

РОЗДІЛ XV

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХЕМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

(продовження розділу VIII)

У розділі VIII було стисло подано попереднє поняття про періодичний закон та періодичну систему елементів. До розділу VIII у курсі хоч і був наведений деякий фактичний матеріал, але його було замало, щоб можна було на підставі його цілком ясно зрозуміти значення системи. Тепер, коли вже вивчено багато найважливіших елементів, учень може свідомо розібратись в усіх тих правильностях щодо взаємних відношень елементів, які викриває періодична система.

У цьому розділі, поперше, ще раз буде розглянуто найважливіші властивості вивчених неметалів та їх сполук з погляду періодичної системи, подруге, буде подано те нове освітлення періодичного закону, яке було виявлено за останні 25—30 років, після того, як була відкрита структура самого атома.

Порівняльна таблиця неметалів та їх кисневих і водневих сполук

Г р у п и	IV	V	VI	VII	0
Періоди 2	C 12	N 14,01	O 16	F 19	Ne 20,2
» 3	Si 28,06	P 31,02	S 32,06	Cl 35,46	Ar 39,94
» 4	—	As 74,93	Se 79,2	Br 79,92	Kr 82,9
» 5	—	Sb 121,8	Te 127,5	I 126,9	Xe 130,2
Ваша позитивна валентність	+ 4	+ 5	+ 6	+ 7	0
Формула вищого солетворного оксиду	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	0
Кислотні гідрати	H ₂ RO ₃	H ₃ RO ₄	H ₂ RO ₄	HRO ₄	0
Ваша негативна валентність	- 4	- 3	- 2	- 1	0
Ваші водневі сполуки	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH	0
Хімічний характер водневих сполук	нейтральн.	основ.	слабко-кисл.	сильно-кисл.	—

§ 133. Неметали в періодичній системі. Наведена таблиця виявляє насамперед той відомий уже читачеві факт, що неметали легко розподіляються по групах: у кожній групі стоять неметали, схожі з хімічного погляду. Схожість передусім виявляється в односторонній вищій як позитивній, так і негативній валентності, а це залежить від того, що всі елементи даної групи мають однакове

число валентних електронів: в IV гр. воно дорівнює чотирьом, у V гр. — п'яти, у VI гр. — шести, у VII гр. — семи і в нульовій групі — восьми.

До цього часу не спостерігали, щоб елементи нульової групи вступали в будьякі реакції. Реакції відбуваються через втрачання або через прилучення будьякого числа електронів від атомів; отже, зрозуміло, що наявність у зовнішньому шарі восьми електронів утворює в атомі таку тривку стійкість, що він при всіх випробуваннях умов не може ні віддати свої електрони, ні прийняти в своє середовище жодного електрона.

Атоми елементів IV, V, VI та VII груп можуть і втрачати електрони і прилучати їх до себе. Якщо звернути увагу на максимальне число електронів, які прилучають до себе атоми в кожній групі, то виявляється, що воно скрізь становить число додаткове до позитивної валентності (до числа електронів у зовнішній оболонці) до восьми: в IV гр. — чотири, в V — три, а в VI гр. — два і в VII гр. — один. Це ясно видно із складу водневих сполук. Іншими словами: атоми елементів у кожній групі прилучають до себе стільки електронів, щоб утворювалась така сама стійка структура, яку має нульовий елемент.

Якщо ж звернутись до числа електронів, що їх атоми в кожній групі можуть в т р а ч а т и, то й тут виявиться така правильність: кожний атом втрачає максимально стільки електронів, який надвишок їх є проти тієї стійкої оболонки, яку має атом під зовнішньою оболонкою. Так, у 2-му періоді під валентними електронами є стійка оболонка гелійного типу, тобто з двома електронами, в 3-му періоді під зовнішньою оболонкою атоми мають стійку оболонку з восьми електронів.

Отже, загальний хемічний характер поведінки самих елементів однієї й тієї ж групи однаковий. Він в основному однаковий і в сполуках елементів тієї ж групи. Простежимо цю правильність на вищих кисневих та водневих сполуках.

Вищі оксиди в IV гр. типу RO_2 , цебто CO_2 та SiO_2 , обидва слабкокислотні оксиди, досить тривкі (особливо SiO_2 через здатність утворювати полімерні молекули) і утворюють однакові ортокислоти типу $H_4RO_4^1$ та метакислоти H_2RO_3 : H_2CO_3 — карбонатну кислоту та H_2SiO_3 — силікатну кислоту. Обидві ці кислоти слабкі — з малим ступенем дисоціації; як двоосновні, ці кислоти можуть утворювати нормальні солі (наприклад Na_2CO_3) та кислі солі (наприклад $NaHCO_3$); карбонати та силікати легко гідролізуються. Молекули цих кислот, особливо карбонатної, легко розпадаються на воду та оксид елемента. Оксиди в IV гр. можна одержати, безпосередньо сполучаючи елементи з киснем, а відповідні їм кислоти, діючи іншими кислотами на відповідні солі їх.

Типові водневі сполуки в IV гр. мають склад за типом RH_4 (CH_4 та SiH_4); вони газоподібні, хемічно нейтральні, у воді не розчиняються.

¹ Ортокислотна кислота невідома; у вільному стані відомі лише похідні цієї кислоти.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

Ряди	Г Р У П П И Е Л Е М Е Н Т І В										
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	—	1 Водень H 1,008									
2	2 Гелій He 4,00	3 Літій Li 6,94	4 Берилій Be 9,02	5 Бор B 10,82	6 Вуглець C 12,00	7 Азот N 14,008	8 Кисень O 16,000	9 Фтор F 19,00			
3	10 Неон Ne 20,2	11 Натрій Na 23,00	12 Магній Mg 24,32	13 Алюміній Al 26,97	14 Силіцій Si 28,06	15 Фосфор P 31,04	16 Сірка S 32,07	17 Хлор Cl 35,46			
4	18 Аргон Ar 39,94	19 Калій K 39,10	20 Кальцій Ca 40,07	21 Скандій Sc 45,10	22 Титан Ti 47,90	23 Ванадій V 51,0	24 Хром Cr 52,01	25 Манган Mn 54,93	26 Залізо Fe 55,84	27 Кобальт Co 58,97	28 Нікель Ni 58,68
5		29 Мідь Cu 63,57	30 Цинк Zn 65,38	31 Галій Ga 69,72	32 Германій Ge 72,60	33 Арсен As 74,96	34 Селен Se 79,2	35 Бром Br 79,92			
6	36 Криптон Kr 82,9	37 Рубідій Rb 85,45	38 Стронцій Sr 87,63	39 Ітрій Y 88,9	40 Цирконій Zr 91,25	41 Ніобій Nb 93,5	42 Молибден Mo 96,0	43 Маурій Ma ?	44 Рутеній Ru 101,7	45 Родій Rh 102,9	46 Паладій Pd 106,7

Вищі оксиди в V гр. типу R_2O_5 , тобто N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 та Sb_2O_5 ; усі вони кислотні: їм відповідають кислоти типу H_3RO_4 (тип орто), або типу HRO_3 (тип мета), або типу $H_4R_2O_7$ (тип піро); оксид азоту N_2O_5 становить виняток: йому відповідає тільки одна кислота типу мета— HNO_3 .¹ Одержують ці кислоти, або безпосередньо сполучаючи оксиди з водою, або діючи на їх солі сульфатною кислотою.

Найсильніша з цих кислот є нітратна, найслабкіша — стибіатна. Кислоти типу H_3RO_4 — триосновні, типу $H_4R_2O_7$ — чотириосновні і типу HRO_3 — одноосновні; солі типів орто і піро можуть бути і нормальні і кислі, а нітратна кислота, як одноосновна, кислих солей не має.

Нижчі оксиди цих елементів різноманітні щодо складу (особливо багато їх має азот), але всі елементи V гр. мають слабокислотний оксид (сурма, або стибій, має амфотерний) типу R_2O_3 : N_2O_3 , P_2O_3 , As_2O_3 та Sb_2O_3 , яким відповідають слабкі кислоти типу H_3RO_3 : H_3PO_3 , H_3AsO_3 , H_3SbO_3 ;² оксидові азоту N_2O_3 відповідає нітритна кислота, яка має склад HNO_2 .

Вищі водневі сполуки в V гр. всі утворені за типом RH_3 : NH_3 , PH_3 , AsH_3 та SbH_3 ; усі вони газоподібні і перші дві — амоніак NH_3 та водень-фосфід PH_3 — у водних розчинах мають основні властивості, а AsH_3 та SbH_3 — нейтральні.

Вищі оксиди VI гр. типу RO_3 , тобто SO_3 , SeO_3 та TeO_3 ; їм відповідають кислоти типу H_2RO_4 : H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 ; є й інші кислоти. Кислоти типу H_2RO_4 двоосновні, мають і нормальні (наприклад Na_2SO_4) і кислі (наприклад $NaHSO_4$) солі.

Нижчі оксиди VI гр.: з нижчих оксидів елементів VI гр. треба відзначити слабокислотний оксид типу RO_2 : SO_2 , SeO_2 , TeO_2 , яким відповідають слабкі одноосновні кислоти типу H_2RO_3 : H_2SO_3 , H_2SeO_3 та H_2TeO_3 .

Типові водневі сполуки елементів VI гр. мають склад за типом RH_2 : H_2O , H_2S , H_2Se та H_2Te ; усі вони, за винятком води, газоподібні і у водних розчинах слабокислотні, двоосновні, з малим ступенем дисоціації; солі їх можуть бути або нормальні (наприклад Na_2S) або кислі (наприклад $NaHS$). Вода — сполука амфотерна, бо утворює іони H' та OH' .

