якою його можна було б сполучити. ВуглецьII-оксид вбирається тільки розчином солей одновалентної міді в амоніаку, утворюючи з ними складну сполуку. А розчин цей дорогий, і вбрати ним великі кількості  $\text{CO}$  було б невигідно.

Тому дозелося придумувати спосіб перетворення вуглецьII-оксиду у вуглецьIV-оксид, відділити який було неважко.

Завдання було розв'язане шляхом реакції вуглецьII-оксиду  $\text{CO}$  з *перегрітою водяною парою* в присутності каталізатора (залізоIII-оксид з домішкою хромуIII-оксиду):





Мас. 161. Схема заводу синтетичного амоніаку за системою Габера.



Цей спосіб дістав назву конверсії, а відповідний апарат (див. схему) — конвертора.

У конверторі на ґратах ставлять каталізатор. Реакція відбувається з виділенням тепла, яке використовується для підігрівання газів, що надходять, у ряді теплообмінників (на схемі не показані). Вуглець II-оксид оксидується майже цілком. Суміш газів іде в другий газгольдер.

Співвідношення кількостей одержуваного генераторного і водяного газів береться таке, щоб у кінцевому підсумку, після додавання в конверторі водню (з водяної пари), утворилося потрібне для реакції співвідношення  $N_2$  і  $H_2$  — один об'єм  $N_2$  і три об'єми  $H_2$ .

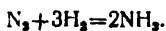
Для видалення утвореного вуглець IV-оксиду  $CO_2$ , користуються тим, що розчинність  $CO_2$  у воді дуже збільшується з підвищенням тиску.

Гази стискуються насосом (компресором) до 25 атмосфер і спрямовуються в башту, де назустріч їм стікає накачувана в башту вода, що розчиняє  $CO_2$ , майже цілком (добутий розчин використовується для деяких інших виробництв).

До того, як пустити добуту суміш газів у контактний апарат, треба *вдда-лити з неї невелику домішку вуглець II-оксиду*, що не прореагував у конверторі і міг би „отруїти“ каталізатор.

Для цього суміш стискується компресорами до 200 атмосфер і пропускається через вузьку башту з товстими стінками, де  $CO$  вбирається розчином солей одновалентної міді в амоніаку, які переганяються в башту з допомогою насоса (розчин *безперервно циркулює* в башті).

Цей же розчин вбирає і сліди водень-сульфіду та деякі інші домішки. Цілком чиста суміш надходить, нарешті, в *контактний апарат*, де відбувається синтез амоніаку:



Ця реакція, що потребує високої температури, відбувається з виділенням тепла. Тому газів, які надходять в апарат, нагріваються до потрібної температури в теплообмінниках (див. схему) з допомогою відхідних газів. Нижня частина контактної апарата також являє собою теплообмінник, а у верхній є *каталізатор* — залізо з домішкою оксидів алюмінію і лужних металів.

При реакції в контактному апараті, як уже сказано, в суміші газів утворюється не більш 9%  $NH_3$ . Утворений амоніак розчиняється у воді в башті для вбирання амоніаку. Добутий розчин охолоджується в *холодильнику* і спрямовується у величезні *цистерни* для зберігання розчину амоніаку.

Суміш  $N_2$  і  $H_2$ , що не прореагувала, приєднується до свіжої суміші і знову спрямовується в контактний апарат. Таким чином відбувається безперервна *циркуляція газової суміші*, з якої весь час добувається утворюваний амоніак.

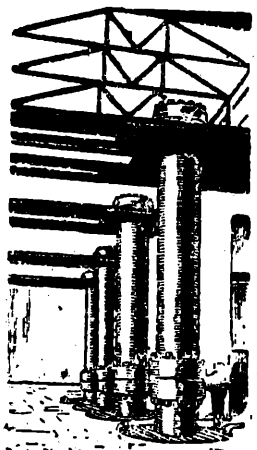
Замість вбирання водою в новіших установках амоніак *перетворюється в рідину* тиском; ця рідина зберігається в сталевих балонах.

Треба звернути увагу на те, що всі процеси, починаючи з видалення решток вуглець II-оксиду, відбуваються *під тиском у 200 атмосфер*. Тому всі апарати — це товстостінні сталеві колони невеликого діаметра (чим менший діаметр труби, тим більший тиск вона може витримати).

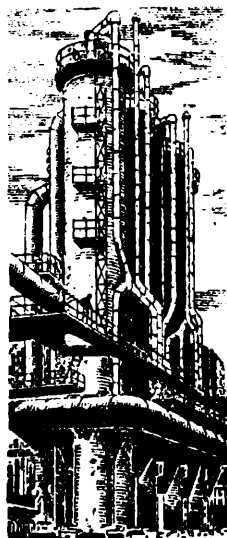
Тепер у багатьох країнах збудований ряд заводів синтетичного амоніаку з різною апаратурою, розрахованою на різні тиски й температури та на різні способи добування суміші водню з азотом (системи Казале, Клода, Фаузера й ін.). В основі всіх цих способів покладені наукові принципи, вироблені Габером у співробітництві з іншими вченими.

Щоб дати хоч деяке уявлення про зовнішній вигляд і розміри величезної апаратури для синтезу амоніаку, подаємо кілька малюнків, що зображають окремі

апарати. На мал. 162 дано зовнішній вигляд верхньої частини контактного апарата системи Фаузера. Будова цього апарата дуже близька до будови контактного апарата, застосованого Габером. На мал. 163 зображені башти для

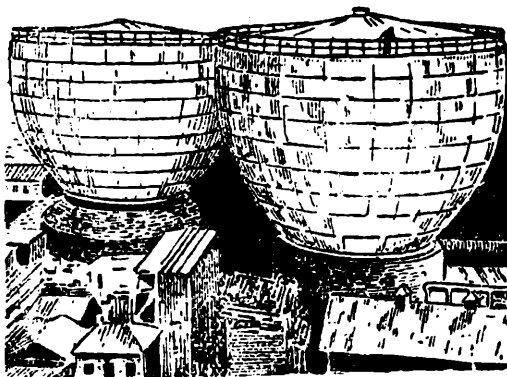


Мал. 162. Зовнішній вигляд контактної апарату системи Фаузера.



Мал. 163. Зовнішній вигляд башт для промивання газів.

промивання газів і на мал. 164 — дві цистерни для зберігання розчину амоніаку.



Мал. 164. Зовнішній вигляд цистерни для зберігання розчину амоніаку на заводі для синтезу амоніаку за системою Габера.

Кількість вироблюваного в усьому світі зв'язаного азоту безперервно зростає. Ця кількість уже в багато разів перевищила кількість довізної чилійської селітри.

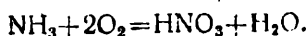
Тепер проблему азоту можна вважати за розв'язану, і світ більше вже не залежить від довізної чилійської селітри.

Треба тільки відзначити, що добуваний зв'язаний азот поки що йде не виключно на добрива. Значна частина його призначається для військових потреб.

Синтетичний амоніак слугує або для добування солей амонію, для чого його сполучають з кислотами, або для добування нітратної кислоти, яка потрібна у виготовленні вибухових речовин та барвників, а також для добування селітри.

9. Оксидация амоніаку в нітратну кислоту. Для перетворення амоніаку в нітратну кислоту його оксидують киснем повітря в присутності каталізаторів в оксиді азоту, які потім з киснем повітря і водою дають нітратну кислоту.

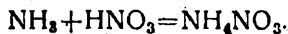
Остаточні підсумки зазначених реакцій можна подати такою рівністю:



Одним із найкращих каталізаторів для оксидации амоніаку є платина. Каталітичне діяння платини можна спостерігати на такій спробі.

У банку наливається трохи міцного розчину амоніаку. Амоніак, особливо при збовтуванні, виділяється з розчину, і в банці утворюється суміш амоніаку з повітрям. Якщо в цю суміш занурити розжарену платинову пластинку або дріт, то навколо неї утворюється хмарка білого диму (мал. 165), а платина лишається деякий час у розжареному стані, бо при реакції виділяється тепло.

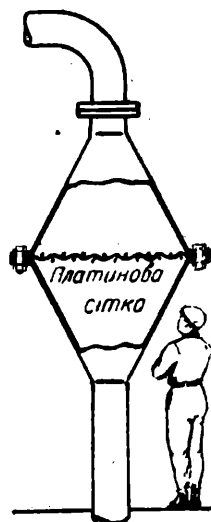
Білий димок — це не нітратна кислота, а амоній-нітрат, який добувається при реакції між утвореною нітратною кислотою і надміром амоніаку:



На заводах суміш амоніаку з повітрям пропускається через апарати, що мають вигляд двох сполучених основами пірамід або конусів, між якими натягнена платинова сітка. Схематичний розріз заводського апарата показаний на мал. 166. Спочатку сітку нагрівають, а потім підтримують у розжареному стані вже за ра-



Мал. 165. Оксидация амоніаку при наявності каталізатора — платини.



Мал. 166. Схематичний розріз конвертора для оксидации амоніаку

унок тепла, що виділяється при реакції. Суміш газів впускають в апарат знизу. Утворювані оксиди азоту по трубах ідуть у ряд башт, де вбираються водою, утворюючи нітратну кислоту, або вапняковим молоком, утворюючи кальцій-нітрат.

**10. Значення сполук азоту.** Виробництво зв'язаного азоту і нітратної кислоти, яке розвивається швидкими темпами, за останній час надало нітратній кислоті далеко більшого значення, ніж вона мала досі, і нітратна кислота починає змагатися з сульфатною кислотою за домінуючу роль у промисловості.

Нітратна кислота має величезне значення в найважливіших галузях хімічних виробництв — у виробництві *штучних добрив*, у виробництві *вибухових речовин, барвників, пластичних мас* і т. д.

**11. Хімічна енергія.** У нашому курсі ми неодноразово спостерігали, що при реакціях *виділяється тепло*, як і при реакціях сполучення з киснем (горіння в кисні і в повітрі), з хлором (горіння в хлорі), з сіркою (утворення сульфідів) і т. д. Ми знаємо, що тепло, яке виділяється при реакціях у виробництві, завжди намагаються використати в теплообмінниках.

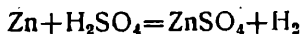
Тепло може виділятися не тільки при реакції сполучення, але й при інших реакціях. Так, наприклад, при розкладі водень-пероксиду під впливом манганIV-оксиду пробірка помітно нагрівається. При заміщенні в сульфатній кислоті водню цинком або в мідному купоросі — міді залізом ми також помічаємо нагрівання розчину. Тепло виділяється при розкладі вибухових речовин.

Хімічні реакції можуть проводитися не тільки виділенням тепла, а й іншими явищами. Так, у ряді реакцій, крім тепла, *виділяється світло*, як при реакції горіння, при реакції сполучення з хлором, при спалаху порошу.

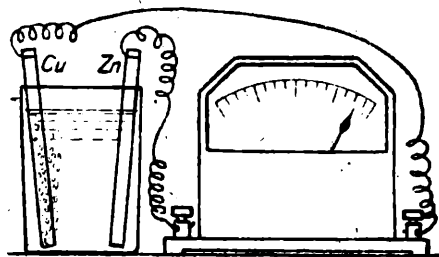
У деяких реакціях відбувається *виділення електрики*.

Так, у всіх гальванічних елементах, в акумуляторах відбувається ряд хімічних реакцій, при яких виділяється електрика.

Якщо в розчин сульфатної кислоти занурити цинкову і мідну палички і сполучити їх з гальванометром, то стрілка гальванометра (мал. 167) покаже, що при добре знайомій нам реакції між цинком і сульфатною кислотою



може постати електричний струм. Добуваний при цьому водень буде виділятися у вигляді бульбашок не з цинкової, а з мідної палички.



Мал. 167.

Тепло, світло, електрика — це, як відомо з курсу фізики, різні види енергії. Звідки ж береться ця енергія при хімічних явищах? На основі закону зберігання енергії ми повинні зробити висновок, що в речовинах, які входять між собою у хімічні реакції, є запас енергії, що й виділяється при реакціях. Ця енергія аналогічна потенціальній енергії при фізичних явищах і являє собою особливий вид внутрішньої енергії, яка міститься в речовинах. Ця енергія має назву **хімічної енергії**. При хімічних процесах вона може перетворюватися в інші види енергії.

Ми легко можемо спостерігати безпосереднє *перетворення хімічної енергії в механічну енергію* на такій спробі (мал. 168): якщо в склянку А покласти грудочки цинку, долити сульфатної кислоти і заткнути корком, то водень, що виділяється, буде тиснути на воду в банці Б, і вода почне підійматися по трубці. Її можна всю підняти на деяку висоту. Падаючи вниз, вода буде рухати підставлений млинок.

При *вибуху* піроксиліну або динаміту, в наслідок величезних запасів хімічної енергії, що є в них, вони можуть виконувати величезну механічну роботу, висаджуючи в повітря цілі скелі, руйнуючи будівлі і т. п.

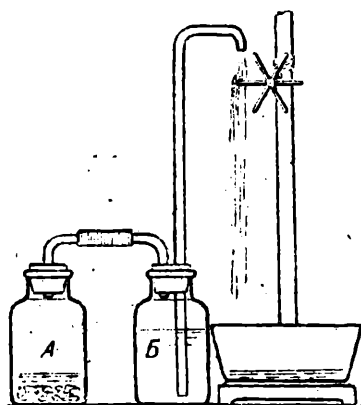
Перетворення в механічну хімічної енергії, що виділяється при *спалюванні палива* в топці парового котла або в циліндрі двигуна внутрішнього згорання, застосовується у величезному масштабі на практиці.

Якщо вмістити термометр у стакан з розчином сульфатної кислоти, в який покладено цинк, і замітити піднесення температури при „розчиненні“ певної кількості цинку, а потім повторити цю спробу в умовах виникнення при реакції електричного струму (мал. 167), або при переході

хімічної енергії в механічну, як в останній спробі (мал. 168), то термометр повинен показати, що в другому і третьому випадках тепла виділиться менше, ніж у першому. Частина хімічної енергії, що виділилася, перетвориться в тепло, а частина — в електричну або механічну енергію.

Крім процесів, при яких хімічна енергія виділяється, перетворюючись в інші види енергії, є цілий ряд випадків, коли, навпаки, *енергія вбирається*.

Так, наприклад, для розкладу ртутьї - оксиду, мідь - карбонату, вапняку і т. д. потрібне нагрівання.



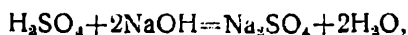
Мал. 168. Перетворення хімічної енергії в механічну.

Воду ми розкладали з допомогою електричного струму, срібло - хлорид розкладається під впливом світла і т. д.

Енергія може вбиратися не тільки при реакціях розкладу. Є цілий ряд і реакцій сполучення, які теж потребують витрати енергії. Так, наприклад, азот з киснем сполучається тільки при пропусканні через суміш електричних розрядів (стор. 195), тобто з вбиранням енергії. Сполучення вуглецю з сіркою — з утворенням вуглець-сульфіду  $CS_2$ , сполучення вуглецю з воднем — з утворенням ацетилену  $C_2H_2$ , відбувається з вбиранням тепла і т. д.

Через те, що виділення або вбирання тепла — найзвичайніший випадок виділення або вбирання енергії при хімічних процесах, то кількість виділюваної і вбираної енергії вимірюють і виражають звичайно в одиницях теплової енергії — *калоріях*.

Якщо реакцію нейтралізації натрій-гідроксиду сульфатною кислотою проробити в калориметрі, то ми дізнаємось, що при реакції між грам-молекулою (стор. 70) сульфатної кислоти і двома грам-молекулами натрій гідроксиду, яка відбувається за рівністю:

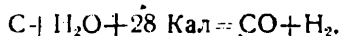


виділиться 31,4 великих калорій або кілограм-калорій тепла<sup>1</sup>.

Це звичайно виражають так:



При добуванні водяного газу, як ми знаємо, витрачається тепло. Кількість витрачуваного тепла на грам-молекулу води становить 28 великих калорій, що виражається так:



Реакції, які відбуваються з виділенням тепла, називаються реакціями екзотермічними; реакції, що відбуваються з вбиранням тепла, — реакціями ендотермічними.

Із закону зберігання енергії виходить, що *коли при утворенні якоїнебудь речовини витрачається деяка кількість тепла, то при її розкладі стільки ж тепла повинно виділитися*.

Цю залежність відкрили емпірично, тобто на основі дослідів, ще задовго до встановлення закону зберігання енергії, Лавуазьє і Лаплас (Laplace) в 1784 р.; вона має назву *закону Лавуазьє і Лапласа*.

Треба відзначити, що вбирання тепла, і взагалі енергії, при хімічних реакціях не слід змішувати з певними температурними умовами, при яких починається і відбувається реакція. Ми знаємо, що для реакції між сіркою і залізом, між сіркаIV-оксидом і киснем (утворення  $SO_3$ ), між азотом і воднем (утворення  $NH_3$ ), для горіння в кисні і т. д. треба спочатку нагріти реагуючі речовини, але самі реакції відбуваються з виділенням тепла. Таку ж саму роль відіграє пропускання електричної іскри через суміш водню й кисню, освітлення світлом магнію суміші водню з хлором і т. д.

<sup>1</sup> Кілограм-калорія є кількість тепла, що нагріває 1 кг води на 1°.

### Заятиння для повторення.

1. Які сполуки азоту зустрічаються в природі?
2. Яким способом засвоюють азот тварини і рослини?
3. Як добувається амоніак? Напишіть рівності реакцій.
4. Мереліть фізичні і хімічні властивості амоніаку і напишіть рівності реакцій.
5. Що таке амоній? Як виявити, чи є дана сіль сіллю амонію?
6. Як добути амоніак з нашатирного спирту?
7. При яких умовах може горіти азот і які продукти утворюються?
8. Як добувають нітратну кислоту? Напишіть рівності реакцій.
9. Чим відрізняється нітратна кислота від інших кислот? Напишіть рівності реакцій, що її характеризують.
10. Які гази виділяються при діянні нітратної кислоти на мідь? Напишіть рівності реакцій.
11. Як діє на залізо розведена і концентрована нітратна кислота?
12. Як добути азотII-оксид і азотIV-оксид і які їх властивості?
13. Де зустрічаються ссая нітратної кислоти і для чого їх аживають?
14. Чому виникла проблема зв'язаного азоту і як її розв'язали?
15. Як відбувається кругообіг азоту в природі?
16. Які штучні азотні добрива виготовляють тепер і якими способами? Напишіть рівності реакцій.
17. При яких умовах добувається амоніак на заводах?
18. У чому полягає різниця між рідким амоніаком і нашатирним спиртом?
19. Які застосування має амоніак? Напишіть рівності реакцій.
20. Як звичайно вимірюють кількість хімічної енергії?
21. Подайте кілька прикладів перетворень хімічної енергії в інші види енергії.
22. Формулюйте закон Лавуазьє і Лапласа.
23. Скільки грамів вапна і нашатиру треба взяти для одержання 8,5 г амоніаку?

## XVI. ФОСФОР.

Фосфор є елементом, таким же необхідним для рослин і тварин, як і азот. Він входить до складу багатьох *білкових речовин*. У хребетних тварин фосфор входить до складу *кісток* у вигляді кальцій-ортофосфату  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , до складу *мозкової і нервової тканин*. У рослинах фосфор є переважно в плодах і зернах.

Рослини можуть одержувати фосфор, так само, як і азот, з *грунту*, де він є у вигляді солей, тварини — від рослин.

Фосфор, як уже було сказано (стор. 204), належить до тих елементів, яких у ґрунті може невістачати, і тому *фосфорні добрива* мають таке ж саме велике значення для землеробства, як і азотні.

Фосфор, у протилежність азоту, у вільному стані в природі не зустрічається. Найголовніші природні сполуки фосфору є *фосфорити*, — гірські породи, які містять у собі кальцій-ортофосфат  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , і *апатити* — гірські породи, що в складі своєю мають кальцій-ортофосфат у сполученні з кальцій-хлоридом  $\text{CaCl}_2$  і кальцій-флуоридом  $\text{CaF}_2$ .

Невеликі кількості флуоридів є в деяких фосфоритах.

1. **Властивості і добування фосфору.** Відомо кілька алотропних видозмін фосфору. Найважливіші з них — безбарвний (або білий) і червоний фосфор.

**Безбарвний фосфор** — тверда речовина, утворюється при охолодженні пари фосфору. У цілком чистому стані він майже безбарвний і прозорий, звичайно ж має жовтуватий колір. Його можна різати ножем.

При нагріванні безбарвний фосфор легко топиться (при  $45^\circ$ ). При  $280^\circ$  — кипить.

У темноті помітно характерне *свічення* фосфору. Свічення спостерігається тільки при наявності повітря і зв'язане з повільною оксидацією. Назва „фосфор“ походить від грецьких слів „фос“ — світло і „феро“ — несучи: „світлоносний“.

Безбарвний фосфор добре розчиняється у вуглець-сульфіді  $CS_2$ . У воді майже нерозчинний.

Безбарвний фосфор — найсильніша отрута, яка навіть у малих дозах (0,1 г) діє смертельно.

**Червоний фосфор.** При нагріванні безбарвного фосфору без повітря до  $250 - 300^\circ$  він поступово перетворюється в червоний фосфор.

При сильнішому нагріванні червоний фосфор, не розтоплюючись, перетворюється в пару (визгоняється).

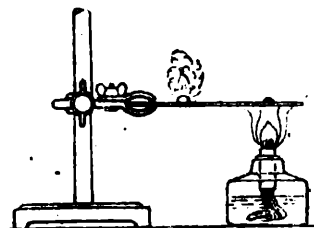
Червоний фосфор неотруйний, в темноті не світиться і не розчиняється у вуглець-сульфіді.

Своїми *хімічними* властивостями фосфор належить до елементів, які легко реагують з багатьма речовинами. Безбарвний фосфор сполучається з киснем уже при звичайній температурі. Повільна оксидация легко переходить у горіння. Фосфор дуже *легко займається* при температурі близько  $50^\circ$ . Тому його зберігають під водою.

Червоний фосфор може вступати в ті ж реакції, що й безбарвний, але реакції з червоним фосфором відбуваються далеко менш енергійно. Так, наприклад, червоний фосфор загоряється на повітрі тільки близько  $400^\circ$ .

Коли на металічну пластинку покласти на деякій віддалі один від одного безбарвний і червоний фосфор (мал. 169) і потім нагрівати один кінець пластинки, ближчий до червоного фосфору, то безбарвний фосфор, який лежить далі від полум'я, загоряється раніше, ніж червоний.

Червоний фосфор при звичайній температурі не оксидується, і тому його зберігають у сухому вигляді<sup>1</sup>.



Мал. 169.

<sup>1</sup> Червоний фосфор не є цілком певною алотропною видозміною фосфору. Він, напевно, являє собою твердий розчин, що складається з деякої кількості білого фосфору і з фіолетового або металічного фосфору. Ця алотропна видозміна фосфору утворюється в чистому вигляді при кристалізації фосфору з розчину в розтопленому свинці.



З **киснем** фосфор утворює кілька сполук, з яких найважливіша — знайомий нам фосфат-ангідрид  $P_2O_5$  — біла речовина, що жадібно вбирає вологу і застосовується для сушіння газів.

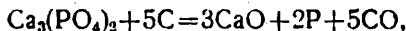
З **воднем** фосфор безпосередньо не сполучається, але посереднім способом можна добути кілька сполук фосфору з воднем. Із них водень-фосфід  $PH_3$ , подібний складом до амоніаку  $NH_3$ , є газ, що має дуже неприємний запах, сильно отруйний.

Подібно до амоніаку,  $PH_3$  дає сполуки з кислотами. Ці сполуки мають характер солей, в яких замість металу маємо групу елементів  $PH_4$ .

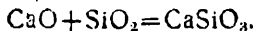
Група  $PH_4$  аналогічно до амонію називається **фосфонієм**. Солей фосфонію добуто небагато. Це — речовини малотривкі. Найтривкіша сполука — фосфоній-йодид  $PH_4J$ .

Добувають фосфор з фосфоритів або апатитів нагріванням їх з піском і коксом в електричній печі.

При цьому відбуваються дві послідовні реакції. Спочатку  $Ca_3(PO_4)_2$  відновлює кальцій-фосфат:



а потім утворюваний кальцій-оксид (вапно) вступає в реакцію з піском  $SiO_2$  (ангідрид силікатної кислоти  $H_2SiO_3$ ), утворюючи кальцій-силікат:

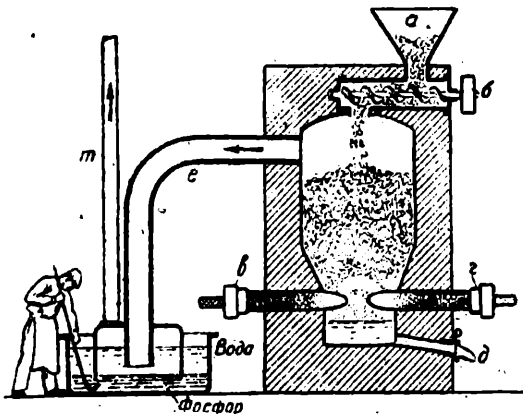


Ця сіль при температурі печі легко топиться, утворюючи шлак. На мал. 170 зображена електрична піч для добування фосфору.

Фосфор утворюється у вигляді пари, яка, холоднучи, збирається під водою в коритоподібному приймачі у вигляді безбарвного фосфору. Розгрітий кальцій-силікат випускається з печі у вигляді шлаку.

Червоний фосфор добувають у виробництві нагріванням безбарвного.

Червоний фосфор застосовують при виробленні **сірників**. Займисту масу („головки“) сірників виготовляють з суміші бертолетової солі, стибій-III-сульфіду (або сірки) і скляного порошку (для посилення тертя при запалюванні) з розчином клеючих речовин.



Мад. 170. Електрична піч для добування фосфору.

а — бункер, б — шків шнека (безконечний гвинт), що подає в піч матеріал, в й з — електроди, д — випускний отвір для шлаків, е — труба для відведення пари фосфору, ж — труба для відведення газів.

Поверхню сірникової коробки, об яку витирають головку сірника при запалюванні, покривають сумішшю червоного фосфору і стибійIII-сульфіду з клеєм. Від тертя сірникової головки об поверхню коробки розвивається тепло. Під впливом цього тепла невелика кількість червоного фосфору перетворюється в білий (звідси — свічення в темноті). Білий фосфор частково займається і викликає хімічну реакцію в головці сірника: бертолетова сіль розкладається, і у виділюваному кисні згорає стибійIII-сульфід або сірка. Потім загорається дерево.

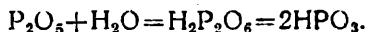
Білий фосфор вживають у *військовій справі* для запальних снарядів. При вибуху снаряда куски фосфору, потрапляючи на дахи будинків, складів і т. д., загораються і викликають пожежу.

Крім того, фосфор застосовують для створення „димових завіс“, що прикривають фронт війська від ворога. При згоранні фосфору, як ми вже знаємо, утворюється густий білий „дим“ фосфат-ангідриду  $P_2O_5$ . Цей дим має добру „прикривну“ здатність.

Щоб створити димову завісу, снаряди з фосфором або кидають руками, або фосфором заряджають артилерійські снаряди, або, нарешті, бомби з фосфором скидають з літаків. Крім фосфору, для димових завіс вживають і інші речовини.

**2. Фосфатні кислоти і їх солі.** Ми вже знаємо, що фосфат-ангідрид утворює дві кислоти — метафосфатну  $HPO_3$  і ортофосфатну —  $H_3PO_4$ .

*Метафосфатна кислота* утворюється при розчиненні фосфат-ангідриду у воді:



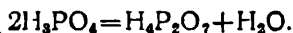
*Ортофосфатна кислота* утворюється при нагріванні водного розчину метафосфатної кислоти:



$H_3PO_4$  своїм складом відповідає сполуці  $P_2O_5$  з трьома молекулами води:

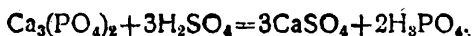


Крім того, відома ще *пірофосфатна кислота*  $H_4P_2O_7$ , вона добувається нагріванням ортофосфатної кислоти:



Найбільше практичне значення має ортофосфатна кислота.

В техніці ортофосфатну кислоту добувають з її природних солей — фосфоритів, апатитів, з кісткової золи, нагріваючи їх з сульфатною кислотою:



Малорозчинний кальцій-сульфат (гіпс) випадає в осад.

Чистішу кислоту добувають з фосфат-ангідриду, а останній — спалюванням фосфору, добуваного в електричній печі.

Солі ортофосфатної кислоти називають ортофосфатами, або, звичайно, просто *фосфатами*. Крім нормальних (середніх) солей,

ортофосфатна кислота дає два ряди *гідросолей* (кислих солей). Солі, що містять два атоми водню, називаються дигідросолями, а ті, що містять один атом водню, — гідросолями. Так,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  — калій-дигідрофосфат і  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  — калій-гідрофосфат. Інакше дигідросолі називають — *однозаміщені*, або *однометалічні*, і гідросолі — *двозаміщені*, або *двометалічні*. Аналогічно до цих назв нормальну сіль можна назвати трізаміщеною, або *триметалічною*<sup>1</sup>. Наприклад:

$\text{KH}_2\text{PO}_4$  — однокалієвий фосфат  
 $\text{K}_2\text{HPO}_4$  — двокалієвий фосфат  
 $\text{K}_3\text{PO}_4$  — трикалієвий фосфат.

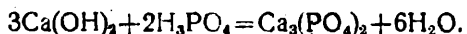
У цих солях (I) ( $\text{H}_2\text{PO}_4$ ), (II) ( $\text{HPO}_4$ ) і (III) ( $\text{PO}_4$ ) є кислотні залишки. Виходячи з цього, легко зрозуміти склад кислих солей двовалентних металів, наприклад, кальцію Ca:

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  — кальцій-дигідрофосфат  
 $\text{CaHPO}_4$  — кальцій-гідрофосфат  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — кальцій-фосфат.

Усі перелічені солі кальцію вживають як *штучні фосфорні добрива*. Через те що рослини одержують фосфорне живлення, всасаючи своїм корінням розчини різних солей ґрунту, для засвоєння добрива рослинами має велике значення *розчинність цих солей* у воді та в слабких кислотах, які є в деяких ґрунтах, а часті виділяються кореневими волосками самих рослин.

Кальцій-дигідрофосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  досить добре розчиняється у воді і тому найлегше засвоюється рослинами.

**Спроба.** Налийте в стакан трохи вапняної води і додавайте краплями розчин ортофосфатної кислоти, весь час збовтуючи скалочкою. Спочатку утворюється каламуть. Це утворюється нерозчинний кальцій-фосфат:



При дальшому ж додаванні кислоти каламуть зникає через утворення кальцій-дигідрофосфату, який розчиняється:



Кальцій-гідрофосфат  $\text{CaHPO}_4$  *мало розчинний* у воді, але добре розчиняється в слабких кислотах.

Кальцій-фосфат  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  *нерозчинний у воді* і дуже повільно розчиняється в слабких кислотах. Тому він найповільніше засвоюється рослинами.

<sup>1</sup> У технічній літературі однометалічні солі іноді називають також одноосновними, двометалічні — двоосновними і нормальні — триосновними.

Нарешті, однометалічна сіль може бути названа ще первинною кислотою сіллю і двометалічна — вторинною кислотою сіллю.

Зіставлення всіх цих різноманітних назв корисне для довідок, щоб у цих назвах можна було розібратися при читанні якогось статті чи книги.

У природних умовах сполуки фосфору в ґрунті зазнають постійних змін. З одного боку, під впливом кислот ґрунту, кислот, що їх виділяють різні бактерії, наявні в ґрунті запаси кальцій-фосфату поступово „мобілізуються“, перетворюються в засвоєвані рослинами сполуки. З другого боку, при діяльній участі бактерій органічні речовини, в яких є фосфор, потрапляючи знову в ґрунт, розкладаються з утворенням фосфатної кислоти і разом з ґрунтовими солями дають потрібні рослинам фосфати.

На оброблюваному ж ґрунті ці природні процеси порушуються, і рослини починають потребувати штучного додавання сполук фосфору.

На болотних і підзолистих ґрунтах, де є багато органічних кислот, фосфорним добривом може служити фосфорит, який для цієї мети розмелюють на найдрібніший порошок (фосфоритне борошно), щоб збільшити поверхню стикання з ґрунтом.

Для ґрунтів же, де вільних кислот немає, необхідне *хімічне оброблення* кальцій-фосфатів, щоб перетворити їх у краще засвоєвані гідросоли.

**3. Штучні фосфорні добрива.** Сировиною для штучних фосфорних добрив служать природні фосфорити й апатити.

Фосфорити не є чистими фосфатами; а містять у собі звичайно більшу або меншу кількість сторонніх домішок. Чим менше домішок, тим *багатіші* фосфорити на фосфор і чим більше — тим *бідніші* на фосфор<sup>1</sup>.

Звичайним способом добування з природних фосфатів штучних фосфорних добрив є обробка фосфатів *сульфатною кислотою*.

На молекулу кальцій-фосфату беруть дві молекули сульфатної кислоти. При реакції утворюється кальцій-дигідрофосфат і кальцій-сульфат:



Добута суміш має давню технічну назву *суперфосфат*, що значить „найкращий фосфат“.

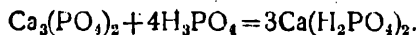
У суперфосфаті є добре розчинний кальцій-дигідрофосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , але хіба його в тому, що в ньому є зайвий баласт у вигляді гіпсу  $\text{CaSO}_4$ , який здебільшого для ґрунту не потрібний.

Зважаючи на це, іноді виготовляють так званий *подвійний суперфосфат*, який являє собою кальцій-дигідрофосфат без домішки гіпсу.

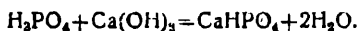
Для цього на молекулу кальцій-фосфату беруть 3 молекули кислоти. При реакції утворюється, як уже було сказано, вільна

<sup>1</sup> Дія порівняння різних добрив за кількістю фосфору в техніці часто рахують по-давньому — не на фосфор, а на *фосфатну кислоту*, при чому за „фосфатну кислоту“ вважають фосфат-ангідрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Фосфат  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  можна розглядати як складений з  $3\text{CaO}$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ , кальцій-дигідрофосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  — як складений з  $\text{CaO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  і  $2\text{H}_2\text{O}$ . Ясно, що на тону кожної солі будуть припадати різні кількості  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

ортофосфатна кислота (стор. 220). Розчин фільтрують, упарюють і одержаним розчином діють на нову порцію кальцій-фосфату. Відбувається реакція, яку ми спостерігали в нашій спробі



Якщо до злитого з осаду гіпсу розчину фосфатної кислоти додати замість кальцій-фосфату вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  з розрахунку — молекула вапна на молекулу кислоти, то утворюється нерозчинний у воді, але розчинний у слабких кислотах кальцій-гідрофосфат  $\text{CaHPO}_4$ :



Технічна назва цього добрива — *преципітат*, або осаджений фосфат. Преципітат також є хорошим фосфорним добривом.

Крім цих штучних фосфорних добрив, застосовують ще одно цінне фосфорне добриво, що є відходом заводів для переробки чаюну на сталь за способом Томаса (див. нижче). Це так званий *томасів шлак*. У ньому є фосфор у вигляді розчинної в слабких кислотах основно фосфатної солі<sup>1</sup>.

Крім цих найважливіших фосфорних добрив, вживають також добрива, добувані з кісток тварин, — кісткове борошно і кісткову золу. І в тому і в другому добриві є  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

При перевозі, зберіганні і вживанні добрив дуже важливо, щоб у них було якнайменше сторонніх, непотрібних речовин, які й здорожують перевіз добрив і утруднюють їх використання. Важливо, щоб добриво було якнайсухіше, щоб воно не псувало і не розідало тари (звичайно — мішки), щоб воно було розсипчасте і легко висівалося. Нарешті, в багатьох випадках для добрива потрібний не одини фосфор або калій чи азот, а два з них або всі три.

Тому останнім часом, крім виготовлення *більш концентрованих добрив*, тобто добрив, що мають якнайменше таких сторонніх речовин, як подвійний суперфосфат, преципітат, як амоній-нітрат і лейна-селітра (стор. 204), почали виготовляти добрива, в яких є *кілька потрібних рослинам елементів*, одночасно намагаючись створити добрива, найзручніші для використання.

До таких добрив належать амонійні солі фосфатних кислот, добувані при нейтралізації розчину фосфатної кислоти амоніаком: амоній-дигідрофосфат  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ , або *амофос*, і амоній-гідрофосфат  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , або *діамофос*. Ці речовини, крім великої концентрації, мають два потрібні для рослини елементи, не мають слідів кислоти, яка звичайно лишається як домішка в суперфосфатах, і не псують тари, сухі, розсипчасті і тому дуже вигідні та зручні для вжитку.

З інших концентрованих і комбінованих добрив слід згадати про добрива, що відомі під назвою *нітрофоска* і містять у собі азот, фосфор і калій — *усі три елементи*, яких може потребувати рослина. Це добриво виготовляють змішуванням амоній-гідрофосфату  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , калій-хлориду  $\text{KCl}$  і амоній-нітрату  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Суміш можна виготовляти з різним вмістом складових речовин, залежно від потреби ґрунту на той або інший елемент.

**5. Група азоту.** Вивчаючи сполуки фосфору, не важко помітити хімічну подібність фосфору до азоту. Для цього досить зіставити: два пахучі гази  $\text{NH}_3$  і  $\text{PH}_3$ , що сполучаються з кислотами (з утворенням солей амонію і фосфонію), два тверді ангідриди  $\text{N}_2\text{O}_5$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ , дві кислоти —  $\text{HNO}_3$  і  $\text{HPO}_3$ .

<sup>1</sup>  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ . Це ніби сполука солі з основним оксидом.

Азот і фосфор входять в одну і ту ж групу елементів, куди належать також *арсен* As (атомна вага 75), *стибій* Sb (атомна вага 122) і *бісмут* Bi (атомна вага 209).

Ми спинимося на арсені та стибії.

*Арсен*, як і фосфор, утворює кілька алотропних видозмін, з яких тривкою є так званий металічний арсен — тверда речовина сірого кольору з слабким металічним блиском, що зустрічається в природі. Частіше, проте, зустрічаються сполуки арсену з сіркою і металами.

Арсен і всі його сполуки — речовини *отруйні*.

З воднем арсен утворює дуже отруйну газоподібну сполуку  $AsH_3$ , *водень-арсенід*.

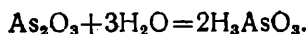
З киснем арсен дає *арсенат-ангідрид*  $As_2O_5$ , якому відповідає кислота, подібна до ортофосфатної кислоти — ортоарсенатна кислота  $H_3AsO_4$ . Метаарсенатна кислота  $HAsO_3$  не існує, відома тільки у вигляді солей.

$Na_2AsO_4$  в дуже слабкому розчині застосовують як ліки, що зміцнюють організм (впорскування „арсену“ під шкіру), у великих же дозах ця сіль, як і всі сполуки арсену, — отруйна.

Крім арсенат-ангідриду, відомий ще *арсеніт-ангідрид*  $As_2O_3$ , що утворюється при згоранні арсену на повітрі.

Арсеніт-ангідрид звичайно називають просто арсеном або *білим арсеном*. Це — біла речовина, солодкувата на смак, дуже отруйна. Її вживають для умертвіння зубного нерва при пломбуванні поповнених зубів.

Коли арсеніт-ангідрид розчинити у воді, утворюється арсенітна кислота  $H_3AsO_3$ :



Арсенітна кислота нетривка і відома тільки в розчині.

Сполуки арсену, через їх отруйність, застосовуються у *військовій справі* як ОР і в *сільському господарстві* для боротьби з шкідниками.

Арсен входить до складу *мозиту* (стор. 155) і ряду інших ОР (арсини).

Для боротьби з *комахами* вживають натрійної і кальційної солі арсенітної і ортоарсенатної кислот як для *отруєних принад*, наприклад, у боротьбі з сараною, так і для запилювання шкідників полів. Через велику отруйність цих сполук їх останнім часом вживають не в чистому вигляді, а у вигляді незначної домішки до порошку вапна.

Такими порошками можна запилювати уражені простори з літаків.

Арсенітні солі іноді вживають також для *знищення бур'янів*.

*Стибій* утворює кілька алотропних видозмін, з яких найтривкіша — металічний стибій. Це сріблясто-білий, блискучий, дуже крихкий метал.

Стибій входить до складу різних *стопів*: до складу бабітів — підшипникових стопів; до складу гарту — стопу, з якого виливають ті „свинцеві“ букви (літери), якими друкують у друкарнях книги; до складу стопу для виготовлення мисливського дробу тощо.

Із воднем стибій утворює отруйний *водень-стибіат*  $\text{SbH}_3$ , з киснем — *стибіат-ангідрид*  $\text{Sb}_2\text{O}_6$ . Відомі солі метастибіатної кислоти  $\text{HSbO}_3$ .

Порівнюючи сполуки азоту, фосфору, арсену і стибію, ми бачимо в них безперечну хімічну подібність, хоч і не так яскраво виявлену, як у групі галогенів. Усі вони в сполуках з воднем *тривалентні*, з киснем утворюють сполуки і як *тривалентні* і як *п'ятивалентні* елементи, у всіх кисневі сполуки є *ангідрідами* кислот.

Порівнюючи *групу кисню* з *групою галогенів*, ми відзначили ряд відмінностей елементів цієї й другої групи.

Коля порівняти тепер з цими групами *групу азоту*, то помітимо, що всі три групи *подібні* між собою *здатністю* елементів цих груп *утворювати кислоти*. Одночасно з цим *здатність* утворювати кислоти в групі азоту, порівняно з галогенами, виявляється *ще слабше*, ніж у групі кисню. Так, водневі сполуки елементів групи галогенів — сильні кислоти, групи сірки — слабкі кислоти ( $\text{H}_2\text{S}$ ), у групі ж азоту сполуки водню типу  $\text{NH}_3$  зовсім не мають кислотних властивостей<sup>1</sup>. Кисневі кислоти групи азоту, за винятком нітратної кислоти, помітно слабші, ніж кислоти групи кисню.

У групі азоту ми помічаємо ще одну особливість.

Елементи з *найбільшою атомною вагою* — арсен і особливо стибій — у вигляді простих речовин — мають *властивості металів*: непрозорі, мають металічний блиск, добре проводять електричний струм і тепло.

Проте за своїми сполуками вони є *неметали*: утворюють ангідриди і кислоти. Разом з тим, стибій може реагувати з концентрованими кислотами як метал, утворюючи сполуки, що мають характер солей, як  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ . Але ці сполуки легко розкладаються водою.

Говорячи вище про метали і неметали, ми відзначили, що *різкої межі між металами і неметалами немає*. Арсен і стибій дають цьому яскравий приклад.

Отже, в групі азоту *неметалічні властивості металів у міру збільшення атомної ваги елементів групи послабляються, а металічні — наростають*. Азот не має ніяких ознак металу, він дає сильно нітратну кислоту, фосфатні кислоти вже слабші, арсенатні ще слабші і, нарешті, в стибії ми маємо вже ознаки металічних властивостей. Останній елемент цієї групи — *бісмут* —

<sup>1</sup> Відома вибухова азидна кислота  $\text{HN}_3$ , солі якої, також вибухові речовини, називаються *азиди*. Азид свинцю  $\text{PbN}_3$  вживають у військовій справі для виготовлення капсуль, що вибухають від удару. Вибух капсулі передається зарядові пороху, піроксилину і т. д.

уже і як проста речовина, і як елемент — *метал*, що дає ряд солей з кислотами, але в той же час має і деякі властивості неметалів, характерні для групи.

У групі кисню елемент з вищою атомною вагою — *телур*  $\text{Te}$  — як проста речовина, також *подібний до металів* і, будучи всіма своїми хімічними властивостями неметалом, дає з хлором і бромом кристалічні сполуки, що мають характер солей.

Навіть і в найяскравіше виявленій групі неметалів — галогенів останній елемент — *йод*, як проста речовина, має *де в чому подібний до металів* блиск і може давати малотривкі сполуки, *подібні до солей*  $\text{J}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Роблячи огляд хімічних властивостей вивчених елементів по групах, ми бачимо, що ці властивості мають *близький зв'язок з атомними вагами елементів і послідовно змінюються із зміною атомної ваги*.

Поділ елементів за їх хімічними властивостями та за атомними вагами лежить в основі сучасної наукової класифікації елементів.

### Запитання для повторення.

1. В якому вигляді зустрічається в природі фосфор?
2. Які видозміни фосфору ви знаєте і в чому їх відміни?
3. Як добувають фосфор?
4. Які застосування має фосфор як проста речовина?
5. Пригадайте хімічні властивості фосфору.
6. Перелічіть фосфатні кислоти і подайте їх формули.
7. Які солі дає ортофосфатна кислота?
8. Яке значення мають солі фосфатних кислот? Яка їх розчинність?
9. Які штучні фосфорні добрива вживають у сільському господарстві?
10. Які елементи входять у групу азоту? Дайте їх коротку характеристику.
11. Які застосування мають сполуки арсену?
12. Порівняйте групу азоту з іншими відомими вам групами елементів.

## XVII. ВУГЛЕЦЬ.

1. **Вуглець у природі.** Вуглець утворює три алотропні видозміни — *вугілля, графіт і алмаз*.

У протилежність відомим уже нам алотропним видозмінам кисню, сірки, фосфору, видозміни вуглецю стійкі при звичайних умовах і самі по собі не перетворюються одна в одну. Що вони є видозміни одного таки елементу, можна переконатися, якщо їх спалювати в кисні. Усі вони дають при горінні *один і той же продукт* — вуглецьIV-оксид  $\text{CO}_2$ , і нічого більше. Крім того, рівні вагові кількості вугілля, графіту і алмазу дають одну й ту ж кількість вуглецьIV-оксиду.

Можливі також і перетворення однієї видозміни в другу. При сильному розжарюванні без доступу повітря алмаз чорніє і поступово перетворюється в графіт.



Вугілля, нагріте без доступу повітря до температури 2500°, яку одержують за допомогою електричного струму, так само перетворюється в графіт.

З видозмін вуглецю тільки *графіт* і *алмаз* трапляються в природі. Графіт є малопоширеною речовиною, алмаз — дуже рідкою. Сполуки ж вуглецю дуже поширені.

Вуглець є складовою частиною переважної більшості найрізноманітніших хімічних сполук, з яких побудовані тіла *рослин* і *тварин*.

Всі ці речовини належать до так званих *органічних речовин*.

Був час, коли органічні речовини протиставляли речовинам неживої природи — неорганічним або „мінеральним“ речовинам. Вважали, що органічні речовини можуть виробляти тільки рослини й тварини, і утворюються вони тільки під впливом особливої „життєвої сили“, яку мають живі організми. В першій половині XIX століття було доведено, що органічні речовини можна добути і *штучно* з речовин неживої природи.

Тепер на хімічних заводах штучно виготовляють цілий ряд речовин, які раніш добували тільки з рослин, як, наприклад: каучук, барвники (синій — індиго і червоний — алізарин), багато пахучих речовин і т. д.

Крім того, штучно виготовляють цілий ряд сполук вуглецю, які в природі не існують, але своїм складом подібні до природних вуглецевих речовин. Це — штучні барвники (наприклад, анілінові), штучні пахучі речовини, лікарські речовини (наприклад, аспірин), пластичні речовини (наприклад, целулоїд) і т. д.

Усі подібні речовини прийнято називати органічними, хоч вони в живій природі не існують. Відділ хімії, що вивчає сполуки вуглецю (крім його сполук з киснем і солей карбонатної кислоти) як природні, так і штучні, називається „органічною хімією“, хоч ця назва і застаріла. Органічних речовин, штучно добуваних у даний час, відомо незрівняно більше, ніж природних. Усіх же органічних речовин відомо до цього часу понад мільйон.

Не зважаючи на відсутність різкої межі між сполуками вуглецю й сполуками інших елементів, сполуки вуглецю все ж відрізняються деякими особливостями. Тому і утворилася особлива галузь хімії — органічна хімія.

Органічна хімія становить курс VIII класу. Тому з органічних речовин ми обмежимося нижче тільки розглядом найпростішої сполуки вуглецю з воднем — бфлотного газу.

Вуглець містить у своєму складі багато *мінералів*. У земній корі ми знаходимо у величезній кількості гірські породи, що являють собою за своїм складом кальцій-карбонат  $\text{CaCO}_3$ , а саме — величезні товщі *вапняків* і *крейди*, шари й гнізда *мармуру* та *вапнякового шпату* (останні два — кристалічні видозміни кальцій-карбонату). Зустрічаємо й інші природні солі карбонатної кислоти, як мінерали: *магнезит*  $\text{MgCO}_3$ , *доломіт*  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ , *залізний шпат*  $\text{FeCO}_3$  й ін.

У надрах землі є також великі поклади *кам'яного вугілля*, що являє собою не вільний вуглець, як можна було б думати на підставі його назви, а складні суміші вуглецевих сполук, багатих на вуглець. У деяких видах кам'яного вугілля (антрацитах) міститься до 95% вуглецю.

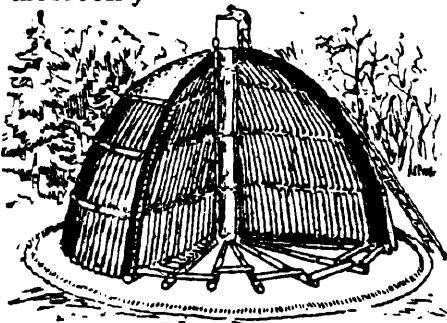
У *природній воді* звичайно є більші або менші кількості солей карбонатної кислоти.

Нарешті, незмінною складовою частиною *повітря* є, як відомо, вуглець IV-оксид  $\text{CO}_2$ .

Перш, ніж розглядати сполуки вуглецю, спинимось докладніше на його алотропних видозмінах.

**2. Вугілля.** Вугілля утворюється, як відомо, при неповному згоранні і при *сухій перегонці* органічних речовин.

Звичайний матеріал для добування вугілля — дерево. Дерево досі ще в багатьох місцевостях обвуглюють найпримітивнішим способом у



Мал. 171. Багаття для випалювання вугілля (частково в розрізі).

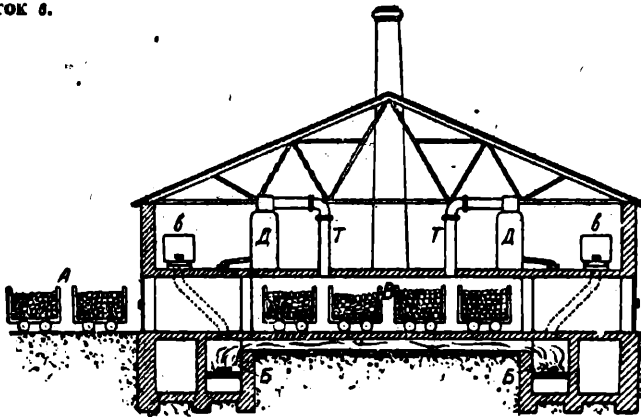
багаттях — купах, присипаних землею (мал. 171).

Добувається тільки вугілля, а всі цінні продукти сухої перегонки (стор. 75—76): деревний дьоготь, ацетатна кислота, деревний спирт та інші речовини — пропадають.

Тому ми починаємо переходити до раціональнішого використання наших деревних ресурсів.

На мал. 172 зображено схему безперервно діючого американського заводу для сухої перегонки дерева.

Перегонка йде в довгій залізній трубі В, що закривається на кінцях дверцями. Дрова вкочують у трубу на вагонетках А з одного кінця, а добуте вугілля вкочують з другого кінця. Труба нагрівається топками Б, в які паливо закидають з вагонеток С.



Мал. 172. Завод сухої перегонки дерева (спрощена схема).

Продукти сухої перегонки виходять по трубах *T*, згущаються в холодильниках *D* і по жолобах надходять у приймачі.

**Деревне вугілля** не є чистим вуглецем. У ньому міститься деяка домішка мінеральних речовин, що лишаються після згорання вугілля у вигляді *золи*. Одна з складових частин золи — поташ  $K_2CO_3$ .

Крім того, вугілля не є тільки аморфний вуглець, як думали раніше. У вугіллі, крім аморфного вуглецю, „чорного вуглецю“, завжди є більша або менша кількість домішки *графіту*. Гадають, що у вугіллі частки аморфної речовини включені в оболонку з графіту. Цю оболонку можна видалити нагріванням вугілля в атмосфері водяної пари або вуглець-IV-оксиду, тобто активуванням вугілля (стор. 156). При активуванні, крім видалення графітної оболонки, пори вугілля звільнюються від адсорбованих речовин, від смолистих продуктів сухої перегонки дерева, що лишилися у вугіллі, і утворюється вугілля, що складається майже тільки з чорного аморфного вуглецю.

Деревне вугілля вживають як паливо, що горить без диму і дає багато жару, — в жаровнях, у ковальських горнах, самоварах, прасах і т. п.

Багато деревного вугілля вживають у металургії для вито-плення спеціальних сортів чавуну, які не мають шкідливої домішки сірки, що звичайно переходить у чавун з кам'яновугільного коксу.

Дуже важливу властивість деревного вугілля — згущати на своїй поверхні, *адсорбувати* пару й газу — використовують для потреб оборони в протигазах.

Здатність до адсорбції залежить як від твердої речовини, так і від адсорбовуваного газу. Дана речовина одні газу адсорбує в більшій кількості, інші — в меншій.

Крім того, певна вагова кількість даної твердої речовини може утримати тим більше даного газу, чим більша поверхня цієї твердої речовини. Деревне вугілля, як уже було сказано (стор. 156), зберігає пористу будову дерева і тому має дуже велику поверхню. Цю пористість можна ще збільшити активуванням. Тому активоване вугілля вбирає великі кількості газів.

Для того щоб показати, як різно *адсорбуються* вугіллям різні газу, подаємо такі дані: 1 см<sup>3</sup> доброго активованого вугілля при 15° і атмосферному тиску вбирає

хлору . . . . .	494 см <sup>3</sup>	кисню . . . . .	35 см <sup>3</sup>
амоніаку . . . . .	178 .	азоту . . . . .	11 .
вуглець-IV-оксиду . 97 .		водню . . . . .	4,5 .

Активоване вугілля використовують тепер не тільки у військовій справі, а й на *виробництві* для затримання пари цінних розчинників, уживаних при виробленні штучного шовку, целулоїду і т. п.

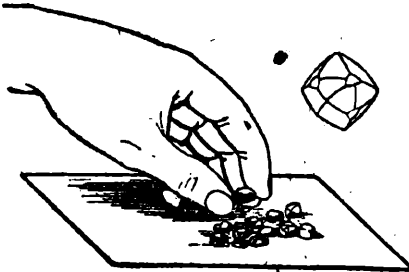
Якщо при висушуванні якоїсь речовини видалається вода, то водяну пару просто випускають у повітря, не вважаючи на її втрату; а при „висушуванні“ речовин, що містять *цінні розчинники*, як бензол, ефір, вуглець-сульфід, доводиться стежити, щоб їх вловити і знову повернути у виробництво. Для цього пару розчинника спрямовують у башти, наповнені активованим вугіллям, яке й адсорбує цю пару. Потім, для того щоб видобути з вугілля увібраний розчинник, вугілля нагрівають або пропускають крізь нього перегріту пару.

Вугілля віддає адсорбовану речовину, яка згущається в холодильнику і знову надходить у виробництво. Вугілля, яке віддало розчинник, після охолодження знову стає активним і, таким чином, може служити довгий час.

Активоване вугілля може адсорбувати не тільки газу, а й *розчинені речовини*. Цю здатність має і звичайне деревне вугілля, хоч і в значно меншій мірі, ніж активоване.

**Спроба.** У пробірку з розчином фарби індиго або лакмусу всипте потовченого на порошок деревного вугілля і прокип'ятить. Профільтруйте рідину. Вона втратила колір, бо вугілля адсорбувало розчинену фарбу.

У *техніці* використовують цю властивість активованого вугілля, наприклад, для знебарвлювання цукрового сиропу, який добувають на цукрових заводах у процесі виробництва цукру і який має жовтий колір. Сироп фільтрують крізь шар активованого вугілля. Раніше для цього вживали дорожче кісткове вугілля.



Мал. 173. Алмази.

наприклад, рибною отрутою, ковбасною і т. п. Активоване вугілля вбирає отруйну речовину і рятує людину від смерті.

Активованим вугіллям знебарвлюють і очищають масла, жири, вина.

Активованим вугіллям можна очищати питну воду. Нарешті, активоване вугілля у вигляді порошку останнім часом набуло великого значення як ліки. Його приймають всередину 2—10 г при катарах шлунків і кишок, при дизентерії, черевному тифі, холері.

Крім того, його вживають (10—25 г на одно приймання) при отруєнні,

Читаючи книгу, багато хто, напевне, не догадується, що її надруковано з допомогою вугілля — *сажі*, що утворюється при неповному згоранні жирів, масел, нафти і т. п. речовин, які горять димним подум'ям. Сажа — головна складова частина фарби, вживаної в друкарській справі, — друкарської фарби.

Сажу вживають як чорну фарбу і в малярській справі. Наші калози чорні, бо до каучуку домішано сажі.

Сажа, як і деревне вугілля, складається головню з чорного аморфного вуглецю.

*Кокс* щодо кам'яного вугілля є тим самим, чим деревне вугілля є щодо дерева. Це — вугілля, добуте з кам'яного вугілля. Кокс містить у собі значно більше золи, ніж деревне вугілля.

**3. Алмаз і графіт.** Алмаз і графіт зустрічаються в природі.

*Алмаз* — кристалічна речовина. Зустрічається в дуже невеликих кількостях і в дуже небагатьох місцях — здебільшого в Південній Африці, Південній Америці, в Індії. Алмази, які знаходять у природі, на перший погляд — досить непоказні камінці, звичайно невеликих розмірів (мал. 173, зверху окремих, добре утво-

рений великий кристал). Найбільші алмази, що зустрічаються дуже рідко, — завбільшки з куряче яйце. Характерний блиск алмазів виявляється тільки після шліфування та полірування. Світлі й прозорі алмази ціняться як оздоби. Гранчасті алмази певної форми називають брильантами. Бувають алмази забарвлені домішками і навіть зовсім чорні, непрозорі.

Алмаз — *найтвердіша з відомих речовин*; шліфувати та полірувати його можна тільки алмазним порошком. Через їх твердість алмази вживаються у *техніці* для різання скла, для різання, обточування і свердління найтвердіших каменів і інших твердих речовин. На мал. 174 зображено наконечник *алмазного свердла*, яким можна свердлити найтвердіші гірські породи при добуванні нафти, при будіванні шахт, тунелів і т. ін.

*Графіт* — непрозора, кристалічна речовина, більш поширена, ніж алмаз, і зустрічається порівняно у великих кількостях.

Графіт *м'який* і легко розшаровується на найтонші плоскі лусочки, які добре пристають до паперу, чому графіт і вживають для виготовлення олівців. Дрібний порошок графіту змішують з дрібним порошком глини і з цієї суміші пресують палички. Чим менше глини, тим м'якший олівець.

Хоч графіт і може горіти в чистому кисні при сильному розжарюванні, але в повітрі він дуже *вогнетривкий*. Тому графіт у суміші з глиною застосовують для виготовлення тиглів, в яких на заводах топлять метали.

Графіт добре проводить електричний струм і вживається для виготовлення електродів.

Нарешті, графіт, змішаний з маслом, є добрим мастильним матеріалом. Його плоскі лусочки легко ковзають одна по одній і зменшують тертя. Тертьові дерев'яні поверхні просто натирають порошком графіту.

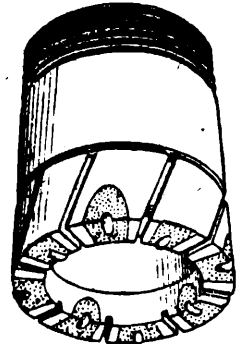
Вугілля перетворюється в графіт при дуже сильному розжарюванні в електричній печі. Цим способом виготовляють з коксу штучний графіт.

**4. Болотний газ.** Водневих сполук вуглецю відомо дуже багато — понад 1000. Ми ознайомимося тут тільки з одним представником вуглеводнів — болотним газом, з іншими ж вуглеводнями зустрінемося в курсі органічної хімії.

Найпростіший складом вуглеводень — *болотний газ*, або *метан*  $\text{CH}_4$  — утворюється при розкладі рослинних і тваринних решток без доступу повітря.

Болотний газ часто виділяється з дна боліт і стоячих вод. Він здіймається бульбашками, коли мулисте дно озера поворушити палкою або веслом. Газ цей можна запалити, піднісши до бульбашок запалений сірник. Газ спалахує малосвітним полум'ям.

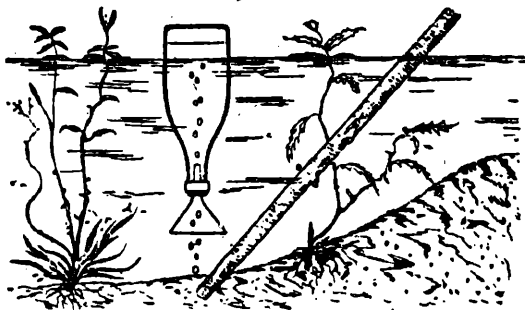
**Задача.** Якщо вам доведеться бути влітку в місцевості, де є стояча вода, зберіть болотний газ у пляшку. Для цього наповніть пляшку водою і під водою вставте в неї д'яку. Держіть пляшку з д'якою вниз шийкою і, ворухачи палицею дно озера або болота, збирайте газ у пляшку, як показано на мал. 175.



Мал. 174. Наконечник алмазного свердла.

Вийнявши потім пляшку з води, запалить газ і, вливаючи воду в пляшку, витісняйте його з пляшки (мал. 176).

У лабораторії болотний газ можна добути нагріванням суміші натрій - ацетату з натрій - гідроксидом (або з сумішшю натрій - гідроксиду з вапном):



Мал. 175. Збирання болотного газу.

мала приблизно  $\frac{1}{10}$  частину. Таким чином, після впускання в пляшку болотного газу утвориться суміш з 1 частини газу та 9 частин повітря (10% метану), яка вибухає найсильніше<sup>1</sup>.

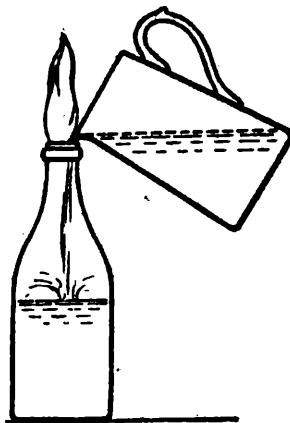
Пляшку закривають під водою пробкою і обгортають рушником на випадок, коли б її розірвало. Потім, відкривши пробку, відразу ж підносять отвір пляшки до вогню (мал. 178). Стається вибух.

Метан виділяється з шарів кам'яного вугілля в кам'яновугільних шахтах, де його називають *рудничним газом*. Проблена спроба показує, що суміш метану з повітрям дуже небезпечна. Коли в копальнях запалювати вогонь, легко може статися *вибух рудничного газу*, від якого гинуть сотні людей. Вони гинуть не тільки від полум'я вибуху, від того вогненного урагану розжарених газів, що проноситься в копальнях, від страшних ударів вибуху, від підземних пожеж вугілля і дерев'яних кріплень, а також і від обвалів та руйнування всіх влаштувань рудника, які бувають при цьому; і, найбільше, від вуглець-

*Метан*—безбарвний, без запаху, горючий газ.

Суміш метану з повітрям дуже вибухає.

Для спроби газ збирають у товстостінну пляшку (спід лимонаду) над водою (мал. 177). Пляшку перед спробою виміряють і наливають у неї стільки води, щоб вона зай-

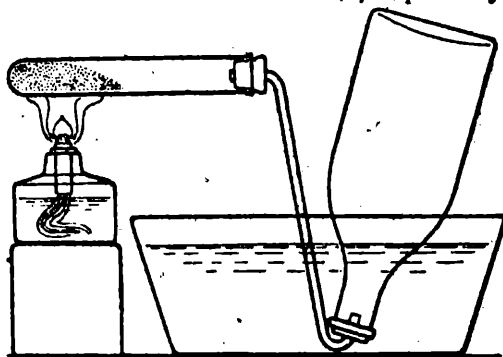


Мал. 176. Горіння болотного газу.

<sup>1</sup> Коли вміст метану менший за 5,5% і більший 13,5%, вибуху не буває.

оксиду, що утворюється при вибуху і, розходячись по руднику, отруєє всіх, хто б не був близько від місця вибуху.

Щоб запобігти вибухам, стараються якнайкраще провітрювати рудники з допомогою системи вентиляції, при вибухових роботах застосовують антигризутні (які не викликають вибуху рудничного газу) вибухові речовини (стор. 202), запобігають всякій можливості запалювання в рудниках вогню або утворенню іскри в електричних влаштуваннях. У лампі рудокопів є запобіжні пристрої, які найсуворіше заборонено знімати.

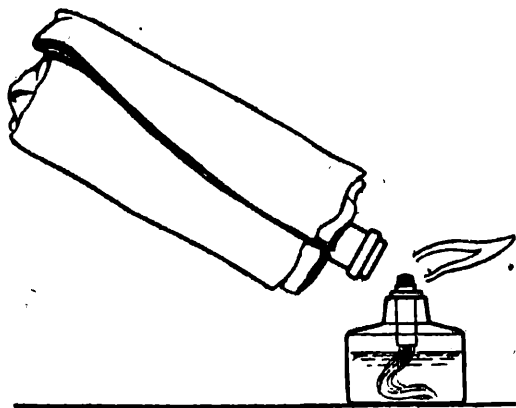


Мал. 177. Наповнювання болотним газом пляшки.

Само собою зрозуміло, що запалювання сірника, куріння в рудниках є найтяжчими злочинами.

Будова *запобіжної рудничної лампи* ґрунтується на такому явищі.

**Спроба.** Запаліть спиртову лампочку і опустіть на полум'я лампочки мідну сітку (мал. 179). Полум'я не проходить крізь сітку.



Мал. 178. Вибух болотного газу.

Загасіть лампочку і поставте сітку так, щоб вона торкалася гнота лампочки. Наблизьте до сітки над гнотом запалений сірник. Спирт загорається над сіткою (мал. 180), але вниз горіння не поширюється. Сітку можна трохи підняти. Полум'я деякий час тримається над сіткою.

Якщо впершій спробі (мал. 179) піднести горящий сірник до сітки над полум'ям, то горіння починається і над сіткою.

Пророблені спроби показують, що пара спирту вільно проходить крізь сітку, а полум'я не проходить. Пояснюється це тим, що

*мідь* — гарний провідник тепла. Тепло від полум'я швидко відводиться сіткою в усі боки і віддається навколишньому повітрю. Отже, температура горящої пари знижується нижче її температури займання, і горіння припиняється.

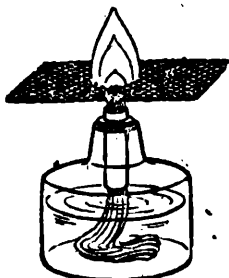
Сітка може спинити не тільки поширення полум'я, а й поширення вибуху суміші горючого газу з повітрям.

На цьому ґрунтується будова запобіжної *рудничної лампи*, яку придумав англійський учений Деві (Davy, 1778 — 1829). Лампа Деві (мал. 181) олійна, горить без скла. Полум'я лампи обведене мідною сіткою. Вибухова суміш, проходячи крізь сітку в лампу, може

спричинити всередині лампи спалах, який нзовні не поширюється. На мал. 182 зображено більш удосконалену лампу, в якій є скло і яка тому дає більше світла.



Мал. 179.



Мал. 180.

Спроби з мідною сіткою.

Коли в повітрі з'являється домішка рудничного газу, полум'я лампи починає горіти нерівно, коливається, коптить. Якщо гніт прикрутити, то над світним

малим полум'ям лампи з'являється голубе полум'я — „ореол“. З величини ореолу можна судити про вміст метану в повітрі (мал. 183). При 5,5—6% метану всередині лампи суміш вибухає, і лампа гасне.

Помітивши, що кількість рудничного газу велика, робітник припиняє роботу і поспішає попередити про необхідність посилити вентиляцію.

Лампа видається робітникові перед спуском у шахту засвіченою і замкненою на замок, щоб її не можна було в шахті відкрити.

Є ще кілька систем більш удосконалених ламп, на яких ми спинятися не будемо.

Слід ще згадати, що *метан* становить головну складову частину *природних горючих газів*, які виділяються з землі в нафтових місцевостях та в інших місцях.

**5. ВуглецьII-оксид.** Із сполук вуглецю з киснем ми спинимось на трохи вже нам відомих вуглецьII-оксиді CO і вуглецьIV-оксиді CO<sub>2</sub>.

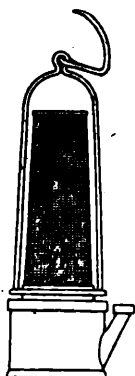
ВуглецьII-оксид — безбарвний газ, без запаху, дуже мало розчинний у воді. З водою не сполучається і не є ангідридом кислоти. ВуглецьIII-оксид — *несолеутворюючий оксид*.

ВуглецьII-оксид дуже *небезпечна отрута*<sup>1</sup>, що діє безпосе-

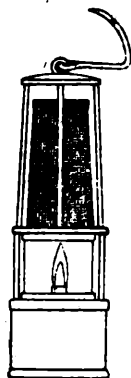
<sup>1</sup> Повітря, що містить у собі 0,06% об'ємом вуглецьII-оксиду, вже отруйне. Вміст у повітрі близько 0,09% вуглецьII-оксиду викликає головний біль і нудоту. При 0,15% повітря вже небезпечно для життя. При 1% можна отруїтися на смерть за короткий час.



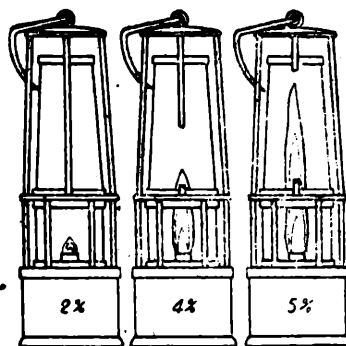
редньо на нервову систему людини. Крім того, вуглецьII-оксид сполучається з гемоглобіном, який входить до складу червоних кулянок крові. Роль гемоглобіну в життєдіяльності організму полягає в тому, що він переносить кисень від легень до інших органів і тканин організму. Гемоглобін утворює в легенях нетривку сполуку з киснем, яку кров розносить по всіх частинах тіла. Сполука поступово розкладається, гемоглобін знову повертається в легені, де знову сполучається з киснем, і т. д.



Мал. 181.  
Лампа Деві.



Мал. 182.  
Удосконалена руднична лампа.



Мал. 183. Ореолі над полум'ям рудничної лампи при різних кількостях рудничного газу в повітрі.

Гемоглобін, сполучившись із вуглецьII-оксидом, уже втрачає здатність сполучатися з киснем. Утворена сполука розкладається дуже повільно і отруєна вуглецьII-оксидом людина вмирає ніби від задушення, коли вчасно не вжити заходів. Отруєного насамперед треба винести на чисте повітря (не на холод). Іноді доводиться вдаватися до штучного дихання, вдихування кисню, поки вуглецьII-оксид поступово не виділиться з організму.

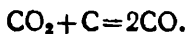
Працювати з вуглецьII-оксидом в лабораторії можна тільки в тому разі, коли є добра витяжна шафа.

ВуглецьII-оксид горить голубим полум'ям, виділяючи значну кількість тепла:



Тому гази, що містять у собі вуглецьII-оксид, наприклад, генераторний газ, вживають як паливо.

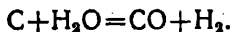
Нагадаємо, що в газогенераторі (мал. 76, стор. 82) кризь великий шар розжареного коксу продувається знизу вгору повітря. Коли кокс горить, внизу утворюється вуглецьIV-оксид, який у верхніх шарах вступає в реакцію з дуже розжареним коксом і утворює вуглецьII-оксид:



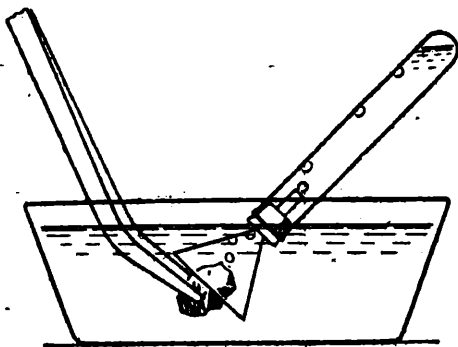
Суміш вуглецьII-оксиду з азотом повітря і невеликою кількістю вуглекислого газу має назву *генераторного газу*. Генераторний газ іде по трубах у печі, де спалюється.

Генераторний газ уживають там, де потрібне сильне і рівномірне нагрівання: при варінні скла, при переробці чавуну на сталь і т. п.

Коли в генератор з дуже розжареним коксом замість повітря вдують пару води, утворюється суміш вуглецьII-оксиду з воднем — *водняний газ*:



Реакцію між розжареним вугіллям і водою можна спостерігати на такій спробі. У пробірку, наповнену водою і перевернену



Мал. 184. Добування водняного газу.

в чашку з водою, вставляють під водою лійку. Потім під лійку підводять розжарене в жаровні або взяте з печі, що топиться, вугілля (мал. 184). Від вугілля в пробірку здійснюється кілька бульбашок газу. Якщо повторити спробу кілька разів, то можна зібрати кілька кубічних сантиметрів газу.

Це — водняний газ. При підпалюванні його утворюється голубувате полум'я.

Водняний газ складається з *двох горючих газів*, тоді

як генераторний газ містить у собі значну домішку негорючого азоту. Тому водняний газ, згораючи, дає далеко більше тепла, ніж генераторний або, як іноді його називають, „повітряний“ газ<sup>1</sup>.

Водняний газ з генератора не можна добувати безперервно. Реакція між вугіллям і паром води — *ендо термічна* тобто відбувається з вбиранням тепла:



Тому після невеликого періоду вдуювання водняної пари треба продувати через генератор повітря, поки кокс знову не розжариться; потім знову вдуюють пару і т. д. Звичайно роблять паралельно кілька генераторів, які дають разом безперервну течію газу.

Можна добувати також *мішаний*, або *напівводняний газ*, вдуюючи в генератор одночасно і повітря і водяну пару в такій кількості, щоб не дуже знижувати температуру вугілля.

ВуглецьII-оксид є в світільному газі, в колошникових газах доменних печей.

<sup>1</sup> 1 м<sup>3</sup> генераторного газу при згоранні дає 1000 — 1100 Кал., 1 м<sup>3</sup> водняного газу — близько 3000 Кал. тепла.

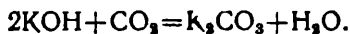
ВуглецьII-оксид тепер широко застосовують не тільки як паливо, але і як *напівпродукт* для деяких виробництв, наприклад, фосгену (див. нижче), метилового спирту і інших спиртів. Пригадаємо також застосування повітряного і водяного газів при синтезі амоніаку.

Часто бувають випадки отруєння вуглецьII-оксидом при витіканні газів з труб і газгольдерів, при ремонті газгольдерів і інших приладів без достатнього попереднього провітрювання і т. д.

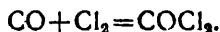
Крім того, вуглецьII-оксид утворюється в *двигунах внутрішнього згорання*, через що іноді бувають отруєння вуглецьII-оксидом у гаражах, що погано провітрюються. Коли *вибухають рудничні гази* в кам'яновугільних шахтах, також утворюється вуглецьII-оксид, який спричиняє масові отруєння рудокопів. ВуглецьII-оксидом часто отруюються пожежники, бо на *пожежах* у диму завжди є значні кількості вуглецьII-оксиду. Нарешті, вуглецьII-оксид утворюється при вибухах бездимного пороху та інших *вибухових речовин*.

Усе це треба мати на увазі для того, щоб, з одного боку, не припускати виділення CO (уважний догляд за всіма установками, де є вуглецьII-оксид, добра вентиляція, своєчасний ремонт) і, з другого боку, — для того, щоб запобігти можливості отруєння в тих випадках, коли неминуче доводиться дихати повітрям, в якому є вуглецьII-оксид, як при раптовому виділенні вуглецьII-оксиду в приміщенні, в рудниках після вибухів, на пожежах і т. п.

Через те що вуглецьII-оксид є оксид несолеутворюючий, мало діяльний хімічно і погано адсорбований вугіллям, довгий час не вдавалося знайти відповідного матеріалу для протигазу, який захищав би від отруєння вуглецьII-оксидом. Нарешті, удалося використати здатність вуглецьII-оксиду сполучатися з киснем, прискорюючи цю реакцію, що дуже повільно відбувається при звичайній температурі, з допомогою каталізаторів. Каталізатором служить придумана в Америці складна суміш оксидів, відома під назвою *гопкаліт*<sup>1</sup>. Проходячи через протигаз, вуглецьII-оксид *оксидується* киснем повітря у вуглецьIV-оксид, який легко увібрати лугом:



ВуглецьII-оксид може сполучатися з хлором, утворюючи фосген  $\text{COCl}_2$ :



Ця реакція добре відбувається на сонячному світлі, звідки і походить назва „фосген“, що значить „світлонароджений“.

У техніці для добування фосгену як каталізатора вживають активоване вугілля.

<sup>1</sup> Аналіз гопкаліту дає 20% манганIV-оксиду, 30% мідьII-оксиду, 15% кобальтIII-оксиду, 5% срібло-оксиду і 30% індиферентних домішок.

Фосген — безбарвний газ із своєрідним неприємним запахом, що нагадує запах гнилого сіна, в 3,3 раза важчий повітря. Фосген нижче +8° перетворюється в рідину.

Фосген має *сильні задушливі властивості*. Він, як і хлор, уражає дихальні шляхи і слизові оболонки очей, носа і горла, але, крім того, ще й отруйний. Діяння фосгену спочатку подібне до діяння хлору. Коли фосген вдихати, починається сильний кашель, сльозотеча, слинотеча і т. д. Як тільки отруєний фосгеном попадає на чисте повітря, всі симптоми отруєння минають, і в хворого виникає помилкова думка про те, що всяка небезпека минула. Однак, після 12'—24 годин починаються знову болісні явища, і в наслідок може статися смерть.

Якщо довго вдихати навіть і небагато фосгену, він ніби скупчується в організмі, поки не з'являться ознаки серйозного отруєння.

Ці „зрадливі“ властивості фосгену роблять його надзвичайно небезпечною отруйною речовиною. Його вживали як ОР під час імперіалістичної війни.

У мирному житті фосген відіграє важливу роль у промисловості барвників, бо він є одним з матеріалів для фабрикації широкого класу анілінових барвників.

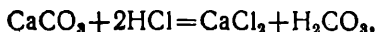
Фосген застосовують також для боротьби з деякими видами сільськогосподарських шкідників.

**6. ВуглецьIV-оксид.** ВуглецьIV-оксид, як ми вже знаємо, утворюється при горінні вугілля або органічних сполук у кисні і в повітрі. При цьому вуглецьIV-оксид одержується змішаним з надміром кисню або з газами повітря.

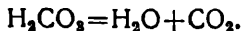
Щоб добути більш або менш чистий вуглецьIV-оксид, у лабораторіях найчастіше використовують реакцію між кальцій-карбонатом  $\text{CaCO}_3$  і хлоридною кислотою.

Як кальцій-карбонат вживають звичайно *мармур*.

Реакцію утворення  $\text{CO}_2$  ми можемо зобразити у вигляді двох реакцій, що відбуваються послідовно. Спочатку відбувається реакція обміну і утворюється карбонатна кислота  $\text{H}_2\text{CC}_3$ :



але *карбонатна кислота*, подібно до сульфитної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,— речовина дуже *нетривка* і в умовах спроби розкладається на  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{CO}_2$ :



Обидві рівності разом дають:



Реакція відбувається дуже легко при звичайній температурі. Тому для добування  $\text{CO}_2$  застосовують ті ж самі прилади, що й при добуванні водню.

ВуглецьIV-оксид *важчий повітря*. Через це його можна збирати способом витіснення повітря.

**Спроба 1.** Складіть прилад, як на мал. 185. У прилад покладіть грудочки мармуру і полийте розведеною хлоридною кислотою.

З допомогою запаленої скалочки випробуйте, чи наповнилася баночка вуглецьIV-оксидом.

Коли баночка наповниться, сильно втягніть у себе вуглецьIV-оксид носом. Ви переконаєтесь, що вуглецьIV-оксид має деякий запах. Він, як кажуть, „б'є в ніс“. Це — таке ж відчуття, як від лимонаду.

Всмокчіть трохи вуглецьIV-оксиду в рот з допомогою опущеної в баночку з газом скляної трубки. ВуглецьIV-оксид, або правильніше карбонатна кислота, яка утворюється при розчиненні його в слині, має кислуватий смак.

Наповніть баночку вуглецьIV-оксидом і, обережно нахиливши її над другою баночкою, перелийте в неї вуглецьIV-оксид (мал. 186). Закривши другу баночку долонею, переконаєтесь з допомогою горячої скалочки, що в першій баночці вуглецьIV-оксиду не лишилося. Потім випробуйте газ у другій баночці — скалочка гасне, а долита вапнякова вода каламутніє.

ВуглецьIV-оксид приблизно в півтора раза важчий повітря<sup>1</sup>.

ВуглецьIV-оксид досить добре розчиняється у воді.

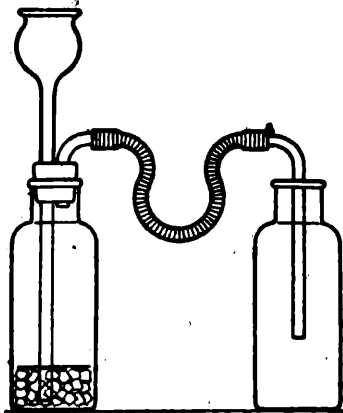
**Спроба 2.** Наповніть баночку вуглецьIV-оксидом. Влийте в неї до  $\frac{1}{3}$  води і, щільно заклавши долонею (мал. 187), сильно збовтайте.

ВуглецьIV-оксид розчиняється у воді, тиск у баночці знижується, і тиском атмосфери баночка притискається до долоні — „присисається“.

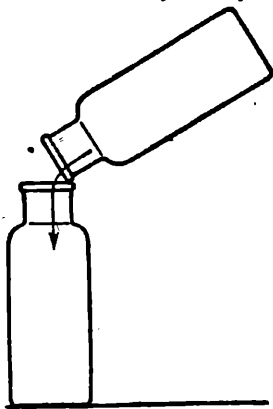
В одному об'ємі води при кімнатній температурі розчиняється близько одного об'єму вуглецьIV-оксиду.

У баночку з одержаним розчином вуглецьIV-оксиду у воді влийте трохи фіолетового розчину лакмусу і збовтайте. Лакмус червоніє.

<sup>1</sup> 1 л повітря в нормальних умовах важить близько 1,3 г; 1 л вуглецьIV-оксиду — близько 2 г.



Мал. 185. Наповнювання банки вуглецьIV-оксидом.



Мал. 186. Переливання вуглецьIV-оксиду.

Напишіть рівність реакції сполучення вуглецьIV-оксиду з водою.

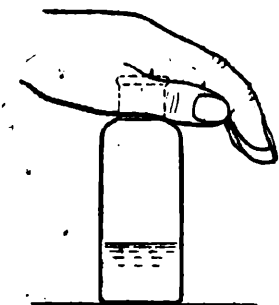
Тиском близько 60 атмосфер, вуглецьIV-оксид при звичайній температурі можна перетворити в *рідину*. Скраплений вуглецьIV-оксид зберігається в сталених балонах.

Своїми хімічними властивостями вуглецьIV-оксид є *ангідридом* карбонатної кислоти. Він являє собою тривку речовину. Тому звичайні горючі речовини гаснуть у вуглецьIV-оксиді.

ВуглецьIV-оксид не є отрутою, але його не можна назвати речовиною зовсім нешкідливою. Якщо вдихати значну кількість вуглецьIV-оксиду, буває запаморочення, стиснення в грудях, шуму вухах, сонливість.

Коли вуглецьIV-оксиду в повітрі багато — понад 20%, людина починає задихатися через недостатку кисню.

Часто спостерігаються випадки смерті від вуглецьIV-оксиду, коли люди необережно спускаються в люки, підвали, ями, устійні колодязі, де через гниття й інші причини скупчується вуглецьIV-оксид. Перед тим, як спускатися в такі місця, спочатку треба опустити туди на вірвовці ліхтар з горящою свічкою і, коли свічка гасне, ні в якому разі не спускатися без попереднього провітрювання.



Мал. 187. Розчинність вуглецьIV-оксиду у воді.

ВуглецьIV-оксид можна добути діянням кислот на різні солі карбонатної кислоти.

**Спроба 3.** Насипте в пробірки по кілька крупинок соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , поташу  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , магній-карбонату  $\text{MgCO}_3$ . В одну пробірку покладіть грудочку мармуру (вапняку або крейди)  $\text{CaCO}_3$ .

Долийте в усі пробірки сульфатної кислоти (1:5). Стежте за перебігом зацінювання.

Зверніть увагу, що між мармуром і сульфатною кислотою реакція відбувається тільки в перший момент, а потім швидко припиняється.

Напишіть рівності перебігу реакцій.

Реакція між мармуром і сульфатною кислотою швидко закінчується через утворення на поверхні мармуру малорозчинного кальцій-сульфату (гіпсу), який заважає дальшому діянню кислоти.

ВуглецьIV-оксид утворюється також при *розжарюванні деяких солей карбонатної кислоти*. Здатність солей карбонатної кислоти розкладатися при нагріванні використовують на практиці як для добування вуглецьIV-оксиду, так і для добування відповідних металів, наприклад, при випалюванні вапна  $\text{CaO}$  з вапняку або мармуру:



У природі вуглецьIV-оксид утворюється при горінні, гнитті, диханні, ферментації. ВуглецьIV-оксид виділяє вода багатьох дожерел, наприклад, нарзан.— у Кисловодську, на Кавказі; він виділяється з розколин у земній корі у вулканічних місцевостях— при виверженнях вулканів.

Загальна кількість вуглецьIV-оксиду, що виділяється при всіх згаданих процесах, величезна. Проте вміст вуглецьIV-оксиду в повітрі лишається більш-менш сталим, а саме 0,03 — 0,04% об'ємом. Це пояснюють тим, що в природі одночасно відбуваються процеси, при яких вуглецьIV-оксид видаляється з атмосфери.

З курсу ботаніки відомо, що вуглецьIV-оксид служить для живлення рослин.

ВуглецьIV-оксид бере також участь у „вивітрюванні“ гірських порід, переводячи сполуки силіцію в солі карбонатної кислоти, вимивані водою.

Нарешті, частина вуглецьIV-оксиду вибирається морською водою і мікроскопічними водоростями океану.

Процеси, при яких виділяється і збирається вуглецьIV-оксид, урівноважують один одного, через що кількість вуглецьIV-оксиду в атмосфері і залишається більш-менш сталою.

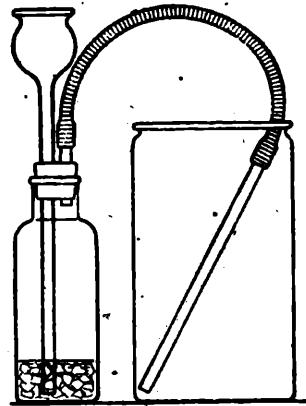
**7. Застосування вуглецьIV-оксиду.** ВуглецьIV-оксид має численні застосування.

Як газ, що не підтримує горіння звичайних горючих речовин, вуглецьIV-оксид вживають для гасіння пожеж, особливо коли загораються такі речовини, які водою гасити не можна: нафта, гас, бензин. Ці речовини легші води і, коли їх заливати водою, спливають на воді і продовжують горіти.

**Спроба:** Спробуйте загасити вуглецьIV-оксидом горящий бензин.

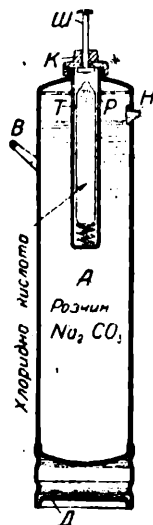
Наповніть вуглецьIV-оксидом велику банку для варення, дерев'яну або картонну коробку і т. д. (мал. 188). Налийте в стакан або, краще, в жерстяну коробку спід консервів і т. п. трохи бензину і запаліть. Спробуйте погасити бензин, вливаючи в банку води. Бензин не гасне. Піднесіть до горящого бензину банку з вуглецьIV-оксидом і швидко поверніть її над горящим бензином (мал. 189). Бензин відразу ж погасне.

Якщо ви запалюєте бензин не в жерстянці, а в стакані, поставте його не прямо на стіл, а на сковороду з піском, на той випадок, коли б стакан тріснув. Склянку з бензином під час спроби треба віднести далі. На випадок невдачі полум'я бензину можна засипати піском, який треба мати паготові.

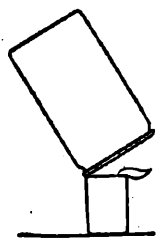


Мал. 188. Наповнювання банки вуглецьIV-оксидом.

На практиці, при гасінні пожеж, вуглецьIV-оксид звичайно утворюється в той момент, коли він потрібний. Для цього служать так звані *вогнегасники*. Один з таких вогнегасників зображений на мал. 190 в розрізі. Це великий залізний циліндр *A*, наповнений розчином натрій - карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (сода). У верхній частині посудини є ґратчаста коробка *P*, в яку вміщена запаяна скляна трубка *T* з розчином хлоридної кислоти. Посудина загвинчена кришкою *K*, кудь вставлено штифт з головкою *Ш*. Нарешті, у верхній частині циліндра є носик *H*.



Мал. 190. Вогнегасник.

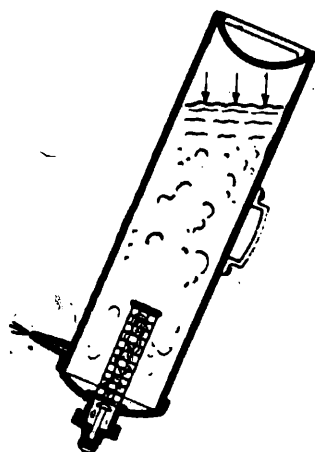


Мал. 189. Гасіння вуглецьIV-оксидом полум'я бензину.

Коли перевернути вогнегасник, тримаючи за придоблену до дна ручку *Д*, і сильно вдарити головкою штифта *Ш* об підлогу, то штифт заходить всередину, трубка з кислотою розбивається, і починається знайома вже нам реакція між содою і хлоридною кислотою. Уся рідина всередині вогнегасника починає шипіти. ВуглецьIV-оксид, здіймаючись угору, сильно тисне на поверхню рідини (мал. 191), і шипляча, пінста рідина, що безперервно виділяє вуглецьIV-оксид, сильним струменем викидається

з вогнегасника.

Виділювана рідиною піна покриває горячий предмет, вуглецьIV-оксид відтісняє повітря, і горіння припиняється.



Мал. 191. Вогнегасник у дії.

Вогнегасник тримають однією рукою за ручку в дні, другою — за бічну ручку і спрямовують струмінь на полум'я знизу. Вогнегасник особливо корисний з самого початку пожежі. Дуже багато пожеж уникають там, де є вогнегасники. Вогнегасник, який уже використували, можна зарядити знову, і він знов буде придатний до роботи.

Багато вуглецьIV-оксиду вживають для виготовлення *шипучих напоїв* — селтерської води, лимонаду, ситра і т. п. У пляшку з відповідним розчином вуглецьIV-оксид накачують під тиском і пляшку зараз же затикають пробкою. Коли виймати пробку, вуглецьIV-оксид виходить з пляшки, тиск починає дорівнювати атмосферному, вуглецьIV-оксид, що є в роз-



чині, починає виділятися, і напій шипить та піниться, бо розчинність газу з зниженням тиску зменшується.

Температура кипіння скрапленого вуглецьIV-оксиду — 78°. Тому, випускаючи струмінь скрапленого вуглецьIV-оксиду з переверненого догори дном балона, можна досягти дуже *низької температури*, що також використовують на практиці. Кип'яча рідина холоде все сильніше і сильніше і, нарешті, перетворюється в тверду снігоподібну масу. Ця маса поступово випаровується, залишаючись увесь час твердою, не переходячи в рідкий стан. Якщо цю снігоподібну масу спресувати і вмістити в дерев'яний ящик, то вона випаровується дуже повільно, весь час зберігаючи температуру — 78°. Не так давно американці почали вживати таку „тверду карбонатну кислоту“ замість льоду для охолодження продуктів, які швидко псуються, коли їх перевозять залізницею. Ця кислота називається „сухим льодом“. Сухий лід не потребує ніяких пристроїв. Його кладуть безпосередньо між ящиками з товаром, не боячись „підмочити“.

Твердий карбонат-ангідрид застосовують також для гасіння пожеж у тих випадках, коли розчин соди звичайного вогнегасника міг би поспувати цінні предмети, а також для гасіння проводів і електричних моторів, що загорілися, тому що розчин дав би при гасінні коротке замикання.

Є особливі вогнегасники, що складаються з балона з рідким карбонат-ангідридом і пристрою для викидання утворюваного при швидкому випаровуванні скрапленого газу сухого „снігу“.

Сильне зниження температури при випаровуванні скрапленого газу використовують також у холодильних машинах.

Велику кількість вуглецьIV-оксиду вживають при *виробництві соди* (про що буде сказано нижче) і в багатьох інших хімічних виробництвах. Відомий також ще цілий ряд інших застосувань вуглецьIV-оксиду.

У техніці вуглецьIV-оксид виготовляють не тільки діями кислот на вапняки, а й *випалюванням вапняків* при високій температурі. Ми вже знаємо, що вапняки випалюють для добування вапна:

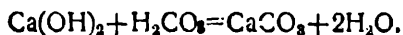


Коли випалювати у відповідно збудованих печах, можна використати і вуглецьIV-оксид, що виділяється при цьому.

**8. Карбонатна кислота і її солі.** ВуглецьIV-оксид, як уже відомо, є *ангідрид*. Розчиняючись у воді, він дає карбонатну кислоту. Карбонатна кислота — речовина дуже *нетривка* і в чистому вигляді, не в розчині, її добути не вдається.

Розчин  $\text{CO}_2$  має слабо кислу реакцію на лакмус і трохи кислуватий на смак. З деякими металами, наприклад, з магнієм, насичений водний розчин карбонат-ангідриду, хоч і слабо, але виділяє водень.

Тому розчин  $\text{CO}_2$  у воді ми можемо вважати за розчин *карбонатної кислоти*, що, як видно із складу її численних солей, має склад  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Розчин  $\text{H}_2\text{CO}_3$  у воді вступає в реакцію з основами, утворюючи солі. Так, якщо до розчину вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  підлити розчину  $\text{H}_2\text{CO}_3$  або пропускати газоподібний  $\text{CO}_2$ , утворюється, як відомо, осад нерозчинної у воді солі  $\text{CaCO}_3$ :



Крім кальцій-карбонату  $\text{CaCO}_3$ , нам уже зустрічався цілий ряд солей карбонатної кислоти: сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , барій-карбонат  $\text{BaCO}_3$  та ін.