Вищий оксид у VII гр. типу R_2O_7 , одержано тільки для хлору. Безпосередньо галогени з киснем не сполучаються. Оксид Cl_2O_7 — кислотний, він дає сильну кислоту з великим ступенем дисоціації; при підвищеній температурі частина кисневих атомів як з кислоти, так і з солей її виділяється, а тому і кислоту і її солі вживають як окисників.

Для елементів VII гр. відомі й нижчі оксиди; найкраще вивчено оксиди хлору: всі вони кислотні, з водою утворюють відповідні кислоти (наприклад $HClO$, $HClO_3$).

¹ Мета- та піроарсенатні кислоти у вільному стані невідомі; відомі тільки їх солі.

² Ортостибітна кислота у вільному стані очевидно не існує.

Водневі сполуки у VII гр. утворені за типом RH ; FH ; SiH , B_2H , JH ; усі вони газоподібні, дуже легко розчиняються у воді, утворюючи сильні, з дуже великим ступенем дисоціації, одноосновні кислоти.

Для елементів нульової групи ніяких точно досліджених сполук не одержано.

З вищенаведеного повторного огляду видно, що справді в кожній групі є елементи, дуже подібні хемічними властивостями.

Але, маючи зазначену подібність, елементи однієї й тієї ж групи *і різняться* де в чому між собою, на що й було вказано у відповідних розділах. Стисло нагадаємо ці різниці. В кожній неметалічній групі із збільшенням порядкового номера збільшується питома вага, зростають температури топлення та кипіння, зовнішній вигляд змінюється від легких газів (N , O , F) до дедалі твердіших речовин ($P - As - Sb$; $S - Se - Te$; рідкий Br та твердий J), при чому прості речовини мають спочатку жовте забарвлення, потім темніше і поступово з'являється металічний блиск ($P - As - Sb$; Se , Te , J), а в IV гр. навіть вуглець — у графітовій його відміні — має вже металічний відблиск; зростає й електропровідність, тобто неметалічна природа простих речовин поступово замінюється металічною.

З хемічного погляду, як правило, легкі елементи в групах найактивніше виявляють негативну валентність (пригадати відношення до водню); в міру збільшення порядкового номера ця здатність слабшає (тривкість водневих сполук меншає), але натомість дедалі дужче розвивається здатність виявляти позитивну валентність (втрачати електрони); кислотність оксидів та сила кислот слабшають.

З погляду новіших теорій будови атома, ці зміни зв'язані з наростанням електронних оболонок — із збільшенням числа планетарних електронів, а одночасно і з послабленням притягання між ядром та електронами зовнішньої валентної оболонки.

Тепер розгляньмо, як змінюються властивості елементів у *горизонтальних рядах*: від IV гр. до VII гр. і до нульової. Від IV гр. до VII гр. поступово зростає позитивна валентність, що дуже добре можна бачити на вищих оксидах: CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 ; ряд закінчується неонем, атоми якого мають всім зовнішніх електронів; такі атоми дуже тривкі і своїх електронів не втрачають, а також і не набувають їх. Паралельно із зростанням позитивної валентності меншає на одиницю негативна валентність, що ясно видно із складу вищих водневих сполук: CH_4 , NH_3 , OH_2 , FH . Те саме можна бачити і в усіх інших рядах.

Хемічні властивості в горизонтальних рядах змінюються взагалі в одному й тому ж напрямі: елементи, починаючи в IV гр. з слабких неметалів у напрямі до VII гр., стають дедалі активніші як неметали: легше сполучаються з воднем, поступово виявляється і збільшується кислотність водних розчинів їх водневих сполук (у IV гр. вони нейтральні, а в VII гр. — дуже кислотні). Оксиди, починаючи з слабкокислотних у IV гр., збільшують свою кислотність у напрямі до VII гр.

Отже, взагалі властивості елементів, а також і їх сполук, залежать від трьох умов: від числа електронів у зовнішній оболонці, від загального числа планетарних електронів в атомі і від розміщення їх, тобто від числа електронних оболонок. Число ж планетарних електронів відповідає порядковому номерові.

§ 134. Metали в періодичній системі. Щоб повніше виявити правильність у змінах властивостей в сіх елементів, треба розглянути і покищо не розглянені елементи I, II, III гр., які мають у собі найтиповіші метали.

Розмістивши елементи I, II та III гр. слідом за нульовою, одержимо таблицю (стор. 282).

У таблиці при кожному елементі зліва поставлено його порядковий номер, а з правого боку — атомну вагу. Найтиповіші неметали ми знаходимо у цій таблиці ліворуч від нульової групи; найтиповіші метали — праворуч від неї.

Ці останні ще не були розглянуті, але вже з форми оксидів та з валентності видно, що й тут, як це було в неметалів, у кожній групі уміщені подібні між собою елементи.

Лужні метали, які стоять в I групі (літій, натрій, калій, рубідій, цезій та віргіній), є найенергійнішими з усіх металів: вони надзвичайно легко втрачають свій єдиний електрон, який вони мають у зовнішній оболонці.

Лужноземельні метали (кальцій, стронцій, барій та радій, уміщені в II групі) мають у зовнішньому шарі по два електрони: їх вони теж дуже легко втрачають, а значить, і легко стають до реакцій, але з цього погляду вони поступаються перед металами I гр., тобто вони слабші.

Metали III гр. у зовнішньому шарі атомів мають уже три електрони і вони їх віддають ще важче.

Якщо тепер порахувати в горизонтальному напрямі (в періодах), через скільки елементів, виключаючи нульову групу (вона тоді, коли Менделєєв уперше формував свою періодичну систему, ще не була відома), зустрічаються елементи, схожі між собою, то вийде, що в другому і в третьому періодах через кожні сім елементів восьмий буде схожий на перший, від якого почали лічити; наприклад, другий період починається з літію, за яким ідуть в порядку збільшення атомної ваги Be, B, C, N, O та F, а за ним натрій, схожий на літій, магній, схожий на берилій, алюміній, схожий на бор, і т. д. Схожі між собою не тільки самі елементи, але схожі між собою і їх сполуки.

§ 135. Змінність фізичних властивостей простих речовин у зв'язку з зміною атомної ваги. Всяка, більш-менш добре вивчена і порівняна в ряді простих речовин фізична властивість змінюється на протязі усього ланцюга елементів періодично, проходячи через певні максимуми та мінімуми, цебто то зростаючи, то убуваючи. Тільки три властивості змінюються не періодично, а саме: 1) атомна вага, 2) теплоємність та 3) рентгенівський спектр.

У попередніх розділах при характеристиках груп було вже зведено зміни деяких фізичних констант. Тут для прикладу вкажемо на змінність атомних об'ємів у зв'язку з їх положенням у

IV	V	VI	VII	VIII	0	I	II	III
6 C ₁₂	7 N ₁₄	8 O ₁₆	9 F ₁₉	—	10 Ne ₂₀	11 Na ₂₃	12 Mg _{24,3}	13 Al _{26,97}
14 Si ₂₈	15 P ₃₁	16 S ₃₂	17 Cl _{35,46}	—	18 Ar _{39,94}	19 K ₃₉	20 Ca ₄₀	21 Sc ₄₅
22 Ti _{47,9}	23 V ₅₁	24 Cr ₅₂	25 Mn _{54,9}	26 Fe _{55,84} 27 Co _{58,93} 28 Ni _{58,69}	—	29 Cu _{63,57}	30 Zn _{65,4}	31 Ga _{69,7}
32 Ge _{72,6}	33 As _{74,96}	34 Se _{79,2}	35 Br _{79,92}	—	36 Kr _{82,9}	37 Rb _{85,45}	38 Sr _{87,63}	39 Y _{88,9}
40 Zr _{91,25}	41 Nb _{93,5}	42 Mo ₉₆	43 Ma	44 Ru _{101,7} 45 Rh _{102,0} 46 Pd _{106,7}	—	47 Ag _{107,88}	48 Cd _{112,4}	49 In _{114,8}
50 Sn _{118,7}	51 Sb _{121,76}	52 Te _{127,5}	53 J _{126,92}	—	54 Xe _{130,2}	55 Cs _{132,8}	56 Ba _{137,37}	57—71 Рідкоземельні елементи 139—175
72 Hf _{178,6}	73 Ta _{181,5}	74 W ₁₈₄	75 Re _{186,31}	76 Os _{190,9} 77 Ir _{193,9} 78 Pt _{195,2}	—	79 Au _{197,2}	80 Hg _{200,6}	81 Tl _{204,39}
82 Pb _{207,2}	83 Bi ₂₀₉	84 Pa ₂₁₀	85 Ab	—	86 Rn ₂₂₂	87 Vi	88 Ra _{225,97}	89 Ac ₂₂₆
90 Th _{232,12}	91 Pa ₂₃₀	92 U _{238,18}	—	—	—	—	—	—
RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄	0	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃

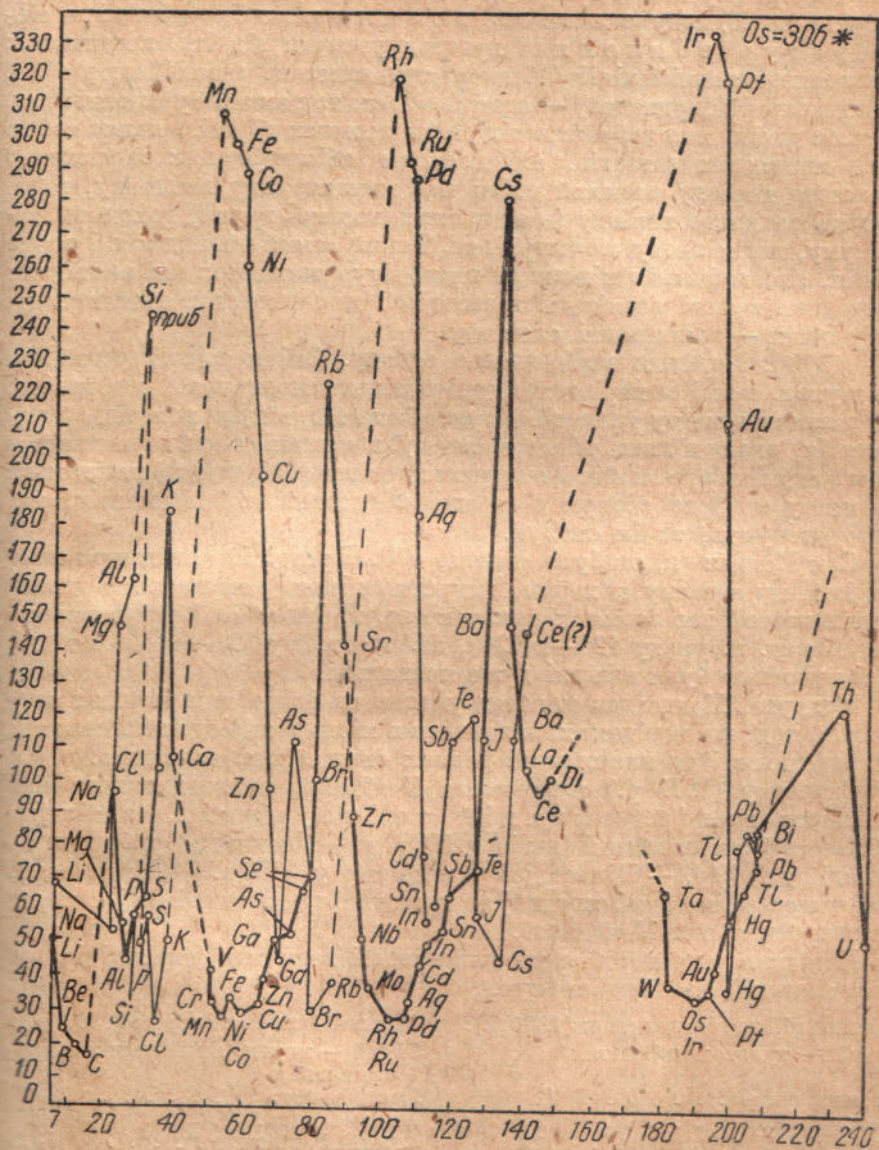


FIG. 79.

періодичній системі та з температурами топлення простих речовин. На наведеному нижче графіку Лотара Мейєра (рис. 79) можна ясно бачити періодичну залежність атомних об'ємів¹ і температур топлення простих речовин від їх атомних ваг, на горизонтальній лінії (абсциса) тут нанесено атомні ваги, а на вертикальній (ордината) — атомні об'єми та температури топлення. Товста лінія, яка зображає хід зміни атомних об'ємів, являє собою ряд хвилястих зигзагів, які постійно збільшуються: на початку кожного періоду, атомний об'єм має максимальну величину, в середині великого періоду (в елементах восьмої групи) доходить до мінімуму, потім знову збільшується. Такий самий вигляд має і тонка лінія, яка зображає хід зміни температур топлення: на висхідних відрізках кривої розміщені газоподібні та легкоплавкі елементи, на низхідних — важкотопкі елементи.

136. Значення періодичного закону. Зміни властивостей як у групах, так і в періодах йдуть остільки правильно, що навіть, не знаючи елементу та його сполук, можна теоретично наперед визначити їх, знаючи лише місце елементу в системі та знаючи властивості елементів, які його оточують: властивості такого невідомого елементу та його сполук є середні з властивостей елементів, які його оточують, та їх сполук.

Сам Менделєєв, як було сказано в VIII розділі, складаючи свою періодичну систему, поперше, виправив кілька неправильно визначених на той час атомних ваг: так, ат. в. індію 75,4 він виправив на 113, ат. в. урану 120 — на 240, ат. в. титану 52 — на 48 і т. д., і ці поправки були взагалі дуже правильні.

Подруге, Менделєєв наперед указав на існування кількох елементів, тоді ще невідомих, зазначивши місце в періодичній системі, їх властивості та властивості деяких сполук цих елементів.

Спочатку (1871 р.) найповніше Менделєєв наперед описав три елементи: галій, скандій та германій, а пізніше всі вони були знайдені (галій у 1875 р. — Лекок-де-Буабодраном, скандій у 1879 р. — Нільсоном і германій у 1886 р. — Вінклером), при чому і самі вони і їх сполуки мали такі властивості, які наперед визначив для них Менделєєв.

Для прикладу порівняємо властивості германію (екасиліцію за Менделєєвим) та його сполук.

Екасиліцій за Менделєєвим (1871 р.):	Германій за Вінклером (1886 р.):
Сірий — туготопкий метал	Сірий — метал, який важко переганяється
Атомна вага. 72	Атомна вага 72,6
Питома вага. 5,5	Питома вага. 5,409
Атомний об'єм близько . . . 13	Атомний об'єм 13,2

¹ Точніше — граматомний об'єм, де то об'єм, який займає один грама том. Цей об'єм буде тим більший, чим легший атом даного елемента і чим менше атомів в 1 см³. Отже, атомний об'єм прямо пропорціональний атомній вазі і обернено пропорціональний питомій вазі елемента:

$$\text{ат. об'єм} = \frac{\text{ат. вага}}{\text{пит. вага}}$$

Його можна одержувати, відновлюючи його оксид воднем
Оксид має формулу RO_2
Питома вага оксиду 4,7
Його сульфід повинен розчинятися в амоній-сульфіді
Сполука з хлором типу RCl_4
Питома вага її близько 1,9
Він має утворювати сполуку $\text{R}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$
Вона повинна кипіти при 160°
Питома вага її 0,96

Його одержують, відновлюючи його оксид воднем
Формула оксиду GeO_2
Питома вага GeO_2 4,703
Германій-сульфід розчиняється в амоній-сульфіді
Германій-хлорид GeCl_4
Питома вага GeCl_4 1,887
Одержано сполуку, яка має склад $\text{Ge}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$
Температура кипіння її 160°
Питома вага її 0,991

З наведеного прикладу видно, наскільки сказане наперед точно зійшлося з дійсністю.

Пізніше, за прикладом Менделєєва, багато хеміків користувались періодичною системою, щоб наперед угадувати властивості ще невідкритих елементів та їх сполук, і мали відповідний успіх.

Вказавши на правильність і періодичність у ході змін властивостей елементів та їх сполук, Менделєєв у періодичній системі дав і засіб контролю всіх дослідів у цій галузі і засіб завбачення ще недослідженого. Ясно, що відкриття періодичного закону та обґрунтованої на ньому періодичної системи є одним з найбільших законів людського генія, а тому й не дивно, що на періодичний закон і хеміки, і фізики, а також і всі, хто вивчає природу, звернули максимальну увагу і надзвичайно широко його використали.

§ 137. Суперечності й неясності в періодичній системі. Однак, маючи надзвичайно велику цінність, періодична система в тому освітленні, яке їй дав Менделєєв, має в собі й деякі суперечності, а саме:

1. Не додержано, як було вже сказано в розділі VIII, самого принципу розміщення елементів у міру збільшення атомної ваги в таких чотирьох парах: аргон з ат. в. 39,94 стоїть у періодичній системі перед калієм з ат. в. 39, 104; кобальт з ат. в. 58,94 — перед нікелем з ат. в. 58,69; телур з ат. в. 127,5 — перед йодом з ат. в. 126,93 і торій з ат. в. 232,12 — перед актинієм з ат. в. 227. Спочатку припускали, що для цих елементів неточно визначено атомні ваги, але це припущення не потвердилось.

2. Нерідко близькі багатьма властивостями елементи, наприклад алюміній (III гр.) та тривалентний хром (VI гр.), попали в цілком різні групи.

3. Елементи, які стоять в одній і тій же групі, не завжди мають однакові хемічні властивості. Наприклад, у I гр., разом з енергійними лужними металами (літій, натрій, калій, рубідій, цезій та віргіній), попали такі мало активні метали, як мідь, срібло та золото. Звідси виникла потреба поділити елементи в групах на підгрупи.

4. Особливо побудовано VIII гр., цілком відмінно від інших груп.

5. Цілий ряд (14) металів рідких земель — від лантану з ат. в. 139 до лютецію з ат. в. 175 — не знайшли собі місця в періодичній системі Менделєєва.

6. Найзначніша хиба була в тому, що не була з'ясована причина найважливішої закономірності, відкритої в періодичному законі, тобто Менделєєву не вдалось відкрити, що саме викликає цю закономірність та від чого залежить періодичність у зміні властивостей.

Усі ці хиби насамперед побачив і відзначив сам Д. І. Менделєєв. «Періодичний закон,—писав Менделєєв,—уявляється нині як нова, тільки частково відкрита глибока таємниця природи, в якій нам дано можливість розуміти закони, але дуже мало є можливості виявити справжню причину цих законів». І далі: «Широка можливість застосування періодичного закону, не розуміючи його причини, є одним із показників того, що він дуже новий і глибоко проникає в природу хемічних явищ»...