Як кислота *двоосновна*, карбонатна кислота може утворювати *гідросоли* (кислі солі). Натрій-гідроксид  $\text{NaHCO}_3$  відомий у вжитку під назвою *бікарбонатної соди*<sup>1</sup>, або „питної соди“. Її вживають у середину, як ліки.

*Нормальні* солі карбонатної кислоти називаються в техніці *карбонатами*, *гідросоли* (кислі солі) — *бікарбонатами*.

Карбонатна кислота належить до *дуже слабких кислот*. З прикладами слабких кислот ми вже зустрічалися (водень-сульфід, сульфитна кислота). Слабкими кислотами взагалі називаються такі кислоти, у яких властивості кислот виявлені не різко. Розчини слабких кислот при діянні на такі метали, як магній, цинк і в. п., виділяють водень порівняно повільно; на лакмус діють слабо, електричний струм проводять значно гірше, ніж розчини сильних кислот.

*Сильні кислоти* — хлоридна  $\text{HCl}$ , нітратна  $\text{HNO}_3$ , сульфатна  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , бромідна  $\text{HBr}$ . *Слабкі кислоти* — сульфитна  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , метафосфатна  $\text{HPO}_3$ , ортофосфатна  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , флуоридна  $\text{H}_2\text{F}_2$ . *Дуже слабкі кислоти* — карбонатна  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , ацетатна  $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$ , сульфідна  $\text{H}_2\text{S}$ .

Серед основ, як і серед кислот, розрізняють сильні і слабкі основи. *Сильні основи* — їдкі луги:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Розчини їх сильно діють на лакмус, порівняно добре проводять електричний струм і енергійно реагують з кислотами.

*Слабкі основи* — нерозчинні у воді гідроксиди металів, які не мають властивостей їдких лугів.

Пригадаємо сказане вище (стор. 110) про реакцію на лакмус та інші індикатори різних солей.

Солі, утворені *сильними кислотами і сильними основами*, як  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ , — мають *нейтральну реакцію*.

Солі, утворені *сильними кислотами і слабкими основами*, як  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , — мають *кислу реакцію*.

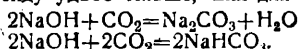
Солі, утворені *сильними основами і слабкими кислотами*, як  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{K}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2)$ , — мають *лужну реакцію*.

До цього треба додати, що дуже слабкі кислоти з дуже слабкими основами часто зовсім *не утворюють солей*.

Усі ці випадки, коли солі не мають нейтральної реакції або зовсім не утворюються, можна пояснити *реакцією між сіллю і водою*, що називається *реакцією гідролізу*.

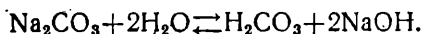
Реакція гідролізу обернена реакції нейтралізації. При гідролізі сіль і вода дають основу й кислоту.

<sup>1</sup> Якщо насичувати вуглецьIV-оксидом розчин натрій-гідроксиду, то на одну і ту ж кількість натрій-гідроксиду для утворення гідросоли доведеться витратити вуглецьIV-оксиду удвоє більше, ніж для утворення середньої солі:



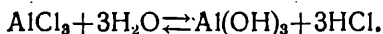
Звідси й походить назва „бікарбонатна“ сода.

Візьмемо для прикладу сіль сильної основи і слабкої кислоти — *натрій-карбонат*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Коли він розчиняється у воді, відбувається реакція між сіллю і водою, яка не доходить до кінця:



У розчині утворюються невеликі кількості слабкої карбонатної кислоти і сильної основи — натрій-гідроксиду. Тому індикатори, на які карбонатна кислота діє слабо, а натрій-гідроксид — сильно, показують *лужну* реакцію.

При розчиненні *алюміній-хлориду* відбувається така реакція:

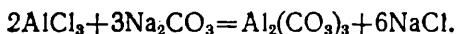


У розчині утворюються незначні кількості майже не розчинного у воді і не діючого на індикатори алюміній-гідроксиду та сильна хлоридна кислота. Сіль має *кислу* реакцію на лакмус.

Явища гідролізу солі слабкої основи і слабкої кислоти можна спостерігати на алюміній-карбонаті.

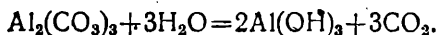
**Спроба 1.** Злийте розчини  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

За рівністю реакції повинен би був утворитися алюміній-карбонат:



У пробірці ж утворюється характерний осад алюміній-гідроксиду.

Це можна пояснити тим, що в даному разі в *перший момент* при реакції обміну утворюється *алюміній-карбонат*, який потім відразу ж вступає в реакцію з водою, при чому ця реакція йде вже до кінця:



Отже, в тих випадках, коли повинна була б утворитися сіль слабкої основи і слабкої кислоти, *гідроліз йде до кінця*, і в підсумку утворюється гідроксид металу.

Іноді гідроксид металу, що утворився при гідролізі, вступає в реакцію із добутою при реакції обміну сіллю, яка ще не зазнала гідролізу. При цьому утворюються так звані *окси-солі* або *основні солі*.

**Спроба 2.** Для спроби візьміть зважені кількості мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і натрій-карбонату — кристалічного  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  або сухого, безводного  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Обчисліть молекулярну вагу солей. Зважте 2,5 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Обчисліть, скільки грамів  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (або  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) треба зважити, якщо для реакції на 2 грам-молекули мідного купоросу треба взяти 1 грам-молекулу соди.

Зважуйте з точністю до 0,1 г.

Розчиніть кожну сіль в  $\frac{1}{2}$  пробірки води. Злийте розчини у фарфорову чашку або в хімічний стаканчик.

У перший момент ви помітите утворення голубого осаду, який швидко починає зеленіти, при чому рідина піниться (виділення вуглецьV-оксиду).

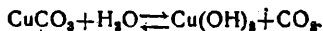
Злегка нагрівайте розчин (не кип'ятіть!), поки не перестане виділятися вуглець IV-оксид.

Добутий зелений осад відфільтруйте і залиште сохнути на повітрі.

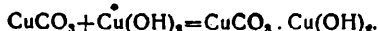
Утворення основного мідь-карбонату можна пояснити таким чином: спочатку мідний купорос із содою дав мідь II-карбонат  $\text{CuCO}_3$ :



При гідролізі мідь II-карбонату утворився голубий осад мідь II-гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ :

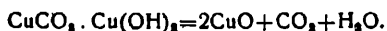


Мідь II-гідроксид, реагуючи з мідь II-карбонатом  $\text{CuCO}_3$ , дав основну сіль:



Основна сіль  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$  або  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$  — це та зелена сіль, якою ми користувались при першому ознайомленні з реакцією розкладу.

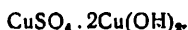
Тепер ясно, чому при розкладі основного мідь-карбонату (стор. 8) утворюється, крім мідь II-оксиду і вуглець IV-оксиду, ще вода:



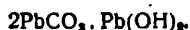
Основні солі являють собою ніби сполуки солі з основою. Їх можна розглядати теж як продукти *неповного заміщення* гідроксилів основ кислотними залишками:



Основних солей відомо дуже багато. Так, наприклад, якщо довго кип'ятити розчин мідного купоросу, відбувається гідроліз і утворюється зелений кристалічний осад основної солі складу:



Підливаючи розчин натрій-карбонату до розчину свинець II-нітрату, ми побудемо білий осад основного свинець-карбонату:



Це — так зване свинецьве білило, біла фарба, яку, через її отруйність, не вживають.

### Залитання для повторення.

1. У вигляді яких речовин зустрічається вуглець у природі?
2. Які речовини є відозмінами вуглецю і як довести, що вони складаються з одного й того ж елементу?
3. Пригадайте поклади у природі, добування, властивості і застосування вугілля, алмазу та графіту.
4. Подайте приклади явища адсорбції.
5. В чому полягає активування вугілля?
6. Що таке метан і як він утворюється?
7. На чому ґрунтується будова рудничної лампи?
8. Який газ є причиною великого числа жертв при вибухах рудничного газу?
9. До якого типу оксидів належить вуглець II-оксид і які його властивості?
10. Для чого вживають і як добувають генераторний, водяний і мішаний газ? Напишіть рівності реакцій.
11. Яка ОР утворюється з вуглець II-оксиду і які її властивості?
12. Пригадайте способи добування, властивості і застосування вуглець IV-оксиду.
13. Який вміст вуглець IV-оксиду в повітрі і чому він майже не міняється?

14. Обчисліть, скільки вагових частин вуглецьIV-оксиду можна мати з 100 ваг. частин кристалічної соди і скільки з 100 ваг. частин гідрокарбонату.

15. Подайте три приклади реакції гідролізу.

16. Назвіть три солі, які дають лужну реакцію, і три солі, які мають кислу реакцію на лакмус.

## XVIII. СИЛІЦІЙ.

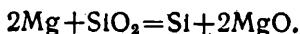
Вуглець, так само, як і інші розглянені нами елементи, не стоїть самотньо. Є ряд елементів, що мають з ним хімічну подібність.

З елементів, подібних до вуглецю, ми спинимося на силіції.

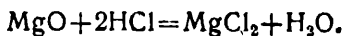
*Силіцій* має таку ж важливу роль у неживому світі мінералів, як вуглець — у світі живих організмів. Пісок, глина і більшість інших гірських порід складаються переважно з різних сполук силіцію. На силіцій припадає більше чверті маси земної кори. Після кисню силіцій — найпоширеніший на землі елемент.

1. Силіцій як проста речовина. У вільному стані силіцій у природі не знайдений. Його можна добути з його кисневої сполуки — *силіційIV-оксиду*  $\text{SiO}_2$ . Білий, так званий кварцовий, пісок являє собою силіційIV-оксид.

Якщо змішати здрібнений на порошок кварцовий пісок з порошком *магнію* і сильно нагріти суміш в одному місці (у суміш, насипану в залізний тигель, вставляють стрічку магнію і запалюють — мал. 192), то відбувається бурхлива реакція:

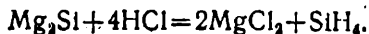


Магній-оксид можна видалити, обробивши продукти реакції хлоридною кислотою; магній-оксид реагує з кислотою, утворюючи розчинний у воді магній-хлорид:

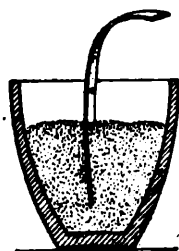
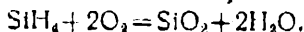


Після видалення магній-оксиду лишається *силіцій*. Він являє собою темнобурий *аморфний порошок*.

Обробляючи суміш силіцію і магній-оксиду кислотою, ми помічаємо крім розчинення магній-оксиду ще зовсім несподіване явище: виділення газу, кожна бульбашка якого, здіймаючись на поверхню рідини, дає *сильний спалах*. Пояснюється це так. При взаємодії між силіційIV-оксидом і магнієм іде побічна реакція — добуваний силіцій частково вступає в реакцію з магнієм, утворюючи магній-силіцид  $\text{Mg}_2\text{Si}$ . При взаємодії ж між хлоридною кислотою і магній-силіцидом утворюється водень-силіцид  $\text{SiH}_4$ :



А водень-силіцид сам собою загорається на повітрі:



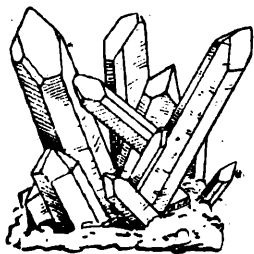
Мал. 192. Добування силіцію.

Крім *аморфного силіцію*, відома і *кристалічна видозміна силіцію* — темні, з металічним блиском кристали, схожі на графіт, але дуже тверді (лишають рису на склі).

При звичайній температурі силіцій сполучається тільки з флуором, а при нагріванні сполучається з хлором, киснем, азотом, сіркою і деякими металами<sup>1</sup>.

**2. Кремнезем.** Киснева сполука силіцію — силіцій IV-оксид SiO<sub>2</sub>, або *кремнезем*, — дуже поширена у земній корі.

Кремнезем зустрічається і в аморфній, і в кристалічній видозмінах. За приклад аморфного кремнезему може бути так звана *інфузорна земля*, або *трепел* — відклади решток скелетів водоростей давніх геологічних епох.



Мал. 193. Кристали гірського кришталю.

За приклад кристалічного кремнезему може бути мінерал *кварц*. Як було сказано, „білий“ пісок являє собою зерна кварцу. Звичайний пісок теж складається із зерен кварцу; різне забарвлення його залежить від домішок (головно, сполук заліза). Кварц у вигляді прозорих і безбарвних кристалів називається *гірським кришталем* (мал. 193). Прозорий кварц, забарвлений у темний колір, називається димчастим топазом, у фіолетово-рожевий — аметистом.

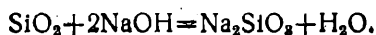
Кварц найчастіше зустрічаємо не у вигляді великих окремих кристалів, а як суцільну масу, яка складається з щільно спаяних між собою дрібних кристалів.

Кварц топиться при дуже високій температурі (1710°). Розтоплений кварц при охолодженні застигає в прозору склоподібну масу, що називається *кварцовим склом*. З нього виготовляють посуд для хімічних робіт, які потребують сильного нагрівання і різких змін температури (стор. 32). Кварцовий посуд, प्रति-лежно склянному, не тріскається навіть при швидкому охолодженні в холодній воді. Цю особливість кварцу пояснюють тим, що коефіцієнт теплового розширення його дуже малий.

*Кремій*, від якого походить назва „кремній“, на перший погляд здається аморфним. Він становить суміш дрібнокристалічного кварцу з аморфним гідратом кремнезему. Такий же склад мають і деякі інші мінерали.

Слід відмітити *агат*, що живиться, як дуже тверде каміння, в техніці, забарвлені домішками в різні кольори *яшми*, що йдуть на виготовлення художніх виробів, прикрас і ін.

**3. Силікатні кислоти і їх солі.** Силіцій належить до неметалів. Кремнезем SiO<sub>2</sub>, як уже відомо, є ангідридом. Він вступає в реакцію з основами. При *стопленні* кремнезему з ідкими лугами NaOH і KOH утворюються солі силікатної кислоти H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, наприклад:



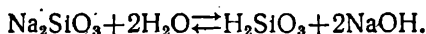
<sup>1</sup> Утворюються сполуки: SiF<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>, SiO<sub>3</sub>, Si<sub>3</sub>N<sub>4</sub>, SiS<sub>3</sub>, Ca<sub>2</sub>Si і т. п.

Добу́та напівпрозора скловидна речовина — натрій - силікат — розчинна у воді, чому й має назву *розчинного скла*.

Розчинне скло має лужну реакцію на лакмус.

**Спроба 1.** Розчин  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (або  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ) випробуйте лакмусовим папірцем.

Лужна реакція водного розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (або  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ) свідчить про те, що *силікатна кислота*, як і карбонатна, — *кислота слабка*. Солі силікатної кислоти і сильних основ, як  $\text{NaOH}$  і  $\text{KOH}$ , у розчині *гідролізують*:



*Розчинне скло* вживають для просочення дерева і тканин, щоб захистити їх від гниття та від вогню (негорючі тканини), для різних замазок і цементів, для просочення пористого каменю в будівельній справі, у фарбовому і ситцевибійному виробництвах як протраву для закріплення барвників і т. д.

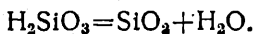
Силікатну кислоту *не можна добути прямим сполученням силіційIV-оксиду з водою*.

Силікатна кислота утворюється при реакції обміну її солі з іншою кислотою (тобто тим же способом, яким ми добували хлоридну і нітратну кислоти з їх солей).

**Спроба 2.** У пробірку з розчинним склом киньте лакмусвий папірець і додавайте краплями, розмішуючи паличкою, розведену хлоридну кислоту, поки реакція не стане слабко кислотою. Залиште пробірку стояти хвилини на 10 — 15. Спостерігайте випадання силікатної кислоти у вигляді драглистої маси.

Напишіть рівність реакції.

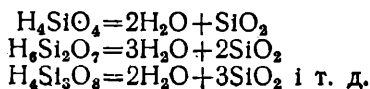
Силікатна кислота — *аморфна тверда речовина*. У чистому вигляді її не вдається добути. Коли її висушувати, вона поступово втрачає воду; якщо прожарювати, кислота остаточно розпадається на силіційIV-оксид і воду:



З усіх *солей* силікатної кислоти розчинні у воді тільки солі натрію і калію.

Кислоту складу  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  можна уявити собі як результат взаємодії однієї молекули води з однією молекулою силіційIV-оксиду.

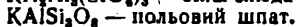
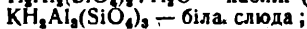
Крім силікатної кислоти  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , судячи з складу солей, повинен існувати ще *цілий ряд силікатних кислот*, які відповідають сполукам різного числа молекул кремнезему з різним числом молекул води, наприклад:



У чистому вигляді жодна з цих кислот не добута.

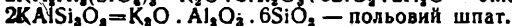
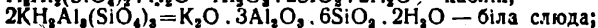
Солі різних силікатних кислот називаються *силікатами* (си-ліцій Si по-латинському — силіціум). Силікати дуже поширені в природі, вони входять до складу більшості гірських порід.

Ось формули деяких силікатів:



Більшість силікатів — дуже складні сполуки, при чому склад відповідних кислот не завжди відомий. Тому прийнято писати формули силікатів інакше, ніж звичайні формули солей.

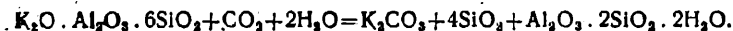
Силікати звичайно розглядають ніби вони складені з окремих оксидів:



Одним з поширених силікатів є глина. Чиста біла глина, або *каолін*, рідко зустрічається в природі. Звичайно глина забарвлена в різні кольори через домішки інших сполук (здебільшого — сполук заліза).

Мінерали і гірські породи, що утворюють земну кору, не лишаються незмінними. На поверхні землі вони зазнають хімічного впливу води і повітря, поступово руйнуються або, як кажуть, *хімічно вивітрюються*. При цьому з силікатів утворюються менш складні речовини — калій-карбонат, кремнезем (пісок) і каолін (глина).

За приклад хімічного вивітрювання може бути вивітрювання польового шпату при діянні води і вуглецю IV-оксиду повітря, що можна виразити такою рівністю:



Усі природні глини являють собою продукти руйнування складних силікатів.

У наслідок вивітрювання гірських порід і скупчення органічних решток утворився *грунт*.

Процеси хімічного вивітрювання не припиняються в ґрунті і тепер: складні силікати і далі руйнуються, через що в ґрунті скупчується кремнезем, глина і солі калію. Крім того, через гниття решток організмів у ґрунті утворюються перегнійні речовини, оселяються бактерії, які своєю діяльністю спричиняють ще глибші хімічні зміни в ґрунті.

Процеси хімічного вивітрювання, які відбуваються в ґрунті, *відіграють велику роль у житті рослини*. Так, наприклад, калій, що входить до складу деяких складних силікатів, рослини не можуть засвоювати корінням, бо складні силікати нерозчинні у воді. А коли силікати руйнуються, утворюються солі калію, розчинні у воді і легко засвоювані рослинами.

4. Подібність силіцію до вуглецю. Порівнюючи хімічні властивості силіцію і вуглецю, ми бачимо, що обидва елементи дуже



подібні один до одного. В обох елементах ми маємо *слабко виявлені властивості неметалів*: і той і другий елемент утворюють слабкі кислоти. Вуглець IV-оксид  $\text{CO}_2$  відповідає силіцій IV-оксидові  $\text{SiO}_2$ , метанові  $\text{CH}_4$  — водень-силіцид  $\text{SiH}_4$ .

Сполуки хлору з вуглецем і силіцієм також виражаються подібними формулами:  $\text{CCl}_4$  — вуглець IV-хлорид,  $\text{SiCl}_4$  — силіцій IV-хлорид. Найбільша валентність і силіцію і вуглецю дорівнює 4.

**5. Силікати в промисловості.** З давніх часів сполуки силіцію використовували люди. Свою першу зброю людина робила з кременю; посуд і різні речі домашнього вжитку — з глини; будівлі робили з глини, з пісковика, що являє собою зерна кварцу, зцементовані глиною, вапняком і т. п. Хоч з багатьох галузей промислової діяльності людини силікати були витіснені металом і сполуками інших елементів, проте їх роль у сучасному народному господарстві величезна.

Із сполук силіцію виробляють цеглу й інші глиняні та фарфорові вироби, скло, цемент і т. п. Усе це становить велику і дуже важливу галузь народного господарства — силікатну промисловість.

*Силікатна промисловість* має велику вагу. Велика кількість силікатних виробів потрібна на будівництво нових будівель для заводів, фабрик, жител, для вироблення хімічної апаратури (баків, труб, целаріусів, вбирних башт і т. п.), електротехнічних приладів, посуду для задоволення ростучих побутових потреб населення і т. д.

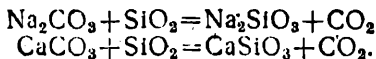
Вироблення різних предметів з глини, або *кераміка*, ґрунтується на таких властивостях глини. Замішана з водою глина дає пластичне тісто, з якого можна формувати різні вироби. Якщо після висушування ці вироби випалити, тобто нагрівати в печаді до високої температури (понад  $800^\circ$ ), то глина виділяє воду і перетворюється в тверду речовину, яка вже більше не приєднує до себе води і не має пластичності.

З білих сортів глини виготовляють фарфорові і фаянсові вироби; з менш чистих, в яких є солі заліза, — глиняний посуд, ганчарні труби, цеглу, черепицю і т. д., які після випалювання завжди бувають забарвлені залізо III-оксидом у більш-менш жовтий чи червоний колір.

*Скляна промисловість* була відома вже з давніх-давен. При розкопках давніх єгипетських міст, що існували більш 3000 років тому, знайдено різні скляні предмети. Проте, у старовину скло було дуже дороге. Ще в XIV столітті скляні вікна були рідкістю і зустрічалися тільки в будинках багатіїв.

Звичайним вихідним матеріалом для „скловаріння“ є пісок  $\text{SiO}_2$ , сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  або поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$  і вапняк  $\text{CaCO}_3$ . Суміш речовин нагрівається при дуже високій температурі (до  $1400^\circ$ ).

При цьому силікат-ангідрид витісняє карбонат-ангідрид, і утворюються силікати натрію та кальцію:



Утворені силікати стоплюються з кремнеземом  $\text{SiO}_2$ , який завжди береться з надміром, і виходить скло.

Отже, до складу звичайного скла, з якого виготовляють склянки, колби, віконяє скло, входять, крім силіцій-IV-оксиду, силікати натрію і кальцію. Щоб виготовити туготопке скло, замість соди беруть поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Значить, натрій-силікат замінюється калій-силікатом  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ .

До складу кришталевого скла, „кришталю“, замість кальцій-силікату вводять свинець-ІІ-силікат  $\text{PbSiO}_3$  (замість  $\text{CaCO}_3$  беруть  $\text{PbO}$ ).

Для виготовлення *безбарвного* скла потрібний зовсім чистий кварц. Якщо вживати жовтого піску, то скло виходить зеленувате або жовтувате на колір (пляшкове скло) через домішку силікатів заліза.

Щоб виготовити *кольорове* скло, до звичайних матеріалів додають невеликі кількості різних оксидів; так, коли додати кобальт-ІІ-оксиду  $\text{CoO}$ , матимемо синє скло, хром-ІІІ-оксиду  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  або мідь-ІІ-оксиду  $\text{CuO}$  — зелене і т. д.

Скло не має певної температури топлення і, коли розтоплене скло простигає, воно загусає поступово. З напіврідкого скла вивдають пляшки, колби і т. п., витягають машинами пластини віконного скла, виливають товсте дзеркальне скло, пресують різний посуд та інші вироби.

До силікатної промисловості належить також виробництво *цементу*. Цемент є важливим в'язучим матеріалом. Тісто, виготовлене з цементу і води, поступово тужавіє і перетворюється в дуже тверду масу, яка міцно скріплює різні предмети, наприклад, цеглу.

Є сорти цементу, які тужавіють не тільки на повітрі, а й під водою, і тому придатні для різних підводних споруд.

Добувають цемент випалюванням суміші вапняку і глини в спеціальних печах. У деяких місцях маємо природну суміш глини і вапняку у вигляді гірської породи *мергелю*. Співвідношення окремих частин у мергелі таке, яке потрібне для виготовлення цементу. Великі поклади таких мергелів є, наприклад, недалеко Новоросійська, де працюють великі цементні заводи.

При випалі мергелю або штучної суміші вапняку і глини утворюються безводні сполуки — кальцій-силікат  $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ , сполуки кальцій-оксиду з оксидами алюмінію та заліза:  $2\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $2\text{CaO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$  й ін. Спіклу при випалі масу (клінкер) розмелюють на дуже дрібний порошок — цемент. При змішуванні цементу з водою, безводні сполуки переходять у гідрати, які застигають у суцільну аморфну масу цементу, де частково утворюються і кристалічні сполуки.

Змішуючи цемент з піском, гравієм, щебенем, виготовляють бетон. З бетону і залізобетону (бетон із залізним остовом усередині) вивдають різні споруди — величезні будівлі, мости, моли і т. д.

Теорію тужавіння (твердіння) цементу ще не цілком устатковано, але практика виготовлення цементу й бетону досягла великої досконалості.

### Заятання для повторення.

1. Як добувають силіцій? Яка побічна реакція при цьому відбувається?
2. Пригадайте видозміни кремнезему і їх застосування.
3. Які силікатні кислоти ви знаєте і чи бачили ви їх, а коли не бачили, то чому?
4. Напишіть рівність реакції добування розчинного скла.
5. До якого елемента і чим подібний силіцій?
6. На чому ґрунтується вживання глини в керамічній промисловості?
7. Пригадайте рівності реакцій, що відбуваються при варінні скла.

## XIX. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ.

**1. Суспензії та емульсії.** Ми досі строго відрізняли розчин, що являє собою цілком однорідну суміш розчинника і розчиненої речовини, від каламутної рідини, суспензії, що містить речовину в суспендованому (змулюваному) стані.

В *розчині твердої речовини* ми бачимо тільки *одну рідину*, або, як кажуть, одну рідку *фазу* і ніяким способом не можемо відрізнити окремих частинок твердої речовини, хоч би ми розглядали розчин у найсильніший мікроскоп.

У *суспензії* ж ми відрізняємо *дві фази*: 1) рідку — взятую рідину і 2) тверду — суспендовані частинки нерозчинної твердої речовини, що утворюють каламуть.

У суспензії тверда фаза поступово осідає на дно, в розчині ж розчинена речовина ніколи не осідає, якщо тільки не змінюється температура і не випаровується розчинник. Розчин завжди однорідний.

Чим дрібніші частинки твердої фази у суспензії, тим повільніше вони осідають.

**Спроба 1.** Розітріть з водою грудку глини, влийте добуту кашку в пробірку з водою, збовтайте і поставте пробірку в штатив.

Спостерігайте поступове осідання каламуті на дно пробірки.

Найбільші частинки швидко опускаються на дно, потім поступово осідають дедалі дрібніші.

Найдрібніші частинки не осідають протягом довгого часу. Рідина над осадом у вашій пробірці лишається каламутною цілі дні і навіть десятки днів.

Якби ми взяли тверду речовину, здрібнену на частинки кількох цілком певних розмірів, то ми мали б кілька різко відокремлених шарів осаду.

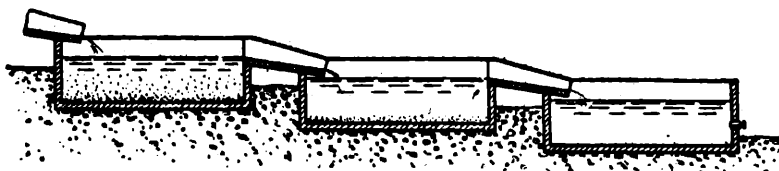
Поступовим осіданням з рідини дедалі дрібніших частинок користуються у виробництві для готування дуже тонких порошоків. Здрібнену в порошок речовину збовтують з водою в якій-небудь посудині, дають осісти великим частинкам, а потім зливають каламутну рідину в іншу посудину, в якій осідають дрібніші частинки.

Чим довше відбувалося осідання в першій посудині, тим дрібнішим буде порошок, який осідає в другій посудині.

Такий спосіб поділу суспендованих у рідині твердих частинок за їх розмірами на окремі порції, або „фракції“, має назву *відмулювання*.

На мал. 194 показаний ряд чанів для відмулювання глини на фарфорових заводах. Вода із збовтаною глиною повільно протікає з одного чана в другий. У першому осідають найбільші частинки, у другому — дрібніші і т. д. В останньому чані збираються найдрібніші частинки, які після устоювання і йдуть у виробництво.

Таким же способом відмулюють крейду для зубного порошку, різні матеріали для полірування і т. д.



Мал. 194. Відмулювання глини.

Полірувальні порошки, як наждак і т. ін., у виробництві часто розрізняють по „хвилинах“: 5-хвилинний, 10-хвилинний, 20-хвилинний і т. д. Це означає, що каламутна рідина була злита в другу посудину після 5 хвилин, 10 хвилин або 20 хвилин устоювання.

Збовтуючи дві нерозчинні одна в одній *рідини*, ми також можемо добути суспендовані в рідині крапельки другої рідини.

**Спроба 2.** Візьміть  $\frac{3}{4}$  пробірки 4—5% розчину бораксу, додайте кілька крапель соняшникової або іншої рослинної олії і сильно та довго збовтуйте, закривши отвір пробірки пальцем. Потім поставте пробірку в штатив і спостерігайте.

При збовтуванні утворюється каламутна, схожа на молоко рідина, що складається з двох рідких фаз. Це так звана *емульсія*.

Такою емульсією є молоко, що являє собою крапельки жиру, суспендовані у воді.

При устоюванні добутої нами емульсії більші крапельки олії швидко відділяються, спливаючи вгору, бо олія легша від води. Дрібні ж крапельки дуже довго не спливають. Рідина лишається каламутною.

У виробництві молочних консервів штучно розбивають кульки масла на дрібніші в особливих машинах. Таке механічно оброблене і стерилізоване нагріванням молоко називається „гомогенізованим“ (зроблене гомогенним, однорідним). Таке молоко не устоюється протягом дуже довгого часу.

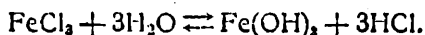
Суспензії та емульсії мають загальну назву *дисперсії*.

**2. Колоїдні розчини.** Чим дрібніші частинки, суспендовані в рідкій фазі, тим менше помітна каламутність і тим дедалі прозорошою стає рідина.

Можна виготовити таку тонку дисперсію, що вона здаватиметься абсолютно прозорою й однорідною.

Таку дисперсію легко спостерігати на прикладі *залізоIII-гідроксиду*  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , що, як відомо, нерозчинний у воді.

ЗалізоIII-гідроксид у вигляді найтоншої каламуті добувають *гідролізом* (стор. 245) залізоIII-хлориду  $\text{FeCl}_3$ :

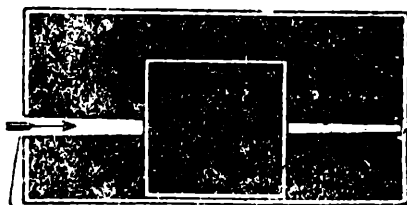


Для цього в хімічному стакані нагрівають до кипіння дистильовану воду і вливають у неї тонким струменем, краще краплями, при енергійному розмішуванні скляною паличкою, трохи розчину залізоIII-хлориду.

Утворюється цілком *прозора*, темнобурого кольору рідина, яка не устоюється дуже довго.

Чому ж ми кажемо, що це все таки дисперсія, а не розчин? Може ми неправильно вважаємо залізоIII-гідроксид нерозчинним у воді?

Те, що це не розчин, доводять дві обставини. Поперше, при дуже довгому стоянні рідини, протягом місяців і навіть років, частинки залізоIII-гідроксиду кінець-кінцем осідають на дно посудини. Подруге, тверду фазу в рідині, якої не видно простим оком у звичайних умовах, ми можемо виявити, освітлюючи рідину в темній кімнаті *променем світла збоку*.



Промінь світла Ящик

Мал. 195. Промінь світла помітний в ящику без пилу.

Усі знають, що, перебуваючи в закритому темному приміщенні — в сараї або в кімнаті з вікнами, що закриті темними шторами або віконницями, ми виразно бачимо „промінь світла“, що проходить у приміщення крізь якусь щілину. В цьому промені ми легко розрізняємо порошинки, що носяться у повітрі, яких, звичайно, при повному освітленні ми не помічаємо. Треба сказати, що й сам „промінь“ ми бачимо лише тому, що в повітрі є порошинки. Це можна показати на такій спробі.

Стінки скляного ящика змазують гліцерином. Ящик закривають і залишають на довгий час. Порошинки поступово прилипають до гліцерину, і повітря в ящику стає цілком чистим, „без пилу“.

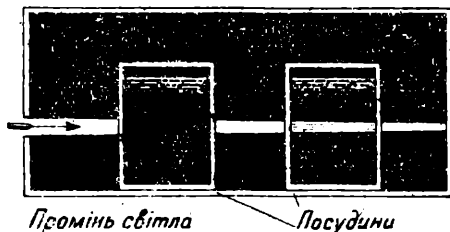
Якщо на такий ящик у темній кімнаті спрямувати промінь сонячного світла або світла від проєкційного ліхтаря, то в повітрі перед і за ящиком промінь буде видно, в ящику ж його *не буде видно* (мал. 195).

Це саме будемо спостерігати, якщо пропустимо промінь світла крізь прямокутну посудину з дистильованою водою або з розчином кухонної солі в дистильованій воді, яка дуже довго

стояла спокійно, щоб усі порошинки, що випадково попали в неї, осіли. Променя світла в посудині не видно.

Якщо ми після цієї посудини поставимо другу посудину з добутим нами „розчином“ залізоIII-гідроксиду, то в ній цей промінь буде виразно видно (мал. 196). З цього ми можемо зробити висновок, що добута нами рідина не є справжнім розчином, як розчин кухонної солі, а містить у собі суспендовану тверду фазу.

Спостереження світного променя — конуса в неоднорідному середовищі — або **явища Тіндаля** (Тіндаль, Tyndall — англійський учений) дуже часто застосовують у науці, щоб відрізнити неоднорідні дисперсії від однорідних розчинів.



Мал. 196. Промінь світла непомітний у розчині кухонної солі і помітний у колоїдному розчині залізоIII-гідроксиду.

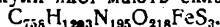
Речовин, які можна добути у вигляді таких же тонких дисперсій, як і залізоIII-гідроксид, відомо дуже багато. Добуті дисперсії здаються цілком однорідними, прозорими розчинами, і відрізнити їх від справжніх розчинів можна лише з допомогою явища

Тіндаля або іншими посередніми способами.

Відмінно від *грубих дисперсій*, неоднорідність яких відразу ж помітна, і від *справжніх розчинів* такі тонкі дисперсії мають назву **колоїдних розчинів**, або **золів**. Зрозуміло, що різкої межі між грубими дисперсіями і золями немає. Добуваючи речовину в дедалі дрібнішому вигляді, ми поступово можемо перейти від грубої дисперсії до колоїдного розчину.

По суті не повинно бути різкої межі і між колоїдними і справжніми розчинами. Справжній розчин, хоч би цукру у воді, ми можемо уявити собі як суміш молекул води з молекулами цукру, які рухаються між молекулами води. Золі нерозчинних речовин відрізняються від справжніх розчинів розчинних речовин лише тим, що частинки нерозчинної речовини самі собою не розпадаються в розчиннику до молекул, як частинки розчинних речовин. Проте ми можемо собі уявити таке тонке здрібнення колоїдних частинок золів, що вони своїми розмірами наблизяться до розмірів молекул і кінець-кінцем будуть роздрібнені до окремих молекул. З другого боку, є речовини з такими великими молекулами, що їх справжні розчини, які ніколи не дають осаду, показують явище Тіндаля.

За приклад речовини з такими великими молекулами може бути *гемоглобін*, барвна речовина крові, молекули якої мають склад:



Отже, відмінність колоїдних розчинів від справжніх розчинів, як і колоїдних розчинів від грубих дисперсій, полягає в *ступені здрібнення* або, як кажуть, в *ступені дисперсності*.

**3. Дисперсні системи.** І грубі дисперсії, і колоїдні розчини є окремі випадки **дисперсних систем**, або сумішей різних фаз.

У кожній дисперсній системі можна розрізнити основну однорідну речовину, або **дисперсійне середовище**, і розподілену в ній **дисперсну фазу**. Дисперсійним середовищем можуть бути і тверда речовина, і рідина, і газ. Це саме стосується й дисперсної фази.

Для того щоб наочніше уявити всі можливі комбінації, позначимо тверду речовину буквою Т, рідину — буквою Р і газ — буквою Г. Якщо сполучати букви попарно і під першою буквою розуміти дисперсійне середовище, а під другою — розподілену в ньому дисперсну фазу, то можливі такі 9 систем:

ТТ, ТР, ТГ,  
РТ, РР, РГ,  
ГТ, ГР, ГГ.

Можна навести приклади на всі системи, крім останньої — ГГ, бо всі гази в будьякій пропорції утворюють між собою однорідні суміші, тобто становлять одну газоподібну фазу.

Слід відзначити, що назву „дисперсні системи“ дають усім сумішам незалежно від ступеня здрібнення або ступеня дисперсності дисперсної фази.

У поданій нижче таблиці наведені приклади всіх типів дисперсних систем.

**ПРИКЛАДИ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ.**

Система	Назва	Дисперсійне середовище	Дисперсна фаза
ТТ	бетон	цемент	щебінь, пісок
ТР	вогка цегла	обпалена глина	вода
ТГ	деревне вугілля	вугілля	повітря
РТ	каламутна вода	вода	тверді частинки
РР	молоко	рідина	краплі масла
РГ	піна	рідина	газ
ГТ	пиліне повітря	повітря	тверді частинки
ГР	туман	повітря	крапельки води

Повертаючись до *золів*, як до одного з випадків дисперсних систем, спинимось на питанні про те, на підставі яких ознак ми можемо вважати дану рідину за колоїдний розчин, а не за справжній розчин і не за дисперсію (тобто суспензію або емульсію).

В зв'язку з безперервністю переходів цей поділ може бути *тільки умовним*. Дисперсні системи класифікуються за розмірами частинок. Розмір частинок можна визначити з допомогою мікроскопа для більших частинок, з допомогою *ультрамікроскопа* — для дрібніших.

Будова ультрамікроскопа ґрунтується на явищі Тіндалля. Рідина, що П-розглядаємо під мікроскопом, освітлюється не знизу, як у звичайному мікроскопі, а збоку — тонким променем світла з допомогою проєкційного ліхтаря (мал. 197). Світло розсіюється суспендованими частинками, тому вони здаються набагато більшими і, невидимі в мікроскоп при звичайному освітленні, стають видимі при бічному освітленні.

Розміри частинок вимірюються *мікронами*. Один мікрон, що позначається грецькою буквою  $\mu$  (мю), дорівнює 0,001 мм. Один мілімікрон  $m\mu$  (ем - мю) дорівнює 0,001  $\mu$ , або 0,000001 мм.

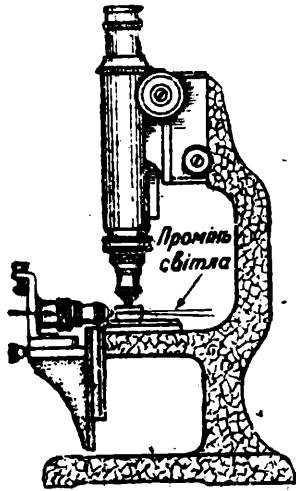
Якщо частинки дисперсної фази у рідкому дисперсійному середовищі мають розміри більші 0,1  $\mu$ , то така система називається дисперсією. Дисперсії поділяються на *суспензії* та *емульсії*. Дисперсії мають звичайно каламутний вигляд і більш-менш швидко устоюються.

Системи з частинками дисперсної фази розмірами 0,1  $\mu$  — 5  $m\mu$  називаються *колоїдними розчинами* або *дисперсідами*; вони поділяються на *суспензії* та *емульсії*. Частинки видимі в ультрамікроскоп.

Системи з частинками меншими 5  $m\mu$  називаються *справжніми розчинами* або *дисперсідами*. Частинки невидимі в ультрамікроскоп.

Установивши безперервність переходу від суспензій та емульсій до колоїдних розчинів і від них до справжніх розчинів, слід відзначити, що у типових представників кожної з цих дисперсних систем у зв'язку з кількістю, тобто з розмірами їх частинок, є й свої якісні особливості.

Якщо вважати, що справжні розчини є по суті сумішами окремих молекул, то ми вже не можемо відрізнити в них окремих фаз, бо одну молекулу будьякої речовини не можна назвати ні твердою, ні рідкою, ні газоподібною. Відповідно до цього у справжніх розчинів є свої особливі властивості, що відрізняють їх від колоїдних розчинів, у яких завжди наявні дві фази.



Мал. 197. Ультрамікроскоп.

#### 4. Добування колоїдних розчинів.

Колоїдні розчини можна добути різними способами. Зупинимось на деяких.

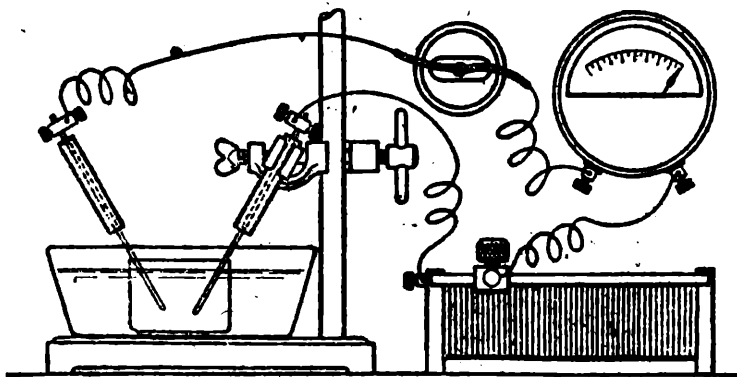
1. Цілий ряд речовин, як ячний білок, мило, гуміарабік (клей), декстриновий клей (з декстрину готується фотографічний клей), желатина, столярний клей (нечиста желатина), якщо їх покласти у воду, *самі собою* утворюють колоїдні розчини. Сама назва „колоїд“ походить від грецького слова „колла“, що значить клей. Колоїд — „речовина, подібна до клею“. Цю назву запропонував англійський учений Грем (Graham, 1805 — 1869), який уперше виявив відмінність колоїдних розчинів від справжніх розчинів. Грем вважав, що колоїди — це особливі речовини. Він



протиставив їх кристалоїдам — речовинам, що здатні кристалізуватися і давати справжні розчини. Тепер же ми знаємо, що колоїдні розчини — це один з випадків дисперсних систем, і у вигляді золів можна добути найрізноманітніші речовини, навіть і такі, які можуть давати справжні розчини. Так, кухонну сіль, якщо замість води взяти інше дисперсійне середовище, наприклад, бензол, можна добути у вигляді колоїдного розчину.

2. Колоїдні розчини можна добути *механічним розтиранням і здрібненням* речовини.

Золь крохмалю можна добути тривалим (не менше  $\frac{1}{2}$  години) розтиранням змоченого водою крохмалю в ступці. Якщо рзтертий крохмаль збовтати з водою і профільтрувати через густий фільтр, то розчин здається цілком однорідним; але з допомогою розчину йоду можна виявити в ньому крохмаль (нагадаємо, що крохмаль від йоду синіє).



Мал. 198. Розпилення металу у вольтовій дузі.

3. Багато металів можна добути у вигляді колоїдних розчинів за методом *електричного розпилення*. Для цього два дроти з розпилюваного металу (мал. 198), сполучені з джерелами електричного струму, зближують так, щоб між кінцями дротів утворювалась під водою *вольтова дуга*.

Якщо проробити спробу з електродами із срібного дроту, то можна бачити, як у рідині розпливаються темнокоричневі хмарки розпиленого срібла. Кінець-кінцем уся вода в посудині набуває темнокоричневого забарвлення. Профільтрувавши добуту рідину, ми матимемо стійкий колоїдний розчин срібла.

Таким же способом можна добути колоїдний розчин золота пурпурового кольору, платини — бурого кольору і т. ін.

Розпилення металу у вольтовій дузі можна пояснити тим, що метал при температурі вольтової дуги випаровується, і пара, яка

охолоджується водою, згущається в найдрібніші колоїдні частинки.

Колоїдний розчин срібла під назвою „коларгол“ застосовують у медицині як ліки при зараженні крові і в деяких інших випадках.

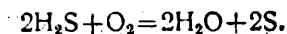
4. Колоїдний розчин можна добути, якщо розчин якоїнебудь речовини вливати в рідину, в якій дана речовина нерозчинна.

Відбувається *заміна розчинника* і утворюється колоїдний розчин. Так, золі сірки та каніфолі можна добути, вливаючи спиртовий розчин сірки або каніфолі у воду.

5. Цілий ряд речовин добувають у вигляді колоїдних розчинів при різних *хімічних реакціях*.

Ми вже знаємо з утворенням золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  при гідролізі (стор. 255).

При повільній *оксидції* водень-сульфіду киснем повітря виділяється сірка, що утворює золь:



Колоїдний розчин срібла можна добути, *відновлюючи* розчин срібло-нітрату таніном (танін — органічна речовина, що легко оксидується).

При хімічних способах добування колоїдних розчинів часто водночас із колоїдним розчином утворюються й інші речовини, що дають справжній розчин. Так, добутий нами золь залізоIII-гідроксиду (стор. 255) не є цілком чистий колоїдний розчин, бо при гідролізі залізоIII-хлориду, крім залізоIII-гідроксиду, утворюється ще хлоридна кислота. Як *відділити* її від колоїдного розчину?

Знаючи, що розмір частинок у колоїдних розчинах більший, ніж у справжніх, ми можемо уявити собі пористу перетинку з такими розмірами отворів, що частинки справжнього розчину крізь них проходять, частинки ж колоїдного розчину не проходять. Такою перетинкою може бути звичайний *пергаментний папір*, в який загортають масло та інші продукти.

Прилад роблять з банки без дна, затягнутої знизу пергаментним папером (мал. 199). У банку наливають добутого гідролізом колоїдного розчину  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  і занурюють її в посудину з дистильованою водою. Через деякий час у воді зовнішньої посудини легко виявити наявність хлоридної кислоти (від  $\text{AgNO}_3$  утворюється біла каламуть  $\text{AgCl}$ ).

Щодо колоїдних частинок, то вони крізь пергаментний папір не проходять. Вода в зовнішній посудині не жовтіє.

Воду в зовнішній посудині змінюють, поки в ній не перестане виявлятися НСІ.

Описаний спосіб відділення колоїдного розчину від справжнього розчину називається діалізом, а прилад — діалізатором.

**5. Властивості колоїдних розчинів.** Однією з характерних властивостей колоїдних розчинів, що якісно відрізняє їх від справжніх розчинів, є здатність при тривалому стоянні (іноді протягом багатьох років) виділяти розчинену речовину в *осад*.

Цей процес відбувається так, що спочатку колоїдні частинки наче злипаються між собою, утворюючи дедалі більші частинки. Ступінь дисперсності розчину поступово зменшується, але розчин лишається золям.

При дальшому збільшенні частинок розчин стає каламутним, перетворюється в дисперсію, і, нарешті, з'являються видимі простим оком пластівці, що поступово осідають на дно посудини.

Процес поступового зменшення ступеня дисперсності колоїдного розчину називається *коагуляцією*.

Процес коагуляції спостерігається не лише в колоїдних розчинах, а й у грубіших дисперсіях. Частинки дисперсії не просто осідають на дно, а утворюють спочатку більші частинки.

Коагуляцію золів можна прискорити додаванням до колоїдного розчину розчинів лугів, кислот та солей або так званих *електролітів* (розчини цих речовин проводять електричний струм).

Коагуляцію золю легко спостерігати на золі  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

**Спроба.** Візьміть у пробірку трохи золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , додайте кілька кубічних сантиметрів розчину галуни  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  або алюміній-сульфату  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і спостерігайте.

Через деякий час після додавання розчину галуни розчин починає поступово каламутніти, потім з'являються бурі пластівці, що поступово осідають на дно посудини.

Коагуляцію деяких золів (наприклад  $\text{As}_2\text{S}_3$ ) можна викликати не тільки додаванням розчину електроліту, а й *кип'ятінням*. Золь яєчного білка коагулює при кип'ятінні (білок вареного яйця — коагульований білок).

Є такі золі, які коагулюють від додавання до них *інших певних золів*. За приклад такого явища може бути взаємна коагуляція золів  $\text{As}_2\text{S}_3$  і  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , якщо їх змішати в певній пропорції. Але частіше ми зустрічаємось із зворотним явищем, коли додавання до даного золю іншого золю робить перший золь *стійкішим*.

Такі *захисні* властивості, тобто здатність збільшувати стійкість інших золів, мають колоїдні розчини желатини і т. п. колоїдів, які самі собою утворюють з водою колоїдні розчини. Це так звані *оборотні колоїди*.

Якщо пропускати водень-сульфід у розчин свинецьII-хлориду, то утворюється свинецьII-сульфід  $\text{PbS}$  у вигляді чорного осаду. Але коли до свинецьII-хлориду додати попередно розчину желатини, то свинецьII-сульфід утворює золь коричневого кольору.

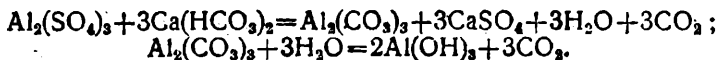
При наявності захисних колоїдів золі стають стійкішими щодо електролітів. Коагуляція золю з захисним колоїдом відбувається тільки при значно більшій кількості електроліту, ніж без захисного колоїду.

Деякі колоїди при коагуляції утворюють драглисті осад, що мають назву гелі або желі.

У вигляді гелів випадають, наприклад, в осад залізоIII-гідроксид і алюміній-гідроксид, які спочатку утворюються у вигляді колоїдних розчинів.

Утворення гелів іноді супроводиться загусненням усієї рідини або *желатинізацією*. Таку желатинізацію ми спостерігали на силікатній кислоті (стор. 249). Так само у вигляді судільних драглив утворюються гелі желатини та столярного клею при простиганні гарячих розчинів. Поступово втрачаючи воду, гель перетворюється в щільну тверду масу. На цьому ґрунтується застосування столярного клею.

Коагуляцією золів користуються на практиці для *очистки води*. Вода річок, що беруть початок у лісних місцевостях, звичайно буває забарвлена в більш-менш яскравий жовтий колір золями органічних речовин. Ці золі коагулюють від додавання до води невеликих кількостей алюміній-сульфату. Крім того, алюміній-сульфат вступає в реакцію з кальцій-гідрокарбонатом  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , що міститься в воді. Утворюється алюміній-карбонат  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ , що, як відомо, цілком гідролізується з утворенням алюміній-гідроксиду:



Алюміній-гідроксид коагулює у вигляді *пластівців гелю*, який адсорбує суспендовані у воді частинки суспензій, а також бактерії.

Через це при дальшому фільтруванні води крізь пісок буде набагато чистіша і безбарвна. Крім того, воду, що містить у собі більші пластівці, можна фільтрувати далеко швидше, ніж до коагуляції. Алюміній-сульфатом під назвою коагулянта дуже широко користуються, очищаючи воду на міських водопроводах.

Взагалі, тому що речовини в колоїдному стані тонко здрібнені, вони мають більшу *адсорбційну здатність*.

Властивості мила одмивати бруд пояснюються тим, що воно утворює колоїдний розчин, який адсорбує частинки бруду. Крім того, мило сприяє перетворенню жирів в емульсії.

Солі ґрунту не вимиваються цілком водою, бо їх адсорбують органічні колоїди ґрунту.

Багато рослинних волокон мають характер гелів, які при фарбуванні адсорбують барвники. Про багато як і солі вище згадувалося, що їх застосовують при фарбуванні як *протраву*. Роль протрави полягає в тому, що вона, гідролізуючись, дає гель, який осідає на волокні і при дальшому фарбуванні адсорбує барвник (при фарбуванні звичайно відіграють роль також і хімічні процеси).

Колоїди відіграють величезну роль у цілому ряді *біологічних процесів*. Кров, соки рослин є колоїдні розчини.

З колоїдними явищами доводиться мати справу при готуванні їжі (коагуляція білків) і в цілому ряді виробництв: вироблення каучуку, штучного шовку, лаків, фарб, мила, клею, чорнил, цементу (при тужавині цементу відбувається утворення гелю), фотографічних матеріалів (суспензії і колоїдні розчини срібло-броміду, захисна роль желатини) і т. д.

#### Запитання для повторення.

1. Що ви знаєте про суспензії та емульсії?
2. Що таке колоїдний розчин і як його відрізнити від справжнього?
3. Як можна відрізнити справжній розчин від дисперсії?
4. Наведіть приклади різних дисперсних систем.
5. Як утворюються колоїдні розчини?
6. Які якісні особливості мають колоїдні розчини?
7. Чим можна викликати коагуляцію колоїдного розчину?
8. Яке застосування має адсорбційна здатність колоїдів?

## XX. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА МАТЕРІЇ.

**1. Класифікація елементів.** Ознайомлюючись з різними елементами, ми завжди звертали увагу на подібність і відмінність їх хімічних властивостей.

Насамперед ми поділили всі елементарні речовини на дві великі групи — метали і неметали. Метали мають між собою велику подібність і як прості речовини, і своїми хімічними властивостями. Неметали подібні між собою головно своїми хімічними властивостями. Ми кілька разів відзначали, що між металами і неметалами немає різкої межі. Є елементи, які, будучи у вигляді простих речовин металами, у сполуках набувають властивостей неметалів, як арсен і стибій (стор. 227). Навпаки, неметали, як йод і бор, можуть виявляти деякі металічні властивості [ $J_2(SO_4)_2$ ,  $BPO_2$ ]. Є метали, як хром і манган (стор. 113), що в одних сполуках є металами, в інших — неметалами.

В дальшому ми класифікували елементи на основі їх хімічних властивостей по групах подібних елементів і відзначали подібність та відмінність елементів даної групи, так само, як подібність і відмінності між групами елементів.

Ми звернули також увагу на залежність між атомними вагами елементів даної групи і їх властивостями (стор. 227): властивості елементів із зростанням атомної ваги змінюються в певному порядку.

Тепер, ознайомившись із цілим рядом окремих елементів і з великим числом їх сполук, ми можемо зрозуміти; як можна привести окремі групи елементів в таку систему, що охоплює всі елементи в цілому.

Таку систему вперше дав великий російський вчений Д. І. Менделєєв (1834—1907).

**2. Періодичний закон.** Менделєєв узяв за основу класифікації елементів їх атомну вагу.

Якщо розмістити всі елементи в один ряд, починаючи з найлегшого — водню і кінчаючи найважчим — ураном (U, атомна

вага 238), то ми помітимо, що в цьому ряді подібні елементи будуть зустрічатися в певному порядку.

Водень	Гелій	Літій	Берилій	Бор	Вуглець	Азот	Кисень	Флуор	Неон	Натрій	Магній
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg
1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24
Алюміній	Силіцій	Фосфор	Сірка	Хлор	Аргон	Калій	Кальцій				Уран
Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca				U
27	28	31	32	35,5	бл.39	39	40				238

Залишивши покищо в стороні водень, розглянемо властивості 18 елементів, що йдуть за ним.

Гелій (He—4)—інертний газ; сполук не дає, має „нульову“ валентність.

Літій (Li—7)—лужний одновалентний метал; він, як K і Na, бурно реагує з водою, утворюючи їдкий луг LiOH (подібний до KOH і NaOH), з галогенами дає солі LiCl, LiBr, LiI.



Д. І. Менделєєв (1834—1907).

Берилій (Be—9)—двовалентний метал. Горить у кисні, утворюючи BeO. У порошок розкладає воду, хоч і дуже повільно, утворюючи гідрат Be(OH)<sub>2</sub>, мало розчинний у воді. Be(OH)<sub>2</sub>—основа, що вступає в реакцію з кислотами, утворюючи солі. При цьому легко утворюються основні солі. Це показує, що Be(OH)<sub>2</sub>—порівняно слабка основа.

Бор (B—11)—тривалентний, як проста речовина—неметал. У сполуках він має властивості і неметалів і металів. Бор-оксид B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> є ангідрид, що відповідає боратній кислоті H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>. Боратна кислота—кислота слабка. Разом з тим бор може відігравати роль металу, заміщаючи водень у кислотах. Відомий, наприклад, бор-фосфат BPO<sub>4</sub>, де B є тривалентним металом.

Вуглець (C—12)—чотиривалентний; він, як нам відомо, має вже тільки властивості неметалів. Він не заміщає водню в кислотах. Оксид CO<sub>2</sub> є ангідридом карбонатної кислоти H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, що дає цілий ряд солей. Проте, карбонатна кислота—кислота слабка.

Азот (N—14)—утворює ряд ангідридів. Вищому нітрат-ангідриду N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, де азот п'ятивалентний, відповідає нітратна кислота, HNO<sub>3</sub>, що належить, як нам відомо, до сильних кислот.

Отже, азот можна характеризувати як неметал з досить різко виявленими властивостями.

Кисень (O—16), як ми знаємо, — типовий неметал.

Флуор (F—19) — найактивніший з неметалів. Він жадібно сполучається з воднем, утворюючи флуоридну кислоту HF. Флуор сполучається з металами, утворюючи солі.

Отже, ми бачимо, що в ряді елементів, розташованих у порядку їх атомної ваги, металічії (основні) властивості особливо різко виявлені в першому члені ряду, потім вони зменшуються від одного елементу до другого, з'являються властивості неметалів, які зростають, досягаючи найвищої міри у флуорі. Коли б зміна властивостей, в міру збільшення атомної ваги елементу, і далі йшла в тому ж напрямі, то треба було б чекати, що дальший за флуором елемент матиме ще вищі властивості неметалів. Цього насправді немає. За флуором у порядку атомної ваги йдуть:

Неон (Ne—20), як і гелій, — інертний газ, сполук не дає, має „нульову“ валентність. Далі йде:

Натрій (Na—23) — одновалентний лужний метал, що енергійно реагує з водою з виділенням водню і з утворенням добре розчинного лугу NaOH; з галогенами натрій утворює солі. Натрій подібний до літію.

Магній (Mg—24) — двовалентний метал, реагує з водою тільки при нагріванні, утворює гідрат  $Mg(OH)_2$ ; дає основні солі, за хімічними властивостями має подібність до берилію.

Алюміній (Al—27) — тривалентний елемент; як і бор, має подвійний характер: будучи за фізичними і хімічними властивостями металом, виявляє, проте, і властивості неметалів. Так, алюміній-гідроксид розчиняється в лугах з утворенням розчинних солей алюмініатної кислоти — алюмінатів (див. нижче).

Силіцій (Si—28) — чотиривалентний неметал. Йому відповідають слабкі кислоти, які дають ряд солей. Сполуки нагадують своїм складом і хімічними властивостями сполуки вуглецю.

Фосфор (P—31) — неметал, хімічними властивостями нагадує азот. У вищому оксиді  $P_2O_5$  він п'ятивалентний.

Сірка (S—32) — неметал; виявляє подібність до кисню. У вищому оксиді  $SO_3$  — шестивалентна.

Хлор (Cl—35,5) — енергійний галоген, подібний до флуору. У вищому оксиді  $Cl_2O_7$  — семивалентний.

Аргон (Ar—близько 39) — інертний газ, атомна вага якого близька до атомної ваги калію (див. нижче).

Таким чином, починаючи з натрію, ми зустрічаємо в нашому ряді елементи, які досить близько повторюють властивості розглянутих уже елементів і в тому ж самому порядку. Через вісім елементів ми зустрічаємо подібні між собою елементи. За аргоном іде:

Калій (K—39) — знову енергійний лужний метал і т. д.

Отже, в послідовності, з якою змінюються властивості елементів, коли елементи розміщені в порядку зростання їх атомної ваги, спостерігаємо певну *повторюваність*, або *періодичність*.

Ця правильність має назву *періодичного закону елементів*, або *закону Менделєєва* (1868 р.). Періодичний закон виражається в такій формі: *властивості елементів знаходяться у періодичній залежності від атомної ваги елементів*. В міру кількісного зростання атомних ваг періодично змінюється *якість* елементів. Періодичність виявляється не тільки в тому, що через певне число елементів властивості у значній мірі повторюються, — повертаються властивості лужних металів, властивості галогенів і т. д., — а також і в тому, що зміна властивостей елементів від лужного елемента до галогену відбувається в певній, повторюваній послідовності.

На цьому законі і ґрунтується *періодична система елементів* (система Д. І. Менделєєва).

3. **Періоди.** Частина ряду (стор. 266), в межах яких відбувається послідовно зміна властивостей елементів, Менделєєв назвав *періодами*. У розглянутих нами двох періодах — від лужного металу літію до галогену фтору й інертного газу неону, і від лужного металу натрію до галогену хлору та інертного газу аргону — є по 8 елементів. Це — *малі періоди*. В дальших двох — *великих періодах*, — між лужним металом і інертним газом, розміщено по 18 елементів; в дальшому великому періоді, — 32 елементи і в останньому періоді, незавершеному, — 6 елементів.

Малі й великі періоди подано нижче в таблиці (стор. 267). Замість знаків двох елементів, відкриття яких покищо є сумнівним (віргіній і алабамій), в таблиці поставлено знак питання.

У першому рядку таблиці дано два малі періоди, в дальших рядках — великі періоди. Великі періоди відрізняються від малих не тільки тим, що в них більше число елементів, а й тим, що в них більшість елементів — метали, і тільки в кінці з'являються неметали.

Великі періоди, так само, як і малі, починаються металами, подібними до літію та натрію, але потім зменшення металічних властивостей іде повільно, і тільки в самому кінці з'являються неметали. Проте, у великих періодах є одна властивість, за якою кожний великий період можна поділити на дві частини, що відповідають малим періодам. Це — *валентність* вищих солеутворюючих *оксидів*.

Якщо ми простежимо зміну валентності елементів великих періодів по кисню, то знайдемо, що спочатку ця валентність підвищується від одиниці до семи, після чого йдуть три дуже подібні між собою елементи (для деяких з них відомі сполуки, валентність яких дорівнює 8), а потім валентність падає до одиниці і далі знов поступово зростає до семи, після чого дорівнює нулеві.

В таблиці (внизу) дано приклади формул оксидів більш відомих нам елементів великих і малих періодів. За цими формулами і можна простежити згадану правильність.

Отже, як виявляється, можна елементи великих періодів розмістити під елементами малих періодів, які мають відповідну



МАЛІ І ВЕЛИКІ ПЕРІОДИ.

Малі період (8 елементів)	Літій Li	Берилій Be	Бор B	Вуглець C	Азот N	Кисень O	Флуор F	Неон Ne	Малі період (8 елементів)		Натрій Na	Магній Mg	Алюміній Al	Силіцій Si	Фосфор P	Сірка S	Хлор Cl	Аргон Ar
Великий період (18 елементів)	Калій K	Кальцій Ca	Скандій Sc	Титан Ti	Ванадій V	Хром Cr	Манган Mn	Залізо Fe	Кобальт Co	Нікель Ni	Мідь Cu	Цинк Zn	Галій Ga	Германій Ge	Арсен As	Селен Se	Бром Br	Криптон Kr
Великий період (18 елементів)	Рубідій Rb	Стронцій Sr	Йодій Y	Цирконій Zr	Ніобій Nb	Молибден Mo	Марганець Mn	Рутеній Ru	Родій Rh	Паладій Pd	Срібло Ag	Кадмій Cd	Індій In	Олово Sn	Станій Sb	Телур Te	Йод J	Ксенон Xe
Великий період (32 елементи)	Цезій Cs	Барій Ba	15 рядок: лантаноїдних елементів	Гафній Hf	Тантал Ta	Вольфрам W	Реній Re	Осмій Os	Ірідій Ir	Платина Pt	Золото Au	Ртуть Hg	Талій Tl	Свинцевий Pb	Бісмут Bi	Полоній Po	?	Радон Rn
Незакінчений період	?	Радій Ra	Активний Ac	Торій Th	Протактиній Pa	Уран U												
Валентність	1	2	3	4	5	6	7	8			9	2	3	4	5	6	7	0
Приклад оксидів	Li <sub>2</sub> O K <sub>2</sub> O	CaO BaO	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	CrO <sub>3</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	OsO <sub>4</sub>	—	—	Na <sub>2</sub> O Ag <sub>2</sub> O	MgO ZnO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>2</sub> SeO <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	

валентність, при чому виходять стовпці елементів з однаковою валентністю, як це і зроблено в таблиці. Незбіжність виникає тільки для інертного газу неону Ne, яким закінчується перший, малий період, та для міді Cu і золота Au, які хоч і дають оксиди як одновалентні метали відповідно до Na, що під ним вони стоять, але, крім того, утворюють і вищі оксиди ( $CuO$  й  $Au_2O_3$ ).

У лівій половині таблиці під неметалами першого малого періоду маємо метали великих періодів з тією ж валентністю. Так, під флуором, вищий оксид якого, коли б його добути, міг би за подібністю з хлором мати склад  $F_2O_7$ , є метал манган Mn, що дає оксид  $Mn_2O_7$ . Цьому оксидові відповідає кислота  $HMnO_4$ , сіль якої — калій-перманганат  $KMnO_4$  — нам добре відома. Крім того, манган дає солі як двовалентний метал. Під киснем є метал хром Cr з вищим оксидом  $CrO_3$ , якому відповідає хроматна кислота  $H_2CrO_4$ , що дає солі — хромати.

А в правій половині таблиці під неметалами є вже елементи характеру неметалів, як наприклад, під фосфором — арсен As і стибій Sb, під сіркою — селен Se, під хлором — бром Br і йод J.

Отже, тут ми зустрічаємось із знайомими нам *групами подібних елементів*.

Слід ще спинитися на четвертому рядку таблиці, де є великий період з 32 елементів. В цьому періоді 14 дуже подібних між собою, так званих *рідкоземельних елементів* (вони входять до складу рідко знаходжуваних мінералів, що мають назву „рідкі землі“). Усі ці елементи — тривалентні метали, утворюють оксиди типу  $R_2O_3$  і тому розміщені всі під бором B, що дає, як відомо, борат-ангідрид  $B_2O_3$ .

Ось список цих елементів (з округленими атомними вагами):

Лантан	Церій	Прозеодмія	Неодмія	Іттрія	Самарія	Європія	Гадолінія
La 139	Ce 140	Pr 141	Nd 144	?	Sm 150	Eu 152	Gd 157
Тербія	Диспрозія	Гольмія	Ербія	Тулія	Іттербія	Каліпедія	
Tb 159	Dy 162	Ho 164	Er 165	Tm 169	Yb 173	Lu 175	

З цих елементів практичне значення має покищо тільки церій Ce, який входить до складу стовпів, уживаних в запальничках як „кремені“. Крім того, з церій-оксиду в суміші з торій-оксидом (Th) виробляють ковпачки газошарових і гасожарових пальників.

Через те що всі рідкоземельні елементи розміщені в одній клітці четвертого рядка стовпчика, решта елементів цього періоду, не зважаючи на те, що всіх елементів у цьому періоді 32, попадають у стовпчика, що відповідають їх валентності.

**4. Таблиця Менделєєва.** Тепер, коли ми засвоїли собі, що таке великі й малі періоди, ми можемо перейти до таблиці Д. І. Менделєєва (див. таблицю в кінці книги). На цій таблиці малі періоди розміщені один під одним. Великі періоди поділені

на дві частини, які теж розміщені одна під одною так, що елементи з однаковою валентністю по кисню є один під одним і під відповідними елементами малих періодів. При такому розміщенні має своє місце і неон Ne. Крім того, таблиця робиться компактнішою.

У таблиці є 10 *рядів*, при чому в першому ряду стоять тільки два найлегші елементи — водень і гелій.

Перед кожним символом елемента поставлено цифру, — це нумерація елементів по черзі, за якою вони йдуть один за одним — *порядкові номери*. Під назвами елементів подано атомні ваги.

Елементи в таблиці утворюють 9 зазначених римськими цифрами *груп* елементів з однаковою валентністю. Остання група — група інертних газів, що не вступають у хімічні реакції і мають „нульову валентність“, позначена нулем — нульова група.

Знаки елементів розміщені не всередині кожної клітки, а зсунені вліво або вправо. Це зроблено для того, щоб подібні між собою властивостями (не тільки валентністю) елементи малих і великих періодів були один під одним, утворюючи таким чином у кожній групі дві *підгрупи* більш близьких між собою елементів (деякі елементи другого і третього ряду залишені на середині клітки, бо їх не можна з впевненістю віднести ні до однієї з підгруп великих періодів).

При такому розміщенні, наприклад, в VII групі всі галогени спиняються один під одним справа, а метали Mn, Ma, Re — зліва. Так само в V групі подібні між собою N, P, As, Sb і Bi опиняються в одній підгрупі, а метали — V, Nb, Ta, Pa — у другій і т. д. Отже, у великих періодах усі елементи *парних* рядів, що мають тільки метали (перша половина періоду), зсунені вліво, а всі елементи *непарних* рядів, в яких у кінці з'являються неметали, — вправо.

Внизу таблиці дано *типи* відповідних до елементів кожної групи *вищих, солеутворюючих оксидів*, при чому замість знака елемента поставлено букву R, що не є символом якогонебудь певного елемента. Нижче дано типи *вищих газоподібних сполук водню*, відомих тільки для IV — VII груп. Як видно з цих типових формул, валентність елементів по водню, із збільшенням атомної ваги, в горизонтальних рядах зменшується. Наприклад, хлор, семивалентний по кисню, утворює з воднем сполуку типу  $RH_7$ , а саме: водень - хлорид  $ClH_7$ . Тут хлор одновалентний. Слід відзначити, що сума валентностей елементів по кисню і по водню виявляється сталою і дорівнює 8.

Як уже було з'ясовано раніше, у рядах *зліва направо* йде *послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей*. Якщо простежити зміну металічних і неметалічних властивостей у групах, ми помітимо зменшення неметалічних властивостей і *наростання металічних властивостей зверху вниз*. Узявши для прикладу праву підгрупу V групи, ми знайдемо в ній спочатку два типові неметали — азот N і фосфор P. Потім йде арсен As, що є неметал за його сполуками, але у вільному

стані уже виявляє металічні властивості. Сірий арсен схожий на метал. Стибій Sb також, будучи неметалом у сполуках, як проста речовина має характерний металічний блиск, але відрізняється від звичайних металів своєю крихкістю. Останній член підгрупи — метал бісмут Bi — уже і в сполуках виявляє металічні властивості, заміщаючи водень у кислотах як тривалентний метал, але одночасно дає і нетривку бісмутатну кислоту  $\text{HBiO}_3$ , де він, як і азот у нітратній кислоті  $\text{HNO}_3$ , — п'ятивалентний.

**5. Передбачені елементи.** Коли Менделєєв створював таблицю елементів, керуючись періодичним законом, йому було відомо тільки 64 елементи, тоді як тепер ми добре знаємо 89 елементів. Тому в першій таблиці Менделєєва було багато порожніх місць і, між іншим, там, де тепер стоять елементи *скандій* Sc (4 ряд, III гр.), *галій* Ga (5 ряд, III гр.) і *германій* Ge (5 ряд, IV гр.).

Тоді відповідні елементи ще не були відомі, а інші елементи, близькі атомною вагою, не могли зайняти згаданих місць, бо не підходили до них своїми властивостями і типом сполук. Спираючись на періодичний закон, Д. І. Менделєєв у 1871 р. висловив думку, що елементи, місця яких показують ці проміжки, повинні існувати.

На підставі точного знання властивостей елементів, розміщених рядом з ними порожніми місцями у вертикальному і горизонтальному напрямках, Д. І. Менделєєв уже тоді визначив можливі величини атомних ваг цих елементів, а також указав, які властивості повинні мати самі ці елементи у вигляді простих речовин, які сполуки вони могли б утворити і якими властивостями ці сполуки повинні відзначатися.

Передбачення Д. І. Менделєєва з цілковитою точністю підтвердилися. Елементи, яких не вистачало, винайшли ще за життя Менделєєва, а саме: *галій* — 1875 р. — винайшов французький учений Лекок де-Буабодран (Lecoq de Boisbaudran), *скандій* — 1879 р. — шведські вчені Нільсон (Nilson) і Клеве (Cleve) і *германій* — 1886 р. — німецький учений Вінклер (Winkler). Учені, що відкрили ці елементи, дали їм назви своїх рідних країн — Франції (стародавньої Галлії), Скандинавії і Германії.

Потім поступово відкрили й інші елементи, яких не вистачало, за винятком елементів № 61, № 85 і № 87, які ще не можна вважати відкритими. Відомості, що подаються в науковій літературі, про їх відкриття дальшими дослідженнями не стверджувались.

Складаючи першу таблицю, Менделєєв виявив, що для деяких елементів було неправильно визначено їх атомну вагу. За їх властивостями вони мали зайняти інші місця, ніж за атомними вагами. При перевірці з'ясувалося, що Менделєєв мав рацію, і атомну вагу ряду елементів було виправлено.

Отже, періодичний закон відіграв величезну роль в історії науки. Він і тепер відіграє велику роль і допомагає дослідницькій роботі.

Відкриття законів, що дають можливість передбачати явища, становлять найвидатніші досягнення людської думки. Закон не

є щось накинуте природі людським розумом. Це — тільки правильне відображення в людському розумі тих зв'язків між явищами, що існують у природі.

Закон Менделєєва показує, що елементи не є чимсь розрізненим, випадковим. Вони *тісно зв'язані між собою*. Не зважаючи на різкі іноді відмінності у властивостях, в елементах є дещо спільне, вони мають між собою близьку спорідненість і, безперечно, однакове походження.

Треба відзначити, що в періодичній системі є деякі недосконалості, винятки. Так, наприклад, атомна вага аргону  $\text{Ar} = 39,944$  — більша, ніж калію  $\text{K} = 39,1$ ; телуру  $\text{Te} = 127,6$  — більша, ніж йоду  $\text{I} = 126,92$ ; кобальту  $\text{Co} = 58,94$  — більша, ніж нікелю  $\text{Ni} = 58,69$ ; а тим часом за хімічними властивостями лужний метал калій не можна поставити в групу інертних газів, а інертний газ аргон — у групу лужних металів, або йод забрати з групи галогенів і т. д. Довгий час думали, що питання тільки в тому, щоб точніше визначити атомні ваги. Але найточніші визначення не привели до бажаного результату.

Уже згадувалося, що мідь і золото своїми вищими оксидами не підходять до першої групи. Це так і лишається, бо ці елементи нікуди не можна переставити. Є ще деякі невеликі неув'язки, але ці частковості не применшують загального наукового значення періодичної системи, і деякі з них уже пояснені при вивченні питання про будову атома (див. нижче).

**6. Як користуватися періодичною системою.** Знання періодичної системи елементів дає можливість легко орієнтуватися у величезній різноманітності хімічних сполук. Бажано, щоб кожний учень, насамперед, засвоїв напам'ять другий ряд таблиці. Знаючи підряд елементи другого ряду, легко зміркувати, до якої групи належить кожний елемент цього ряду.

Так, наприклад, коли хочуть згадати, в якій групі періодичної системи є азот, досить обчислити: літій — перший, берилій — другий, бор — третій, вуглець — четвертий, азот — п'ятий. Значить, азот у п'ятій групі. Знаючи це, ми вже знаємо, що він у вищому оксиді п'ятивалентний, що формула цього оксиду  $\text{N}_2\text{O}_5$ , що число атомів водню у вищій сполуці азоту з воднем буде 3 (доповнення п'яти до восьми, див. стор. 269). Знаючи, що азот у другій половині ряду, ми знаємо, що він неметал і т. д.

Запам'ятавши другий ряд, слід потім запам'ятати найважливіші елементи групи, що відповідають кожному елементові другого ряду. Для азоту це будуть: фосфор, арсен, стибій і бісмут, для кисню — сірка і селен в одній підгрупі і хром та молібден — у другій і т. д.

Знаючи елементи даної групи (можна і не пам'ятати ряду, а тільки послідовність елементів згори вниз), легко зміркувати, який має бути склад сполук даного елементу.

Наприклад, ми хочемо згадати склад водень-селеніду. Пригадуємо, що селен у VI гр. стоїть під сіркою. Водень-сульфід  $\text{H}_2\text{S}$ , значить водень-селенід  $\text{H}_2\text{Se}$ .

Пригадаємо формулу натрій-піроарсенату таким чином: арсен стоїть в одній групі з азотом і фосфором. Пірофосфатну кислоту ми пам'ятаємо —  $H_4P_2O_7$ ; значить, піроарсенатна кислота повинна мати склад  $H_4As_2O_7$ , а сіль  $Na_4As_2O_7$ .

Ми забули атомну вагу азоту. Нам здається, що вона — 17. Пригадаємо, що азот лежить між вуглецем — 12 і киснем — 16. Значить, атомна вага азоту може бути тільки між 12 і 16, і пригадаємо, що вона дорівнює 14.

Ми хочемо написати вищий оксид олова. Пригадаємо, що олово в одній групі з вуглецем і силіцієм, і пишемо  $SnO_2$ .

Які властивості може мати цей вищий оксид? За аналогією з  $CO_2$  і  $SiO_2$  він повинен мати характер ангідриду. Виявляється, що це справді ангідрид, якому відповідає станатна кислота  $H_2SnO_3$ , що дає солі — станати.

**Задача 1.** Знайдіть у періодичній системі елемент кадмій Cd і складіть формули його оксиду та сульфїду. Чи має кадмій металічні чи неметалічні властивості?

**Задача 2.** Яка формула вищої кисневої сполуки урану U?

**Задача 3.** Складіть формули водневої і кисневої сполук германію.

**Задача 4.** Складіть формулу ванадатної кислоти через приєднання однієї молекули води до вищої кисневої сполуки ванадію V.

**Задача 5.** Вольфрамова руда, шеелїт, являє собою кальційну сіль вольфрамової кислоти. Складіть її формулу.

**Задача 6.** В якому з двох елементів, в олові Sn чи в свинці Pb, сильніше виявлені металічні властивості?

**7. Будова атомів і порядкові числа елементів.** Останні досягнення фізики розкрили нам цілу нову галузь — учення про будову атомів, які років 25 тому вважали за границю подільності речовини, матерії. А знання будови атомів у свою чергу дало можливість глибше заглянути в суть періодичного закону, дало йому нове обґрунтування і пояснення.

Питання про те, яким способом дійшли до розкриття будови атома, — питання складне, і ми про нього тут говорити не будемо. Нам доведеться скористатись тільки висновками, які дає нам наука — фізика.

Атоми елементів не є чимсь суцільним, неподільним, як думали раніше, а мають складну будову.

Вони складаються з центральної частини, позитивно зарядженого ядра, і з оточуючих ядро негативно заряджених електронів — найменших частинок негативної електрики.

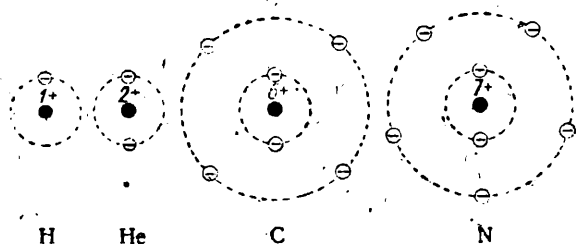
Найпростіший з атомів — атом водню — складається з ядра й одного електрона. Ядро атома водню, або протон, має один найменший можливий позитивний заряд, рівний величиною негативному заряду електрона.

Заряди електрона й протона наче нейтралізують, зрівноважують один одного, через те що атом в цілому не має заряду — електрично нейтральний.

Маса атома водню, що береться за одиницю при визначенні атомних ваг елементів, зосереджена, головним чином, в ядрі

атома, в протоні, бо маса електрона в порівнянні з масою протона мізерна. Вона дорівнює близько  $\frac{1}{1850}$  маси протона.

Несучи різномісній електричні заряди, електрон і протон притягають один одного, але в той же час вони не стикаються один з одним, а перебувають один від одного на дуже великій порівняно з їх діаметрами відстані. Пояснюється це тим, що електрон обертається з великою швидкістю навколо протона, і відцентрова сила не дає йому наблизитися до ядра, впасти на ядро, так само, як планети, обертаючись навколо сонця, на нього не падають (є й інші теорії).



Мал. 200. Будова атомів водню, гелію, вуглецю й азоту.

Атоми інших елементів так само складаються з ядра, що несе певне число позитивних зарядів, рівних величиною зарядові протона, і з електронів, що обертаються навколо ядра. Число електронів завжди рівне числу позитивних зарядів ядра, бо всі атоми електрично нейтральні.

Таким чином, атоми є єдність двох протилежностей — негативною і позитивною електрики, вони містять у собі ці протилежності.

Маса ядра атома даного елементу дорівнює масі атома водню, помноженій на атомну вагу (стор. 62) елементу (якщо не брати на увагу порівняно мізерну вагу оточуючих ядро електронів).

Число позитивних зарядів ядра, а значить і число електронів, що оточують ядро, відповідає *порядковому номеру* елементу у періодичній системі (стор. 265): у водню — 1, у гелію — 2, у літію — 3, у берилію — 4, у бору — 5, у вуглецю — 6, у азоту — 7 і т. д.

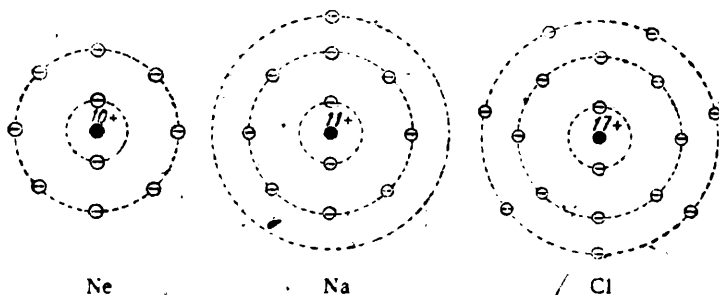
Електрони, що оточують ядро, рухаються навколо ядра на різних від нього відстанях. На мал. 200 — 201 подані умовні схеми будови деяких атомів.

Розглядаючи схеми, слід звернути увагу на те, що в атомах вуглецю й азоту по два електрони розміщені ближче до ядра, як у гелію, решта — на деякій віддалі. Число цих електронів, які стоять далі, відповідає валентностям атомів вуглецю і азоту по кисню: вуглець чотиривалентний, азот п'ятивалентний. Щодо гелію, то, як відомо, це — *інертний газ*, який не вступає ні в

які хімічні реакції, має нульову валентність. Очевидно, ця властивість гелію має зв'язок з якоюсь особливою властивістю, особливою *тривкістю комбінації з пари електронів*. На схемах це умовно позначено тим, що ці два електрони поставлено близько до ядра. Ця ж пара електронів, які не впливають на валентність елементів, є у всіх інших атомах.

Ми знаємо, що валентність елементів по кисню збільшується в рядах від елементу до елементу на одиницю і на кінцях періодів доходить до 7, а потім падає до нуля в інертних газах.

Перший після гелію, *інертний газ* — *неон* (атомна вага — 20). Він стоїть на десятому місці (див. таблицю Менделєєва) і тому має 10 електронів, після нього йде *натрій* (атомна вага — 23) з 11 електронами. Неон має нульову валентність, натрій — одновалентний. На дальших схемах (мал. 201) зображено умовно будову атомів неону, натрію і хлору.



Мал. 201. Будова атомів неону, натрію і хлору.

Через те що неон — інертний газ, то, очевидно, комбінація з 10 електронів у неону є така ж тривка, як і з двох у гелію. На схемі два з цих 10 електронів розміщені близько до ядра, а 8 — далі. У дальших елементів, зображених на схемі — натрію і хлору, електрони, що відповідають валентності цих елементів (1 і 7), розміщені в дальшому шарі, у третій *оболонці* або *зоні*, атома. Це — так звані валентні електрони. Вони визначають валентність і інші хімічні властивості атомів. Дальший за хлором *інертний газ* — *аргон* матиме знову 8 електронів у зовнішній оболонці і знов є інертним газом. За ним йде одновалентний калій, в якому „валентний“ електрон міститься вже в четвертій оболонці, і т. д. (у великих періодах розподіл електронів в оболонках складніший).

Електрони атомів розміщені, звичайно, не в одній площині, як у наших схемах, а в *просторі*, і тому ми й можемо говорити про оболонки з електронів. Крім того, об'єм ядра повинен бути незрівняно менший, ніж об'єм усього атома.

Електрони, що оточують ядро, як уже сказано, не бувають у спокої — вони рухаються, обертаються навколо ядра. Характер руху електронів остаточно ще не з'ясований.

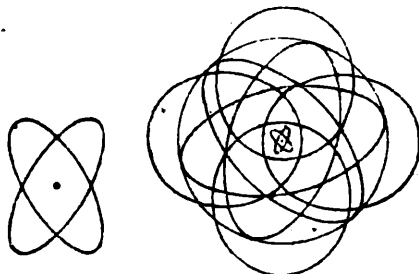


За гіпотезою англійського вченого Ретзерфорда (Rutherford, 1871 — 1937 р.) і данського вченого Бора (Bohr) — електрони рухаються навколо ядра по різно розміщених орбітах.

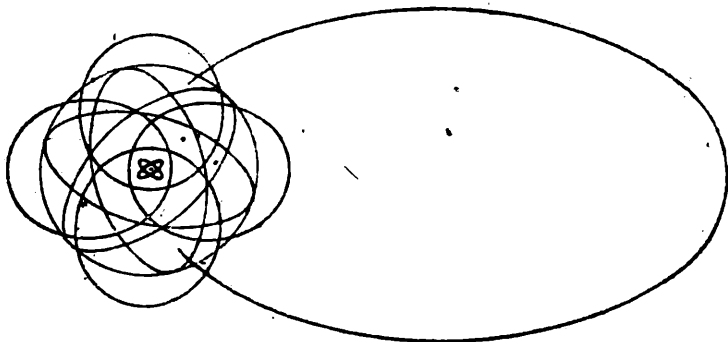
На мал. 202, 203 і 204 дано схеми будови атомів гелію, неону і натрію за Бором з орбітами, по яких рухаються електрони. Ядро позначено точкою. Атом натрію відрізняється від атома неону новою орбітою електрона, що відповідає валентності натрію (одновалентний).

Ці схеми, на деталях яких ми тут зупинятися не можемо, добре пояснюють спектри елементів і деякі фізичні властивості атомів, але незручні для побудови з них схем молекул.

Інші схеми — американського вченого Льюїса (Lewis) — не зображають характеру руху електронів і, без сумніву, далекі від дійсності, але зручні для схематичного зображення утворення атомами молекул.



Мал. 202 і 203. Будова атомів гелію й неону за Бором.

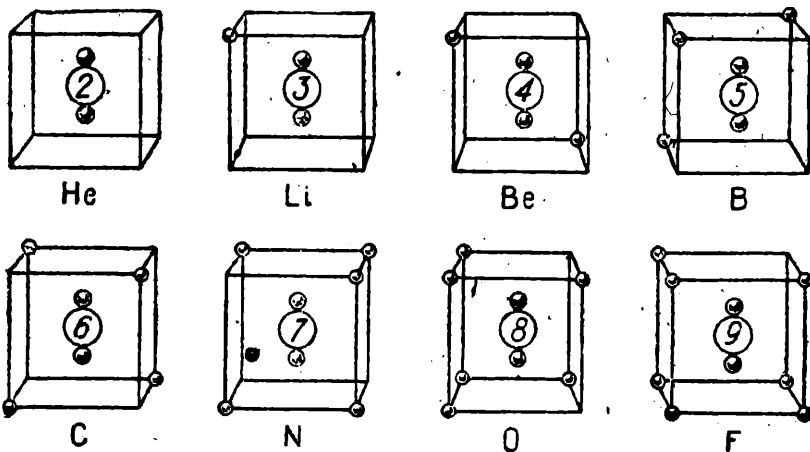


Мал. 204. Будова атома натрію за Бором.

На мал. 205, 206 і 207 показано *схеми Льюїса*, в яких припускається, що при русі електронів найхарактерніші положення, які займають у своєму русі електрони, — це положення неначе на кутах куба. Якщо всі кути куба зайняті електронами, утворюється стійка система з 8 електронів. Це — атоми інертних газів (мал. 206); у решти атомів один або кілька кутів куба лишаються незайняті.

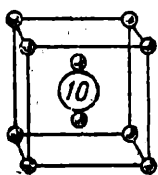
Виходячи з того, що найстійкішою системою є система з 8 електронів, тобто коли всі кути куба зайняті електронами, Льюїс припускає, що атоми легко сполучаються між собою в тих випадках, коли вони, *доповнюючи, один одного*, можуть

утворити *стійку систему з 8 електронів*. Наприклад, на мал. 208 показано утворення вуглецьIV-оксиду двома атомами кисню і одним атомом вуглецю; на мал. 209 і 210 — утворення молекул простих речовин —  $O_2$  і  $F_2$ .



Мал. 205. Будова атомів за Льюїсом.

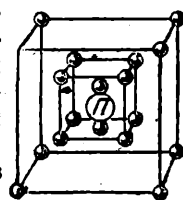
В усіх цих схемах *ядро кожного із сполучених між собою атомів оточене вісьмома електронами, які в них частково спільні з іншими атомами*.



Ne

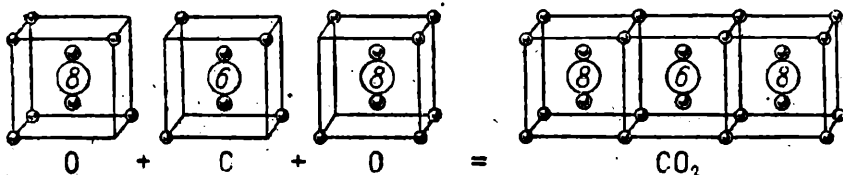
Мал. 206. Будова атома неону за Льюїсом.

Трохи інакше побудована молекула кухонної солі (мал. 211). У кухонній солі атом натрію і атом хлору перебувають у *різних положеннях*. Атом натрію віддав свій єдиний валентний електрон хлорові, хлор набув один електрон і дістав повну 8-електронну оболонку.



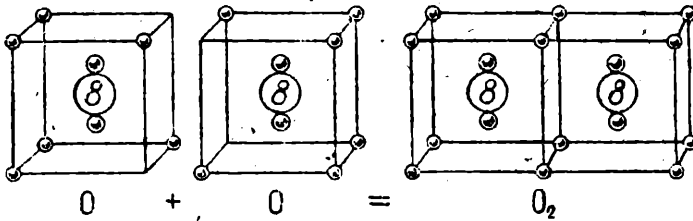
Мал. 207. Будова атома хлору за Льюїсом.

Вважають, що утворення молекул, подібних до молекули кухонної солі, відбувається так: атом металу втрачає свій електрон, перетворюючись у так званий *позитивний іон*, що несе позитивний заряд. Хлор, навпаки, набуває електрон і перетворюється



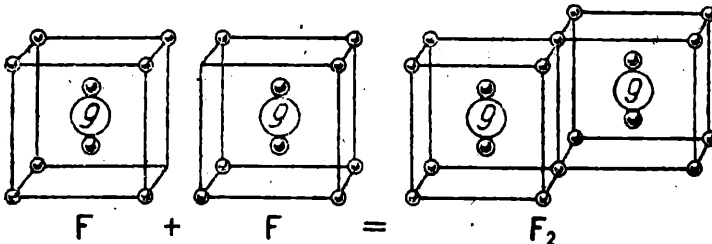
Мал. 208. Утворення молекули вуглецьIV-оксиду за Льюїсом.

в негативний іон, що несе негативний заряд. Будучи різно заряджені, іони натрію і хлору притягають один одного, утворюючи молекулу."



Мал. 209. Утворення молекули кисню за Льюїсом.

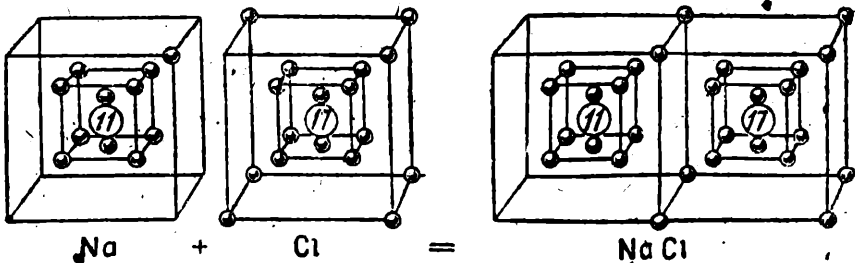
Аналогічно побудована молекула  $\text{CaO}$ . Кальцій втрачає свої два електрони, утворюючи позитивний іон, що несе два заряди. Кисень набуває два електрони, дістаючи 8-електронну оболонку.



Мал. 210. Утворення молекули флуору за Льюїсом.

Вів несе, таким чином, два негативні заряди. Притягаючи один одного, вони утворюють молекулу  $\text{CaO}$ .

Атоми неметалів можуть набувати різне число електронів, виявляючи різну валентність.



Мал. 211. Утворення молекули кухонної солі за Льюїсом.

Крім того, в деяких сполуках атоми неметалів можуть також і губити електрони:

Взагалі метали легко втрачають свої електрони. Можна показати, що при сильному розжарюванні металу з нього вилітають електрони.

Навпаки, неметали легко набувають електрони, перетворюючись у негативні іони.

Атоми деяких металів, перетворюючись в іони, можуть втратити або всі свої валентні електрони, або тільки частину їх. Цим пояснюється змінна валентність деяких металів, як заліза, міді, ртуті.

Сполуки, утворені іонами, називають полярними. Вони складаються ніби з двох протилежно заряджених частин — позитивної і негативної.

Питання про будову атомів і молекул не розв'язане остаточно. Обидві наведені схеми будови атомів — Бора і Льюїса — ще дуже недосконалі. Крім цих схем розроблено ряд інших, досконаліших, але важких для розуміння, — тому ми на них тут не зупиняємось, але й ці схеми ще далеко не відбивають усіх властивостей атомів. Проте, треба сказати, що про будову атомів ми вже знаємо дуже багато, незмірно більше, ніж якихнебудь 20 років тому.