Усі наукові теорії виникають не відразу, а з'являються в наслідок роботи багатьох вчених та дослідників. Розвиток наукових теорій відбувається діалектично — через суперечності. Ці суперечності й спонукають до дальших наукових дослідів. Історія відкриття та розвитку періодичного закону може бути яскравим зразком такого діалектичного розвитку. Далі буде викладено ті нові етапи розвитку розуміння періодичного закону, які виявили вищевказані суперечності і піднесли значення періодичної системи на вищій щабель.

§ 138. Катодні, каналові та рентгенівські промені. Рентгенівські спектри. Закон Мозлі. Ще в 1881 р. Гельмгольц, спираючись на закони Фарадея, якими було виявлено близьке співвідношення між кількістю електрики та хемічними еквівалентами (другий закон Фарадея), висловив думку, що електрика збудована атомістично з окремих електронів. Але ця думка тоді не мала успіху.

Плюккер, а пізніше Гітторф поступово починають вивчати електрони, а Крукс своїми дослідями електричних розрядів у трубках із дуже розрідженими газами встановлює існування катодних променів, які йдуть від катода перпендикулярно до його поверхні і ширяться прямолінійно. Катодні промені, як виявилось, являють собою потік електронів (Дж. Дж. Томсон, Ленард) — потік негативних атомів електрики. Електрони відхиляються від свого шляху, якщо на цьому шляху поставити електромагніт. Чим більший електричний заряд та чим менша маса і швидкість частинок, тим більші відхилення.

Вимірювання кількостей електрики, які переносять електрони, а також і величин відхилення, якого вони зазнають під час польоту в електричному та магнітному полях, дали змогу визначити і заряд, і масу, і швидкість руху електронів. Заряд кожного електрона (заряди електронів при всякому способі одержування завжди однакові) дорівнює $4,77 \cdot 10^{-10}$ ел.-ст. одиниць; це і є елементарна кількість електрики; маса кожного електрона при середніх швидкостях¹

¹ Маса електрона залежить від швидкості його руху: із збільшенням цієї останньої маса зростає. Вона стала б нескінченно великою, коли б швидкість руху електрона досягла швидкості світла, але вона її не досягає.

в 1843 рази легша за атом водню¹; швидкість руху електрона становить від 0,5 до 0,9 швидкості світла.

Електричний струм треба розглядати, як рух електронів по провіднику.

Якщо в катоді круглої трубки зробити отвори, то через них ідуть теж промені, які рухаються в напрямі проти катодних променів. Такі промені утворюють рухомі позитивно заряджені маси; вони виникають разом із катодними променями, коли електрика проходить через розріджені гази. Швидкість їх руху дорівнює 20 тис. км/сек. Ці промені дістали назву каналових променів, бо вони виходять через канали в катоді.

Згодом виявилось, що каналові промені утворюються від мас, які рухаються і своєю величиною наближаються до мас атомів елементів та молекул; ці маси — іони, або інакше — осколки атомів, які утворились через втрату тієї або іншої кількості електронів.

Дійшовши до скляної трубки, катодні промені викликають свічення (флюоресценцію) скла трубки, в якій проводять спробу.

Цією флюоресценцією зацікавився Рентген і відкрив невидимі промені — X-промені, або рентгенівські промені, які відходять від світлого скла трубки і мають здатність проходити крізь тіла, непрозорі для звичайних світлових променів; вони діють на фотографічну пластинку. Рентгенівські промені мають надзвичайно короткі хвилі, мало не в 40 000 разів коротші, ніж хвилі видимого світла.

Пізніше було відкрито, що рентгенівські промені можна розкласти так само, як промені видимого світла: коли вони розкладаються, то теж утворюються спектри (див. розділ VIII); щоб одержати спектри, Лауе застосував як дифракційні ґрати кристалічні ґрати: атоми в кристалі, як показали досліди рентгенівськими променями, розміщені в певному порядку, на певній віддалі один від одного, а тому кристали в цілому і становлять ніби готові дифракційні ґрати. Рентгенівські спектри далеко простіші від спектрів видимого світла. Якщо на шляху ширення катодних променів, ставити, як антикатод, різні прості речовини, то від кожної простої речовини будуть відходити свої рентгенівські промені з характерним для тієї речовини спектром.

На рис. 80 дано схему аналізу рентгенівських променів. У рентгенівській трубці від катода відходять катодні промені, падають на антикатод А і тут збуджують рентгенівські промені, які крізь

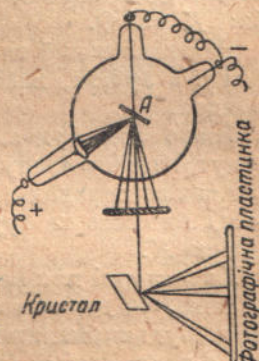


Рис. 80¹

¹ Маса атома водню дорівнює 1,008; щоб одержати абсолютну його вагу, треба поділити цю масу на число Авогадро (число атомів у грам-атомі = $6,07 \cdot 10^{23}$), цебто на $6,07 \cdot 10^{23}$; від цього ділення матимемо $1,65 \cdot 10^{-24}$; це і є абсолютна вага водневого атома, а маса електрона дорівнює $1,65 \cdot 10^{-24} : 1843 = 9 \cdot 10^{-28}$.

щілину екрана падають на поверхню кристала і розкладаються на окремі промені; ці останні діють на фотографічну пластинку. Серед ліній спектра рентгенівських променів визначаються характерні для кожної простої речовини рентгенівські смуги. Як було вказано в розділі VIII, рентгенівський спектр, який випромінюють атоми різних елементів, можна розкласти на окремі групи ліній або серії; ці останні позначають символами *K*, *L*, *M*, *N*. У серію *K* увиходять лінії з найменшою довжиною хвилі, а значить, і з найбільшою частотою коливань, а в серію *N* — лінії з найбільшою довжиною хвилі і з найменшою частотою коливань. Виникнення цих серій пояснюється тим, що всі електрони в атомі розміщені по групах *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q*: група електронів, яку позначають символом *K*, лежить найближче до ядра атома, а група електронів *Q* найбільш віддалена від ядра; групи електронів *L*, *M*, *N*, *O*, *P* лежать між *K* та *Q*.

Рентгенівський спектр виникає в наслідок перескакування електронів з орбіти, найбільш віддаленої від ядра, на орбіту, ближчу до ядра.

Якщо від будьяких зовнішніх дій електрони вихоплюються з внутрішнього шару (наприклад шару *K*), то на звільнені місця починають переходити електрони з різних шарів, які лежать вище, і тоді виникає та група рентгенівських променів, яку позначають буквою *K*.

Характерні для кожного елементу спектри виникають незалежно від того, чи даний елемент вільний, чи атоми його сполучені з іншими будьякими атомами. Звідси випливає, що ці спектри зв'язані з внутрішніми (невалентними) електронами, а не з зовнішніми (валентними), які беруть участь у хемічному процесі сполучення.

Вивчення рентгенівських спектрів, як було вже сказано, дало змогу робити висновки і про розміщення елементів у періодичній системі і про будову атомів. Якщо зіставити ці спектри елементів, розмістивши елементи так, як вони стоять у періодичній системі (тобто в міру збільшення атомної ваги), то можна виявити точну правильність у будові одержаних спектрів. Цю дуже важливу правильність встановив, як було вже сказано, англійський фізик Мозлі (стор. 110).

Закон Мозлі цілком потвердив правильність розміщення елементів у періодичній системі, яке зробив Менделєєв. Виявилось, що законом Мозлі потверджено такі, здавалося, хиби в періодичній системі, як уміщення аргону попереду кальцію, кобальту перед нікелем, телуру перед йодом і торію перед актинієм. Трохи нижче буде дано пояснення цим фактам.

Закон Мозлі дав можливість встановити місця і порядок розміщення й рідкоземельних елементів, які в свій час не увійшли в систему Менделєєва: вони тепер мають одно місце в 8-му ряді III групи.

Нарешті, закон Мозлі точно вказав (1914 р.) і число і місця ще невідкритих елементів: під номерами 43, 61, 72, 75, 85 та 87. Незабаром потім чотири з цих елементів було відкрито; Гевезі та Костер відкрили г а ф н і й — під № 72, Ноддак, Берг і Такке рентгеноскопично відкрили два елементи — м а з у р і й під № 43 та р е

їй під № 75, Геррі Інтем і Голкінс відкрили елемент і л і н і й під № 61; за останній час одержано відомості, що відкрито, на-решті, і інші два елементи — а л а б а м і й під № 85 та вір-г і н і й під № 87.

Закон Мозлі, маючи величезну цінність, все таки ще не розкрив тієї основи, яка б освітила причину всіх помічених правильностей у зміні властивостей елементів, причину поміченої єдності елементів, з одного боку, та їх різниці, з другого.

Ця роль прицала на радіоактивні речовини.

§ 139. **Радіоактивні речовини.** Після того, як Рентген відкрив свої X-промені, які виходять від флюоресціюючого скла кружкової трубки, виникло питання: чи справді здатність випромінювати X-промені зв'язана з здатністю речовин флюоресціювати. Розв'язувати це питання взявся першим Беккерель (1896 р.). Було досліджено багато флюоресціюючих речовин, які клали на фотографічну пластинку, загорнуту в оболонку, непроникну для звичайного світла. Через певний час пластинку виявляли і, якщо на ній була відображена взята речовина, то робили висновок, що випробовувана речовина випромінює невидимі «проникаючі» промені.