Сучасна фізика має факти, на основі яких можна скласти собі деяке уявлення і про будову атомних ядер елементів. Атомні ядра, без сумніву, складні. Перше припущення полягало в тому, що до складу атомних ядер всіх елементів входять протони, тобто ядра атомів водню, які мають позитивний заряд. Число протонів, що знаходяться в ядрі, дорівнює атомній вазі елементу, бо маса протона = 1. Але, як ми знаємо, заряд ядер всіх атомів, крім атома водню, менший за їх атомну вагу. Через те частина позитивних зарядів протонів повинна бути зрівноважена негативними зарядами. Звідси припущення, що в склад ядер, крім протонів, входять також і електрони (крім електронів, що оточують ядро). Так, наприклад, в ядрі атома вуглецю, атомна вага якого = 12, повинно бути 12 протонів. У періодичній системі елементів вуглець стоїть на шостому місці, отже, і заряд ядра його = 6. Тому до складу ядра атома вуглецю, крім 12 протонів, повинно входити ще  $12 - 6 = 6$  електронів. Атомна вага натрію = 23, атомний номер — 11. Отже, заряд ядра атома натрію = 11, і до складу його ядра повинно входити  $23 - 11 = 12$  електронів.

Дальніше дослідження примусило припустити, що, крім протонів і електронів, повинні існувати і другі складові частини атомних ядер. Так, крім негативних електронів, видимо, існують і позитивно заряджені частинки з тою ж масою і з тою ж величиною заряду, що й електрони — *позитрони* (на відміну від позитронів, негативно заряджені електрони іноді називають негатронами). Крім того, виявлені нейтральні частинки, які не мають заряду з масою = 1 — *нейтрони*. Можна думати, що нейтрони складаються з тісно зв'язаних між собою протона і електрона.

Нарешті, на основі останніх наукових досліджень сучасна фізика дійшла висновку, що ядра атомів складаються тільки з двох складових частин, а саме: з ядер водню, *протонів*, що мають позитивний заряд і масу = 1, і з *нейтронів*, що не мають заряду і які також мають масу = 1.

Таким чином, число протонів, які входять у склад ядра, дорівнює порядковому номеру елементу, сума ж чисел протонів і нейтронів — його атомній вазі.

Знаючи будову атома, ми тепер інакше дивимось і на періодичну систему елементів. Ми знаємо, що *послідовний порядок* елементів у періодичній системі залежить не від атомної ваги,

як припускав Менделєєв, а від заряду ядра атома<sup>1</sup>. Теорія будови атома не лише не суперечить періодичній системі елементів, а й дає їй нові підтвердження й обґрунтування.

У таблиці Менделєєва, з погляду порядку в розташуванні елементів, є, як уже сказано, деякі суперечності: наприклад, атомна вага у аргону (№ 18) — більша, ніж у калію (№ 19), що йде за ним; у телуру (№ 52) — більша, ніж у йоду (№ 53), що йде за ним.

Проте, за їх властивостями ці елементи доводиться вмістити в таблиці не в порядку зростання атомних ваг, що суперечить періодичному закону. За числом зарядів атомних ядер вони повинні йти один за одним саме в тому порядку, в якому вони вміщені в таблиці. Таким чином, будова атома виявилась *більш основною його властивістю, ніж атомна вага*, якою свого часу тільки й міг користуватися Менделєєв.

Зупинимось ще на одному досягненні науки. З'ясувалось, що для більшості елементів існує *по кілька різновидностей атомів*, у яких один і той же заряд ядра і цілком однакові числа і розташування електронів, що оточують ядро, і які тому мають цілком *однакові хімічні властивості*, але мають різну атомну вагу.

Так, для хлору існують атоми з атомною вагою 35 і 37. Той хлор, з яким ми звичайно маємо справу, є *сумішшю* цих двох сортів атомів. Для інших елементів відоме ще більше число таких різновидностей атомів (наприклад, для свинцю — 4, для ртуті — 6 і т. д.). Ці різновидності атомів одного й того ж елементу мають назву *ізотопів* („рівномісцеві“); це означає, що вони містяться в одному й тому ж місці періодичної системи, під одним і тим же номером.

Ізотопи відомі майже для всіх елементів. У 1933 р. був відкритий ізотоп водню з атомною вагою 2, і виділена вода, що має в складі цей ізотоп. Ця вода фізичними властивостями відрізняється від звичайної води: вона важча, ніж звичайна вода, питома вага її 1,11165, температура кипіння її 101,42°, температура замерзання +3,8°. У звичайній воді міститься дуже незначна домішка „важкої“ води (1:5000).

Важку воду можна відокремити від легкої, піддаючи звичайну воду електролізу і, в міру того, як кількість води зменшується, додаючи свіжу воду. Питома вага води при цьому поступово підвищується, бо „легка“ вода легше розкладається струмом, ніж „важка“.

Для того щоб розрізнити ізотопи, які входять до складу молекул, біля хімічних знаків звичайно ставиться зверху справа цифра, що означає атомну вагу даного ізотопу. Формулу легкої води пишуть  $\text{H}_2\text{O}$  і формулу важкої води —  $\text{H}_2^2\text{O}$ .

---

<sup>1</sup> Порядкові числа елементів були вперше точно встановлені молодим англійським вченим — фізиком Мозлі (Moseley, 1867 — 1915), який дослідив спектри рентгенівського проміння для різних елементів. Ці спектри залежать від числа оточуючих ядро атома електронів. Детальніше про це можна прочитати в ширших курсах хімії.

Деякі автори для ізоотопів водню застосовують інші означення. Для легкого водню зберігають знак  $H^1$ , для важкого застосовують знак  $D$ , від назви важкого водню — дейтерій (легкий водень називають протій; протій утворюється від грецького протос — перший, дейтерій від грецького дейтерос — другий). Легка вода позначається  $H_2^1O$ , важка позначається  $D_2O$ . Звичайна вода залишається  $H_2O$ .

Інші сполуки важкого водню, як  $H^2Cl$ ,  $NH_3^2$  і т. д., теж мають інші фізичні властивості, ніж сполуки  $H^1Cl$ ,  $NH_3^1$  і т. д.

Хімічними властивостями сполуки  $H^2$  мало відрізняються від сполук  $H^1$ .



Складовська - Кюрі (1867 — 1934)

Виходячи з існування ізоотопів, нам доводиться розширити наше поняття про елемент. Ми повинні вважати, що *елемент* — це *сукупність ізоотопів* з одним і тим же порядковим номером, або — всі взагалі атоми, що мають один і той же заряд ядра. Наприклад, елемент хлор — сукупність ізоотопів з порядковим номером 17. Атомна ж вага хлору 35,5 є середня атомна вага його ізоотопів. Співвідношення між кількостями ізоотопів у всіх елементах стає, тому й можливе визначення атомної ваги елементів.

**8. Процес електrolітичної дисоціації з погляду вчення про будову атомів.** Коли Арреніус створював теорію електrolітичної дисоціації, про будову атомів ще нічого не знали і пояснення, чому при розпаді молекул у розчинах на іони останні дістають електричні заряди, теорія Арреніуса дати не могла. Сучасні ж дані про електричну природу атомів дають нам можливість з'ясувати собі механізм процесу електrolітичної дисоціації.

Ми знаємо, що всі атоми складаються з позитивно зарядженого ядра і електронів, які оточують ядро.

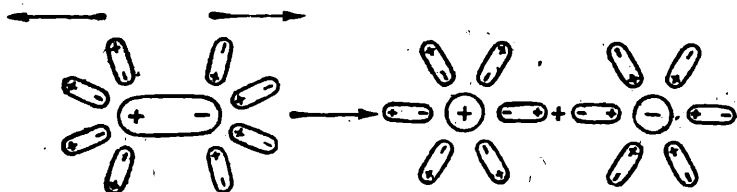
Електрони, що є в зовнішній зоні атомів, є валентними електронами, які визначають хімічні властивості атомів

Можна думати, що при утворенні молекул з атомів атоми наче намагаються утворити навколо своїх ядер стійку оболонку з 8 електронів. При цьому можуть утворюватися або симетричні неполярні молекули, подібні до молекул  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $CH_4$ , або молекули полярні, що складаються з протилежно заряджених частин — позитивної і негативної.

Молекули кислот, лугів і солей — усі є полярними молекулами. Вважають, що при утворенні цих молекул одні атоми втрачають свої електрони, перетворюючись у позитивні іони, другі набувають електрони, перетворюючись у негативні іони. Через взаємне притягання іонів утворюються молекули.

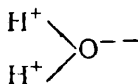
При розчиненні у воді ці іони переходять у розчин. Іони відрізняються від атомів *кількістю* електронів. Тому *якісно* вони відмінні від атомів.

Чому полярні молекули розпадаються при розчиненні на іони? Пояснення цьому можна дати, виходячи з уявлення про будову молекул води.



Мал. 256. Схема утворення іонів.

Молекули води є полярними. Розміщення атомів у молекулі води можна уявити собі таким:



При такому розміщенні атомів молекула води повинна мати два різно заряджені кінці, два полюси, вона є „диполем“.

Цю молекулу умовно можна зобразити так:  $\boxed{+ \quad -}$ .

Якщо уявити собі, що між полярними молекулами води падають полярні молекули електроліту, то ми можемо нарисувати картину, як на мал. 256.

Обидва кінці полярної молекули електроліту оточуються молекулами води. Ці молекули, притягаючись своїми зарядженими кінцями, намагаються неначе розтягнути, роз'єднати іони, що складають молекулу електроліту. В результаті утворюються окремі іони, оточені молекулами води. Ці іони розглядають як сполуки іонів з водою або гідрати іонів. Молекули води, що оточують з усіх боків іони електроліту, перешкоджають їх оберненому сполученню в молекули.

Вода має велику діелектричну сталу. З фізики відомо, що електростатичне притягання між тілами, зарядженими різноіменною електрикою, залежить не тільки від величини зарядів і віддалі між ними, а й від природи того середовища, в якому перебувають заряджені тіла. Найсильніше притягання — в пустоті, трохи менше — в газах і значно менше — в рідинах, при чому ослаблення сили притягання залежить від природи рідини. Так, наприклад, у бензолі притягання в 2 рази менше, ніж у пустоті, у спирті — в 26 раз і у воді — у 81 раз.

Число, що показує, у скільки разів електричне притягання в даному середовищі менше, ніж у пустоті, має назву *діелектричної сталої* даного середовища.

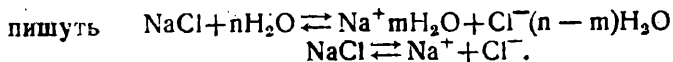
Полярність молекул води та її велика діелектрична стала і зумовлюють розпад молекул електролітів на іони.

За теорією Арреніуса, іони, що рухаються у воді, хоч і роз'єднані молекулами води, все ж час від часу стикаються між собою, знову утворюючи молекули електроліту, які потім знову розпадаються на іони. Тому реакцію дисоціації електроліту і зображують як реакцію оборотну.

Слід відзначити, що електролітична дисоціація може відбуватися не тільки у воді, але і в інших рідинах з великою діелектричною сталою: скраплений амоніак, ціанідна кислота, метиловий спирт та ін.

В процесі утворення іонів у цих розчинниках, так само, як і у воді, беруть участь молекули розчинника, утворюючи сполуки з іонами. Загальна назва сполук іонів з розчинниками, включаючи і сполуки з водою (гідрати), — *сольвати іонів*.

Складу сольватів ми не знаємо. Крім того, в кінцевому підсумку реакції між сольватами іонів відбуваються так, як вони відбувалися б між іонами, не сполученими з розчинником. Тому реакції зображують спрощено. Замість:



Утворення вільних іонів відбувається також у розтоплених солях і основах. Ми знаємо, що метали добувають електролізом розтоплених солей і лугів.

### 9. Радіоактивні елементи.

у 1896 р. французький фізик Беккерель (Becquerel) помітив, що мінерали, які мають у своєму складі уран (U, № 92) — останній елемент у періодичній системі елементів, — випромінюють якимсь невидиме проміння, що діє на загорнуту в чорний папір фотографічну пластинку. Беккерель звайшов потім, що це проміння проходить не тільки крізь папір, а й крізь дерево і навіть крізь нетовсті металічні пластинки, викликає свічення (флуоресценцію) деяких речовин і розряджає заряджений електроскоп.

Через деякий час Склодовська-Кюрі (Skłodowska-Kurie, Париж) знайшла, що такі ж властивості мають сполуки другого елементу останнього ряду періодичної системи — торію (Th, № 90).

Вивчення Склодовською-Кюрі та її чоловіком Кюрі уранової смоляної руди показало, що це випромінювання посилюється при хімічній обробці руди та усуненні сторонніх домішок. При цьому виявилось, що випромінювання, яке Склодовська назвала радіоактивністю (від латинських слів „радіус“ — *промінь* і „активус“ — *діяльний*), виходить не тільки від сполук урану, а й від сполук двох інших, до того часу невідомих елементів, один з яких був названий полонієм (Po, № 84), другий — радієм (Ra, № 88).

Полоній міститься в урановій руді в майже невлучно малих кількостях, радій — у більших кількостях, але все таки —



таких малих, що для того, щоб добути кілька міліграмів якої-небудь солі радію, доводиться переробляти багато тонн руди.

Крім перелічених елементів, радіоактивність мають і інші елементи, останнього ряду періодичної системи. З добре вивчених радіоактивних елементів найсильнішу радіоактивність має радій.

Радіоактивність не є властивість сполук радіоактивних елементів, а *властивість самих атомів* цих елементів, бо радіоактивність зовсім не залежить від того, чи маємо ми вільний елемент, чи сполучений з іншими елементами.

Радій — як проста речовина — сріблястий метал. Своїми хімічними властивостями радій подібний до барію (Ba, № 56) — елементу тієї ж групи періодичної системи.

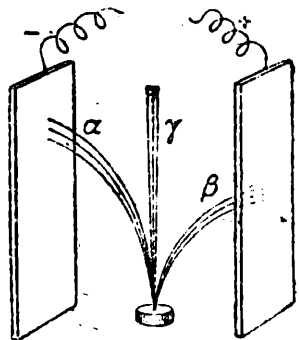
Радій — досить поширений елемент: його сполуки є в багатьох мінералах, у водах мінеральних джерел, у ґрунті, але завжди лише в надзвичайно *мізерних кількостях*.

Радій діє своїм промінням на організми — руйнує тканини, вбиває бактерії. Він має важливе застосування в медицині — ним лікують ракові та інші злоякісні опухлі.

Вивчення проміння, що його випромінює радій, показало, що це проміння *неоднорідне*. Якщо покласти свинцеву коробочку з сіллю радію між двома наелектризованими металічними пластинками (мал. 212), одна з яких заряджена позитивно, а друга негативно, то можна спостерігати таке явище: частина променів слабо відхиляється до негативно зарядженої пластинки — це так зване *альфа-проміння* ( $\alpha$ -проміння); частина променів сильно відхиляється до позитивно зарядженої пластинки — це *бета-проміння* ( $\beta$ -проміння); частина ж зовсім не відхиляється і йде вертикально вгору — *гама-проміння* ( $\gamma$ -проміння).

Проміння радію невидиме, і шлях його можна простежити, уміщуючи над коробочкою з радієм фотографічну пластинку, на якій при незаряджених металічних пластинках утворюється одна чорна пляма прямо над коробочкою, при заряджених же пластинках — ще дві плями на різних віддальх від тієї плями, що утворюється прямо над коробочкою (мал. 213).

Детальні дослідження показали, що радіоактивність є результатом зовсім досі невідомих і несподіваних явищ — *розпаду атомів* радіоактивних речовин і *утворення атомів нових елементів*. Проміння  $\alpha$ , як виявилось, є потоком позитивно заряджених частинок — *ядер гелію*, що утворюються при розпаді ядер атомів радіоактивних речовин, проміння  $\beta$  — *потокм електронів* і проміння  $\gamma$  — промінням, аналогічним до рентгенівського проміння, — електромагнітними коливаннями.

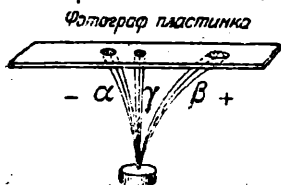


Мал. 212. Відхилення проміння радію між наелектризованими пластинками (схема).

В результаті розпаду атомів радію утворюються атоми *нового газоподібного елемента*, який назвали спочатку еманациєю. тепер же називають *радоном* (Rn, № 86). Хімічними властивостями він є інертний газ.

Атомна вага радону — 222, тобто дорівнює атомній вазі радію 226 мінус атомна вага гелію 4.

Радон у свою чергу є радіоактивним елементом. Він, як і радій, випромінює  $\alpha$ -проміння, тобто з його ядра виділяються, викидаються ядра гелію, при чому утворюється новий, знову *радіоактивний елемент*, ізотоп полонію, названий радієм А. Радій А, у свою чергу, послідовно перетворюється в ряд інших радіоактивних елементів, поки розпад не закінчиться утворенням атома нерадіоактивного елемента ізотопу свинцю (атомна вага 206).



Мал. 213. Виявлення відхилень проміння радію з допомогою фотографічної пластинки.

Кожне перетворення обумовлюється виділенням або ядер гелію, або електронів. При виділенні ядер гелію утворюється елемент з іншою атомною вагою, виділення електронів змінює тільки заряд ядра.

Швидкість розпаду атомів радіоактивних елементів дуже різна. Одні розпадаються дуже швидко, інші — дуже повільно. Швидкість розпаду визначають звичайно часом, потрібним на те, щоб деяке *число атомів* даного радіоактивного елемента зменшилося наполовину. Цей час, або „період піврозпаду“ — один і той же, незалежно від того, яку кількість атомів елемента було взято.

Період піврозпаду (що визначається посередньо) дорівнює для радію 1580 рокам, для радону — 3,85 дням, для радію А — 3,05 хвилинам, для урану — 4 500 000 000 рокам.

Сам радій є одним із продуктів розпаду урану.

Для торію також відомий цілий ряд продуктів розпаду, при чому кінцевим продуктом, як і для ряду урану, є ізотоп свинцю, але з атомною вагою не 206, а 208.

Розпад атомів радіоактивних речовин відбувається самочинно, і ми не маємо засобів прискорити його або сповільнити. Ні найвищі, ні найнижчі доступні нам температури, ні електричні розряди, ні тиски не змінюють швидкості радіоактивного розпаду. Щодо цього явище радіоактивного розпаду істотно відрізняється від звичайних хімічних реакцій і є явищем особливого порядку.

В мінералах, які містять уран, торій, актиній, завжди є домішка кінцевого продукту радіоактивного розпаду — свинцю, який утворився з цих елементів за час їхнього існування в земній корі.

Це дає змогу зробити дуже цікаві висновки про вік мінералів, які містять у собі згадані вище радіоактивні елементи.

На основі законів радіоактивного розпаду можна обчислити число часток грама свинцю, утворюваних щорічно при розпаді одного грама радіоактивного елемента. Так, наприклад, для урану це буде  $1,33 \cdot 10^{-10}$  г.

Знаючи, на підставі хімічного аналізу, скільки грамів свинцю припадає в даному мінералі на 1 г радіоактивного елементу, і поділивши знайдену вагу свинцю на число грамів, щорічно утворюване на 1 г елементу, ми дізнаємося про вік мінералу.

Під віком мінералу ми розуміємо той час, який минув з моменту, коли на початку утворення земної кори відбулося сполучення елементів, що складають цей мінерал.

Обчислення дають для віку різних мінералів величезні числа — від 200 до 2000 млн. років.

Ці дані підтверджують і уточнюють дані геології щодо віку нашої планети, одержані на підставі інших міркувань.

Розпад радіоактивних речовин супроводиться виділенням великої кількості тепла. Сіль радію має завжди температуру на кілька градусів вищу від температури навколишнього повітря. Один грам радію виділяє близько 0,135 *Кал* тепла на годину, а взагалі кількість тепла, що може виділитися при повному розпаді одного грама радію, дорівнює 3700 000 *Кал*, тоді як при згоранні одного грама вугілля утворюється тільки 8 *Кал*. Це показує, які величезні запаси енергії містяться в атомах.

Наприкінці слід сказати, що, хоч форми руху ядер та електронів ще остаточно не розкриті, *питання про складність будови атомів наукою розв'язане остаточно.*

Ядра та електрони для нас тепер такі ж *об'єктивні реальності*, як і самі атоми. Розкриття складності атомів дає реальне підтвердження ідеї про *єдність матерії*.

Крім того, вивчення радіоактивних речовин і будови атомів підтверджує, поглиблює й розширює величезне значення *періодичної системи* елементів. Ми бачимо, що елементи не тільки близько споріднені один з одним, але можуть перетворюватись один в одного. Ми не тільки знаємо, що елементи мають спільне походження, але ми можемо собі уявити, яким способом міг і може відбуватися розвиток матерії, як з найпростіших скупчень матерії можуть утворюватися складніші, як, навпаки, менш стійкі складні утворення перетворюються в стійкіші. Періодичний закон показує, що *вічний розвиток* відбувається не лише в живій природі, а і в неорганічному світі.

#### Запитання для повторення.

1. В чому полягає періодичність змін властивостей елементів?
2. Формулюйте періодичний закон.
3. Характеризуйте малі і великі періоди.
4. Назвіть елементи, передбачені Менделєєвим.
5. Перелічіть елементи другого ряду періодичної системи.
6. Назвіть найважливіші елементи кожної групи періодичної системи.
7. Напишіть формули сполук з хлором трьох металів першої підгрупи другої групи.
8. Який вищий солеутворюючий оксид свинцю? Які властивості він повинен мати?

9. Яка валентність аргону?
10. Як збудований атом бору? кальцію? (заряд ядра, кількість електронів у кожній оболонці).
11. Що таке ізотопи? Наведіть приклади.
12. Яке означення поняття „елемент“ можна дати, виходячи з періодичного закону?
13. Наведіть приклади полярної і неполярної сполук.
14. Назвіть відомі вам радіоактивні речовини.
15. Які особливості радіоактивних речовин?
16. Які промені радіо відхилляються до негативно зарядженої пластинки, які — до позитивно зарядженої і чому?

## XXI. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.

Усіх металів відомо близько 70. Більшість з них — елементи дуже рідкі.

Надаємо, що головна маса земної кори складається з неметалів — кисню та силіцію, які разом становлять близько 75% за вагою земної кори (стор. 35).

З металів у найбільших кількостях у земній корі (мал. 214) є *алюміній* (польові шпати, глини). Потім іде *залізо*, що є у вигляді величезних покладів різних сполук у багатьох місцях; *кальцій*, що входить до складу вапняків; *натрій* (кухонна сіль, польові шпати); *калій* (польові шпати, слюда, калій-хлорид); *магній* (магній-хлорид, магнезити, доломіти); *титан* (ільменіт, титано-магнетити); *манган* (піролюзит — манганIV-оксид) та ін.

Як видно з діаграми (мал. 214), метали, що їх широко застосовують у техніці, як мідь, цинк, олово та ін., в неї не попали, бо вони зустрічаються в порівняно дуже незначних кількостях. Щождо таких металів, як золото, платина та багато інших, то їх кількості в земній корі порівняно мізерні.

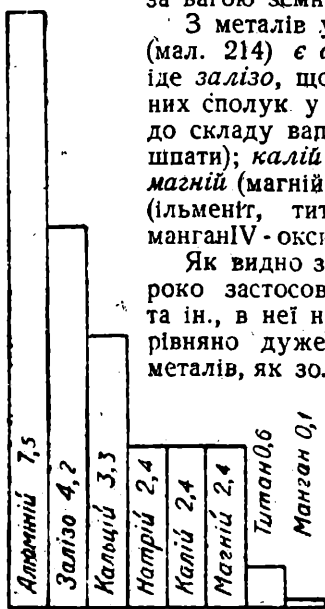
### 1. Фізичні властивості металів.

Метали у вигляді простих речовин мають цілий ряд спільних властивостей. Насамперед спільна властивість металів, що найперше звертає на себе увагу, — характерний *металічний блиск*, за яким завжди легко відрізнити метал від неметалу.

Для *кольору* металів ми не маємо особливих слів і умовно називаємо деякі метали білими, як алюміній, цинк, олово, хоч вони, звичайно, не білі,

як фарфор, папір і т. ін. І червоний колір чистої міді та жовтий колір золота так само своєрідні.

Більшість металів мають умовно білий колір з різними відтінками, і лише небагато з металів більш-менш забарвлені. Це мідь — червоного кольору, золото — жовтого кольору, бісмут — червонуватого, нікель — злегка жовтуватого.



Мал. 214. Діаграма поширення металів у земній корі (в процентах).

Тепер у виробництві прийнято умовно поділяти метали на дві групи — чорні метали і кольорові метали.

**Чорні метали** — це залізо і його стопи. Назва залежить від того, що залізо і його стопи в необробленому вигляді вкриті шаром чорного магнітного залізо-оксиду  $Fe_3O_4$ .

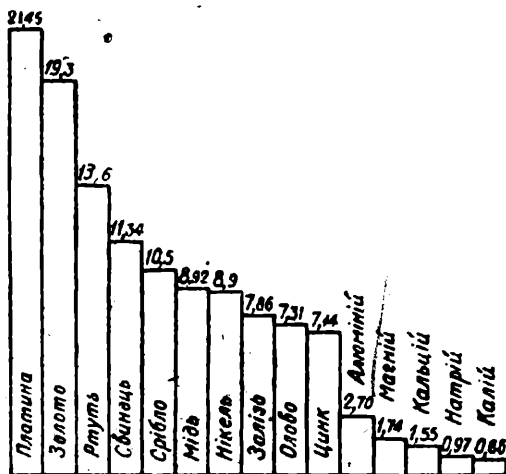
**Кольорові метали** — всі інші метали.

• Усі метали, крім ртуті, при звичайних умовах — тверді кристалічні речовини.

Усі метали — непрозорі.

Усі метали — більш або менш добрі провідники тепла та електрики.

За питомою вагою розрізняють метали легкі, питома вага яких менша 5, і важкі — всі інші. На мал. 215 дана діаграма питомих ваг металів; з діаграми видно, що за питомою вагою метали дуже відрізняються між собою. Найлегші метали — калій і натрій, які легші від води. Найважчі — платина, золото, ртуть (на діаграмі подано питому вагу твердої ртуті).



Мал. 215: Діаграма питомих ваг металів.

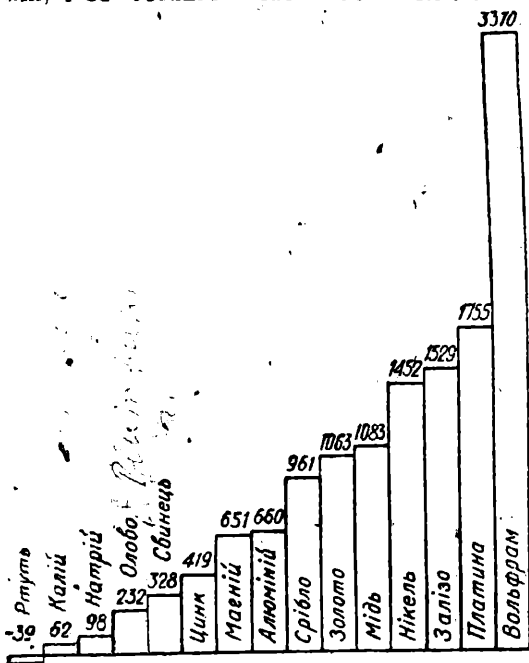
За температурами топлення метали розрізняються ще більше, ніж за питомими вагами. З діаграми (мал. 216) видно, що найлегкотопкіший метал — ртуть: вона рідка при звичайній температурі і твердне тільки при температурі на  $39^\circ$  нижче нуля. Потім ідуть калій і натрій. Із застосовуваних у техніці металів найлегкотопкіші — олово і свинець; найтугопкіші — нікель, залізо, платина і деякі метали, що рідко трапляються. Найтугопкіший метал — вольфрам, з якого готують нитки для електричних лампочок.

На діаграмі (мал. 217) дано теплопровідності деяких металів. За одиницю взята теплопровідність срібла.

Найбільшу теплопровідність після срібла мають мідь та золото, найменшу — ртуть. Але теплопровідність ртуті все ж у 10 раз більша від теплопровідності скла.

За електропровідністю метали розміщуються в тому ж порядку, як і за теплопровідністю. З діаграми (мал. 217) видно, чому для електричних проводів звичайно беруть мідь. Вона стоїть поруч із сріблом, що має найбільшу електропровідність — срібло ж не застосовують тільки тому, що воно дороге. З металів дешевших, ніж мідь, найбільше придатний для проводів алюміній.

ній, і за останній час його й почали застосовувати в електро-техніці.



Мал. 216. Діаграма температур топлення металів.

бути розплющені ударами молотка в більш або менш тонкі листи.

Тільки небагато металів, як стибій Sb, бісмут Ві, манган Mn, ламки і під ударами молотка розсипаються на дрібні куски. Стийбій можна розтерти на порошок у фарфоровій ступці.

З наведених даних про фізичні властивості металів видно, що метали за різними фізичними властивостями розміщуються в різному порядку.

**Спроби.** Розгляньте метали, що є в школі, і навчіться пізнавати їх з зовнішнього вигляду.

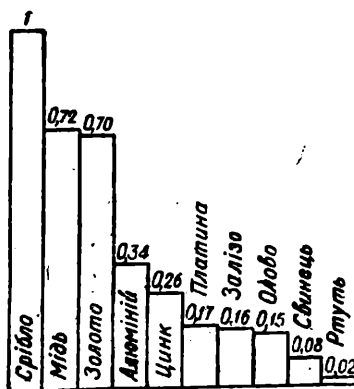
Якщо є комплекти металічних пластинок однакового розміру, які можна видати учням на руки, то, беручи метали в руку, назвіть приблизно їх питому вагу і порівняйте одержані результати з діаграмою.

Спробуйте подрятати одним металом інший, щоб порівняти їх твердість. Переконайтесь, які метали найлегше гнуться.

При порівнюванні *твердості* різних речовин за твердішу вважають ту речовину, що залишає слід на іншій речовині при дряпанні або натискуванні. З усіх відомих речовин найтвердіший — алмаз (стор. 231). З металів найтвердіші — хром Cr, вольфрам W і нікель Ni. Найм'якші метали — лужні; з металів же, що досить широко практично застосовуються, найм'якші — олово та свинець.

На діаграмі (мал. 218) показані твердості різних металів порівняно з алмазом, твердість якого взято за десять.

Більшість металів — *ковки*, тобто можуть



Мал. 217. Діаграма відносної теплопровідності металів.

Щоб порівняти температури топлення металів, розкладіть кусочки металів, що у вас є (олово, свинець, цинк, алюміній), на кружечку з жерсті (мал. 219), нагрівайте середину кружечка на спиртівці і спостерігайте, в якому порядку метали топтимуться.

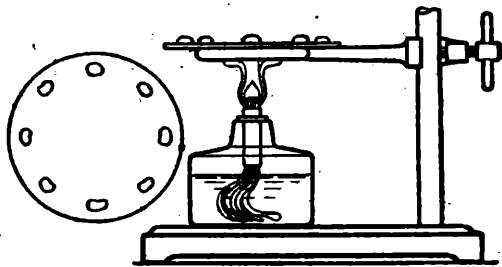
2. Стопи. В розтопленому стані метали звичайно легко змішуються між собою, утворюючи однорідну рідину — розчин. Більшість металів, наприклад — олово і свинець, мідь і цинк, срібло і золото можуть змішуватись у якій завгодно пропорції; проте деякі метали розчинні один в одному тільки до певної міри.

Так, наприклад, якщо змішати розтоплені цинк і свинець, то вони при устоюванні утворюють два шари, подібно до ефіру у воді. Нижній — розчин цинку в свинці, що містить 1,2% Zn, і верхній — розчин свинцю в цинку, що містить 6% Pb.

Взаємна розчинність металів підвищується при підвищенні температури.

При застиганні однорідного розчину одного металу в другому утворюється тверда маса, яка називається стопом.

Стопом називається також і рідкий розчин металів одного в одному.

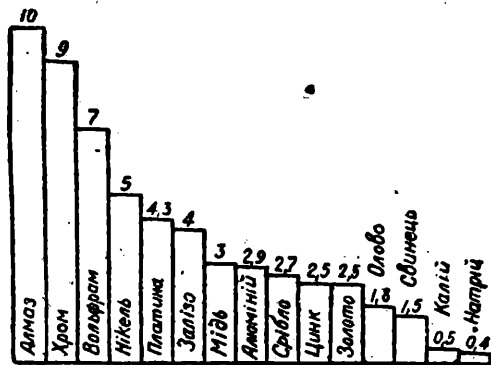


Мал. 219. Розтоплення кусочків металів на кружечку з жерсті.

Вилийте її на дошку — і матимете стоп олова із свинцем.

Тверді стопи можуть мати різну будову.

1. Стопи можуть бути цілком *однорідні*. В такому разі вони являють собою або певну хімічну сполуку, виражену хімічною формулою (звичайно не відповідною валентностям металів, які виявляються ними при сполучі з неметалами), наприклад,  $AuAl$ ,  $SnSb$ ,  $Cu_2Sn$  і т. ін., або однорідну суміш неозначеного складу,



Мал. 218. Діаграма твердості металів порівняно з твердістю алмазу.

яка називається *твердим розчином*. Такою однорідною сумішшю є, наприклад, стоп Au і Ag.

Твердий розчин може також бути однорідною сумішшю певної хімічної сполуки обох металів з надміром одного з них.

2. Стоп може бути речовиною *неоднорідною*. Подібно до того, як маса граніту складається з окремих частин кварцу, польового шпату та слюди, що зрослися між собою, так і в стопах іноді можна розрізнити кристалічні ділянки окремих металів і певних сполук металів між собою. До складу стопу можуть входити також і ділянки твердого розчину.



Мал. 220. Стоп міді й срібла під мікроскопом (збільшення 165).



Мал. 221. Стоп міді й магнію під мікроскопом (збільшення 110).



Мал. 222. Стоп міді й цинку під мікроскопом (збільшення 44).



Мал. 223. Сталь з 0,5% С під мікроскопом (збільшення 100).

Окремі складові частини стопу звичайно добре видно тільки при більш-менш значному збільшенні. Для того щоб виявити неоднорідність стопу, поверхню його звичайно полірують, а потім діють на неї якоюнебудь кислотою, розчином бромю, йоду або іншим реактивом. Речовини, що легко піддаються дії реактиву, роз'їдаються сильніше, і на відполірованій поверхні утворюються контури різних складових частин стопу. Мал. 220 — 223 показують такі роз'їдені поверхні кусків різних стопів під мікроскопом.

*Більшість стопів є речовини неоднорідні. Усі стопи — і неоднорідні, і однорідні — речовини кристалічні.*



Стопи можуть бути утворені не лише двома металами, а й кількома.

Подібно до стопів металів між собою, можуть бути утворені також і стопи *металів з неметалами*. Так, наприклад, чавун є стоп заліза з вуглецем, силіцієм та манганом. З металами можуть давати стопи також сірка, фосфор та інші неметали.

**3. Фізичні властивості стопів.** *Питома вага* стопу звичайно лежить між питомою вагою тих металів, які утворюють стоп.

Температура топлення більшості стопів буває *нижчою* від температури топлення найлегкотопкішого з металів, що утворюють стоп: Так, наприклад, стоп з 35 частин олова і 65 частин свинцю топиться близько  $190^{\circ}$ , тоді як найлегкотопкіший з металів, що утворюють стоп, — олово — топиться при  $232^{\circ}$ .

За приклад стопу з особливо низькою температурою топлення може бути стоп Вуда, що складається з 2 частин свинцю, 2 частин олова, 7—8 частин бісмуту і 1—2 частин кадмію. Стоп Вуда топиться нижче температури кипіння води, а саме — близько  $70^{\circ}$ , тоді як найлегкотопкіший з металів, що входять до складу стопу, — олово — топиться при  $232^{\circ}$ .

Взагалі фізичні властивості стопів (крім питомої ваги) здебільшого *не є середніми* між властивостями складових металів. Стоп звичайно набуває деяких *нових властивостей*.

Наприклад, латунь, або жовта мідь, що є стопом міді та цинку, значно твердіша від обох цих металів. До срібла або золота, які в чистому вигляді дуже м'які, щоб надати їм твердості, при виготовленні монет та інших виробів, завжди додають деяку кількість міді; мідь же сама по собі також значно м'якша від виготованого стопу. Стоп міді, яка має червоний колір, і білого з жовтуватим відтінком нікелю, який застосовують для карбування монет, має не жовтувато-червоний колір, як можна було чекати, а майже білий.

Властивості металів часто різко змінюються навіть від невеликої домішки інших металів або неметалів. Так, наприклад, сталь, тобто залізо з невеликим вмістом (1—2%) вуглецю, — дуже тверда порівняно з чистим залізом.

Чавун — стоп заліза з вуглецем, силіцієм та манганом (усіх трьох разом 5—12%) — дуже твердий і ламкий.

Стоп заліза з хромом (близько 15%) і нікелем (близько 0,5%) надзвичайно тривкий щодо іржавіння (нержавіюча сталь).

Стопи вольфраму з вуглецем і невеликими кількостями кобальту та інших металів *майже такі ж тверді, як алмаз*, який тепер досить часто замінюють цими стопами при свердлінні гірських порід, при обробці найтвердіших чавунів і сталей і т. ін.

Із звичайних стопів слід згадати про такі.

Латунь, або жовта мідь, є стоп міді та цинку. Звичайний склад — 1 частина Zn і 2 частини Cu; різні сорти латуні відрізняються своїм складом; до деяких сортів додають невеликі кількості Sn, Pb, Al та інших металів. Латунь, як уже було сказано вище, набагато твердіша від міді та цинку, і тому її дуже

широко застосовують (частини машин, домашні речі): самовари, примуси, лампи, частини годинників та інших механізмів, фізичні прилади і т. ін.).

Бронза — сплав міді й олова. Різні сорти містять 75 — 90% Cu. Це один із найдавніших сплавів, відомий людству з доісторичних часів. Давні бронзи добували, виплюючи руди, що містять у собі мідь та олово. Тому що бронза тверда, до відкриття заліза вона була головним матеріалом для виготовлення різних знарядь та зброї (бронзовий вік). Тепер з бронзи виготовляють різні частини машин (наприклад, підшипники). Бронза дає дуже чисте литво і порівняно мало змінюється на повітрі, — тому її застосовують також для виливання статуй і різних художніх виробів.

Дуралюміній — сплав алюмінію з невеликими кількостями міді (4%), мангану та магнію. Цей сплав, майже зберігаючи легкість алюмінію, твердістю однаковий з м'якими сортами сталі. Це дає можливість застосовувати його при будіванні літаків, дирижаблів і всюди, де потрібна легкість при достатній твердості. Дуралюміній був виготовлений за кордоном,

Припой (м'який) — сплав олова із свинцем, що містить у собі 2 частини Sn і 1 частину Pb, застосовується для спаювання залізних, мідних та інших виробів. Він легкотопкий, ніж свинець та олово. Крім того, в розтопленому вигляді він легко пристає до поверхні спаюваних металів, якщо вони добре очищені і вкриті шаром якоїнебудь речовини, що перешкоджає утворенню оксидів. Такою речовиною звичайно служать цинк - хлорид (паяльна рідина або „травлена кислота“ — розчин цинк - хлориду).

Крім м'якого, тобто легкотопкого і мало твердого припою, для паяння користуються також і туготопкими та твердими сплавами, до складу яких входять Cu, Zn, Ag та інші метали.

Друкарський сплав (гарт) — сплав свинцю із стибієм (10 — 25%) і з невеликою кількістю олова — застосовується для виливання друкарських шрифтів. Він легкотопкий і збагато твердший від свинцю, але не має ламкості стибію; при застиганні злегка розширюється і тому дає дуже точне литво, що при виготовленні „літера“, часто дуже малих розмірів, має велике значення. Крім Pb, Sb і Sn, до складу друкарського сплаву входять іноді й інші метали.

Антифрикційні сплави (бабіти) — білі, що ставлять добрий опір зносові від тертя, сплави, які застосовуються для заливання підшипників. У складі бабітів є свинець, стибій, мідь, цинк та інші.

Амальгами — сплави різних металів із ртуттю. Амальгама срібла застосовується при пломбуванні зубів. У гальванічних елементах застосовують амальгований цинк; для відокремлення золота та срібла від домішок користуються розчинністю цих металів у ртуті і т. ін.

Застосування *чистих металів* у виробництві *дуже обмежене*. Як приклад, можна вказати на застосування чистої міді для електричних проводів. Переважно ж у виробництві застосовують не чисті метали, а сплави.

Тепер уже розроблена величезна кількість сплавів, що задовольняють найрізноманітніші потреби виробництва. Комбінуючи різні метали в різних пропорціях, можна утворювати сплави з найрізноманітнішими властивостями. Відомі сплави надтверді та м'які, сплави, що витримують дуже високі температури, не оксидуючись, як ніхром (сплав нікелю з хромом), що застосовується для виготовлення електричних нагрівних приладів, і сплави, які при пильній напильком дають спони іскор (сплави, що застосовуються у запальничках); сплави надлегкі (сплави магнію); сплави з надзвичайно малим коефіцієнтом розширення, що застосовуються для годинників і для вимірних інструментів; сплави в'язкі, які ставлять добрий опір розтяганню та згинанню; сплави рідкі при звичайній температурі і т. ін.

Така широта різноманітності властивостей сплавів має величезне значення у виробництві. Успіхи сучасного машинобудування, автомобілізму, авіації, засобів нападу та оборони (як далекобійні і швидкострільні гармати, танки, броненосці та панцеробійні снаряди і т. ін.) тісно зв'язані з вивченням сплавів і з розробленням чимраз нових сплавів з найрізноманітнішими властивостями.

**4. Хімічні властивості металів.** Усі метали дають сполуки з киснем, з сіркою, з галогенами.

Сполуки з киснем. Оксиди майже всіх металів утворюються при безпосередньому сполученні металів з киснем. Металів, які не оксидуються ні при звичайній температурі, ні при нагріванні, відомо тільки три. Це так звані „благородні“ метали: *срібло, золото, платина*. Усі інші метали при тих чи інших умовах можуть безпосередньо сполучатися з киснем<sup>1</sup>.

Найлегше сполучаються з киснем калій K, натрій Na і кальцій Ca, які при звичайній температурі швидко перетворюються в оксиди, — тому їх можна зберігати тільки в щільно закритих посудинах. Натрій і калій звичайно зберігають під гасом або маслом.

Легко оксидується також магній Mg, який поступово вкривається сірою кіркою оксиду. Магній набагато тривкіший, ніж перші три метали.

Алюміній Al, цинк Zn і свинець Pb швидко вкриваються на повітрі тонкою плівкою оксиду, яка захищає їх від дальшої оксидзації. При цьому на алюмінії цей шар оксиду такий тонкий і щільний, що алюміній мало втрачає в своєму блиску.

Мідь Cu, олово Sn, нікель Ni, хром Cr і ртуть Hg у чистому повітрі при звичайних умовах *практично не оксидуються*. Це саме можна сказати і про абсолютно чисте залізо Fe, яке не має домішок. Таке залізо добути дуже важко, і залізо на практиці легко оксидується, особливо у вологому повітрі (іржавіє).

Лужні метали, а також кальцій, магній, цинк, будучи розжарені, можуть *горіти* на повітрі; залізо, нікель, хром — *горять* у кисні.

Усі інші метали, крім благородних, при розжарюванні тільки оксидуються.

Оксиди металів на практиці дуже рідко утворюються від сполучення металів з киснем. У виробництві таким способом добувають цинк-оксид ZnO, який, розтертий з вареною олією, застосовується як біла фарба — цинкове білидо.

Цинкові білила добувають спалюванням цинку, який нагрівають у муфельних печах до кипіння. Пара цинку згорає в течії нагрітого повітря синювато-зеленим полум'ям, і найтонший порошок цинк-оксиду, що утворюється, осідає в довгому залізному каналі.

Звичайний спосіб добування оксидів металів — це *розклад* нагріванням їх *карбонатів* або *нітратів*, а також гідроксидів.

**Задача.** Наведіть кілька прикладів реакцій, при яких утворюються оксиди металів.

Всі метали дають з киснем основні оксиди. Крім того, нам уже відомо, що деякі метали, як хром, манган, дають і кислотні оксиди.

Сполуки з сіркою. *Всі метали*, крім золота, можуть безпосередньо *сполучатися з сіркою*.

<sup>1</sup> Метали VIII групи — рутеній, родій, осмії та ін., що їх раніше залічували до благородних металів, можуть оксидуватись.

Навіть платина в дуже здрібненому вигляді (губчаста платина) реагує при нагріванні з сіркою, але у вигляді пластинки або дроту вона лишається в розтопленій сірці, як і золото, незмінною.

Лужні метали і кальцій сполучаються з сіркою з вибухом.

Цинк і алюміній у порошок реагують із сіркою з сильним спалахом. Усі інші метали також більш-менш енергійно реагують із сіркою.

**Спроба 1.** Зважте 3 г цинку в порошок і 1,5 г сірки. Добре змішайте, покладіть на кусок жерсті, на цеглину тощо і нагрійте кудку зверху полум'ям довгої скалочки (не сірника). Відбувається бурхлива реакція і утворюється цинк-сульфід  $ZnS$ .

Повторіть спробу з порошком алюмінію, взявши 0,5 г порошку алюмінію і розраховавши, скільки треба зважити сірки.

Візьміть у пробірці потроху кожної із добутих речовин і долийте кілька крапель хлоридної кислоти.

Відбувається виділення водень-сульфіду, який ви визнаєте по запаху.

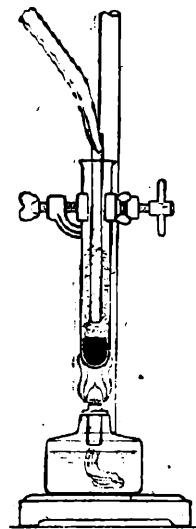
Напишіть рівності реакцій.

Утворені сульфідні, як ми вже знаємо з прикладу залізоII-сульфіду  $FeS$ , є солі сульфідної кислоти  $H_2S$ .

На початку курсу ми проробляли реакцію сполучення сірки з залізом, що супроводиться сильним розжарюванням.

Таким же способом можна було б проробити спроби і з рядом інших металів.

Можна також спостерігати горіння металів у парі сірки.



Мал. 224. Горіння міді в сірчаній парі.

Якщо нагріти сірку в пробірці або в колбі до кипіння і опустити в пару сірки запалену стрічку магнію, то магній продовжує горіти в парі сірки яскравим полум'ям.

Якщо опустити в пару сірки тонку мідну пластинку або спіраль з тонкого залізного або мідного дроту, смужку олов'яного або свинцевого паперу, то метали самі собою розжарюються в парі сірки і утворюють сполуки сірки (мал. 224).

Сполуки з галогенами. З галогенами всі метали, серед них і золото та платина, можуть сполучатись *безпосередньо*.

Тут, як і в сполуках з киснем та з сіркою, ми спостерігаємо той же *порядок активності металів*. Найенергійніше, з великим виділенням тепла, сполучаються лужні метали, а найменш енергійно — благородні метали.

Ми вже спостерігали горіння в хлорі натрію, заліза, розжарювання міді.

Найенергійніше реагують метали з флуором, потім по порядку йдуть хлор, бром та йод.

Багато металів самі собою загораються в бромі. Якщо є добра витяжна шафа, то легко спостерігати горіння в бромі алюмінію.

У пробірку наливають трохи брому і вкидають згорнутий жмуточком алюмінійовий дріт або кілька стружок алюмінію (мал. 225).

Алюміній легший від брому і плаває на його поверхні. Реакція починається при звичайній температурі. Через деякий час від тепла, що виділяється при реакції, алюміній сам собою загорається, топиться і у вигляді розжареної до білого краплі бігає по поверхні брому.

Утворюється алюміній - бромід  $AlBr_3$ .

Так само горить на поверхні брому і стійбій.