Споміж випробовуваних речовин Беккерель встановив, що такі проникаючі промені випромінюють солі урана і що такі промені не зв'язані з явищем флюоресценції: солі і руди урану, які не були попередньо освітлені, а значить, і не флюоресціювали, на фотографічну пластинку все таки діяли.

Беккерель встановив, що відкриті ним промені — це особливі промені, і назвав їх у р а н о в и м и променями.

Уранові промені, за дослідженнями Беккереля, крім здатності проходити крізь непроникні для звичайного світла речовини і здатності діяти на фотографічну пластинку, мають ще такі властивості: 1) падаючи на деякі речовини, наприклад на цинк-сульфід або на барій-платинітціанід, викликають у них свічення; 2) проходячи через повітря, вони роблять його провідником електрики (і о н і з у ю т ь його), від чого, наприклад, листочки зарядженого електроскопа опускаються: з швидкості опускання цих листочків можна робити висновок про величину радіоактивності досліджуваних речовин.

Слідом за Беккерелем Ш м і д т та М. К ю р і знайшли, що й торій та його сполуки випромінюють такі самі беккерелеві промені. За пропозицією М. Кюрі всі речовини, здатні випромінювати промені, подібні до уранових променів, було названо р а д і о а к т и в н и м и речовинами (від слова радіус, що означає промінь).

Досліджуючи далі уранову руду з іоакімстала (в Богемії), М. Кюрі та її чоловік П. Кюрі встановили, що радіоактивність цієї руди більша, ніж інших уранових та торійних руд, раніше досліджених, і зробили припущення, що в іоакімстальській руді є якась домішка, що має більшу радіоактивність. Провівши величезну роботу, подружжя Кюрі, кінець-кінцем, виділили цю домішку, що мала вигляд солі. Метал, який увіходить до складу цієї солі, вони назвали р а д і є м. Разом з тим вони відкрили ще й новий радіо-

активний елемент — п о л о н і й. Трохи пізніше Дебїрн знайшов радіоактивний елемент, який він назвав а к т и н і є м.

В 1910 р. М. Кюрі та Дебїрн, електролізуючи радій-хлорид, виділили й самий метал радій. Радій є блискучий метал, який топиться при 700° і має ат. в. 226 (точніше 225,97). Хемічними властивостями радій дуже схожий на барій: він дуже легко окиснюється, енергійно розкладає воду при звичайній температурі; він легко розчиняється в хлоридній кислоті; солі його ізоморфні з солями барію, але менш розчинні від них.*

На підставі величини атомної ваги та великої подібності з барієм, радій поставлено в останній ряд періодичної системи, в другу групу.

Солі радію забарвлюють полум'я в кармінночервоний колір, у темряві світяться й викликають флюоресценцію в багатьох речовинах; вони озонують повітря; руйнують багато речовин: наприклад воду, вуглекислий газ, амоніак, водень-галогенідні кислоти, органічні фарби та ін. Шкіру сполуки радію опікають, і опечені місця довго не гояться; руйнують тваринні тканини і тим швидше, чим швидше росте тканина, чому препарати радію і застосовують для знищення швидко ростучих ракових опухів. Препарати радію вбивають мікроорганізми, знищують схожість насіння. Радіоактивність радію в 1 800 000 разів більша проти радіоактивності урану.

Температура радію та його сполук завжди вища температури середовища, яке його оточує: 1 г радію протягом однієї години виділяє 135 кал тепла, і це виділення тепла відбувається безперестанно.

Найхарактернішою властивістю усіх радіоактивних речовин, як було вже сказано, є випромінювання ними променів: ці промені ширяться прямолінійно, вони не заломлюються, не відбиваються і не поляризуються. Сила випромінювання пропорціональна кількості радіоактивної речовини. Процес випромінювання — самовільний в тому розумінні, що ми покищо не вміємо ще ні затримати його, ні змінити його; але це невміння для даного часу ще не означає, що і в майбутньому ми не опануємо цілком цього процесу.

Вивчення променів радіоактивних речовин показало їх неоднорідність: у цьому легко впевнитись, умістивши на шляху променів з обох боків дві металеві пластинки, з яких одна буде досить сильно заряджена позитивно, а друга негативно. При таких умовах на фотографічній пластинці, замість звичайної однієї плями, утвориться три плями: одна з них буде на попередньому місці, друга — праворуч від нього, а третя — ліворуч; при цьому пляма по той бік, де вміщено позитивно заряджену пластинку, буде віддалена від середньої плями далеко більше, ніж друга пляма.

Ця спроба показує, що радіоактивний промінь складається з променів трьох родів: 1) променів, які відхиляються до негативно зарядженої пластинки — їх названо α (альфа)-променями; 2) променів, які відхиляються до позитивно зарядженої пластинки — їх названо β (бета)-променями і 3) променів, які не відхиляються, названих γ (гама)-променями.

Продовжуючи дослідження, виявили й природу цих променів.

α -промені — це потік іонів гелію, з яких кожний несе з собою два елементарні позитивні заряди і має масу, рівну 4, цебто в чотири рази важчу маси водневого атома. Ці α -частинки рухаються з швидкістю близько 20 тис. км за секунду. Що α -частинки справді є іони гелію, це потверджено такою спробою: в тонкостінну скляну трубку клали радіоактивну речовину, яка випромінювала α -частинки. Таку трубку вставляли в іншу, вже товстостінну скляну трубку, з якої викачували повітря, і трубку запаювали. Спостереження показали, що α -частинки проходять крізь тонкі стінки внутрішньої трубки і затримуються в зовнішній товстостінній трубці. Тут через деякий час спектроскопом можна виявити присутність гелію.

α -частинки іонізують повітря, викликають люмінесценцію у флюоресціюючих речовинах; так, α -частинки, вдаряючись об цинк-сульфід (цинкова обманка), викликають його свічення: в тому місці, де вдарилася α -частинка, спостерігають ніби спалахнення (сцинтиляцію).

Крукс збудував прилад, який він назвав спіктарископом, у якому можна спостерігати такі сцинтиляції (рис. 81). Цей прилад складається з невеликої трубки, в якій дно вкрите цинковою обманкою ZnS ; у прилад уставлено голку, на якій є крупинка сполуки радію; крізь побільшувальне скло, вставлене в трубку, можна спостерігати окремі блиски — спалахи, які відбуваються від ударів α -частинок об цинк-сульфід.

Користуючись цим приладом, можна визначати число α -частинок, що їх викидає взята кількість радіоактивної речовини протягом певного часу (1 г радію викидає за секунду 35 млрд. α -частинок). Можна визначити і довжину пробігу, цебто ту віддаль, на якій ще можна виявити α -частинки (для радію пробіг у повітрі дорівнює 3,40 см, а в алюмінії 41 μ).

Ті хімічні діяння, які проводять радіоактивні речовини на складні сполуки, руйнуючи їх, про що вже було сказано вище, власне є наслідок діяння α -частинок. Нижче ми побачимо, що Резерфордіві вдалось розбити, бомбардуючи α -частинками, навіть самі атоми деяких елементів.

β -промені ідентичні з катодними променями, тобто являють собою потік електронів, який дуже швидко рухається; кожний з електронів являє собою один елементарний негативний електричний заряд.

γ -промені подібні до променів Рентгена, тільки з ще коротшими хвилями; отже, в цілому ці промені своєю природою ідентичні з променями звичайного світла. γ -промені мають найбільшу проникальну здатність.

Після того, як була розгадана природа цих трьох родів променів, природно виникло питання: як пояснити самий процес радіоактивування?

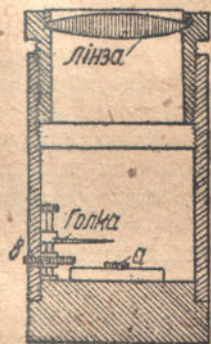


Рис. 81.

Розв'язати це питання багато допомогли ще й такі спостереження.

Під час радіоактивування радій, крім згаданих вище променів, виділяв ще газоподібну речовину, або еманацию, яку тепер називають радоном (Rd).

Радон — безбарвний, хемічно цілком неактивний газ, з ат. н. 222, який кипить при атмосферному тиску при -62° і тониться при -71° . Він є аналогом інертних газів і його поміщено в нульовій групі в останньому ряді. Радон сам теж радіоактивний; виділяючи α -промені (частинки гелію), він перетворюється в нову тверду речовину RaВ (радій «бе»), яка теж радіоактивна; RaВ перетворюється в RaС (радій «це»), при чому при останньому перетворенні α -частинки (тобто гелію) не виділяються, а виділяються лише β -промені (тобто тільки електрони); RaС теж радіоактивний, і з нього знов утворюється нова радіоактивна речовина і т. д.

Кінець-кінцем, у наслідок таких послідовних перетворень з радію утворюється дев'ять різних радіоактивних елементів, після чого з'являється десятий продукт — уже не радіоактивний свинець. Кожний із цих дев'яти радіоактивних елементів існує протягом певного часу, різного для різних елементів, іноді дуже довгого, а іноді й надзвичайно короткого. Тривалість «життя» радіоактивних елементів можна визначити, вимірявши величину їх радіоактивування щодо часу: величина випромінювання в кожний даний момент прямо пропорційна наявній кількості радіоактивного елементу. Так, було знайдено, що зменшення ступеня радіоактивності удвоє для радію потребує 1700 років, а для радону — 3823 дні.

Подібним же шляхом як у радію, відбувається перетворення і в урану і в торію, тобто теж утворюються різні проміжні радіоактивні елементи, а, кінець-кінцем, виникає нерадіоактивний свинець: уран утворює, перед тим як виникає свинець, 28 різних проміжних радіоактивних елементів (до них належать і радій і радон), а торій — 12. Ці перетворення йдуть двома шляхами: або через α -випромінювання або через β -випромінювання.

Коли був визначений час піврозпаду радію (1700 років), то виникло питання, чому він до наших часів не розпався увесь, адже життя землі триває вже понад мільярд років. Природно виникало припущення, що в земній корі радій не тільки розпадається, але й утворюється з якогось іншого радіоактивного елементу. Тим часом було констатовано, що сполуки радію в природі завжди бувають разом з радіоактивними урановими сполуками, при чому завжди між ними певне кількісне співвідношення: на 1 т урану припадає завжди 0,34 г радію. Таке становище привело до висновку, що уран є родитель радію, тобто уран через кілька продуктів розпаду утворює радій. Час піврозпаду урану дорівнює $4,5 \cdot 10^9$ років. Отже, сказане можна зобразити так:

В атомних вагах $\left\{ \begin{array}{l} \text{уран...} \rightleftharpoons \text{радій} = \text{радон} + \text{гелій} + \text{електрони і т. д.} \\ 238 - 4 \cdot 4 \rightarrow 226 = 222 + 4 \quad (4 - \text{маса атома гелію}) \end{array} \right.$

Кінець-кінцем було встановлено, що початковими радіоактивними

елементами є два елементи — уран і торій, від яких під час радіоактивування утворюється 40 продуктів — радіоактивних елементів (висловлюючись точніше — відмін елементів, див. нижче): 28 уранових, які в свою чергу розгалужуються на активні та радії, і 12 торійних. Кожний із цих 40 елементів має певну атомну вагу; щодо хемічних властивостей, то у деяких радіоактивних елементів вони тотожні: про це останнє буде сказано далі, при поясненні явища ізотопії.

§ 140. Структура атома. Спираючись на наведені дослідження, Резерфорд та Содді розвинули свою теорію, яка пояснює радіоактивність; за цією теорією *радіоактивність є результат розпаду атома радіоактивного елемента*.

Радіоактивне перетворення відбувається уривчасто стрибками, вибухами — і для кожного атома воно відбувається окремо: деяка частина атомів від якихось, ще невідомих, причин дуже сильно вибухає, при чому з ядра атома з величезною силою викидаються α -частинки (гелій) та β -частинки (електрони). Атом є радіоактивний тільки в момент вибуху. Радіоактивний препарат становить звичайно є у міш основної радіоактивуючої речовини та продуктів її розпаду, які сами розпадаються далі.

До радіоактивних елементів у першу чергу були прилучені елементи з найбільшими атомними вагами — уран, торій, активний, радій, радон. Пізніше виявилось, що слабку радіоактивність мають також калій, рубідій — уже елементи порівняно легкі. Дуже можливо, що й інші елементи теж радіоактивні, і якщо цю радіоактивність досі не виявлено, то це можна пояснити тим, що радіоактивне перетворення в них відбувається остільки повільно, що його не можна виявити теперішніми методами.

Елементи за попередніми поглядами вважались такими видами матерії, які не можна скласти, розкласти або перетворити один в один. Вивчення явищ радіоактивності показало неправильність такого уявлення: *через радіоактивний процес відбувається і розпад елементів і перетворення одних елементів в інші* — урану в радій, радію в гелій та радон і т. д. Резерфорд, користуючись величезною енергією α -частинок, показав, що, коли спрямувати їх струмінь на атоми азоту, із них вилітають іони водню; згодом цей метод розбивати атом було застосовано до різних інших елементів, і в них α -частинки робили подібне діяння. Звідси природно випливає, що *атоми всіх елементів являють собою складні системи*.

Цей висновок із вивчення радіоактивності не тільки закріплює уявлення про реальне існування атомів, не тільки доводив їх складність, але й ставив питання про *будову атома*.

Відкриття іонів (праці Фарадея та теорія електролітичної дисоціації Арреніуса), електронів (катодні промені та атомна будова електрики) та відкриття позитивних (каналових) променів підказувало, що в нейтральному атомі треба уявляти і частину, заряджену негативно, і частину, заряджену позитивно. Тепер лишалося тільки перейти до реального уявлення структури атомів, або, інакше, до будування моделей атомів. Періодичний закон уже підказував,

що моделі атомів різних елементів треба будувати за єдиним планом. бо властивості елементів змінюються за єдиним планом (періодична повторність властивостей).

Найбільш вдалі моделі будови атомів дав Бор, спираючись на думку Резерфорда, що маса атома та позитивні заряди зосереджені в ядрі атома, а навколо нього рухаються електрони — атоми негативної електрики. Зоммерфельд, замість руху електронів колами (у Бора), дав уявлення руху їх еліпсами.

Зразки моделей подано в розділі VI.

§ 141. Ядро атома. Вищезгадані досліди Резерфорда над'розщепленням атомів α -частинками, а також і явище радіоактивності дають нам відомості, які стосуються питання про склад ядра атомів. α -частинками Резерфордові вдалось зруйнувати не тільки атоми азоту, але й атоми бору, фтору, натрію, алюмінію та фосфору, при чому і в цих випадках виділяються ядра водневого атома. Звідси й було зроблено висновок, що до складу ядер цих елементів увіходять ядра водневого атома. Ядро водневого атома має найменший позитивний заряд. Ця найменша частинка позитивної електрики зветься **п р о т о н о м**.

Заряд протона величиною дорівнює зарядові електрона. Маса протона дуже мало відрізняється від маси атома водню і її можна вважати за масу, рівну масі цього останнього (вона дорівнює $1,65 \cdot 10^{-24}$ г).

Дальші досліди виявили, що з ядер решти елементів можна вибити протони. А проте, з певністю це показано для елементів з порядковими номерами між 3 та 20. Можна сказати, що до складу ядер усіх елементів увіходять протони. Але ці останні — не єдині складові частини ядра, в ядрі повинні бути ще й електрони. Справді, погляньмо хоча б, який повинен бути склад ядра гелію. Атомна вага його 4, а значить, ядро мусить складатись з 4 протонів. В електронній оболонці гелію, як ми знаємо, всього 2 електрони. Але атом гелію в цілому електрично нейтральний. Отже, в ядрі гелію повинно бути ще два електрони. Виходить, що ми мусимо визнати, що в атомі, крім планетарних електронів, є ще електрони, які містять у собі ядро¹.

§ 142. Періодична система в електронному освітленні. В розділі VIII було вже освітлено питання про зв'язок між зарядом ядра даного елементу та його місцем у періодичній системі: заряд ядра дорівнює номерові місця (порядковому номерові), яке займає даний елемент у періодичній системі. Правильно зростає у зв'язку з зростанням заряду ядра і число планетарних електронів. *У кожному періоді періодичної системи число електронних шарів в усіх елементах однакове і кожний наступний елемент має в собі структуру попереднього елементу. Але елементи відрізняються числом електронів у зовнішній оболонці: воно, починаючи від першої групи в напрямі до нульової групи, збільшується на один електрон, чому і максимальна валентність змінюється від групи до групи щоразу на одиницю. Новий період починається тоді, коли з'являється новий шар електронів — нова електронна оболонка.*

¹ Див. виноску на стор. 33.

Елементи, які стоять в одній і тій же групі (але в різних періодах), мають однакове число електронів у зовнішньому шарі, чому й їх максимальна валентність однакова. Різняться вони один від одного числом електронних шарів, які оточують ядра.

За числом електронних оболонок атоми (елементи) і діляться на сім періодів:

У першому періоді 2 члени (H і He), в другому (від Li до Ne) — 8; у третьому (від Na до Ar) — 8; у четвертому (від K до Kr) — 18; у п'ятому (від Rb до Xe) — 18; у шостому (від Cs до Rn) — 32 і в сьомому (від V і до U) — 6 членів.

Максимальне число членів періоду виявляється формулою $x = 2 \cdot n^2$, де x — відшукване число елементів, а n дорівнює 1 в першому періоді, 2 — в другому та третьому періодах, 3 — в четвертому та п'ятому періодах і 4 — в шостому періоді; сьомий період не закінчений.

Ці числа — 2, 8, 18 та 32 — показують і розміщення максимального числа електронів шарами навколо ядра атома: найближчий до ядра шар містить у собі тільки 2 електрони; дальший другий шар складається з 8 електронів; третій шар складається теж з 8 електронів; дальший за ним четвертий (позначається літерою N) містить у собі 18 електронів; п'ятий шар має в собі теж 18 електронів; шостий та сьомий містять у собі по 32 електрони. Треба зазначити, що не в усіх елементах шари заповнюються правильно: іноді формування зовнішньої оболонки починається раніше, ніж у попередньому шарі скупилось максимальне число електронів; про ці випадки буде сказано при відповідних елементах.

Число вільних позитивних зарядів (протонів) у ядрі є найважливішою константою атома елемента: воно визначає, як сказано, число планетарних електронів атома, а від цього числа залежать і хімічні властивості; коротше кажучи, число позитивних зарядів ядра, або порядковий номер, визначає властивості атома елемента. Звідси й атомну вагу в періодичній системі Менделєєва треба замінити порядковим номером і самий періодичний закон сформулювати, як було вже раз сказано, так: властивості елементів є періодичною функцією порядкового номера.

При такому розумінні періодичного закону, ті суперечності, які було відзначено в розміщенні елементів у періодичній системі Менделєєва, цілком відпадають. Першими суперечностями були вказані неправильності в розміщенні Ag і K, Co і Ni, Te і J, Th і Pa.

Як же цю суперечність було усунуто?