Інші метали реагують менш енергійно.

Витіснення металів одного одним. За хімічною активністю метали можна розташувати в певному порядку (див. нижче таблицю).

У цьому ряді металів кожний попередній метал витісняє всі дальші метали з їх сполук.

Калій—K
Натрій—Na
Кальцій—Ca
Магній—Mg
Алюміній—Al
Цинк—Zn
Залізо—Fe
Нікель—Ni
Олово—Sn
Свинець—Pb
Водень—H
Мідь—Cu
Ртуть—Hg
Срібло—Ag
Платина—Pt
Золото—Au

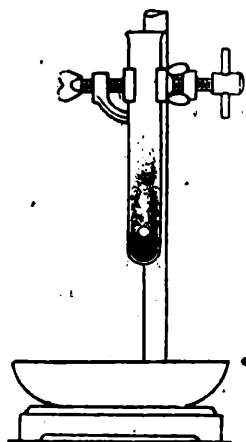
Серед металів уміщено і водень. Метали, що стоять вище від водню, витісняють його з кислот; метали, що стоять нижче, — не витісняють, а, навпаки, водень може витіснити ці метали, з розчинів їх солей. Мідь виділяється воднем при нагріванні під тиском; ртуть же і срібло витісняються і при звичайній температурі.

Ми вже проробляли ряд спроб на витіснення металів один одним (стор. 113): ми витісняли мідь з розчину мідного купоросу залізом та цинком, свинець же із свинецьII-ацетату цинком.

Аналогічно можна спостерігати і витіснення інших металів.

Так, мідь легко витісняє ртуть.

**Спроба 2.** Занурте мідну монету, тримаючи її щипцями, на кілька секунд у концентровану нітратну кислоту, щоб очистити поверхню міді від оксиду, і потім, сполоснувши в склянці з водою, перенесіть монету в розчин ртутьII-нітрату  $Hg(NO_3)_2$  або ртутьII-хлориду (сулеми)  $HgCl_2$  (з солями ртуті слід поводитись обережно, бо вони отруйні).



Мал. 225. Сполучення алюмінію з бромом.

Як тільки поверхня металу стане сірого кольору, вийміть монету, сполосніть чистою водою і добре протріть рушником.

Ртуть, що відділилася, змочує чисту поверхню металу і розміщується на ній рівним, яскраво блискучим шаром. Ззовні мідна монета стає неначе срібною.

Якщо в розчин срібло-нітрату занурити мідну пластинку або кусок згорнутого жмутком мідного дроту, попереду очистивши їх нітратною кислотою, то через деякий час на міді виростають гарні блискучі кристали срібла. Не треба тільки трусити і переставляти посудину з розчином, щоб кристали не відпадали.

Метали можуть витіснити один одного не тільки в розчині, а й у *твердому стані*, і не тільки з солей, а й з оксидів. Так, наприклад, алюміній дуже енергійно витісняє залізо з залізоIII-оксиду, про що детальніше буде сказано при розгляді алюмінію.

**5. Корозія металів.** Ми зачепили раніше питання про руйнування металів від іржавіння і про боротьбу з іржавінням металів.

Метали у виробництві і в побуті руйнуються не тільки від оксидації киснем повітря, але й від води, кислот, лугів та солей, від електричних процесів. Усі ці види руйнування металів мають назву *корозії металів*.

Особливо зазнає корозії найважливіший з металів — *залізо*.

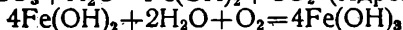
Як це не дивно, але такий, здавалося б, простий процес *іржавіння заліза* досі ще не цілком роз'яснений теоретично.

Усім добре відомо, що залізо іржавіє у вологому повітрі і що іржа є залізоIII-гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ <sup>1</sup>. Ми легко можемо написати рівність реакції іржавіння заліза:



Численні спостереження над іржавінням заліза показують, що ця рівність є лише *кінцевий результат* цілого ряду складних процесів, які відбуваються при іржавінні, і що на іржавіння, крім наявності кисню і пари води, впливають найрізноманітніші умови. Так, наприклад, зовсім чисте залізо не іржавіє, нечисте іржавіє; в заводському місті залізо іржавіє більше, ніж на селі; полуджене оловом залізо в місцях, де полуда обдряпана, іржавіє сильніше, ніж неполуджене, а оцинковане залізо в місцях, де шар цинку порушений, іржавіє менше, ніж неоцинковане залізо; два куски заліза, з'єднані мідною заклепкою, іржавіють багато швидше, ніж такі ж два куски, з'єднані алюмінійовою заклепкою.

Якийсь час іржавіння заліза пояснювали присутністю в повітрі *вуглецьIV-оксиду*. Процес пояснюється такими реакціями:



(оксидація залізоII-гідроксиду в залізоIII-гідроксид).

<sup>1</sup> Правильніше було б писати формулу залізоIII-гідроксиду  $m\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , бо залізоIII-оксид може утворювати кілька різних гідроксидів.

Безперечно, що наявність у повітрі кислот, як карбонатна кислота, може прискорювати іржавіння заліза, але, як показали спроби, залізо може іржавіти і тоді, коли в повітрі немає  $\text{CO}_2$  та інших ангідридів і кислот.

Пояснює всі наведені вище факти *електрохімічна теорія*, розроблена останнім часом. Щоб зрозуміти, в чому суть цієї теорії, пригадаймо й розглянемо хімічний процес, що відбувається в гальванічному елементі, на якому ми спостерігали перетворення хімічної енергії в електричну. Пророблена нами спроба (стор. 214) полягала в тому, що ми занурювали в розчин сульфатної кислоти дві палички—цинкову і мідну (елемент Вольта), сполучені дротом з гальванометром (мал. 167). Цинк розчинявся в кислоті, але водень виділявся не на цинку, а на міді. Між паличками по дроту йшов електричний струм, тобто потік електронів, що виявлявся у відхиленні стрілки гальванометра.

Якщо вийняти з розчину мідну пластинку, то водень починає виділятися на цинку, але значно слабше. При цьому, очевидно, і цинк розчиняється повільніше. Замість цинку й міді можна взяти інші метали, при чому роль цинкової палички завжди відіграє менш активний з металів (див. таблицю на стор. 295).

Зв'язок спостережуваних явищ з явищем корозії можна простежити на такій спробі.

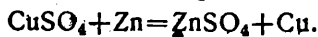
**Спроба.** Покладіть у дві пробірки по кілька кусочків пом'якшеного чистого цинку. Долийте розведеної сульфатної кислоти і потім в одну з пробірок киньте кілька кристаликів мідного купоросу.

Ви помічаєте, що реакція виділення водню в цій пробірці значно посилюється порівняно з реакцією в другій пробірці.

Чим чистіший був цинк, тим більша різниця в швидкостях реакцій у тій і другій пробірці.

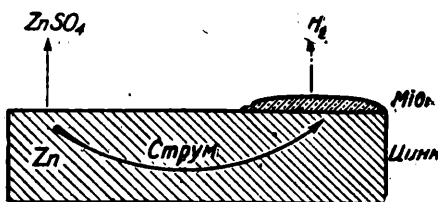
Якщо взяти хімічно чистий цинк, то він майже не виділяє водню з кислоти. Реакція відбувається надзвичайно повільно.

Якщо ж додати розчину мідного купоросу, відбувається реакція заміщення:



На поверхні цинку в деяких місцях осідає мідь, і виділення водню значно посилюється.

Пояснити це явище дуже легко, виходячи із схеми роботи гальванічного елементу. Осіла на кусочку цинку мідь стає одним електродом, цинк стає другим електродом і водночас—провідником, по якому йде електричний струм. При цьому цинк починає швидко розчинятися, на міді ж виділяється водень (мал. 226).



Мал. 226.

Такє явище має назву *місцевих струмів*.

Якщо кинути в кислоту кусочки нечистого цинку, то такий цинк розчиняється багато швидше, ніж чистий.

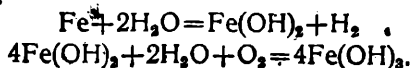
У нечистому цинку є *включення сторонніх металів*, які відіграють роль міді в нашій спробі, через що виникають місцеві струми, і цинк добре розчиняється. Чистий же цинк погано розчиняється, бо він однорідний і сторонніх включень не має.

Замість мідного купоросу можна додати розчину нікелевого купоросу, солі ртуті, платини і будьякого *металу, менш активного*, ніж цинк (стор. 295). Виділений на цинку менш активний метал завжди відіграє ту ж роль, що й мідь. Електрони йдуть від цинку до цього металу.

Такі ж місцеві струми виникають і при іржавінні заліза.

Залізо, сталь, чавун звичайно бувають неоднорідні, і на поверхні металу завжди можуть бути менш активні і більш активні ділянки.

Залізо може іржавіти не тільки в кислоті, а й у чистій воді, бо, хоч і в дуже малій мірі, воно розкладає воду і при звичайній температурі:



Непомітна *плівка вологи* на поверхні металу вже є *середовищем*, у якому відбуваються *електрохімічні процеси*, як у гальванічному елементі.

Але в повітрі завжди є вуглець IV-оксид, який дає з вологою повітря карбонатну кислоту. В розчині кислоти, навіть слабкої карбонатної, процес відбувається швидше, ніж у чистій воді.

У повітрі фабричних міст звичайно є  $\text{SO}_2$ , що утворюється при горінні кам'яного вугілля, яке дуже часто містить у собі колчедан.

Сульфітна кислота — вже сильніша кислота, ніж карбонатна. Ось чому в містах залізо та інші метали більше підпадають корозії.

Стає зрозумілою також роль мідної заклепки, яка сполучає два куски заліза. Іржавіння прискорюється тому, що мідь є електродом.

Ту саму роль відіграє олово при іржавінні полудженого заліза в місцях, де залізо оголилося. Олово, як і мідь, — *менш активний метал*, ніж залізо.

Чому ж залізо менш іржавіє, якщо в ньому є алюмінійова заклепка або коли воно вкрите цинком? Пояснюється це тим, що залізо — *менш активне*, ніж алюміній і цинк. Струми йдуть у зворотному напрямі, і руйнується не залізо, а цинк, або алюміній, що і спостерігається на практиці.

В процесі корозії велику роль відіграє *плівка оксиду*, що завжди вкриває поверхню металу.

Іноді ця плівка така щільна і прозора; що зовсім непомітна, як в алюмінію і в хрому. Така плівка добре захищає метал від



корозії. Іноді плівка позбавляє метал блиску, як у цинку і свинцю. Плівка в заліза легко порушується в наслідок кристалізації залізоIII-оксиду, і тоді залізо продовжує іржавіти.

Ми могли зацепити тільки найбільш основні питання корозії найважливіших металів і не спіялились на цілому ряді ще не цілком з'ясованих питань корозії. В усякому разі, з того, що було сказано, видно, що багато явищ тепер уже з'ясовано, а це полегшує й боротьбу з корозією. Тепер уже неможливі такі випадки, як от трапився нещодавно в Америці: дуже дорога яхта частково була обшита стопом міді з нікелем, частково ж, у підводній частині, була залізною. В наслідок такого неправильного поєднання заліза з менш активним металом підводна частина яхти дуже швидко зовсім проіржавіла, і яхта стала зовсім непридатною. Такі випадки, в меншому масштабі, траплялися дуже часто. Тепер же при всіх спорудженнях уникають таких несприятливих поєднань металів і навіть іноді, щоб зберегти цінні залізні частини, як от гвинти пароплавів, до них приклепують цинкові накладки, які в міру їх руйнування змінюють.

Метали для захисту від корозії, де це можливо, вкривають штучними запобіжними плівками, як *пофарбування олійною фарбою*, вкривання *емаллю*, *вкривання іншими металами*, що не підпадають або менш підпадають корозії, як от срібло, золото, хром, нікель, олово, цинк, кадмій, алюміній і т. д., зважаючи в кожному окремому випадку на умови корозії даних металів.

Вкривання провадять або з допомогою електролізу або зануренням у розтоплений метал (лудіння, оцинкування), або шляхом нагрівання виробу з порошковим металом, наприклад — цинку, алюмінію, які, дифундуючи в метал, що його вкривають (стор. 57), утворюють на його поверхні тривкий шар стопу (вкривання за цим способом цинком називається „шерардизацією“, вкривання алюмінієм — „алютуванням“).

Іноді вкривають не виріб, а матеріал. Так, останнім часом дуже часто застосовують так звані *біметали*. Заготовлений метал вкривають довгим шаром іншого металу, після чого його обробляють — прокатують, витягають у дріт і т. ін., і вже після такої обробки з біметалу виготовляють вироби.

Застосовуються також штучні чорні плівки на залізі з *солей ортофосфатної кислоти* (залізоIII - фосфат і манганII - фосфат), які добре захищають залізо і сталь від корозії (паркеризація і кослетизація).

Є ще цілий ряд різних способів вкривання металів.

Метал, не вкритий ніяким захисним шаром, треба *весь час доглядати*: березти від вологості, чистити, змащувати мастилом і т. ін.

Крім захисту металів від корозії, йде робота над створенням *стопів*, що найменше зазнають корозії, про що вже говорилось вище і згадуватиметься при розгляді окремих металів.

6. Метали в природі і способи їх добування. У вільному стані в природі зустрічаються тільки такі метали, які при зви-

чайних умовах або зовсім не сполучаються безпосередньо з киснем, або порівняно важко оксидуються. До перших належать: платина, золото, срібло і ртуть; до других: мідь, стибій, бісмут. Metали, які зустрічаються в природі у вільному стані, називаються *самородними*.

Самородні метали зустрічаються порівняно дуже рідко і тільки в невеликих кількостях, звичайно — у вигляді окремих крапель у різні гірські породи. Самородні золото і платина зустрічаються також у „розпищах“, у вигляді окремих зерен (іноді в зливках). серед зруйнованих порід, що містили в собі ці метали у вигляді крапель.

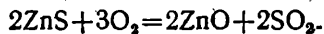
Щодо *сполук металів*, то вони входять до складу більшості гірських порід, які утворюють земну кору. Це, головним чином, солі силікатних, карбонатної, сульфатної, фосфатної, галогеноводневих та інших кислот (з багатьма з цих солей ми вже зустрічалися), потім *оксиди* (наприклад, заліза, мангану, олова), *гідроксиди*, (наприклад,  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ), сульфідів  $\text{ZnS}$ ,  $\text{PbS}$  і т. д.

Гірські породи, що містять у собі сполуки металів і придатні для витоплення металів заводським способом, носять назву *руд*. Як рудами, користуються головним чином оксидами, карбонатами й сульфідами. Більшість металів добувають з їх сполук. Тільки золото, платину і почасти ртуть добувають як самородні метали.

*Багаті руди* йдуть безпосередньо на витоплення металів, *бідні руди* попереду *збагачують* — відбираючи руду руками, відмиваючи водою, відділяючи з допомогою просіювання або з допомогою електроманіта, якщо руда має магнітні властивості, з допомогою флотації.

Найважливіший спосіб добування металів з руд — відновлення оксидів металів вуглецем і вуглецьII-оксидом, спосіб, який вживають у металургії заліза. Відновлення вуглецем застосовують також при витопленні міді, цинку, свинцю та олова.

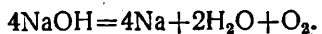
*Сульфідні руди* цих металів *попереду випалюють*, при чому сульфідні переходять в оксиди. Наприклад:



*Сульфит-ангідрид*, що при цьому утворюється, як відомо, дуже згубно діє на рослини та шкідливий для тварин і людей. Нагадаємо (стор. 188), що цей газ, який ще недавно перетворював в пустиню околиці заводів, де випалювали руди, тепер використовують для вироблення сульфатної кислоти.

Багато металів добувають також з допомогою *електролізу*. При пропусканні електричного струму через розчин солі металу або через розтоплену сіль чи гідроксид металу — *метал виділяється* на негативному електроді — *катоді*.

Так, наприклад, Na і K добувають електролізом розтоплених лугів:



Магній і кальцій добувають електролізом хлоридів  $MgCl_2$  і  $CaCl_2$ .

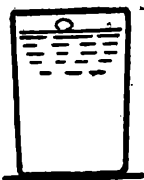
Алюміній — електролізом алюміній-оксиду, розчиненого в розтоплених солях алюмінію.

З електролітичним способом добування металів ми детальніше ознайомимось нижче на прикладі витонлення алюмінію.

Деякі метали добувають з допомогою реакції заміщення іншими металами. Наприклад, алюміній може витіснити ряд металів з їх оксидів, як хром, манган, залізо. З цим способом ми також ознайомимось нижче.

## XXII. ЛУЖНІ І ЛУЖНО-ЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ.

1. **Лужні метали.** Це — елементи 1-ої підгрупи I групи періодичної системи. Ми вже зустрічалися з багатьма сполуками лужних металів — натрію і калію. На цих металах ми спинимось детально, інші ж метали цієї підгрупи — літій Li, рубідій Rb і цезій Cs — великого значення не мають, і ми їх окремо розглядати не будемо.



Мал. 227.  
Натрій.на  
воді.

Усі лужні метали — одновалентні. Їх гідроксиди — їдкі луги.

Усі лужні метали легко вступають у хімічні реакції. На повітрі швидко оксидуються. Розкладають воду при звичайній температурі. З них *цезій* є найенергійнішим з усіх металів. На повітрі він сам собою загорається при звичайній температурі. Взагалі металічні властивості в даній підгрупі, як і в усіх групах періодичної системи, із збільшенням атомної ваги посилюються.

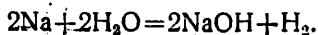
Солі лужних металів майже всі розчинні у воді.

Зберегти лужні метали можна лише без доступу повітря. Їх зберігають у запаяних посудинах або під шаром гасу чи яких-небудь інших рідких вуглеводнів. Як елементи активні, лужні метали у вільному стані в природі не зустрічаються. Li, Rb і Cs належать до порівняно рідких елементів.

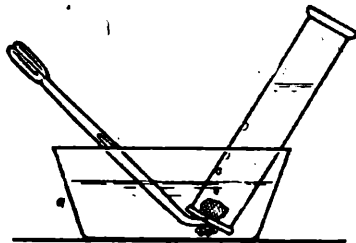
2. **Натрій.** Натрій зустрічається в природі в сполуках. Найпоширеніша сполука натрію — кухонна сіль.

Натрій своїми фізичними властивостями дуже мало схожий на звичайні метали, крім металічного сріблястого блиску, який можна помітити на свіжому розрізі кусочка натрію. Але цей блиск на наших очах зникає. Поверхня металу вкривається сірою плівкою натрій-гідроксиду, бо натрій надзвичайно легко оксидується киснем повітря, а оксид його дає з вологою повітря гідрат —  $NaOH$ .

Натрій такий м'який, що його можна м'яти пальцями як віск і різати ніжом. Натрій топиться нижче температури кипіння води, при  $97,5^\circ$ . За питомою вагою він легший від води (питома вага 0,97). Якщо натрій занурити в стакан з водою, то він плаває на поверхні води (мал. 227) і енергійно з нею реагує, витісняючи водень:



У наслідок тепла, що виділяється при цьому, натрій *тониться*, перетворюючись у краплю — кульку, яка бігає по поверхні води, підштовхувана воднем, що виділяється з води. Кулька весь час зменшується, від неї біжать униз *струмочки* розчину натрій-гідроксиду, що при цьому утворюється. Під кінець натрій прилипає до стінки стакана. При цьому температура натрію настільки підвищується, що він *спалахує* жовтим полум'ям і розбризкується в усі боки. Тому не слід близько нахилитися до стакана, де провадиться спроба. Для того щоб переконатися, що при реакції справді *виділяється водень*, можна загорнути кусочок натрію в металічну сітку і підвести під циліндр з водою (мал. 228).

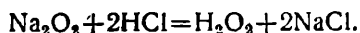


Мал. 228. Діяння натрію на воду і збирання водню.

Нагрітий на повітрі або в кисні натрій *згорає жовтим полум'ям*. При цьому утворюється не натрій-оксид  $\text{Na}_2\text{O}$ , як ми досі для спрощення вважали, а, головним чином, *натрій-пероксид*  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .<sup>1</sup>

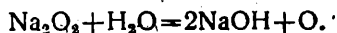
Натрій-пероксид можна розглядати як *сіль водень-пероксиду*  $\text{H}_2\text{O}_2$ , що має властивості *слабкої кислоти* (стор. 124).

З натрій-пероксиду можна добути водень-пероксид, вспаюючи порошок натрій-пероксиду в охолоджений до  $0^\circ$  розчин хлоридної кислоти:



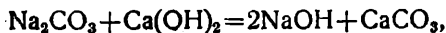
Хлоридна кислота витісняє слабшу кислоту — водень-пероксид.

При розчиненні натрій-пероксиду у воді виділяється кисень:

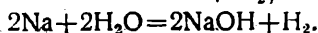
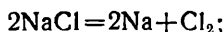


Кисень у момент виділення, як ми знаємо, дуже енергійно оксидує. Тому натрій-пероксид застосовують як *оксидатор*.

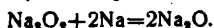
Натрій-гідроксид  $\text{NaOH}$  можна добути при кип'ятінні розчину соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  з гашеним вапном:



а також електролізом розчину кухонної солі (важливий промисловий спосіб — стор. 157 — 158):



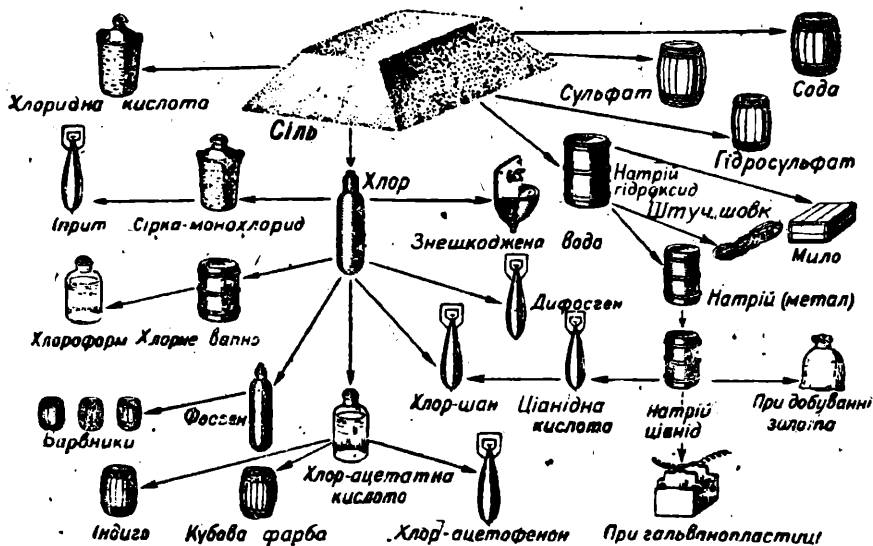
<sup>1</sup> Натрій-оксид можна добути з пероксиду, нагріваючи його з натрієм:



Технічного застосування натрій-оксид зовсім не має.

З властивостями натрій-гідроксиду ми вже знайомі (стор. 95).  
 Із солей натрію ми вже знайомі з кухонною сіллю  $\text{NaCl}$  (стор. 145) і з натрій-сульфатом  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

На схемі (мал. 229) подано огляд найважливіших продуктів виробництва, для яких вихідним матеріалом є кухонна сіль (не для заучування).



Мал. 229. Продукти, що їх одержують з кухонної солі, і деякі їх застосування. В балонах і авіабомбах — ОР.

*Натрій-сульфат* зустрічається в природі у вигляді мірабіліту, або глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Величезні запаси цієї солі є у затоці Кара-Богаз-Гол, на східному узбережжі Каспійського моря. При зниженні температури взимку ця сіль виділяється у великих кількостях з розчину.

Інші величезні поклади глауберової солі є в Алтайському краї, в Кулундінському степу (на південний захід від Барнаула).

Велике значення має *натрій-карбонат*, або сода. Під загальною назвою „сода“ відомі три натрій-карбонати: водна, або кристалічна сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , безводна, або кальцинована сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , і натрій-гідрокарбонат, або натрій-бікарбонат  $\text{NaHCO}_3$ .

Сода має майже таке ж різноманітне застосування в хімічній промисловості, як і сульфатна кислота. Це — один з найважливіших продуктів основної хімічної промисловості.

Через те що реакція між содою і різними кислотами легко йде до кінця в наслідок видалення вуглекислого оксиду, — то сода

є *вихідним матеріалом* для добування найрізноманітніших солей натрію, як натрій-ацетат  $\text{Na}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$ , натрій-гідросульфїт (кисла сіль)  $\text{NaHSO}_3$ , натрій-бромїд  $\text{NaBr}$ , боракс  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,<sup>1</sup> натрій-силікат  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (стоп соди з кремнеземом  $\text{SiO}_2$ ).

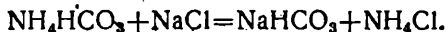
**Задача.** Напишіть рівності реакцій добування цих солей (для добування бораксу беруть боратну кислоту  $\text{H}_2\text{BO}_3$ ).

Сода застосовується в *медицині*, йде на виготовлення скла (див. нижче). Як речовину, що в наслідок гідролізу має лужну реакцію, соду застосовують у цілому ряді виробництв, як луг — у текстильному виробництві, для прання білизни, в паперовому виробництві, у шкіряній промисловості і т. д.

Сировиною для вироблення соди за амоніаковим способом є два природні продукти: *кухонна сіль*  $\text{NaCl}$ , яка дає соді натрій, і *вапняк*  $\text{CaCO}_3$ , що дає кислотний залишок ( $\text{CO}_2$ ).

Амоніак  $\text{NH}_3$  при виробленні соди служить для добування потрібних для реакцій проміжних продуктів і в процесі виробництва *регенерується*, тобто утворюється знову і знов йде у виробництво.

Проміжним продуктом при виробленні соди є амоній-гідрокарбонат  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ . При реакції обміну цієї солі з кухонною сіллю утворюється натрій-гідрокарбонат, або *натрій-бікарбонат*  $\text{NaHCO}_3$ :



Натрій-гідрокарбонат багато менш розчинний, ніж утворюваний при цьому амоній-хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , від якого натрій-гідрокарбонат відділяється фільтруванням.

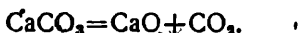
Натрій-гідрокарбонат при нагріванні легко перетворюється в *натрій-карбонат*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (безводна сода).

Амоній-гідрокарбонат  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  не готується задалегідь, а утворюється в процесі виробництва, що відбувається так:

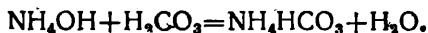
1. Виробництво починається з виготовлення насиченого розчину кухонної солі — *розсолу*. Розсіл добувають звичайно накачуванням води в свердловину, що доходить до пласту кам'яної солі. Розсіл, що утворився в надрах землі, перекачують трубами безпосередньо на завод.

2. У розсіл пропускають амоніак. Утворюється розчин двох речовин  $\text{NaCl}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$  (їдкий амоній).

3. У добутий розчин пропускають потім вуглецьIV-оксид, що його добувають, розкладаючи вапняк у вапновипалювальних печах:

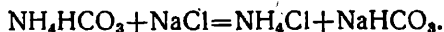


ВуглецьIV-оксид розчиняється у воді, утворюючи  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , яка вступає в реакцію з їдким амонієм і дає проміжний продукт — амоній-гідрокарбонат:



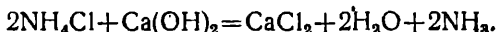
304 <sup>1</sup> Сіль тетраборатної (тобто чотирьоборатної) кислоти:  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

4. Амоній-гідрокарбонат відразу ж вступає в реакцію обміну з NaCl і дає натрій-гідрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$ :



Натрій-гідрокарбонат мало розчинний у воді і випадає в осад, який відфільтровується:

5. Фільтрат, який містить у собі добре розчинний амоній-хлорид, нагрівають з вапном, що утворилося при випаді вапняку (вапно попереду гасять і збовтують з водою; утворюється так зване вапняне молоко). При реакції виділяється амоніак:



Амоніак знову йде на насичення соляного розчину. Таким чином, амоніак треба добути звідкись тільки для початку процесу, а надалі він має постійний *кругообіг*, і доводиться лише поповнювати незначні випадкові втрати амоніаку.

6. Добутий і висушений натрій-гідрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$  прожарюють або *кальцинують*, і він перетворюється в карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , *кальциновану соду* — кінцевий продукт виробництва:



**Спроба.** Візьміть у пробірку трохи натрій-гідрокарбонату  $\text{NaHCO}_3$ , вставте пробку з вигнутою газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть у стакан з вапняною водою.

Нагрійте сіль у пробірці. Виділюваний газ қаламутить вапняну воду.

На виробництві виділюваний при прожарюванні вуглецьIV-оксид так само, як і амоніак, не втрачається, а йде знову у виробництво.

Таким чином, *єдиним відходом* виробництва є кальцій-хлорид  $\text{CaCl}_2$ .

Амоніаковий спосіб вироблення соди був розроблений бельгійським інженером Сольве (Solvay, 1838 — 1922).

Усі основні процеси вироблення соди за способом Сольве — насичення розсолу амоніаком, реакція між добутим розчином і вуглецьIV-оксидом, регенерація амоніаку — відбуваються у високих *баштах-колонах*, в яких газ рухається знизу вгору назустріч рідинам, що протікають через колони.

*Кристалічну соду*  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , яку застосовують для прання білизни, готують, розчиняючи кальциновану соду у воді і кристалізуючи добутий розчин.

*Натрій-гідрокарбонат*, що його добувають у процесі вироблення соди амоніаковим способом, — не чистий. Для добування чистого натрій-гідрокарбонату, вживаного як ліки, в розчин добре розчинної очищеної середньої солі пропускають вуглецьIV-оксид. Менш розчинна кисла сіль випадає у вигляді осаду.

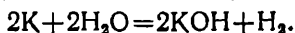
3. **Калій.** Ознайомлюючись із лугами, легко помітити велику *подібність* натрій-гідроксиду NaOH і калій-гідроксиду KOH. З зовнішнього вигляду розрізнити їх неможливо, та й властивості у них майже зовсім однакові — обидва добре розчиняються в воді, обидва — сильні луги, дають розчин, мильний на дотик, що сильно роз'їдає шкіру, і т. д. Натрій-гідроксид і калій-гідроксид далеко більше подібні між собою, ніж до інших лугів — кальцій-гідроксиду Ca(OH)<sub>2</sub> і барій-гідроксиду Ba(OH)<sub>2</sub>.

При електролізі розтопленого калій-гідроксиду можна добути і самий *метал калій*. Своїми властивостями калій дуже *подібний до натрію*. Це також м'який метал, що ріжеться ножом. Розріз, як і в натрію, має в перший момент металічний блиск, що швидко зникає від окисації. Калій, як і натрій, дуже легко-топкий, легший від води. Він плаває на воді і енергійно з нею реагує.

Відмінність від натрію та, що калій ще легший, ніж натрій (питома вага — 0,86), ще легше топиться (температура топлення 63,5°), ще енергійніше реагує з водою.

Якщо калій занурити у стакан з водою, то, тому що при реакції виділяється тепло, і калій, і водень загоряються. Калій горить *фіолетовим* (відмінно від натрію) полум'ям. Горіння кінчається легким вибухом. Тому, кинувши калій на воду, стакан треба відразу ж закрити лішкою (мал. 230).

При реакції утворюється калій-гідроксид:



Калій, так само, як і натрій, горить у кисні, у хлорі і в парі сірки, утворюючи сполуки, дуже схожі на сполуки натрію.

Дуже *подібні* між собою й інші сполуки калію та натрію. Так, поташ K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> схожий на соду Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, калій-хлорид KCl дуже схожий на кухонну сіль NaCl: у калій-хлориду так само солоний смак, але його супроводить деяке відчуття опіку.



Мал. 230.

Калій-нітрат KNO<sub>3</sub> подібний до натрій-нітрату NaNO<sub>3</sub>. Обидва називаються *селітрою*. Натрій-нітрат, як уже відомо, називається чилійською селітрою, бо великі поклади її є в Чилі (Південна Америка). Натрієва селітра відрізняється від калійної своєю гігроскопічністю — вона легко відволожується.

Калій є один з елементів, *необхідних для рослин*. Рослини дістають сполуки калію з ґрунту, всмоктуючи їх розчини своїм корінням.

Проте розчинних сполук калію в ґрунті небагато. На оброблюваному ґрунті, з якого щороку знімають урожай, рослини часто починають відчувати нестачу в сполуках калію. Вони починають погано рости і дають менший урожай. Тому розчинні солі калію для багатьох ґрунтів застосовують у сільському господарстві як *мінеральні добрива*.

Одним з таких добрив є *зола рослин*, яка містить у собі добутий рослинами з ґрунту калій у вигляді калій-карбонату,



або *поташу*  $K_2CO_3$ . У золі містяться також і солі фосфатної кислоти, як кальцій-фосфат  $Ca_3(PO_4)_2$ . Тому зола є цінним добривом. Вміст фосфору і калію в золі різних рослин різний. Найбільше цих елементів у золі, добутий від спалювання соломи, менше — у золі хвойних дерев, ще менше — у золі листяних дерев і дуже мало — у золі кам'яного вугілля і торфу.

*Поташ* застосовують при виробленні деяких сортів скла, рідкого мила, солей калію та калій-гідроксиду, при біленні тканин і т. ін.

Поташ добувають, головним чином, із золи рослин. Найбільше поташу дає зола, яку добувають при спалюванні стеблин і „тарілок“ соняшника після видушення з них насіння.

Як мінеральне калійне добриво, дуже цінні природні *поклади* розчинних сполук калію. Таких покладів, протилежно покладам сполук натрію, як кухонна сіль, у природі небагато. До недавнього часу єдиним значним джерелом калійних солей були поклади калій-хлориду, знайдені в Німеччині, поблизу Стассфурта (в районі Магдебурга), звідки калій-хлорид вивозився як мінеральне добриво в усі країни, включаючи й Америку.

Калій-хлорид міститься в покладах у вигляді мінералів — *сильвініту*, до складу якого входять калій-хлорид  $KCl$  та натрій-хлорид  $NaCl$ , і *карналіту*, що складається з калій-хлориду  $KCl$  і магній-хлориду  $MgCl_2$ . Останній мінерал може бути не тільки за джерело калію, а й за джерело для добування сполук магнію, а також металу магнію, який набуває великого значення. Магній входить до складу легких сполук, потрібних для авіації.

З солей калію слід відзначити ще подвійні солі — галуни:  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  — алюмінієвий галун і  $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  — хромовий галун.

Алюмінієвий галун застосовують у великих кількостях для вироблення сириці, що йде на ремені та зброю, для проклеювання паперу і для протравлення тканин у фарбувальній справі.

Хромовий галун застосовують при виробленні хромової шкери.

**4. Лужно-земельні метали.** Елементи II групи періодичної системи — магній  $Mg$ , кальцій  $Ca$ , стронцій  $Sr$ , барій  $Ba$  і радій  $Ra$  — називаються лужно-земельними металами. Усі вони — елементи *двовалентні*. Як і лужні метали, вони належать до активних елементів, але вони менш активні, ніж лужні метали.

Із сполуками більшості цих металів ми неодноразово зустрічалися і тут про них лише нагадаємо.

Гідроксиди їх — *сильні основи*, але слабкіші, ніж гідроксиди лужних металів. Найслабкіша основа —  $Mg(OH)_2$ .

Карбонати їх — протилежно карбонатам лужних металів — нерозчинні у воді.

Усі лужно-земельні метали, крім  $Mg$ , витісняють з води водень при звичайній температурі;  $Mg$  — при нагріванні до  $100^\circ$ . В природі у вільному стані не зустрічаються.

**5. Магній.** Магній — сріблясто-білий, легкий метал. На повітрі поступово оксидується. Будучи розжареним, загорається і горить сліпучо білим полум'ям. У природі зустрічається у вигляді сполук: магній-карбонат  $MgCO_3$  (мінерал магнезит), магній-сульфат  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  — гірка сіль, що надає гіркокого смаку морській воді, карналіт  $MgCl_2 \cdot KCl$  та ін.

Магній добувають електролізом розтопленого карналіту. Металічний магній застосовують для виготовлення сумішей, що дають спалах при фотографуванні.

Магній входить до складу легких сплавів (питома вага магнію 1,74), що мають особливо важливе значення в авіації.

Сплав магнію з 6% алюмінію, 1% цинку і невеликими кількостями мангану та міді — *електрон* — відзначається великою твердістю та в'язкістю і йде на виготовлення виробів, де потрібні одночасно легкість і тривкість.

Сплав алюмінію з 30% магнію — *магналій* — застосовують при виробленні точних приладів, наприклад, аналітичних терезів.

**6. Кальцій.** Кальцій схожий кольором на нікель, твердістю майже дорівнює міді. Застосовується з недавнього часу як складова частина сплавів для підшипників. Невелика домішка кальцію до свинцю надає останньому необхідних для підшипникового металу властивостей. Кальцій у  $1\frac{1}{2}$  раза важчий води, на повітрі швидко оксидується, перетворюючись в  $Ca(OH)_2$ .

Сполуки кальцію дуже поширені в природі — вапняк, крейда, мармур  $CaCO_3$ , гіпс  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , фосфорити  $Ca_3(PO_4)_2$  та ін. Сполуки кальцію, головним чином  $CaCO_3$ , завжди є в ґрунті.

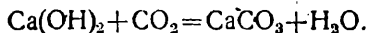
Добувають кальцій з допомогою електролізу розтопленого кальцій-хлориду.

*Кальцій-оксид*  $CaO$  (палене вапно) застосовується в будівельній справі. Добувається з природного кальцій-карбонату прожарюванням.

Палене вапно „гаситься“ водою, перетворюючись у гашене вапно  $Ca(OH)_2$ . Гашене вапно мало розчинне у воді і є слабкішим лугом, ніж натрій-гідроксид і калій-гідроксид.

Суміш  $Ca(OH)_2$  з піском та водою утворює так званий „вапняний розчин“, який при будівництві може служити матеріалом для скріплення цегли (тепер для цього звичайно користуються цементом), а також застосовується як штукатурка.

Гашене вапно  $Ca(OH)_2$  вбирає з повітря вуглець-IV-оксид і поступово тужавіє, перетворюючись у  $CaCO_3$ :



З солей кальцію велике значення мають кальцій-сульфат і кальцій-карбонат.

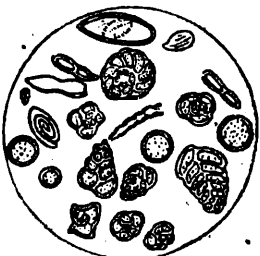
*Кальцій-сульфат* зустрічається у вигляді *гіпсу*, що містить у собі дві молекули кристалізаційної води —  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ . *Гіпс* — поширений мінерал, зустрічається в багатьох місцях, іноді цілими горами. Кристали його безбарвні, прозорі і відзначаються малою твердістю — їх можна дряпати нігтем. Дрібнокристалічна різновидність білого кольору називається *алебастром*.

Випалений при температурі не вище 170° гіпс, що втратив частину кристалізаційної води (стор. 122), застосовується для різних „ліпних“ робіт, для виливання статуй і т. ін. Менш чисті сорти гіпсу та алебастру, під назвою „алебастр“, ідуть на штукатурку стін, на вироблення штучних будівельних матеріалів і т. ін.

Якщо гіпс „перепалити“, тобто нагріти вище 200°, то він втрачає кристалізаційну воду і приєднує її назад до себе дуже важко.

Кальцій-карбонат дуже поширений у природі і зустрічається у вигляді різних гірських порід.

Найчистіша природна різновидність *кальцій-карбонату* — мінерал *вапняний шпат*, або *кальцит*. Іноді зустрічаються добре утворені, зовсім безбарвні і прозорі кристали вапняного шпату, що мають форму ромбоєдрів (мал. 231). Це так званий *ісландський шпат* (зустрічається в Ісландії), який застосовується в оптичних інструментах<sup>1</sup>.



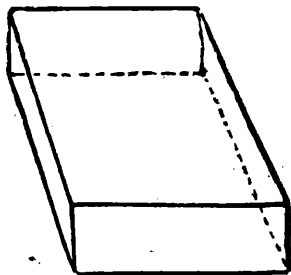
Мал. 232.

Кальцит є основним мінералом різноманітних гірських порід, що складаються з кальцій-карбонату. Це, насамперед, різні *вапняки*. Усі вапняки є відкладами морів далеких геологічних епох, морів, які були колились у тих місцях, де ми тепер бачимо пластини і цілі гори вапняку та крейди. Вапняки і крейда утворилися з решток морських організмів — з черепашок молюсків, шкаралупок та панцерів мікроскопічних організмів (мал. 232), з коралів, з уламків скелетів голкошкірих і т. д. Рештки всіх цих тварин ми знаходимо в шарах вапняків.

Вапняк застосовують як будівельний матеріал і для випалювання вапна. Крейду застосовують як білу фарбу для писання, для чищення і полірування, а також як кальцій-карбонат у різних хімічних виробництвах.

Через розчинення і кристалізацію, що відбуваються в природних умовах, з аморфних вапняків утворилися *кристалічні вапняки*, де серед щільної маси вапняку є дрібні кристали кальциту. Нарешті, зустрічаються суцільні кристалічні маси — *мармур*.

Кальцій-карбонат служить часто також зв'язуючим матеріалом різних інших гірських порід, як деякі *пісковики*, де головна



Мал. 231. Кристали ісландського шпату.

<sup>1</sup> Прилади для поляризації світла — поляриметри, поляризаційні мікроскопи та ін. — розглядаються у курсі фізики.

<sup>2</sup> Крейдяні гори розташовані, в районі Харкова (поблизу Їлгорода), уздовж берегів Дону і в інших місцях.

маса породи складається з зерен піску — кремнезему  $\text{SiO}_2$ , зв'язаного вапняком.

Вапняки з великою домішкою глини називаються *мергелями* і йдуть на виготовлення цементів.

Вапняки, до складу яких, крім кальцій-карбонату  $\text{CaCO}_3$ , входить магній-карбонат  $\text{MgCO}_3$ , називаються *доломітами*.

Вапняки легко відрізнити від інших порід з допомогою слабого розчину хлоридної кислоти, від якої вапняки легко „закипають“, виділяючи вуглецьIV-оксид.

Дуже важливе застосування вапняків — це добування з них вапна  $\text{CaO}$  і вуглецьIV-оксиду  $\text{CO}_2$  при розкладанні їх нагріванням (випал):



**Спроба 1.** Розжарте плоский кусочок мармуру або вапняку в полум'ї примуса або в полум'ї спиртовки, в яке вдувайте повітря з допомогою паяльної трубки. Намагайтесь розжарювати найтонші гострі краї кусочка.

Цілком випалити в таких умовах вапняк не вдається, але частково він розкладається.

Коли помітите, що вам удалося розжарити краї кусочка до яскравочервоного жару, киньте кусочок у пробірку з невеликою кількістю червоного розчину лакмусу. Від утвореного лугу лакмус синіє. Переконайтесь, що непрожарений мармур не діє на лакмус.

Вапно застосовують у великих кількостях не тільки як будівельний матеріал, а й в цілому ряді виробництв<sup>1</sup>.

*ВуглецьIV-оксид*, що утворюється при випалюванні вапняків, теж широко застосовується.

*Кальцій-карбонат* у чистій воді нерозчинний, але розчиняється в воді, що містить у собі розчин карбонатної кислоти. При цьому утворюється кальцій-гідрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ :



У кальцій-гідрокарбонаті кальцій сполучений з одновалентним залишком  $(\text{HCO}_3)$  так само, як і натрій у натрій-гідрокарбонаті  $\text{NaHCO}_3$ .

Кальцій-гідрокарбонат відрізняється від нормальної солі тим, що розчиняється у воді.

Утворення гідросолі легко спостерігати, якщо пропускати  $\text{CO}_2$  в слабкий розчин вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

<sup>1</sup> У содовому виробництві (стор. 304), у виробництві натрій-гідроксиду, хлорного вапна, кальційної селітри, кальцій-карбіду, для очищення бурякового соку на цукрових заводах, для варіння скла, для здимання волосся з шкіри (у шкіряній промисловості), в металургійній промисловості при витопленні чавуну (як топник), при переробленні чавуну на сталь за способом Томаса, про що буде сказано нижче.

**Спроба 2.** Розведіть насичений розчин вапна, вапняну воду, рівним об'ємом води і пропускайте в розчин вуглецьIV-оксид. Спробу краще робити в стаканчику, але можна і в пробірці (не надто вузькій). Спостерігайте явища, що відбуваються.

Спочатку утворюється осад нерозчинної нормальної солі  $\text{CaCO}_3$ , і розчин каламутніє.

Якщо далі пропускати в розчин  $\text{CO}_2$ , утворюється *гідросіль*: каламуть, що утворилася, зникає, і розчин стає прозорим. Тому часто кажуть, що кальцій-карбонат розчиняється в воді, яка містить у собі вуглецьIV-оксид.

**Спроба 3.** Нагрійте добутий при спробі 1 розчин гідросолі до кипіння і кип'ятіть деякий час. У рідині з'являється каламуть.

*Кальцій-гідрокарбонат* — речовина *нетривка*. Він легко розкладається, якщо надмір вуглецьIV-оксиду видаляють з розчину. При нагріванні або при довгому стоянні на повітрі при звичайній температурі прозорий розчин гідросолі знову каламутніє, бо гідросіль розкладається на нормальну сіль  $\text{CaCO}_3$ , на  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$ :



Наведені вище реакції пояснюють *перенесення кальцій-карбонату* з місця на місце, що відбувається в земній корі. Вода, в якій є вуглецьIV-оксид, розчиняє нормальну сіль (вапняк, мармур, крейда). Коли ж вуглецьIV-оксид виділяється з розчину, гідросіль розкладається, і випадає нормальна сіль, утворюючи різні мінеральні форми: *сталактити*, *вапняний туф* та ін.

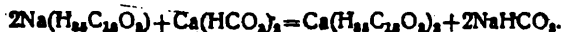
Природна вода, яка в розчині містить кальцій-гідрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , або кальцій-сульфат  $\text{CaSO}_4$  — гіпс, називається *твердою* водою. Вода ж, у якій мало солей кальцію або зовсім їх немає, називається *м'якою*.

*Тверда вода* не має неприємного смаку, але в ній погано розварюється городина, бо білкові речовини, що є в її складі, утворюють з кальцієм нерозчинні сполуки. На такій воді погано настоюється чай. Мило при реакції обміну з солями кальцію дає нерозчинне кальцієне мило. Тому в твердій воді мило не піниться і погано мие<sup>1</sup>.

При кип'ятінні твердої води утворюється *накип* у самоварах, каstrулях, парових котлах. Накип у парових котлах дуже небезпечний, бо залізо під шаром накипу дуже розжарюється і, якщо в накипу утвориться тріщина, вода стикається з розжареним залізом, тиск раптом підвищується, і може статися вибух котла.

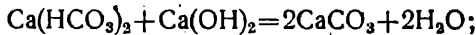
<sup>1</sup> Мило складається з солей лужних металів і так званих жирних кислот, одні з яких нам відома, — стеаратна кислота  $\text{H}(\text{H}_{35}\text{C}_{17}\text{O}_2)$ .

У звичайному милі міститься натрій-стеарат  $\text{Na}(\text{H}_{35}\text{C}_{17}\text{O}_2)$ . При реакції між цією сіллю і солями кальцію утворюється осад нерозчинного кальцій-стеарату у вигляді білих пластівців:



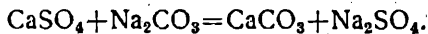
Крім того, на прогрівання котла з накипом витрачається більше палива, а залізо котла швидше прогорає. Тому для парових котлів воду пом'якшують.

Для пом'якшення води, в складі якої є кальцій-гідрокарбонат, до води додають вапна. При реакції з вапном гідроксид перетворюється в нормальну:



нерозчинна ж нормальна сіль випадає в осад.

Для видалення кальцій-сульфату до води додають соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



Нерозчинний кальцій-карбонат  $\text{CaCO}_3$  випадає в осад, і вода стає „м'якою“.

**7. Стронцій і барій.** Стронцій і барій своїми властивостями близькі до кальцію, але вони — метали енергійніші. Проте, вони все ж менш енергійні, ніж лужні метали. Гідроксиди їх  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  і  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  — сильніші луги, ніж  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Вони більш розчинні у воді.

У групі лужно-земельних металів так само, як у групі лужних металів і як взагалі в усіх групах періодичної системи, в міру збільшення атомної ваги наростають металічні властивості.

$\text{BaSO}_4$  застосовується як біла фарба „бляйфікс“ (стор. 107) і входить до складу фарби дітопону — суміші  $\text{BaSO}_4$  і  $\text{ZnS}$

Барій-сульфат  $\text{BaSO}_4$  зустрічається у вигляді мінералу важкого шпату. Для виготовлення фарб нечисту природну сіль відновлюють вугіллям до  $\text{BaS}$ , а потім очищений розчин осаджують сульфатами. Це дає кращий матеріал, ніж здрібнення природної солі.

Солі барію і стронцію застосовують у піротехніці (бенгальські вогні, феєрверки), бо вони забарвлюють полум'я в яскраві кольори: солі барію — в зелений колір, стронцію — в червоний.

## XXIII. МІДЬ.

Мідь  $\text{Cu}$  належить до металів I групи періодичної системи елементів, але міститься не в першій підгрупі, до складу якої входять лужні метали, а в другій, разом із сріблом  $\text{Ag}$  і золотом  $\text{Au}$ . Метали другої підгрупи містяться не на початку, а в середині великих періодів і тому властивостями дуже відрізняються від лужних металів. Мідь, як і лужні метали, дає сполуки як одновалентний елемент, проте, більш відомий ряд сполук, де вона двовалентна. Срібло в усіх своїх сполуках одновалентне (тільки з флуором нещодавно вдалось добути сполуки  $\text{AgF}_2$ ), золото ж може давати сполуки і як одновалентний, і як тривалентний елемент. Змінна валентність взагалі характерна для металів, що містяться в середині великих періодів.

**1. Властивості міді, її поширення в природі і добування.** Мідь є одним з двох яскраво забарвлених металів:  $\text{Cu}$  і  $\text{Au}$ . Мідь — „червоного“ кольору. Мідь — м'який метал, вона ковка при звичайній температурі і дуже тягуча. Мідь трохи важча, ніж залізо, але топиться при нижчій температурі (стор. 288).

Мідь дуже добрий провідник електричного струму. Вона стоїть на першому місці після срібла.

При звичайній температурі мідь сухим повітрям не оксидується, але при нагріванні вище  $300^\circ$  починає вкриватись чорною сугою мідьII-оксиду  $\text{CuO}$ . Коли ж розжарити мідь до яскраво-червоного жару, чорний мідьII-оксид перетворюється в бурий мідьI-оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

У вологому повітрі мідь зеленіє, вкривається шаром основного мідь-карбонату  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  або  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , який утворюється з участю вуглецьIV-оксиду повітря.

В містах, де в повітрі є домішка сіркаIV-оксиду, зелена суга складається звичайно з зеленого основного мідь-сульфату  $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Мідь відома з дуже давніх часів. Це був, очевидно, перший метал, якого вживала доісторична людина для виготовлення знарядь та речей домашнього вжитку. Мідь, подібно до срібла і золота, іноді зустрічається в самородному стані, і тому що вона м'яка і ковка, її можна було обробляти первісним знаряддям. Крім чистої міді, доісторична людина застосовувала сплав міді з оловом — бронзу (стор. 292), яку вперше одержали, мабуть, випадково. Бронза порівняно легко топиться, і доісторична людина могла виливати з неї сокири й інше знаряддя, зброю, інструменти. „Бронзовий вік“ прийшов на зміну „кам'яному вікові“, коли знаряддя робилося з каменю.

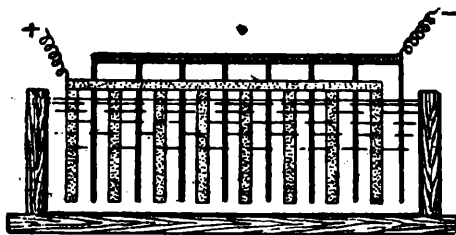
Тепер мідь — один з найважливіших промислових металів — добувають з руд. Чиста мідь, як добрий провідник електричного струму, широко застосовується в електропромисловості. З червоної міді виготовляють кухонний посуд і посуд для деяких галузей промисловості (наприклад, для цукрового і цукеркового виробництва). З чистої міді готують гальванічним способом (гальванопластика) друкарські кліше. Півовна маса добутої міді йде на виготовлення сплавів — латуні (стор. 291), бронзи та інших.

Сполуки міді досить поширені в природі, хоч рідко зустрічаються у великих кількостях. Руди міді бувають звичайно вкраплені в інші гірські породи невеликими ділянками. Найбагатші руди рідко мають у своєму складі більше 4%  $\text{Cu}$ . Тому, витоплюючи мідь з руд, їх звичайно попередньо флотують.

Найважливіші мідні руди — це мідний колчедан  $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$ , мідний блиск  $\text{Cu}_2\text{S}$ , червона мідна руда, або куприт  $\text{Cu}_2\text{O}$ , і малахіт — основний мідь-карбонат  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , — гарний зелений камінь з темними прожилками, який добре полірується і застосовується для виготовлення прикрас.

Найбільші кількості мідних руд є в США і в Чилі.

З кисневих руд мідь відновлюється вугіллям. Витоплення міді з сірчанних руд є складний процес, на якому ми не будемо спинятись.



Мал. 233. Ванна для рафінування міді (розріз).

ванни (мал. 233), в які як електроліт наливають розчин мідного купоросу і сульфатної кислоти.

При проходженні електричного струму чиста мідь осідає на катодах, на анодах же залишок сульфатної кислоти ( $\text{SO}_4$ ) з міддю анода дає  $\text{CuSO}_4$ . Концентрація  $\text{CuSO}_4$  у ванні таким чином не зменшується, аноди ж поступово розчиняються, при чому сторонні домішки осідають на дно ванни у вигляді мулу (шлам), що нерідко містить у собі срібло та золото, які з нього потім добуваються.

**2. Сполуки міді.** Мідь утворює два ряди сполук—сполуки одновалентної міді і сполуки двовалентної міді. Сполуки одновалентної міді часто нетривкі і легко оксидуються в сполуки двовалентної. Ми вже знаємо мідь-оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ , який утворюється при окисації міді при високій температурі (стор. 51, 54 і 102), а також мідь-сульфід  $\text{Cu}_2\text{S}$ , що утворюється при сполученні міді з сіркою.

Мідь II-оксид  $\text{CuO}$ , чорного кольору, утворюється при окисації міді киснем повітря при нагріванні нижче температури червоного жару, при розкладанні основного мідь-карбонату (стор. 248), при розкладанні нагріванням мідь II-гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Мідь II-гідроксид дуже легко розкладається, навіть при нагріванні під водою.

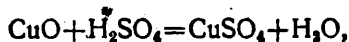
**Спроба.** Візьміть у пробірку трохи розчину мідного купоросу і долийте розчину натрій-гідроксиду до утворення голубого драглистого осаду мідь II-гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Нагрійте пробірку з осадом у полум'ї спиртової лампочки. Осад чорніє в наслідок розкладання мідь II-гідроксиду.

Напишіть рівності реакцій, що відбулися.

**Мідь II-сульфат.** Мідь II-сульфат, як уже відомо, кристалізується з 5 молекулами води у вигляді солі  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , що має звичайну назву: мідний купорос, або „синій камінь“.

Мідний купорос добувають розчиненням мідь II-оксиду в розведеної сульфатній кислоті:





а також при нагріванні міді з концентрованою сульфатною кислотою.

Мідний купорос, як отруйну речовину, у великих кількостях застосовують для знищення паразитів, що завдають шкоди плодовим деревам та виноградникам. У зневодненому стані його застосовують для протруєння насіння, щоб убити шкідників полів (сажку), які гніздяться на ньому. З мідного ж купоросу готують основний мідь-карбонат, що застосовується для сухого протруєння насіння, і „бордоську рідину“, що є найкращим засобом у боротьбі з шкідниками городів та садів. Її добувають змішуванням розчину мідного купоросу з вапняним молоком.

Мідний купорос застосовують також як протраву при фарбуванні, особливо шерсті, в гальванічних елементах, у гальванопластиці і т. д.

## XXIV. АЛЮМІНІЙ.

З металів III групи періодичної системи елементів ми спинимося на алюмінії.

Алюміній своїми цінними властивостями тепер є найважливішим з кольорових металів. У той же час це—метал, найпоширеніший у природі. Згадаємо, що в складі земної кори алюміній стоїть на третьому місці після кисню і силіцію.

**1. Алюміній в природі. Властивості алюмінію.** Алюміній в природі у вільному стані не зустрічається. Він входить до складу найпоширеніших мінералів і гірських порід, як *польові шпати, слюди, нефелін, глини, боксити*.

Безводний алюміній-оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$  зустрічається у вигляді *корунду, наждаку* і дорогіших каменів—голубого *сапфіру* та червоного *рубіну*.

Зовнішній вигляд алюмінію всі, мабуть, добре знають з алюмінієвих ложок, кружок, каструльок і т. ін. Чистий алюміній—сріблясто-білий метал з ледве помітним синюватим відтінком. Поверхня алюмінію завжди трохи тьмяна, бо вона на повітрі швидко вкривається склуватою плівкою оксиду, яка захищає алюміній від дальшої оксидації.

Алюміній належить до легких металів. Питома вага його—2,7.

Алюміній легко топиться (близько  $660^\circ$ ); у розтопленому стані мало оксидується, бо й тут плівка оксиду захищає його від оксидації. При  $100\text{—}150^\circ$ , і навіть без нагрівання, алюміній добре кується, прокатується в листи і витягається в дріт.

За хімічними властивостями алюміній належить до активних металів (стор. 295) і тільки тому, що має плівку оксиду, здається мало активним хімічно.

Легко показати, що *коли порушити цілість плівки оксиду*, то алюміній швидко *оксидується* киснем повітря.

Для цього алюмініюву пластинку або дріт очищають з поверхні зануренням у гарячий розчин натрій-гідроксиду, який розчинює як плівку, так і самий метал. Потім, сполоснувши водою, занурюють ненадовго в розчин ртуть-II-нітрату  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , знову споліскують водою і витирають досуха.

Алюміній витісняє ртуть і утворює сполуку із ртуттю, який викриває поверхню алюмінію. Через це захисна плівка не утворює щільного суцільного шару, і алюміній викривається сірою плівкою оксиду, який на наших очах росте на алюмінії у вигляді пухкої маси, відпадає і знову наростає.

*Ртуть і її сполуки є небезпечна отрута для алюмініювих виробів, і такі вироби слід оберегти від цієї отрути.*

Стопи алюмінію менш тривкі щодо кброзії, ніж чистий алюміній.

**2. Сполуки алюмінію.** Алюміній-оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , глинозем, як уже сказано, зустрічається в природі.

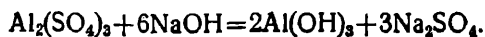
Усі різновидності безводного алюміній-оксиду дуже тверді. Корунд і наждак широко застосовують як „абразивні матеріали“ — для обробки і точіння твердих металів (у вигляді брусків, кругів, конусів, наждачного паперу), для шліфування твердих кам'яних порід на гранувальних фабриках і т. ін.

Кристалічний алюміній-оксид добувають також штучно — топленням водного алюміній-оксиду (бокситу) з вугідлям в електричній печі. Штучний корунд дешевший, ніж природний, який мало поширений в природі, і кращий від природного якістю. Штучний корунд має такі технічні назви: алундум, алоксит, абразит і т. ін.

Абразивні матеріали тепер мають багато більше значення, ніж порівняно недавно, бо без них неможлива обробка новітніх твердих сполук.

Алюміній-гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  утворюється при реакції обміну солей алюмінію з ідкими лугами.

**Спроба 1.** Візьміть у пробірку трохи розчину алюміній-сульфату і доливайте до нього потроху розчину натрій-гідроксиду. Утворюється білий колоїдний осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :



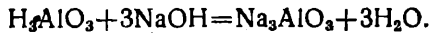
При дальшому додаванні натрій-гідроксиду цей осад несподівано починає розчинятися і, нарешті, зовсім зникає.

Розчинення алюміній-гідроксиду в ідких лугах — *абсолютно нове* для нас явище. Воно пояснюється тим, що алюміній-гідроксид, будучи основою, в той же час може відігравати роль кислоти.

При реакції між алюміній-гідроксидом і натрій-гідроксидом утворюється сполука, в якій алюміній буде в кислотному залишку.

Алюміній-гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ми можемо вважати водночас і за основу і за алюмінатну кислоту. В останньому випадку

зручніше буде писати його формулу так, як ми звикли писати формули кислот— $\text{H}_3\text{AlO}_3$ . Тоді реакцію між алюміній-гідроксидом і натрій-гідроксидом можна буде написати так:

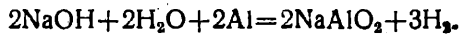


Добута речовина  $\text{Na}_3\text{AlO}_3$  є сіллю алюмінатної кислоти. Соди алюмінатної кислоти звичайно називаються *алюмінатами*.

Алюміній-гідроксид легко втрачає молекули води, утворюючи „метаалюмінатну кислоту“:



Алюмінати здебільшого є солями цієї кислоти. Такий алюмінат утворюється при розчиненні алюмінію в ідкому лузі:



Ця реакція іноді застосовується для добування водню.

**Спроба 2.** Облийте в пробірці кусочки або порошок алюмінію розчином натрій-гідроксиду і спостерігайте виділення водню.

Крім алюмінію, такий же двоякий характер мають і деякі інші гідроксиди металів, як  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Такі гідроксиди металів називаються **амфотерними**.

З солями алюмінію як металу ми неодноразово зустрічалися раніше і тут їх розглядати не будемо.

**3. Витоплення алюмінію.** Алюміній добувають електролізом *алюміній-оксиду*, який добувається в чистому вигляді з бокситів.

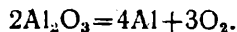
Тому що чистий алюміній-оксид дуже туготопкий, то для електролітичного добування алюмінію алюміній-оксид розчиняють у розтопленому мінералі *кріоліті*.

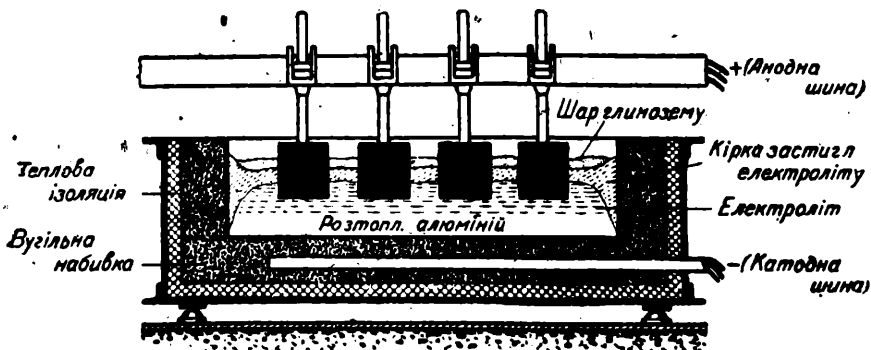
Кріоліт—це складна сіль, сполука однієї молекули алюміній-флуориду з 3 молекулами натрій-флуориду:  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ .

Реакцію провадять в електричній ванні, яка робиться досить просто (мал. 234 — розріз). Залізний ящик викладений усередині вогнетривкою цеглою (теплова ізоляція) і потім—щільним пресованим вугіллям, у яке вкладена мідна пластинка, що сполучається з негативним полюсом динамомашини (катодна шина).

У ванну занурено ряд товстих призм із щільного вугілля, насаджених на залізні стрижні, укріплені на горизонтальній перекладині, що сполучається з позитивним полюсом динамомашини (анодна шина).

Ванну завантажують кріолітом і пропускають електричний струм. Від електричного струму кріоліт нагрівається й топиться. Після того, як кріоліт розтопився, додають алюміній-оксиду (глинозему), який у кріоліті розчиняється і під впливом струму розкладається на елементи:





Мал. 234. Ванна для витоплювання алюмінію.

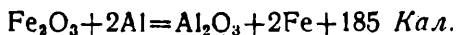
На дні виділяється металічний алюміній, який вичерпують залізною ложкою. На вугляних електродах виділяється кисень. Кисень, сполучаючись із вуглецем електродів, утворює вуглецьІІ-оксид  $\text{CO}$ , який виділяється прямо в повітря і при цьому згорає.

**4. Застосування алюмінію** так швидко зростає, що його цілком можна назвати металом майбутнього. Важко, та й навряд чи потрібно перелічувати все, що роблять з алюмінію; досить спинитися на основному, щоб мати можливість справедливо оцінити роль цього металу і його значення в господарстві країни.

Алюміній застосовують насамперед у транспорті як легкий метал. Літаки і дирижаблі роблять із стопів алюмінію. Автомобілі і грузовики з алюмінію легші і більш вантажомісткі. Трамваї за кордоном іноді цілком роблять з алюмінію, — чим досягається більша міцність, легкість і майстерність.

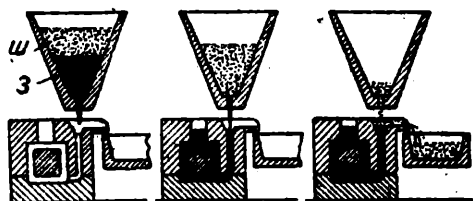
В Америці з алюмінію роблять меблі — столи, стільці, шафи і т. ін., використовують алюміній при будівництві будинків — на дахи, склепіння, карнизи, підвіконня, віконні рами, двері, одвірки, ґрати. З алюмінію роблять щогли, підіймальні крани, баки для нафти та гасу, для різних розчинів та рідин, наприклад, ацетатної кислоти. Алюміній застосовують замість міді для електричних проводів. Є ще цілий ряд застосовань алюмінію: для хімічної апаратури, для речей домашнього вжитку аж до попільниці, фляги, лампи і т. ін.

При високій температурі алюміній є *сильним відновником*. Він може віднімати кисень від оксидів металів. Наприклад, якщо суміш порошку алюмінію із здрібненим залізоІІІ-оксидом дуже сильно нагріти в одному місці, то в суміші починається екзотермічна реакція, яка поширюється по всій масі, що сильно розжарюється. Температура підноситься вище  $3000^\circ$ :



Fe і  $Al_2O_3$  при цьому утворюються в розтопленому стані. Цим способом добувається дуже чисте, що не містить у собі вуглецю, залізо.

Сумішшю порошків алюмінію та залізоІІІ-оксиду, що відома у виробництві під назвою *терміту*, користуються для зварювання заліза. Особливо широко застосовують терміт при зварюванні трамвайних рейок, при лагодженнях поламаних машинних частин і т. ін. Не розбираючи машини, поламане місце оточують коробкою з вогнетривкої глини. В коробку потім вливають із тигля добуте з допомогою терміту розтоплене залізо. Розтоплене залізо має дуже високу температуру, в наслідок чого воно стоплюється з частинками, які лагодять, сполучаючи їх в одне ціле (мал. 235). Після охолодження треба лише видалити зайве залізо.



Мал. 235. Зварювання термітом (схематичний розріз).

Термітом заповнюють тигель. Після реакції розтоплене залізо з стікає у форму, що оточує зварювану частину. Шлак *ш* стікає збік.

Терміт застосовують у військовій справі для запалювальних снарядів. Перевага терміту перед фосфором (стор. 217 — 218) та, що він пропалює залізні дахи і викликає пожежі там, де фосфор та інші речовини не впливають.

Крім металічного алюмінію, дуже поширені стопи алюмінію з іншими металами.

## XXV. ХРОМ І МАНГАН.

Хром Cr і манган Mn містяться в середині першого великого періоду таблиці Менделєєва, поруч з елементами VIII групи Fe, Co, Ni. За своєю вищою валентністю хром і манган стоять у VI і VII групах, в яких знаходяться типові неметали. Хром і манган входять разом з іншими більш рідкими металами до складу металічних підгруп VI і VII груп.

Положенням хрому і мангану в періодичній системі пояснюється слабкість їх основних властивостей у нижчих оксидах і здатність давати вищі оксиди, що є ангідридами.

1. **Хром** — білий метал, з яскравим металічним блиском, дуже твердий (стор. 288) і туготопкий (температура топлення близько  $1520^\circ$ ). Застосовується як важлива складова частина багатьох стопів — хромової і хромонікелевої твердих сталей, нержавіючих сталей (стор. 291) і т. ін.

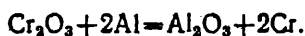
Хром останнім часом набув великого значення як метал для *вкривання інших металів* електролітичним способом і в багатьох виробництвах, наприклад, в автомобільній справі, майже витіснив нікель, що звичайно там застосовувався. В США тепер

хромують парові котли. Переваги хрому — його твердість і його стійкість проти корозії, через що блискуча поверхня хромованого виробу не дряпається і не тьмяніє. Хромом вкривають інструменти, вимірні прилади, годинники і т. ін.

Електролітичного осадження хрому довго не могли освоїти, і тільки недавно навчилися робити тривкі вкриття хромом.

Хром зустрічається в природі у вигляді залізоII-хроміту або хромового залізняку  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ , що мало поширений, але зустрічається у вигляді значних покладів. Найпотужніші поклади хромітів у світі — на Уралі. 65% світових запасів хрому.

Чистий хром можна добути відновленням хромIII-оксиду алюмінієм, як і залізо:



У виробництві хром добувають в електричних печах відновленням хромIII-оксиду або хромітів вугіллям.

При відновленні хромітів в електричних або доменних печах утворюється сполук хрому з залізом — *ферохром*:



Ферохром звичайно має в своєму складі близько 60% хрому і служить додатком (присадкою) до сталі при готуванні хромових сталей.

Хром дає один *основний* оксид  $\text{CrO}$  — хромII-оксид, один *амфотерний* оксид — хромIII-оксид  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  і один *кислотний* оксид — хромат-ангідрид  $\text{CrO}_3$ , що відповідає своїм складом сульфат-ангідридові  $\text{SO}_3$ .

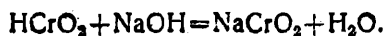
Солі двовалентного хрому нетривкі і легко оксидуються в солі тривалентного.

Солі тривалентного хрому  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  (хромовий галу) — зеленого або фіолетового кольору. Ці солі гідролізуються водою і застосовуються як протрави (стор. 264), а також у шкіряному виробництві для вироблення „хромової“ шкіри.

При діянні їдких лугів на солі тривалентного хрому утворюється хромIII-гідроксид  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

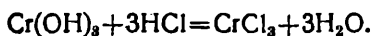
**Спроба 1.** Доливайте до невеликої кількості хромIII-сульфату потроху натрій-гідроксиду і спостерігайте утворення осаду хромIII-гідроксиду та розчинення його в надмірі лугу.

ХромIII-гідроксид є такий же *амфотерний* оксид, як і алюміній-гідроксид. Втрачаючи воду, він дає гідрат  $\text{HCrO}_2$  — *хромітну кислоту*. Солі цієї кислоти — *хроміти* — утворюються при розчиненні хромIII-гідроксиду в лугах:



Сілью цієї кислоти є й природна сполука хрому — *залізоII-хроміт*, або *хромовий залізняк*  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ .

З кислотами хромІІІ-гідроксид дає солі, де хром є метал:



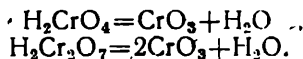
Від прожарювання хромІІІ-гідроксиду утворюється хромІІІ-оксид  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , зеленого кольору.

**Задача.** Якщо є амоній-пірохромат  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , нагрійте кілька кристаликів його в пробірці. Він розкладається з виділенням газів і утворенням хромІІІ-оксиду. Зверніть увагу на відсутність запаху виділюваних газів і, виходячи з цього, складіть рівність реакції.

ХромІІІ-оксид застосовується як зелена фарба.

*Хромат-ангідрид* — тверда кристалічна речовина темномалинового кольору.

Йому відповідають дві кислоти — хроматна  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  і пірохроматна  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :



Відомий цілий ряд солей цих кислот: *хромати*, як от калій-хромат  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , і *пірохромати*, як калій-пірохромат  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

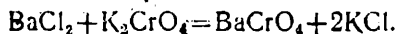
Калій-пірохромат утворюється від діяння на калій-хромат сульфатної кислоти:



Обидві зазначені солі розчиняються у воді. Нерозчинними хроматами є солі Ва і Pb.

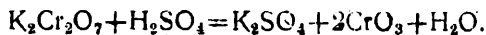
**Спроба 2.** Долийте до розчинів солей барію і свинцю по троху розчину калій-хромату.

Утворюється жовтий осад,  $\text{BaCrO}_4$ , що відповідає хроматній кислоті —  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ :

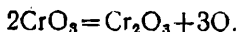


Калій-пірохромат  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  називається *хромпіком* і застосовується для виготовлення фарб.

Хромпик застосовується також для окисдації, бо при взаємодії його з сульфатною кислотою виділяється вільний хромат-ангідрид, що є сильним оксидатором:



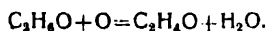
Якщо капнути спирт на сухий хромат-ангідрид, то спирт, внаслідок енергійної оксидатії, загоряється. Хромат-ангідрид при цьому перетворюється на хромІІІ-оксид:



В органічній хімії для оксидатії звичайно користуються хромовою сумішшю — сумішшю калій-пірохромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  з сульфатною кислотою.

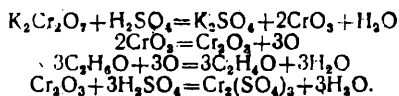
**Спроба 3.** До міцного розчину  $K_2Cr_2O_7$ , додайте трохи розведеної сульфатної кислоти, трохи спирту  $C_2H_5O$  і нагрійте. Колір розчину стає зеленим, і замість запаху спирту ви чуєте задушливий запах речовини, яка утворюється при окисдації спирту — альдегіду  $C_2H_4O$ .

Два атоми водню спирту окисдуються в воду, й утворюється альдегід:



Позеленіння розчину залежить від утворення солі тривалентного хрому  $Cr_2(SO_4)_3$ .

Відбуваються такі реакції:



Отже, водночас із окисдацією спирту йде відновлення хромат - ангідриду до хромІІ - оксиду, який потім утворює з надміром сульфатної кислоти сіль.

Хромовою сумішшю можна окисдувати не тільки спирт, а й цілий ряд інших органічних та неорганічних речовин. З допомогою калій - пірохромату можна, наприклад, окисдувати хлоридну кислоту. При цьому водень окисдується у воду, хлор же виділяється у вільному стані.

**Спроба 4.** Візьміть у пробірку трохи порошку калій - пірохромату, долийте кілька крапель концентрованої хлоридної кислоти і нагрійте. Зверніть увагу на запах виділюваного газу. Це — хлор.

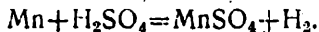
Одразу ж, як тільки хлор почне виділятися, налейте в пробірку води, щоб припинити реакцію.

Окисдація хлоридної кислоти калій - пірохроматом супроводиться утворенням солі хромІІІ - оксиду, хромІІІ - хлориду і калій - хлориду.

Складіть самостійно рівність реакції.

**2. Манган** — твердий сірувато - білого кольору ламкий метал, на вигляд подібний до чавуну; на повітрі легко вкривається *плівкою оксиду*, що міниться різними кольорами і захищає манган від окисдації.

Своїми хімічними властивостями манган дуже *подібний до заліза*. Легко виділяє водень з кислот, утворюючи солі як дво-валентний метал:



Манган у чистому вигляді не застосовується, але є дуже важливою складовою частиною різних *спеціальних сортів сталі* (див. нижче).

Манган зустрічається в природі у вигляді мінералу *піролюзиту*, що є манганІV - оксид  $MnO_2$ , який ми вже знаємо.

На Кавказі, близько від Кутаїсі (Чіатури), а також на Україні біля Нікополя (див. карту), є великі поклади піролюзиту.

Чистий манган можна добути відновленням манган-оксиду  $Mn_2O_4$  алюмінієм. У виробництві чистий манган не потрібний, і його добувають у вигляді феромангану, тобто ступу мангану з залізом (70 — 80% Mn) у доменних печах.



Манган дає ряд оксидів, де він має різну валентність. Нижчі оксиди мангану манганII-оксид  $MnO$  і манганIII-оксид  $Mn_2O_3$  — основні оксиди, решта — *ангідриди кислот*.

МанганIV-оксид  $MnO_2$ , де манган чотиривалентний, є ангідридом; йому відповідає перманганітна кислота  $H_2MnO_4$ , для якої відомі солі, як наприклад,  $CaMnO_4$ .

З манганIV-оксидом ми зустрічались при добуванні хлору з хлоридної кислоти і при добуванні кисню (як з каталізатором).

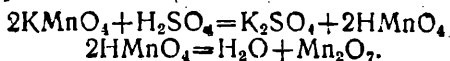
МанганIV-оксид служить деполіаризатором в елементах Лекланше (наприклад, у батарейках для кишенькових ліхтариків). На вугляному аноді елементу при його роботі виділяється водень, який адсорбується вугіллям і дає протилежну електрорушійну силу, або, як кажуть, *електрод поляризується*. МанганIV-оксид, яким оточують вугілля, *оксидує водень* у момент виділення в воду і цим деполіаризує електрод.

Спинимося ще на калій-перманганаті  $KMnO_4$ , з яким ми багато разів зустрічались. Ця сіль відповідає *перманганатній кислоті*  $HMnO_4$ , яка відома лише у водному розчині. Ангідрид цієї кислоти, вищий оксид мангану  $Mn_2O_7$ , можна добути при діянні концентрованої сульфатної кислоти на калій-перманганат  $KMnO_4$ .

Перманганат-ангідрид — нетривка речовина, яка є *сильним оксидатором*.

Якщо невелику кількість порошку калій-перманганату покласти в чашку і долити концентрованої сульфатної кислоти, то утворюється темнозелена рідина — розчин  $Mn_2O_7$  в сульфатній кислоті.

Реакція відбувається так:



Якщо в чашку капнути трохи спирту або ефіру, то, в наслідок енергійної оксидації, відбувається спалах (не слід брати багато  $KMnO_4$ , бо може статися вибух).

Калій-перманганат легко розкладається при нагріванні з виділенням кисню:



Утворюється сіль манганатної кислоти  $H_2MnO_4$ .

Калій-перманганат  $KMnO_4$  є *енергійним оксидатором*.

**Спроба.** Розітріть калій-перманганат у ступці на тонкий порошок. Всыпте його в чашку купкою, зробіть зверху купки ямку і влийте в неї кілька крапель гліцерину. В наслідок енергійної оксидації через деякий час стається спалах.

Якщо доливати краплями розчин калій-перманганату до води, що має в своєму складі домішки органічних речовин, то спочатку малиновий колір швидко зникає, поки не оксидуються всі органічні речовини, і тільки після цього розчин знову стає малиновим. Таким способом на практиці визначають міру забрудненості води органічними речовинами.

Калій - перманганат (по - латинському — каліум гіперманганікум) застосовується як добра дезинфекційна речовина.

Занитання для повторення (до розділів XXI, XXII, XXIII, XXIV).

1. Характеризуйте групу лужних металів.
2. Які фізичні і хімічні властивості натрію?
3. Який оксид утворюється при горінні натрію? До якого типу оксидів він належить?
4. Як утворюється натрій - гідроксид? Напишіть рівності реакцій.
5. Пригадайте найважливіші солі натрію і їх застосування.
6. Як добувається сода? Напишіть рівності реакцій.
7. Порівняйте властивості калію з властивостями натрію.
8. Яке значення сполук калію і як їх добувають?
9. Перелічіть найважливіші сполуки лужно-земельних металів і їх застосування.
10. Як утворюється вапно, яке його застосування?
11. Що таке тверда вода і як її зробити м'якою?
12. У вигляді яких сполук зустрічається мідь? Які властивості міді? Як очищують мідь?
13. Пригадайте найважливіші сполуки міді.
14. У вигляді яких сполук зустрічається в природі алюміній?
15. Яке значення має алюміній і як його добувають?
16. Як пояснити розчинення алюмінію - гідроксиду в лузі?
17. Які речовини можуть сприяти корозії алюмінію?
18. Пригадайте застосування алюмінію у військовій справі.
19. Яке значення має хром у виробництві?
20. Характеризуйте хімічні властивості хрому. Напишіть рівності відповідних реакцій.
21. Які сполуки хрому є оксидаторами?
22. Яке застосування має манган як метал?
23. Наведіть приклади сполук двовалентного, чотиривалентного і семивалентного мангану.
24. Яке застосування має манганIV - оксид і звідки його добувають?
25. На чому ґрунтується застосування калій - перманганату для дезинфекції?

## XXVI. ЗАЛІЗО.

З елементів VIII групи періодичної системи ми спинимося тільки на залізі — найважливішому з металів.

**1. Властивості заліза.** Цілком чисте залізо — сріблясто-білого кольору блискучий метал, майже такий же м'який, як мідь, в чистому повітрі не оксидується. Чисте залізо можна добути електролізом розчинів його солей, проте добування чистого заліза зв'язане з рядом труднощів. Тому на практиці таке залізо майже не застосовується.

Залізо топиться при  $1529^{\circ}$ , кипить при  $2450^{\circ}$ .

Залізо утворює кілька оксидів.

Нижчі оксиди — залізоII-оксид  $\text{FeO}$  і залізоIII-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — є основні оксиди.

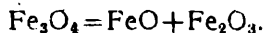
*ЗалізоII-оксид* добувається у вигляді чорного порошку відновлення залізоIII-оксиду воднем при слабкому нагріванні; практичного застосування не має.

*ЗалізоIII-оксид*  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , буро-червоного кольору, зустрічається в природі у вигляді червоної залізної руди, червоного залізняка.

Добувається при випалюванні піритів (недогарки) і при розкладі залізного купоросу нагріванням.

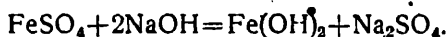
ЗалізоIII-оксид  $Fe_2O_3$  під назвою „мумія“ застосовується як червона фарба (залежно від кількості домішок вона має різні відтінки). Чистіший залізоIII-оксид у вигляді найтоншого порошку застосовується під назвою „крокус“ для шліфування і полірування скла.

Магнітний оксид заліза  $Fe_3O_4$  є сполукою двох оксидів:



Вищий оксид заліза, який відповідає його положенню в VIII групі періодичної системи, —  $FeO_4$  — речовина дуже нетривка, очевидно, газоподібна. Факт його одержання заперечується.

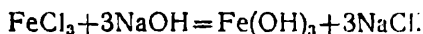
ЗалізоII-гідроксид  $Fe(OH)_2$  легко добути осадженням із солі залізоII-оксиду, наприклад, залізного купоросу, ідким лугом:



**Спроба.** Долийте до розчину залізного купоросу  $FeSO_4$  трохи натрій-гідроксиду. Ви помічаєте утворення колоїдного осаду  $Fe(OH)_2$  білого кольору, який одразу ж починає оксидуватись киснем повітря — спочатку зеленіє, потім стає бурим.

ЗалізоII-гідроксид, оксидуючись, перетворюється в залізоIII-гідроксид  $Fe(OH)_3$ .

ЗалізоIII-гідроксид  $Fe(OH)_3$  ми вже неодноразово добували у вигляді бурого колоїдного осаду, діючи лугом на залізоIII-хлорид:



З солей залізоII-оксиду технічне значення має *залізний купорос*  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Застосовується як протрава в текстильній промисловості і в боротьбі з шкідниками рослин.

Залізний купорос утворюється при обробленні в сульфатній кислоті залізного лому.

При діянні на залізо хлоридною й сульфатною кислотами утворюються зеленого кольору солі двовалентного заліза — *залізоII-хлорид*  $FeCl_2$  і *залізоII-сульфат*  $FeSO_4$ ; при діянні ж на залізо хлором — сіл тривалентного заліза, — *залізоIII-хлорид*  $FeCl_3$  — жовтого кольору.

Відповідну сіль сульфатної кислоти  $Fe_2(SO_4)_3$  можна добути оксидацією залізного купоросу  $FeSO_4$ .

Одна з найважливіших хімічних властивостей заліза — *пасивність* щодо концентрованих кислот (стор. 173 і 197), що дає можливість застосовувати залізо в хімічній апаратурі, на виробництві кислот.

2. **Залізо в природі.** Залізо дуже рідко, але зустрічається в природі у вільному стані — у вигляді *метеорного заліза*, яке

падає іноді на землю з міжпланетного простору, у вигляді метеоритів. Тепер воно практичного значення не має. В доісторичні ж часи це було, можливо, перше залізо, що його застосувала людина.

**Сполуки заліза в природі дуже поширені.**

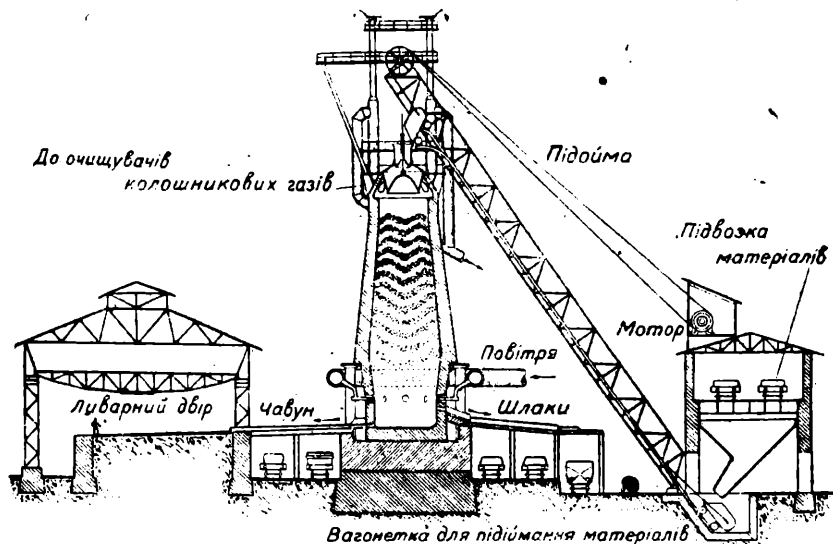
Найчастіше зустрічається сполука заліза з сіркою — сірчаний колчедан, чи пірит  $\text{FeS}_2$ , який іноді зустрічається у вигляді більш або менш суцільної породи, що служить сировиною для добування сульфатної кислоти.

**Рудами заліза, як уже було сказано, є, головним чином, кисневі сполуки заліза.** Крайні руди: червоний залізняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , магнітний залізняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  і бурий залізняк, що є той же залізо III-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , але сполучений з водою:  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

**3. Доменний процес.** Шахтні печі для витоку чавуну, або так звані доменні печі, „домни“, мають вигляд величезних, що звужуються догори й донизу, башт. Домни будуються з вогнетривкої цегли і зовні бувають одягнені залізною оболонкою або стягнені рядом залізних кілець. Сучасні домни досягають у висоту 20—30 м (висота 6—9-поверхового будинку).

На мал. 87 зображено спрощений схематичний розріз доменної печі, на мал. 88 — її зовнішній вигляд.

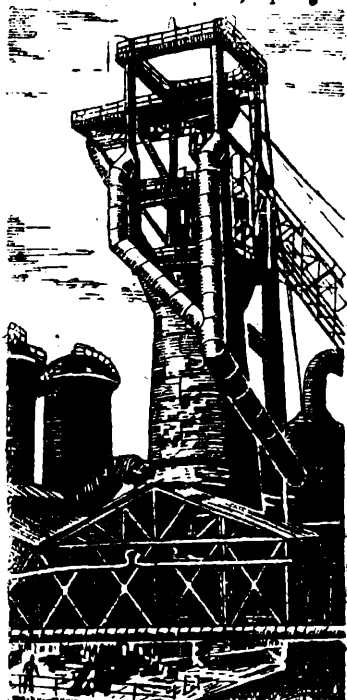
Як видно з малюнків, домна складається начебто з двох зрізаних конусів, складених основами. Верхній конус, *шахта*, лежить на залізному кільці, що спирається на ряд ґрунтовних залізних колон. Сама нижня частина домни, *горно*, де збирається розтопленний чавун, має циліндричну форму.



Мал. 87. Схематичний розріз доменної печі.

**Кокс** (або вугілля) при витопі чавуну відіграє подвійну роль. Він служить і матеріалом для реакції відновлення руди, і паливом, що дає високу температуру, необхідну для процесу відновлення й для топлення чавуну і шлаків, що утворюються. Чавун топиться при  $1150 - 1200^{\circ}$  (залежно від складу), але для того, щоб чавун не тільки топився, а й залишався в печі у розтопленому стані, температура в нижній частині печі має бути набагато вища. Такої температури можна досягти тільки при вдуванні в піч повітря. Повітря нагнітається *повітродувними машинами* і підводиться до печі широкою трубою. Ця труба приєднується до кільцеподібної труби навколо печі (мал. 87), від якої відходить ряд патрубків, вставлених кінцями в отвори, що є в нижній частині печі. На мал. 89 зображено схематично, без деталей, зовнішній вигляд нижньої частини доменної печі, при чому видно кільцеву трубу, патрубки й отвір для випускання чавуну.

Для підвищення температури всередині печі вдуване в піч повітря в сучасних домнах *попереду нагрівається* до температури  $700 - 800^{\circ}$ . Для підігрівання повітря користуються газами, що виходять з печі. Уже було сказано, що в доменній печі утворюється *вуглець-оксид*, який і відновлює руду. Кількість утворюваного вуглець-оксиду значно більша, ніж витрачається на відновлення руди. Тому газ, що виділяється з печі, крім азоту повітря та вуглекислого газу, містять у собі ще значну кількість (до 30 процентів об'ємом) *вуглець-оксиду*  $CO$ . Ці газ, що мають назву *колошникових газів* (верхній отвір печі називається „колошник“), можуть горіти, як генераторний газ, і дають багато тепла. Це тепло й використовується для попереднього нагрівання повітря, що надходить у піч. На мал. 87 і 88 видно труби, що відводять з доменної печі колошникові газ. Газ очищується від пилу і направляються в спеціальні апарати, що мають вигляд башт (мал. 88, ліворуч). Тут газ спалюється, і утворюваним теплом нагрівається повітря, що нагнітається у домну. Спинимося на використанні колошникових газів для нагрівання повітря, що нагнітається в доменну піч.

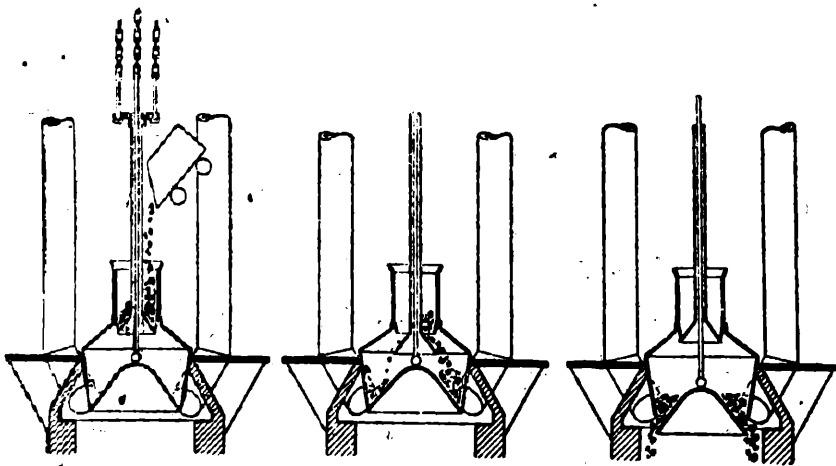


Мал. 88. Загальний вигляд доменної печі.

Для відведення з печі колошникових газів, які в старовинних доменних печах випускалися прямо в повітря і згорали, є труби (газовідводи), що відходять від верхньої частини домни (мал. 87 і 88). Колошник же печі має пристрої, які дозволяють завантажувати піч, не випускаючи гази в повітря. Таких пристроїв придумано багато. Один з них показаний на мал. 236, 237 і 238. Він складається з двох лійок, закритих двома конусами. Опускаючи конуси по черзі, можна вводити в піч матеріали, не випускаючи газів, як це зрозуміло з малюнків. Опускають і підіймають конуси з допомогою механічних пристроїв.

Завантажувані в піч речовини підіймаються на верх печі по похилих рейках у вагонетках (скіпах), які автоматично перекидаються над лійкою (мал. 87 і 236)<sup>1</sup>.

Колошникові гази очищаються від пилу і потім надходять у повітрянагрівні апарати, винайдені англійцем Коупером (Cowper) — *коупери* (іноді їх називають „кауперами“). На мал. 239 показані схематичний розріз двох коуперів і система труб, які сполучають їх з домною, з повітродувними машинами, з димарем. На трубах умовно показані клапани — заслінки.



Мал. 236, 237 і 238. Завантажний прилад доменної печі (розріз).

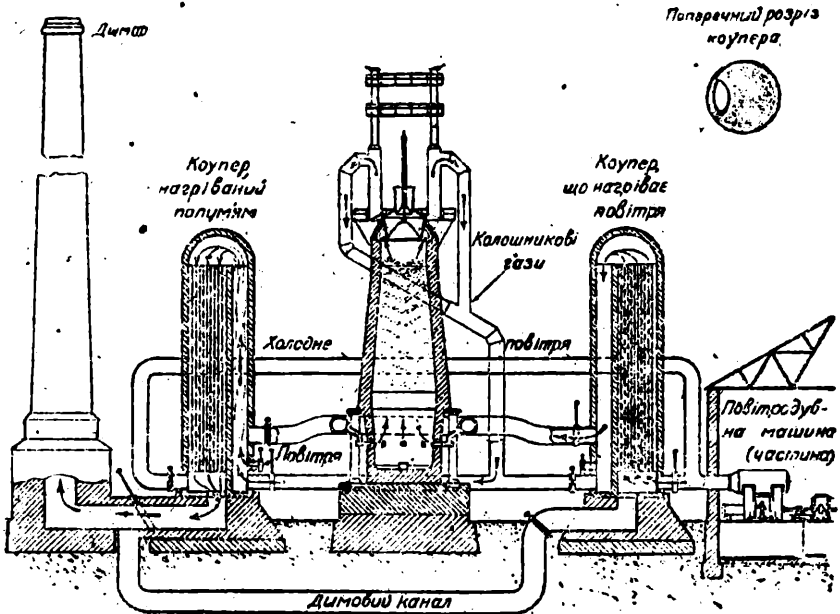
Коупери — це круглі залізні башти, викладені всередині вогнетривкою цеглою. Збоку, всередині коупера, тягнеться на всю висоту широка труба, а всю решту простору закладено цеглою, яка утворює цілий ряд вузьких вертикальних каналів (на схемі праворуч показаний поперечний перекрій коупера).

<sup>1</sup> Для рівномірнішого розподілу матеріалу в печі верхня циліндрична лійка разом з конусом, після кожного всипання матеріалів із скіпа, звичайно повертається особливим механізмом (на малюнках цей механізм не показаний) навколо своєї осі на певне число градусів.