§ 143. Ізотопія. Розв'язувати поставлене питання спонукало відкриття вищезгаданих (близько 40) елементів — продуктів радіоактивного розпаду. Для всіх їх треба було знайти місце в періодичній системі, відповідно до їх атомних ваг, які лежали між 238 та 206. Тим часом вільних місць у системі в зазначених межах було всього шість.

Це питання розв'язали Содді та Фаянс, запропонувавши правило зсуву, або інакше — закон зміщення.

Вище було вказано, що перетворення радіоактивних речовин відбувається двома шляхами: шляхом α -перетворень, коли атом втрачає α -частинку, цебто ядро гелію з ат. в. 4; тим то кожний такий продукт радіоактивного розпаду має атомну вагу меншу, ніж той елемент, з якого він виник, а тому в періодичній системі він мусить стати в одну з нижчих груп, цебто пересунутись у лівий бік у тому ж горизонтальному напрямі.

На скільки ж груп уліво він мусить пересунутись? На це питання дає відповідь число зарядів в α -частинці; кожна α -частинка несе два позитивні заряди, а число позитивних зарядів визначає порядковий номер елемента в системі; отже, через втрату α -частинки з двома позитивними зарядами одержаний продукт має порядковий номер на дві одиниці менший, і тому його треба поставити на дві групи в лівий бік (зсув уліво). Наприклад, радій (друга група) утворює радон (пульова група).

Другий шлях радіоактивного перетворення зв'язаний із втратою β -частинок або електронів — негативних зарядів, при чому атомна вага не змінюється (точніше, змінюється, але на таку безмірно малу величину, на яку практично можна не зважати), але змінюється заряд на одиницю: разом з виділенням кожної β -частинки позитивний заряд зростає на одиницю, а, значить, і утворений елемент мусить стати на одну групу праворуч від того елемента, з якого він виник (зсув управо).

Але і α -перетворення і β -перетворення можуть відбуватись одночасно. Через комбінацію цих двох перетворень можуть утворитись такі продукти розпаду — елементи, які стоятимуть у тій самій групі і на тому самому місці; їх порядковий номер буде той самий, а значить, і хемічні властивості їх будуть однакові, а атомні ваги різні. Наприклад, нехай атом радіоактивного елемента втратить одночасно одну α -частинку (зсув уліво на дві групи) і дві β -частинки (зсув управо на дві групи); тоді другий зсув поверне елемент у ту саму групу, в якій стоїть і старий елемент, що породив цей новий елемент.

Отже, зрозуміло, чому 40 радіоактивних елементів вмістились у 10 місць періодичної системи, де містяться 10 елементів: уран, торій, полоній, радон, радій, актиній, протактиній, талій, свинець та бісмут.

Зібрана в тій самій клітці періодичної системи група елементів, які хоч і різняться між собою величиною атомної ваги, але однорідні своїми хемічними властивостями, зветься плеядою, а окремі члени кожної плеяди зветься ізотопними елементами, або коротше — ізотопами (від слова ізос — той самий і топос — місце)¹, цебто які мають той самий порядковий номер. Ізотопи однієї плеяди, відрізняючись один від одного своїми атом-

¹ Пізніше було відкрито ще так звані ізобари, тобто елементи з однаковими атомними вагами, але з різними хемічними властивостями; наприклад, один з ізотопів аргону має ат. в. 40; таку саму атомну вагу має й один із ізотопів металу кальцію, а властивостями аргон і кальцій цілком відрізняються один від одного.

ними вагами, різняться також своєю радіоактивністю. Хемічні властивості всі вони мають, як сказано, однакові. Через те, коли ми маємо суміш ізотопів, складається враження, що ніби це є один елемент; атомна вага цієї суміші є середня атомна вага всіх ізотопів плеяди, пропорціональна їх відносній кількості.

Ізотопи свинцю. Особливо добре потверджують явище ізотопії дослідження ізотопів свинцю.

Як було вже сказано, уран, розпадаючись, кінець-кінцем утворює нерадіоактивний свинець (RaG), атомна вага якого повинна дорівнювати $206,07$ [уран — $238,18 - 4 \cdot 8$ (втрата 8 ядер гелію) = $206,18$]; або, як іти від радію: радій — $225,96 - 4 \cdot 5$ (втрата 5 атомів гелію) = $205,96$; у середньому — 206 ; торій теж, кінець-кінцем, розпадаючись, утворює свинець (ThD), але з ат. в. 208 . Звичайний, усім давно відомий свинець має атомну вагу $207,21$. Отже, стали відомі три свинці, однакові хемічними властивостями, але різні щодо атомної ваги.

Содді та Фаянс висловили думку, що звичайний свинець являє собою суміш двох ізотопів свинцю, і тому атомна вага звичайного свинцю $207,21$ є середня атомна вага суміші двох свинців з атомною вагою 206 та 208 . Були зроблені спроби поділити звичайний свинець на його ізотопи, але вони усіху не мали. Проте, окремі ізотопи свинцю були знайдені, а саме: Генігшмідт та Горовіч, знайшовши дуже чисту уранову (смоляну) руду в Східній Африці, виділили з неї свинець з ат. в. $206,05$, дуже близькою до атомної ваги уранового свинцю (RaG) $206,07$. Потім той же Генігшмідт із дуже чистої норвезької торійної руди — ториту — одержав свинець з ат. в. $207,9$, близькою до атомної ваги торійного свинцю (ThD) 208 . Ці досліди цілком потвердили думку Содді та Фаянса.

Досліджуючи інші елементи, не тільки радіоактивні, виявили, що й вони здебільшого являють собою суміші ізотопів. Виключні заслуги в цьому має англійський вчений Астон, який користується в своїх дослідках сконструйованим ним приладом, так званим мас-спектрографом, що дає змогу з великою точністю визначати атомні ваги. Останнім часом ізотопи виявляють, вивчаючи смугнасті спектри, які дають молекули речовин: за довжиною ліній спектра знаходять атомні ваги ізотопів.

З 65 вивчених елементів тільки 16 елементів (He, F, Na, Al, P, Sc, V, Mn, Co, As, In, Y, J, La, Pr, Bi) однорідні; решта—49 елементів — (H, Li, Be, B, C, N, O, Ne, Mg, Si, S, Cl, Ar, K, Ca, Ti, Cr, Fe, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Zr, Nb, Mo, Ru, Ag, Cd, Sn, Sb, Te, Xe, Ba, Cs, Nd, Hg, Ce, Ta, W, Be, Os, Tl та Pb)— суміші різних ізотопів (див. у додатках «список ізотопів»).

Визначаючи атомні ваги ізотопів, виявили, що всі вони, за малим винятком, становлять цілі числа. Звідси випливає, що всі елементи, атомна вага яких є ціле число з дробом, мабуть являють собою суміш — плеяди ізотопів; так, наприклад, хлор з ат. в. $35,46$ є суміш трьох індивідуумів хлору з ат. в. 35 і одного з ат. в. 37 ; у суміш дає $35 \cdot 3 + 37 = 142$; поділене на 4 це число дає $35,5$, цебто число, дуже близьке до атомної ваги хлору ($35,46$).

З цього погляду і вищенаведені випадки, де елемент з більшою атомною вагою стоїть у періодичній системі попереду елементу з меншою атомною вагою, можна пояснити тим, що *атомні ваги цих елементів являють собою не атомні ваги елементарних індивідуумів, цебто чистих елементарних речовин, а середні з атомних ваг ізотопів цього елементу.*

Звідси випливає, що атомну вагу елементу і не можна брати за точну основу характеристики окремого чистого індивідуума.

З погляду будови атома можливість існування елементів з різними атомними вагами, але з однаковими хемічними властивостями (той же можливість існування ізотопів), пояснюється так. Один і той же позитивний заряд ядра (а він і визначає властивості елементів) може утворитись від комбінації різного числа протонів внутрішньоядрових електронів. Наприклад, одно ядро може складатись з 7 протонів та 4 електронів, а друге — з 6 протонів та 3 електронів; маса ядра (а значить, і атома) в обох випадках різна, а заряд однаковий. Отже, хемічні властивості таких атомів, хоч вони й мають різні маси, повинні бути однакові. Це й будуть ізотопи.

Нарешті, всі 15 рідкоземельних елементів, які Менделєєв не міг розмістити в своїй періодичній системі, тепер знайшли собі місце у восьмому ряді III гр. лід порядковими номерами 57—71. Всі вони займають у таблиці Менделєєва одно місце.

З погляду структури атомів це пояснюється так: у рідкоземельних елементах заряд ядра різний, а тому й різне число планетарних електронів; неоднакове й розміщення їх у внутрішніх шарах, тільки число електронів у зовнішньому шарі однакове. Це можна виразити так (Я означає ядро):

57. Лантан Я . . . 2 8 18 18 11	60. Неодим Я . . . 2 8 18 2 11
58. Церій Я . . . 2 8 18 19 11	61. Ітрій Я . . . 2 8 18 22 11
59. Празеодим Я . 2 8 18 20 11	71. Лютецій Я . . 2 8 18 . 2 11

Хемічна поведінка їх повинна бути взагалі однакова, бо зовнішній шар усіх цих елементів має однакове число електронів (11). Але, маючи подібність, вони матимуть і відмінності, бо, поперше, заряд ядра від лантану до лютецію все більшає, а подруге, як показали досліди, при формуванні важчих із їх представників ядро виявляє дедалі більшу силу притягання електронів і відбувається стиснення атома, а тому зовнішні електрони дедалі важче відриваються; отже, активність елементів рідких земель, як металів, у міру збільшення порядкового номера меншає.