На схемі слід звернути увагу спочатку на *лівий коупер*. У ньому показане полум'я горящого колошникового газу; потрібне для горіння повітря входить через коротку трубку, що є внизу, з заслінкою (над отвором труби, що приводить газ у коупер). Гарячі продукти горіння опускаються вниз по вузьких каналах і розжарюють їх стінки, а потім вилітають у димар. Коли коупер досить розжариться, з допомогою *заслонок* змінюють напрям течії газів і через розжарений коупер пускають повітря, нагнічуване повітродувними машинами (величезні споруди; на схемі показана тільки частина машини, не видно махового колеса); це повітря в коупері нагрівається до  $700 - 800^{\circ}$  і йде в домну. Колошниковий же газ водночас спрямовують у другий коупер, який тепер починає розжарюватись. Через деякий час знову змінюють напрям газів і т. д. Таким чином, кожний коупер навперемінно то розжарюється, то холодне, віддаючи своє тепло повітрю. На схемі правий коупер показаний у період охолодження.

**Задача.** Для того щоб краще розібратися в схемі, перерисуйте її в свій зошит (більш спрощено, ніж у книзі). При цьому покажіть, що правий коупер нагрівається, а лівий — холодне. Подумайте, які клапани треба буде показати відкритими, які — закритими. Напрямок течії газів позначте стрілками.

На схемі показано тільки два коупери, на практиці ж їх роблять чотири або п'ять. Річ у тому, що коупер холодне швидше, ніж нагрівається. Тому в той час, як один коупер холодне, два



Мал. 239. Схема дві коуперів.

чи три інші розжарюються, четвертий — чиститься. Коупери звичайно будують усі в ряд, а не по боках печі, як для спрощення показано на схемі.

На схемі, щоб не ускладняти її, не показані очисники, в яких колошникові гази очищаються від пилу (на мал. 88, стор. 97, справа внизу показано зовнішній вигляд пилоочисника — циліндричної залізної посудини з конусоподібним дном), і цілий ряд інших деталей, на яких ми тут спинятись не можемо.

Слід відзначити, що колошникових газів утворюється набагато більше, ніж потрібно для нагрівання повітря в коуперах. Тому надмір колошникових газів (близько  $\frac{2}{3}$  їх) використовують для інших потреб. Їх застосовують для нагрівання парових котлів або безпосередньо в двигунах внутрішнього згорання. Або ті, або інші й є на заводі джерелами енергії для приведення в дію повітродувних машин, підойм для руди, кранів, динамомашин, що дають струм для двигунів і для освітлення заводу та робітничого селища. Колошникові гази йдуть також на нагрівання при дальших стадіях переробки чавуну на сталь та залізо.

Широке застосування колошникових газів — дуже яскравий приклад раціонального використання побічного продукту виробництва, який раніше просто випускали в повітря, і він згорав. Ще недавно ті, хто проїжджав уночі залізницею повз доменні печі, любувалися яскравим полум'ям, що виривалося з відкритих колошників, і красивою загравою, яка освітлювала всю місцевість навколо металургійного заводу. Вони й на думці не мали, що ця красива ілюмінація була втратою величезної кількості енергії.

**4. Робота доменної печі.** Тепер, ознайомившись з будовою доменної печі і з роллю коуперів, простежимо самий процес витоплення чавуну.

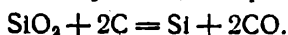
Найясніше буде почати з пуску в хід нової доменної печі, що потім працює безперервно протягом кількох років (сучасна піч працює нормально 3—4 роки, а іноді й довше), поки не потрібний буде її ремонт або перебудова.

Робота починається з того, що в піч завантажують деяку кількість сухих дров, облитих гасом, а потім кокс, приблизно до  $\frac{1}{2}$  висоти печі. Потім завантажують *окремими шарами* суміш руди з флюсом, шар коксу, знову шар руди з флюсом і знову шар коксу і т. д. Після того, як уся домна завантажена, через отвір (льотку), що є внизу для випуску чавуну (мал. 89), запалюють дрова. Коли дрова розгоряться, отвір закривають глиною, починають вдувати повітря і таким способом розпалюють кокс. Продукти горіння випускають через вертикальні труби вгорі печі, так звані „свічки“. В міру того, як кокс розжарюватиметься дедалі більше, створюються умови для утворення *вуглецьIII-оксиду*, про що вже було сказано вище. Коли кількість вуглецьIII-оксиду в газах, що виходять з печі, буде достатньою, кришки на свічках закривають і пускають у дію коупери. У домну починає входити гаряче повітря. Горіння посилюється,



і температура в нижній частині доми досягає 1700—1800°. Догори температура поступово знижується, і в верхній частині доми (на колошнику) встановлюється близько 300—350°.

В міру згорання коксу вся маса в печі поступово *осідає*, опускається вниз, зверху ж завантажують чимраз нові шари матеріалів. Завантаження (шихта), що опускається донизу, поступово прогріваючись у течії гарячих газів, спочатку просушується, далі руда відновлюється вуглецьII-оксидом до залізоII-оксиду FeO, вапняк CaCO<sub>3</sub> та інші карбонати розкладаються. Потім починається відновлення залізоII-оксиду вуглецьII-оксидом, а почасти і вугіллям. З'являються губчасті грудочки заліза. Залізо поступово насичується вуглецем. Опустившись до рівня з температурою вище 1000°, науглецьоване залізо розчиняє силіцій (Si). При високих температурах вугілля відновлює сполуки силіцію, що є в руді або флюсах, наприклад, кремнезем SiO<sub>2</sub>:



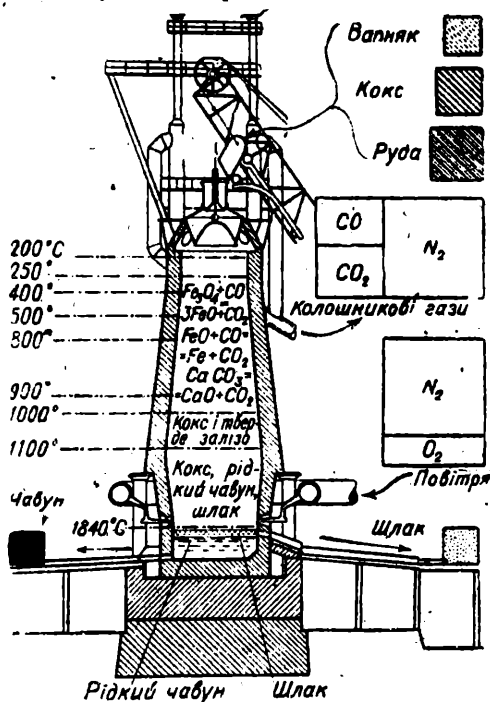
Водночас відновлюються також і сполуки мангану.

Таким чином з'являються краплі *стопу заліза з вуглецем, силіцієм і манганом — чавуну*. Водночас відбувається реакція між пустою породою і флюсами, утворюється рідкий шлак. Краплі рідкого чавуну та шлаку стікають униз і збираються на дні горна. Поступово утворюються *два рідкі шари*: внизу — шар чавуну і над ним шар шлаку.

На мал. 240 дано: 1) схему випилення чавуну, на якій показані у вигляді квадратів відносні вагові кількості матеріалів, потрібних для випилення однієї тонни чавуну, і вагові кількості одержуваних відходів, 2) приблизний розподіл середніх температур у печі і 3) реакції, що відбуваються в різних зонах печі.

Чавун з доми випускається або у форми, в яких і застигає, або в ківш, у якому відвозиться до сталеварного цеху.

У нормальних умовах доменного топлення чавун буває такий гарячий, що деякий час може лишатися в ковші, не застигаючи. Для зручності як доменного,



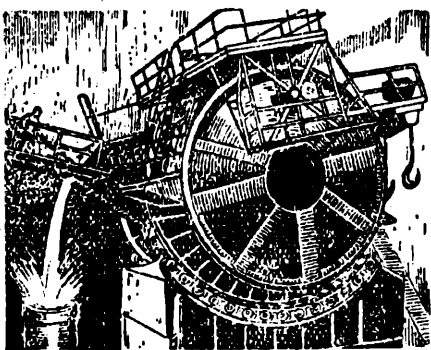
Мал. 240. Схема доменного процесу. 331

так і сталетопного цехів на деяких заводах існують особливі резервуари — сховища рідкого чавуну, *міксери* (мал. 241), які вміщують від 100 до 1000 т чавуну, викладені всередині вогнетривкою кладкою (футеровкою). У такий міксер і зливають рідкий чавун з ковшів і в міру потреби беруть звідти. Температура чавуну в міксері підтримується газбвими нагрівниками.

На мал. 241 зображено виливання чавуну з міксера в ківш.

На закінчення слід відзначити, що коли бачимо доменні печі в натурі або розглядаємо їх фотографії, ми рідко можемо помітити кілька абсолютно однакових печей, коуперів і т. д. Вони відрізняються як розмірами, так і будовою та зовнішнім виглядом.

Доменна піч — це дуже дорога споруда. Проектуючи нову піч, завжди намагаються ввести в її будову якенебудь удосконалення, беручи до уваги і особливості руди, і призначення чавуну, що виплюватиметься, і цілий ряд інших обставин. Наприклад, печі, що працюють на деревному вугіллі, не можна робити дуже високими, щоб вугілля не роздушувалося вагою шарів, які лежать вище. Матеріали, завантажені в піч, повинні бути в кусках певного розміру, не дуже великих, але і не дуже малих, бо інакше рухатись газам угору буде вже важко, і піч не буде добре працювати.



Мал. 241. Міксер.

Доводиться думати про те, щоб зберегти стінки печі від швидкого зношування в наслідок дуже високої температури. Для цього в нижній частині печі в стінки закладають холодильники — коробки, трубки та інші пристрої з *проточною водою*, що охолоджують стінки печі, „фурми“ — отвори для вдування повітря і т. ін. Для того щоб мати можливість заглянути всередину

печі під час роботи, в нижнє коліно труби, через яке вдувають у піч повітря, вставляють скляні віконця. Взагалі в будові доменної печі і допоміжних пристроїв, що оточують її, є цілий ряд дуже важливих і цікавих деталей, опис яких можна знайти в спеціальних творах з металургії.

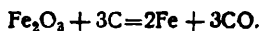
Саме ведення роботи доменної печі — справа дуже складна і відповідална, яка потребує великої підготовки, знань та досвіду. Правильне співвідношення руди та флюсу, або склад „шихти“, встановлюється на підставі хімічних аналізів вихідних матеріалів та одержуваного чавуну. До складу шихти часто входить кілька сортів руди, що доповнюють один одного. Складові частини шихти перед засипанням у домну зважують і т. д.

У доменному процесі, як уже було сказано, паливо відіграє подвійну роль — воно служить для відновлення заліза та для підтримання потрібної високої температури. При цьому буде великий відхід вуглецю у вигляді CO і CO<sub>2</sub>, колошникових газів. Хоч колошникові гази й використовуються, але значною мірою все в процесі витоплення чавуну.

У місцевостях з дешевою електричною енергією і дорогим вугіллям частину вугілля, що є паливом, можна замінити електричною енергією. Це застосовують у так званих *електродомнах*.

Електродомни були вперше застосовані (і широко застосовуються тепер) у Швеції, де чавун витоплюють на деревному вугіллі і де дешева електрична енергія, яку одержують від „білого вугілля“.

Схема електродомни дана на мал. 242. Печ складається з невисокої шахти *A* і з широкого горна *Г*, у який по колу введено 3—6 графітних електродів *Е*. Вольтові дуги між електродами дають потрібну високу температуру, при якій руда за рахунок завантажуваного в шахту разом з рудою і флюсом вугілля відновлюється:



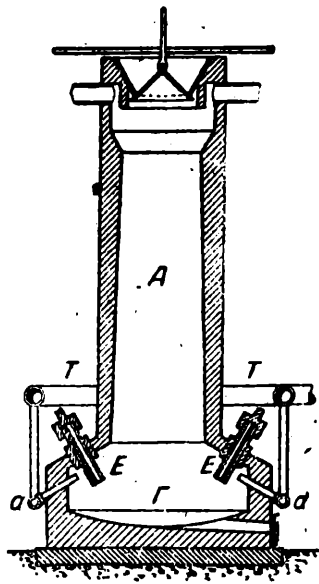
Вуглець II-оксид, що при цьому утворюється, почасти відновлює шари руди, що лежать вище, до FeO, даючи CO<sub>2</sub>, почасти ж виділяється у вигляді колошникових газів.

Повітря в електродомну зовсім не вдувається і не впускається. Тому колошникові гази не мають у своєму складі азоту, а майже на 3/4 складаються з CO.

Частину колошникових газів через кільцеву трубу *Г* з паростками *а* вдвують у горн, де вони охолоджують склепіння горна, захищаючи його від прогорання, а потім беруть участь у процесі відновлення.

**5. Чавун і сталь.** Основні і постійні складові частини чавуну — це залізо Fe, вуглець C, силіцій Si та манган Mn. Вуглецю в чавуні є 2,5—6%, силіцію — 0,5—4%, мангану — до 2,5%. Крім того, в чавуні завжди є ще цілий ряд домішок. Це — метали і неметали, які відновилися при високій температурі доменної печі з їх сполук, що є в складі руди та флюсів. Майже в усякому чавуні є фосфор P (0,02—2,5%) і сірка S (0,005—0,01%). Можуть бути в невеликих кількостях мідь, хром та інші домішки.

Розрізняють два основні види чавуну, що відрізняються характером та кольором злому, — *сірий чавун* і *білий чавун*. Колір чавуну залежить від того, в якому стані буде в ньому вуглець. У *темнішому, сірому* чавуні невелика частина вуглецю буде у вигляді *графіту*. Кристалики графіту особливо добре видно на зломі чавуну. Якщо по такому злому потерти хусткою, то на ній лишається чорний слід від графіту.



Мал. 242. Електродомна.

У білому чавуні більша частина вуглецю буде у вигляді хімічної сполуки заліза з вуглецем — так званого *цементиту*, що має склад  $Fe_3C^1$ .

Сірий чавун менш твердий, ніж білий, його можна обробляти інструментами, білий же не піддається обробці — інструмент швидко тупиться. Всякий чавун більш або менш ламкий — ламається і розбивається від ударів, але в сірому чавуні ця властивість виявлена набагато менше, ніж у білому.

*Сірий чавун* застосовується для *випливання* чавунних виробів: махових коліс, машинних станин, труб, плит, колошників, радіаторів водяного опалення, речей домашнього вжитку і т. ін.

*Білий чавун* безпосередньо не застосовується. Він іде в переробку на сталь і залізо.

Звичайне ковке або *м'яке залізо* чи м'яка сталь містить у собі до 0,3% вуглецю і невеликі кількості інших домішок.

М'яке залізо *ковке* навіть у холодному стані, в'язке, тобто гнеться, не ламаючись, легко витягається в дріт, розкатується в листи. Якщо м'яке залізо розжарити і потім швидко охолодити, воно лишається *м'яким*. Залізо можна „зварювати“, — для цього два куски заліза розжарюють у ковальському горні і потім, поклавши один на другий, б'ють на ковадлі молотом. Залізо при цьому злипається, „зварюється“ так міцно, що утворюється неначе цілий кусок заліза. Таким способом зварюють шини для коліс, ланки ланцюгів і т. ін.

Для видалення окалини із зварюваних поверхонь розжарене залізо посипають піском  $SiO_2$ , який утворює з окалиною сіль силікатної кислоти — шлак. При ударах молота розтопленний шлак видавлюється, і очищені поверхні заліза злипаються — зварюються.

*Сталю* у власному розумінні називають залізо із більшим вмістом вуглецю (та інших домішок), ніж м'яке залізо, — приблизно від 0,5 до 1,6% вуглецю. Цей поділ умовний — різкої межі між м'яким залізом і сталлю немає.

За своїми властивостями сталь є щось середнє між м'яким залізом і чавуном. Сталь *твердіша*, ніж залізо, менш в'язка, важче гнеться, пружніша, але легше ламається, хоч і не така крихка, як чавун. Вона міцніша від заліза й чавуну на розрив і не так легко витягається, як залізо, менш ковка (добре кується тільки в нагрітому стані), зварюється важче, ніж залізо.

Усі властивості сталі, що відрізняють її від заліза, із збільшенням вмісту вуглецю зростають, із зменшенням вмісту вуглецю сталь поступово набуває властивостей чистого заліза.

На властивості сталі впливає, звичайно, не лише вуглець, а й інші домішки, як силіцій, манган і т. ін., що завжди є в сталі. При незначному вмісті цих домішок у звичайній сталі найбільший вплив має *вуглець*. Тому сорт звичайної сталі визначають

<sup>1</sup> Присутність у чавуні вуглецю в тому або іншому вигляді залежить, головним чином, від складу чавуну і зокрема від вмісту силіцію та мангану, а також від швидкого чи повільного охолодження.

кількістю вуглецю, що міститься в ній. Сорти сталі, що містять у собі значні кількості інших металів (нікель, хром і т. д.), називаються „спеціальними сортами“ сталі (див. нижче), і їх розрізняють за іншими ознаками.

*Шкідливими* домішками всяких сортів заліза та сталі є *фосфор* і *сірка*. Фосфор надає залізові і сталі крихкості й ламкості при звичайній температурі (холодноламкість). Сірка робить їх *червоноламкими*, тобто ламкими в розжареному стані, що заважає їх обробці.

Характерною властивістю твердої сталі, що відрізняє її від м'якого заліза, є здатність сталі *загартовуватись* і *відгартовуватись*.

**Спроба.** Нагрійте до червоного кінцець сталльної *спиці* або великої *голки* і швидко покладіть у поставлений поруч стакан з холодною водою. Це треба зробити дуже швидко, щоб занурити сталь у воду в дуже розжареному стані. Важливо, щоб вона не встигла охолонути на повітрі.

Спробуйте зігнути охолоджений таким способом кінцець з допомогою щипців або просто рукою. Ви помітите, що сталь стала ламкою. Утворилась *загартована* сталь. Спробуйте пиляти загартований кінцець напилком. Спробуйте рисувати гострим краєм обманого кінця дротини по склу. Ви побачите, що загартована сталь дуже тверда.

Нагрійте загартовану сталь до блідочервоного жару і дайте повільно охолонути на повітрі. Спробуйте її знову гнути і випробуйте її твердість. Ви переконаєтесь, що сталь втратила свою ламкість і твердість. Ви дістали *відгартовану* сталь. У такому стані вона стоїть ближче до м'якого заліза. Її легко можна обробляти інструментами із загартованої сталі. Одним з таких інструментів є той напилком, яким ви пиляли відгартовану сталь.

Сталь відгартовується поступово. Чим сильніше нагріти сталь після загартування, тим ближче вона до відгартованої; чим менше вона нагріта, тим більше зберігаються в ній властивості загартованої сталі.

Таким чином можна надати виробові певної твердості та пружності, потрібних для тієї цілі, для якої виріб і призначається.

Здатність сталі загартовуватись і відгартовуватись робить її найціннішим металом для виготовлення інструментів і цілого ряду інших речей. Слід відзначити, що теорія загартування і відгартування сталі ще недостатньо розроблена і загальнозживаного пояснення цих явищ немає.

Крім звичайної сталі, тепер широко застосовують *сталі спеціальні*, або *якісні*, до складу яких навмисне введені різні метали, що надають сталі тих або інших цінних властивостей: манган, нікель, хром, вольфрам, молібден, ванадій та ін.

Манган надає сталі виняткової міцності. Манганову сталь дуже важко обробляти. Застосовують її в каменедробарках, для

парових лопат (екскаваторів), грошових шаф та ін. З неї ще роблять для бійців шоломи, яких не пробивають кулі.

Нікель збільшує міцність, в'язкість та пружність сталі. Нікелева сталь широко застосовується для вироблення автомобільних частин.

Хромонікелева сталь відзначається особливою твердістю і застосовується для броні, якою обшивають військові судна, а також для артилерійських снарядів, для напилків та інших інструментів.

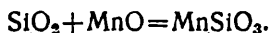
Вольфрам і молібден разом з хромом входять до складу сталі з дуже високою температурою відгартування. Така сталь зберігає свою твердість при температурі червоного жару. Це так звана *швидкоріжуча* сталь, або сталь „самогарт“.

Обточуючи метал на верстаті різцем із звичайної сталі, доводиться стежити за тим, щоб різець не нагрівався від тертя, бо він може відгартуватись і перестане працювати. При різці з самогарту верстат можна пустити в 10 раз швидше, ніж при звичайному різці, знімаючи товсту стружку, і різець не відгартовується. Запровадження самогарту (років 30 тому) викликало цілий переворот в обробці металів, бо виявилось, що можна в 10 раз збільшити продукцію. Тому, хоч вольфрам і молібден — метали порівняно рідкі та дорогі, вживання швидкоріжучої сталі за останній час дуже поширилось. Зовнішнім виглядом вона мало відрізняється від звичайної сталі.

Хром при великому його вмісті в сталі (до 15%) дає *нержавіючу* сталь, яку не роз'їдають кислоти. Ця сталь застосовується на хімічних заводах при роботах з кислотами, з неї роблять найрізноманітніші речі на виробництві та для домашнього вжитку, наприклад ножі.

**6. Переробка чавуну на сталь і залізо.** Завдання перетворення чавуну в сталь та залізо зводиться до видалення з чавуну надміру вуглецю, силіцію, мангану та інших домішок. Розв'язати це завдання можна тому, що більшість цих домішок набагато енергійніше сполучається з киснем при високій температурі, ніж залізо, і їх можна видалити оксидацією з дуже невеликою втратою заліза.

Сполучаючись із киснем, домішки частково перетворюються в газу, які вилітають, як вуглець II-оксид  $\text{CO}$ , частково — в тверді оксиди, як силіцій IV-оксид  $\text{SiO}_2$  (кремнезем), манган II-оксид  $\text{MnO}$ . Вступаючи між собою в реакції, вони відокремлюються від заліза у вигляді шлаків. Наприклад, манган II-оксид  $\text{MnO}$  дає з кремнеземом легкоотопку сполуку манган II-силікат  $\text{MnSiO}_3$ :

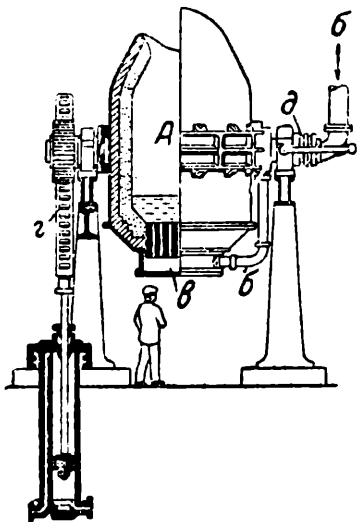


Способи перероблення чавуну на залізо вироблялись століттями і спочатку були результатом випадкових спостережень та спроб. У міру ж вивчення хімічних реакцій, що відбувалися при цьому, стало вже можливо свідомо скеровувати процес і вдосконалювати прийоми роботи.

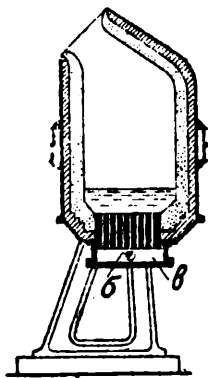
Ми розглянемо тільки два найважливіші способи добування заліза і сталі, на яких ґрунтується сучасна промисловість, — добування в конверторі (за способом Бессемера і за способом Томаса) і в печах Сіменса — Мартена. Інші способи, хоч вони і застосовуються ще, вже застаріли, — ми розглядати їх не будемо, бо вони мало придатні для масового виробництва, яке повинно розвиватися в соціалістичній державі.

*Перероблення чавуну в конверторі ґрунтується на окисації домішок чавуну киснем повітря. Повітря продувається нагнітним насосом — компресором — через розтоплений чавун, і домішки вигорають в течії повітря.*

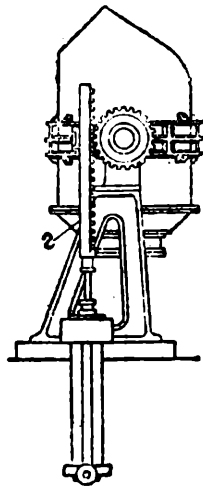
Ідея продування повітря крізь розтоплений чавун належить англійцеві Бессемеру (Bessemer, 1855), який винайшов для цього апарат — *конвертор*<sup>1</sup>. Це грушовидний залізний резервуар А (мал. 243, 244 і 245), викладений усередині вогнетривким матеріалом. У конвертор наливають розтоплений чавун (до 15 тонн і більше) і потім через ряд отворів у дні конвертора крізь шар чавуну продувають повітря. Коли чавун наливаний, конвертор повертається так, щоб налитий чавун не витік через отвори в дні конвертора в повітряну коробку в.



Мал. 243.



Мал. 244.



Мал. 245.

Конвертор Бессемера.

На мал. 246 схематично показано (у розрізі) положення конвертора б, який наповнюють чавуном з ковша а, підвезеного по рейках.

<sup>1</sup> Інакше — „бессемерівська реторта“, „бессемерівська груша“.

Після вливання чавуну в конвертор починають вдувати повітря і повертають конвертор у вертикальне положення, показане на мал. 247.

На мал. 248 показано виливання з конвертора готового продукту в підвезений по рейках ківш (на мал. ліворуч — проти ваги, що зрівноважують ківш на візку). З ковша рідкий метал розливається в форми.

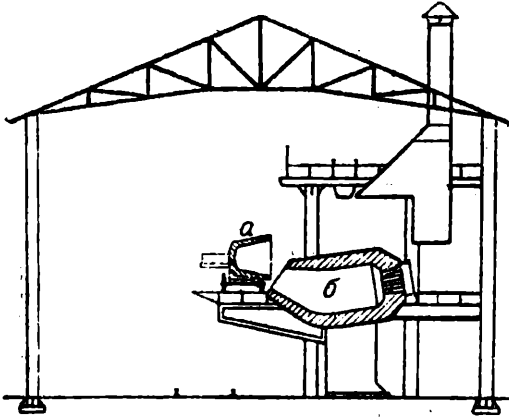
Окремі моменти роботи конвертора пояснюють, чому йому надано своєрідної грушвидної форми.

Через те що конвертор повинен повертатися, труба *б*, яка підводить повітря, проходить через одну з осей (цапф) *д*, на

яких повертається конвертор (мал. 243) з допомогою зубчатої рейки *г* і зубчатого колеса.

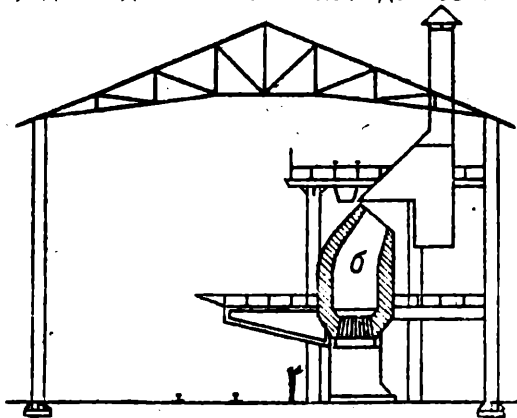
На конверторі можна працювати двома способами — за способом Бессемера і за способом Томаса.

Коли на конверторі працювати за способом Бессемера — внутрішню обкладку (футеровку) конвертора роблять з кварцу ( $\text{SiO}_2$ ). Беруть чавун з великим вмістом силіцію і дуже малим вмістом фосфору.



Мал. 246. Наливання чавуну в конвертор *б* з ковша *а*.

Вигорання домішок, що відбувається при продуванні повітря крізь розтопленій чавун, іде в деякій певній послідовності. В першу чергу горять переважно силіцій  $\text{Si}$  і манган  $\text{Mn}$ , утворюючи  $\text{SiO}_2$  і  $\text{MnO}$ . Під кінець горить переважно вуглець, утворюючи вуглець II-оксид  $\text{CO}$ . Спочатку горіння відбувається порівняно спокійно. Чути булькотіння чавуну, з отвору конвертора виривається полум'я і сніп іскор. Іскри — це крапельки розбризкуваного чавуну, що загораються в повітрі. Шум усе по-



Мал. 247. Положення конвертора *б* під час продування повітря.



сидюється і, коли починає горіти вуглець, шум переходить у страшний гуркіт, від якого все навколо здригається. Виділення полум'я, іскор і бризок шлаків досягає найбільшої сили (мал. 249). Причина — утворення великої кількості газоподібного продукту — вуглець-II-оксиду CO. Нарешті, після того як майже весь вуглець вигорів, полум'я зменшується, і з'являється червоно-бурий дим. Це вже оксиди заліза. Процес вигорання домішок закінчився, і починає горіти залізо. Продування повітря відразу ж припиняють. Увесь процес триває тільки 15 — 20 хвилин.

Для видалення продуктів горіння та іскор над конвертором роблять ковпак з трубою, яка виходить назовні (мал. 247).

Чавун вливається в конвертор при температурі близько 1300° (прямо з домни, з міксеру або розтопленій в особливій печі); коли ж згорають домішки, переважно силіцію, виділяється стільки тепла, що температура в конверторі підноситься до 1700° і вище. Через це сталь, яка топиться при температурі значно вищій, ніж чавун, виходить у рідкому стані. Розтоплену сталь можна перелити в підвезений по рейках ківш, з якого потім її розливають у чавунні форми — виливниці.

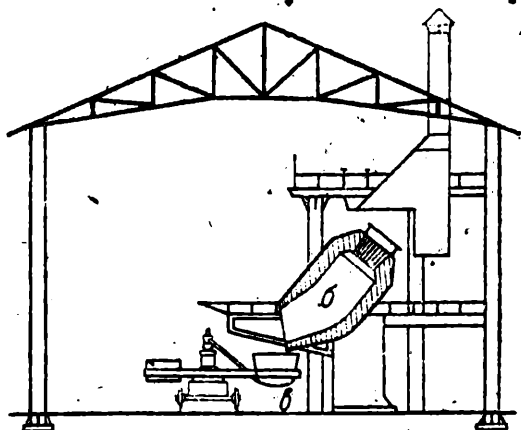
Процес бесімерування відбувається так швидко, що припинити його в потрібний момент для одержання сталі з певним вмістом

вуглецю дуже важко. Тому звичайно процес доводять до кінця, а потім додають деяку кількість чавуну певного складу, скільки потрібно для одержання відповідного сорту сталі.

За способом Бессемера можна переробляти тільки чавун, що містить у собі дуже мало фосфору, бо фосфор, який дуже шкідливий для сталі (див. стор. 336), при бесімеруванні не видаляється: не дає летких сполук і не переходить у шлак.

Крім того, у чавуні повинно бути багато силіцію<sup>1</sup>, бо, коли силіцію мало, — а він дає велику кількість тепла при згоранні<sup>2</sup>, — температура в конверторі підноситься не досить високо.

Спосіб переробки в конверторі чавуну з великим вмістом фосфору придумав англієць Томас (Thomas, 1878). Томас знайшов,



Мал. 248. Виливання рідкої сталі з конвертора б в ківш в (ліворуч — протизваги).

<sup>1</sup> 1,5 — 2%.

<sup>2</sup> Теплопродукційність 1 кг силіцію 7800 Кал, мангану 1650 Кал, заліза 1160 Кал, вуглецю під час спалювання його до CO 2440 Кал.

що фосфор можна видалити з чавуну, додаючи в конвертор грудки паленого вапна  $\text{CaO}$ , яке легко вступає в реакцію з фосфат-ангідридом  $\text{P}_2\text{O}_5$ , що утворюється при оксидації фосфору, і таким чином переводить фосфор у шлак<sup>1</sup>. Через те що вапно дає легкотонкі сполуки і з кремнеземом  $\text{SiO}_2$ , з якого роблять обкладку конвертора для бесімерування, щоб запобігти швидкому псуванню цієї обкладки, її заміняють обкладкою з суміші кальцій-оксиду  $\text{CaO}$  і магній-оксиду  $\text{MgO}$ <sup>2</sup>. Щоб кремнезем не псував обкладки конвертора, для переробки беруть чавун з малим вмістом силіцію; потрібне ж для топлення добуваного заліза тепло дає в даному разі фосфор, якого повинно бути багато<sup>3</sup>. Справа в тому, що фосфор так само, як і силіцій, згорає з виділенням великої кількості тепла<sup>4</sup>.



Мал. 249. Конвертор у дії.

За способом Томаса переробляють чавун, витоплений з багатої на фосфор керченської руди.

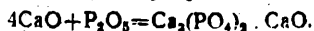
Шлак, що утворюється при переробці чавуну за способом Томаса, як уже відомо, вживають як фосфорне добриво („томас-шлак“).

Великою перевагою способу переробки чавуну в конверторі є те, що процес відбувається швидко й не потребує витрати палива. Залізо утворюється рідке за рахунок тепла, вигораючих домішок. Разом з тим це є й хиба такого способу, бо він придатний тільки для певних сортів чавуну.

Далеко гнучкішим і широко застосовуваним способом добування заліза і сталі, придатним для найрізноманітніших випадків, є *спосіб Сіменса — Мартена*.

**Спосіб Сіменса — Мартена** ґрунтується на застосуванні печі, яку винайшов німець Сіменс (Siemens, 1856): піч дає темпе-

<sup>1</sup> Утворюється основний кальцій-фосфат:



<sup>2</sup> Добувають, випалюючи мінерал доломіт  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ .

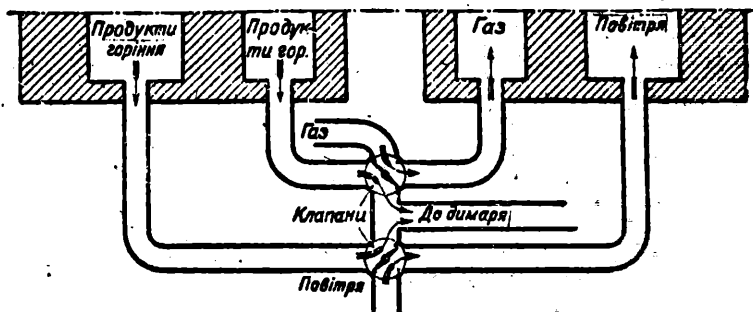
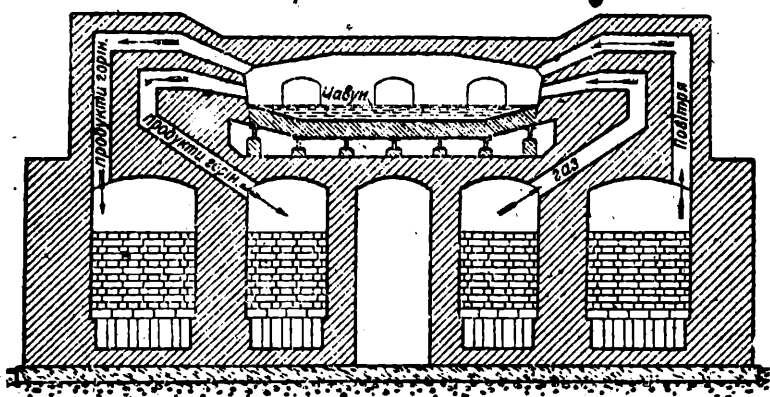
<sup>3</sup> 2 — 2,5%.

<sup>4</sup> На 1 кг 5900 Кал.

ратуру до 1800°, тобто значно вищу від температури топлення заліза (1529°). Цю піч спочатку застосували для варіння скла, а потім французи Мартен (Martin, батько й син) використали винахід Сіменса у виробництві заліза і сталі (1865). Звідси й назва — „піч Сіменса — Мартена“, яку коротше звичайно називають *мартенівська піч, мартен*.

Піч Сіменса — Мартена нагрівається генераторним газом. Винахід Сіменса полягає в тому, що він запровадив *попереднє нагрівання газу й повітря*, які йдуть у піч, і цим підвищив температуру в печі. Щоб нагрівати газ і повітря, він використав тепло продуктів горіння, які виходять із печі. Для цього під піччю (мал. 250, 251 і 252) зроблено дві пари камер, усередині яких складено в клітку цеглу (насадку).

Коли піч починає працювати, через першу пару камер іде в піч генераторний газ і повітря, через другу пару виходять з печі гарячі продукти горіння (мал. 250 і 251). Проходячи між цеглою, вони її розжарюють. Через деякий час напрям газів

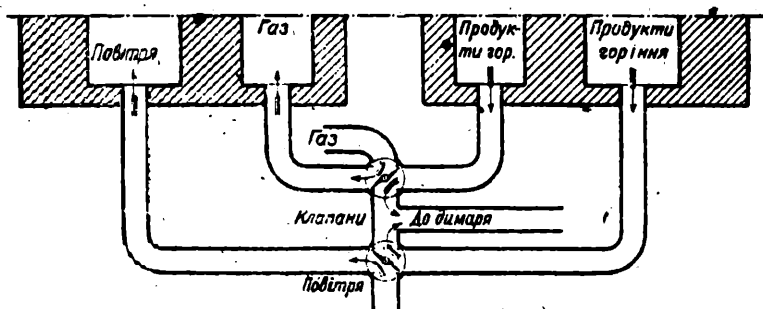


Мал. 250 і 251. Поздовжній вертикальний і горизонтальний розріз мартенівської печі.

мінюють (мал. 252)<sup>1</sup>, повертаючи *клапани*, зроблені в каналах (мал. 251). Через одну з розжарених камер пускають генераторний газ, через другу — повітря, які таким чином нагріваються; продукти ж горіння виходять через другу камеру, розжарюють їх і виходять у димар. Потім напрям газів знову міняють і т. д. Отже, газ і повітря весь час ідуть у піч нагрітими, і через це температура всередині печі сильно зростає і досягає, як сказано, 1800°. Напрямок полум'я, що заповнює всю плоску внутрішність печі, весь час міняється.

Спосіб використання тепла відхідних газів, винайдений Сіменсом, називається способом *регенерації* (відродження) тепла.

Перероблюваний метал кладуть прямо на дно печі і нагрівають полум'ям *зверху*. Під мартенівської печі являє собою наче плоску ванну з вогнетривкого матеріалу, яка тримається на чавунних плитах, покладених на залізні балки. Знизу є вільний доступ повітря, яке охолоджує дно ванни і захищає його від розтоплення.



Мал. 252. Горизонтальний розріз мартенівської печі після перекидки клапанів.

З одного боку печі є вікна, прикриті кришками (мал. 250, 253, б), для завантаження печі матеріалом (для чого служить вантажна машина А, що захоплює лоток а з матеріалом, всуває лоток в піч і там його повертає).

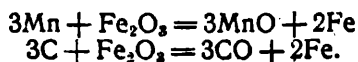
Від вікон, у протилежний бік печі, дно ванни роблять з деяким нахилом. Отвір в заткнено глиною; для випуску готового продукту в ківш отвір пробивають, як у доменній печі.

Виробляти залізо і сталь в мартенівській печі, через її високу температуру, можна різними способами.

Насамперед можна, розтопивши чавун і пускаючи в піч деякий надмір повітря понад потрібний для горіння газу, поступово випалювати *домішки* з розтопленого чавуну. Можна, крім того, додавати в піч *оксиди заліза* — грудки руди. Оксиди заліза реагують з вуглецем та іншими домішками чавуну. При цьому

<sup>1</sup> Відомий цілий ряд різних систем клапанів. На малюнку клапани зображені схематично.

утворюється залізо (яке через це додають до взятого чавуну) і оксиди домішок, наприклад:



Таким чином вуглець видаляється у вигляді CO, інші домішки переходять у шлак.

Якщо в чавуні багато фосфору, можна додавати у ванну *вално* CaO, як при способі Томаса.

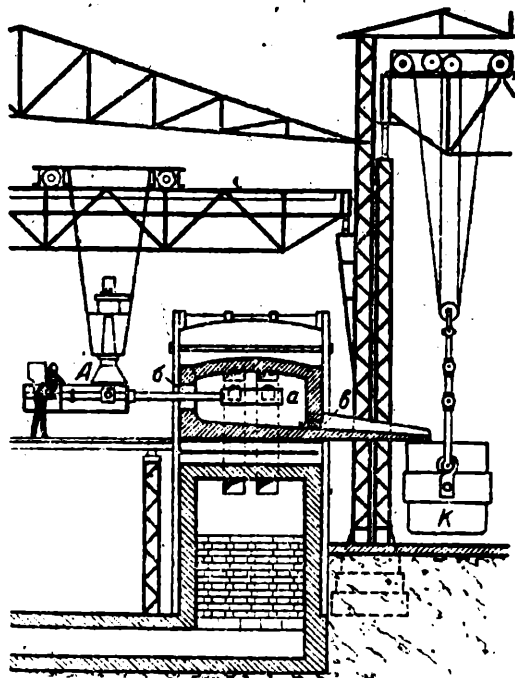
Можна додавати до чавуну різний *залізний лом*, непридатне залізо, обрізки, рештки й т. п. (скрап). Можна просто *перетоплювати* в печі залізний лом, перетворюючи його в придатне залізо. Утилізація всіх покидів заліза в мартенівській печі має величезне *господарське значення*, бо раніш не знали, що робити з різним залізним ломом. Залізо іржавіло і пропадало.

При мартенівському виробництві у ванну можна *додавати* різні *метали і стопи* для добування *спеціальних сортів сталей*.

У мартенівській печі процес іде далеко повільніше, ніж у конверторі, і триває 6—8 годин. Це зручніше в тому розумінні, що дає можливість *стежити* за процесами і виробляти сталь певного потрібного складу. Під час вироблення з ванни час від часу беруть залізною ложкою *пробу*, щоб бачити результати топлення.

Іноді роблять дуже швидкі випробування у хімічній лабораторії і на підставі випробувань провадять дальше топлення.

*Якістю* мартенівська сталь краща від бессемерівської, а *вартістю*, через можливість утилізувати покиди, вона не дорожча. Тому мартенівські печі дуже поширені, і мартенівської сталі виробляють далеко більше, ніж бессемерівської та томасівської.



Мал. 253. Поперечний вертикальний розріз мартенівської печі.

# ATOMHA BAGA EJE MEHTIB

Aluminium . . . . .	Al	27	Neon . . . . .	Ne	20,2
Antimon (Stibium) . . . . .	Sb	121,8	Nickel . . . . .	Ni	58,7
Argon . . . . .	A	39,9	Niobium . . . . .	Nb	93
Arsen . . . . .	As	75	Osmium . . . . .	Os	191,5
Barium . . . . .	Ba	137,4	Palladium . . . . .	Pd	106,7
Beryllium . . . . .	Be	9,0	Phosphor . . . . .	P	31
Blei (Plumbum) . . . . .	Pb	207,2	Platin . . . . .	Pt	195,2
Bor . . . . .	B	11	Praseodym . . . . .	Pr	140,9
Brom . . . . .	Br	79,9	Quecksilber (Hydrargyrum) . . . . .	Hg	200,6
Cadmium . . . . .	Cd	112,4	Radium . . . . .	Ra	226
Caesium . . . . .	Cs	132,9	Rhodium . . . . .	Rh	102,9
Calcium . . . . .	Ca	40,1	Rubidium . . . . .	Rb	85,4
Cassiopeium . . . . .	Cp	175	Ruthenium . . . . .	Ru	101,7
Cer . . . . .	Ce	140	Samarium . . . . .	Sa	150,4
Chlor . . . . .	Cl	35,5	Sauerstoff (Oxygenium) . . . . .	O	16
Chrom . . . . .	Cr	52	Scandium . . . . .	Sc	45
Dysprosium . . . . .	Dy	162,5	Schwefel (Sul- fur) . . . . .	S	32,1
Eisen (Fer- rum) . . . . .	Fe	55,8	Selen . . . . .	Se	79
Emanation . . . . .	Em	222	Silber (Argen- tum) . . . . .	Ag	107,9
Erbium . . . . .	Er	168	Silicium . . . . .	Si	28
Europium . . . . .	Eu	152	Stickstoff (Ni- trogenium) . . . . .	N	14
Fluor . . . . .	F	19	Strontium . . . . .	Sr	87,6
Gadolinium . . . . .	Gd	157,3	Tantal . . . . .	Ta	181
Gallium . . . . .	Ga	69,7	Tellur . . . . .	Te	127,6
Germanium . . . . .	Ge	72,6	Terbium . . . . .	Tb	159
Gold (Aurum) . . . . .	Au	197,2	Thallium . . . . .	Tl	204
Hafnium . . . . .	Hf	178,6	Thorium . . . . .	Th	232
Helium . . . . .	He	4	Thulium . . . . .	Tu	169
Holmium . . . . .	Ho	163,5	Titan . . . . .	Ti	48
Indium . . . . .	In	114,8	Uran . . . . .	U	238
Iridium . . . . .	Ir	198,1	Vanadium . . . . .	V	51
Jod . . . . .	J	126,9	Wasserstoff (Hydroge- nium) . . . . .	H	1,01
Kalium . . . . .	K	39,1	Wismut (Bis- mutum) . . . . .	Bi	209
Kobalt . . . . .	Co	58,9	Wolfram . . . . .	W	184
Kohlenstoff (Carbo) . . . . .	C	12	Xenon . . . . .	X	131
Krypton . . . . .	Kr	83,7	Ytterbium . . . . .	Yb	173
Kupfer (Cu- prum) . . . . .	Cu	63,6	Yttrium . . . . .	Y	89
Lanthan . . . . .	La	139	Zink . . . . .	Zn	65,4
Lithium . . . . .	Li	7	Zinn (Stannum) . . . . .	Sn	119
Magnesium . . . . .	Mg	24,3	Zirkonium . . . . .	Zr	91
Mangan . . . . .	Mn	54,9			
Molybdän . . . . .	Mo	96			
Natrium . . . . .	Na	23			
Neodym . . . . .	Nd	144,3			

# PERIODИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0				
1	1 H 1,01								2 He 4				
2	3 Li 7	4 Be 9,0	5 B 11	6 C 12,00	7 N 14	8 O 16	9 F 19		10 Ne 20,2				
3	11 Na 23	12 Mg 24,3	13 Al 27	14 Si 28	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5		18 Ar 39,9				
4	19 K 39,1 20 Cu 63,6	20 Ca 40,1 30 Zn 65,4	21 Sc 45 31 Ga 69,7	22 Ti 48 32 Ge 72,6	23 V 51 33 As 75	24 Cr 52 34 Se 79	25 Mn 54,9 35 Br 79,9	26 Fe 55,8 27 Co 58,9	28 Ni 58,7	36 Kr 83,7			
5	37 Rb 85,4 47 Ag 107,9	38 Sr 87,6 48 Cd 112,4	39 Y 89 49 In 114,8	40 Zr 91 50 Sn 119	41 Nb 93 51 Sb 121,8	42 Mo 96,0 52 Te 127,6	43 Ma 126,9	44 Ru 101,7 45 Rh 106,7	54 X 181				
6	55 Cs 132,9 79 Au 197,2	56 Ba 137,4 80 Hg 200,6	Pind Землі 1) 81 Tl 204	72 Hf 178,6 82 Pb 207,2	73 Ta 181 83 Bi 209	74 W 184 84 Po 210	75 Re 186 85—	76 Os 191,5 77 Ir 193,1	78 Pt 195,2	86 Em 222			
7	87—	88 Ra 226	89 Ac 227?	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238							
1) РІДКІ ЗЕМЛІ													
87 La 139	58 Ce 140	59 Pr 140,9	60 Nd 144,3	61— 62 Sm 150,4	63 Eu 152	64 Gd 157,3	65 Tb 159	66 Dy 162,5	67 Ho 169,5	68 Er 168	69 Tu 169	70 Yb 173	71 Cp 175