На підставі того факту, що атомні ваги ізотопів виражаються цілими числами по відношенню до $O = 16$, припускають, що *атоми всіх хемічних елементів побудовані з двох основних складових частин — з ядер водню, інакше — з протонів та електронів*¹.

¹ З сучасного погляду (виноска на стор. 33) цей приклад пояснюється так. З протони і 4 нейтрони — ядро одного ізотопа; 3 протони і 3 нейтрони — ядро другого ізотопа. Таким чином, атомна вага і дорівнює 7, а II дорівнює 6. Тому що заряди ядра і порядкові номери одні і ті ж, то, значить, одні і ті ж хемічні властивості. Цей приклад саме стосується

В основному вертаються до думки Проута, висловленої ще в 1815 р., але з тією істотною відмінню, що сам водень уже не вважають за первісну матерію, як це уявляв Проут: водневий атом сам являє собою лише один із етапів у розвиткові матерії¹.

У з а г а л ь н е н н я. Отже, взагалі всі сучасні дані про будову матерії свідчать про її єдиність.

Періодична система відбиває єдність елементів, обумовлену єдністю їх походження: кожний наступний елемент в розвитку попереднього елемента; кожний наступний елемент, включаючи в себе попередній, становить дальший розвиток його з підняттям на вищій ступінь; отже, окремі елементи є етапи або вузли в загальному ланцюгові безперервного стрибкоподібного розвитку речовини на шляху її ускладнення.

Молекули та атоми — це категорії або вузли в безконечному ряді поділів речовини; дальший вузол поділу є електрон, але й він «такий самий невичерпний, як і атом» (Ленін), а значить, і він лише є вузлова точка на безконечному шляху розвитку матерії.

Деякі буржуазні вчені після відкриття складної структури атома та електричної природи матерії заявили: «матерія зникла, лишилися самі електричні заряди».

Найкраща відповідь на цю заяву — це відповідь Леніна: «Матерія зникає» — це означає, що зникає та границя, до якої ми знали матерію до цього часу, наше знання йде глибше; зникають такі властивості матерії, які раніш здавалися абсолютними, незмінними, первинними (непроникність, інерція, маса і т. ін.), і які тепер виявляються, як відносні, властиві тільки деяким станам матерії. Бо єдина «властивість» матерії, з визнанням якої зв'язаний філософський матеріалізм, є властивість бути об'єктивною реальністю, існувати поза нашою свідомістю» (Ленін, т. XIII).

до літію, який складається з суміші двох ізотопів, при чому більшу частину становить ізотоп з атомною вагою 7. Виходячи з вищесказаного, кінець формулювання автора слід змінити так: «із ядер водню, тобто протонів і нейтронів, природа яких досі не з'ясована».

¹ Саме останнім часом відкрито існуючі в природі космічні протони. Помітили, що, коли підійматись усе вище над рівнем моря, електричний лічильник показуватиме дедалі більшу кількість іонів, які утворюються в даному об'ємі. Німецький фізик Хесс із цього зробив висновок, що на землю весь час падає із світового простору потік частинок, який розбиває атоми в атмосфері, утворюючи таким чином іони.

Вивчення діяння космічних променів на атоми різних елементів показало, що поміж частинок, які космічні промені вибивають з атомів, є частинки, що мають масу і заряд електрона, тільки цей заряд позитивний, а не негативний, як у звичайних електронах. Такі позитивні електрони названо позитронами, а звичайні негативні електрони запропоновано назвати негатронами. Таке могутнє діяння космічних променів на атом дає науці новий метод для розкладу атомів і наближає розв'язання проблеми про використання внутрішньоатомної енергії.

В 1932 р. опубліковано повідомлення, що існують частинки з масою, рівною масі протона, але з зарядом, який дорівнює нулеві. Припускають, що ці частинки складаються з одного протона та одного електрона, які злились між собою. Ці частинки названо нейтронами (див. виписку на стор. 298).

Наприкінці хоч коротко ознайомимося з іншою формою періодичної системи, запропонованою Бром та Томсеном (рис. 82).

У даній формі системи в кожному стовпчику розміщено окремі періоди елементів, при чому зміна періодів, як сказано, базується на зростанні зарядів ядер; якщо так розмістити елементи, то краще видно і число елементів у періодах. Схожі між собою елементи сполучені лініями: з рисунка видно, що кожний період (крім першого)

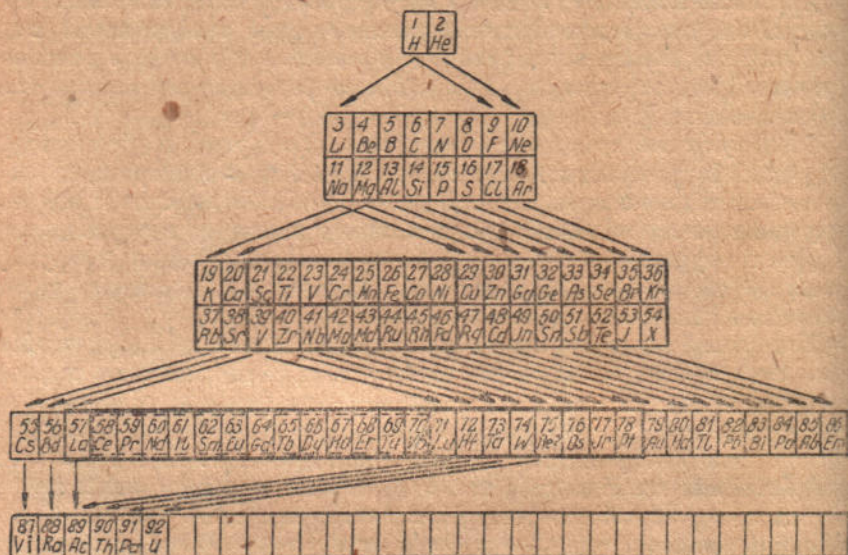


Рис. 82.

починається енергійним лужним металом Li, Na, K, Rb, Cs та віргінієм (під № 87) і закінчується інертним газом (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Деякі елементи замкнено в рамки (у четвертому, п'ятому та шостому періодах): це ті елементи, в яких скупчення електронів в оболонках відбувається не за загальним правилом, яке полягає в тому, що спочатку формується стійка оболонка з 8, 18 або 32 електронів і тільки тоді, як буде заповнена оболонка однією із вказаних кількостей електронів, починає формуватись нова оболонка. В елементах, замкнених у рамки, наступна оболонка починає формуватись раніше, ніж попередні дійдуть своєї стійкості; так, в атомах четвертого періоду після того, як сформується перша оболонка з 2 електронів, друга — з 8, у третій оболонці в різних елементах буває 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15 і 16 електронів, наприклад у ванадію — 2 — 8 — 11 — 2, у мангану — 2 — 8 — 13 — 2, у заліза — 2 — 8 — 14 — 2 і т. д.; а в зовнішній оболонці в усіх у них бувають 2 валентні електрони. Крім цих, валентними електронами тут є і той надвишок електронів проти 8, який є під зовнішньою оболонкою, цебто у ванадію з 11 три електрони валентні, у мангану їх п'ять, у заліза —

шість і т. д. Таку саму картину бачимо і в структурі обведених жирною лінією елементів п'ятого і шостого періодів. Рідкоземельні елементи у шостому періоді замкнені в подвійну рамку.

Контрольні запитання

1. Зіставте всі неметали по групах і по періодах і коротко поясніть, у чому полягає подібність і різниця між ними.
2. Перелічіть цінності періодичної системи.
3. Вкажіть суперечності і неясності в ній.
4. Що таке катодні промені?
5. Що таке електрон?
6. З чого складаються каналові промені?
7. Що таке рентгенівські промені та рентгенівські спектри?
8. Сформулюйте закон Мозлі і поясніть його значення.
9. Які речовини звуться радіоактивними? Назвіть їх.
10. Охарактеризуйте радій.
11. З яких променів складається радіоактивне випромінювання і що ці промені являють собою?
12. Як розуміють самий процес радіоактивування?
13. Що таке радон (еманація) і в що він під час радіоактивування перетворюється?
14. Які елементи є вихідними для відкритих 40 елементів радіоактивного розпаду?
15. Від чого виникає радіоактивування?
16. Що нового в уявленні про елементи внесло вивчення радіоактивних речовин?
17. Як треба уявляти структуру атомів?
18. Що є спільне і відмінне в структурі атомів елементів одного й того ж періоду і елементів однієї й тієї ж групи?
19. Що звуть порядковим номером і яке співвідношення між ним і ядром атома.
20. Як тепер формулюють періодичний закон?
21. В чому полягає «правило зсуву»?
22. В чому полягає явище ізоопії; що таке ізоопи та плеяди?
23. Що являє собою більшість відомих простих речовин — індивідууми чи суміші?
24. Як пояснюють суперечності періодичної системи Д. І. Менделєєва?

Додаткова література

1. Крамер и Гольст, Теория атомов Бора.
2. Зоммерфельд, Современное состояние атомной физики.
3. Алленк, Картина мира современной физики.
4. Алленк, Материя и движение.
5. Михайленко, Краткий очерк наших представлений о химических элементах, атомах и молекулах.
6. Михайленко, Периодическая система элементов Менделеева в оформлении Бора-Томсена.
7. Нильс-Бор, Три статьи о спектрах и строении атомов.
8. Сельяков, Рентгеновы лучи и структура вещества.
9. Семенов, Электронные явления.
10. Складовская - Кюри, Радий и радиоактивность.
11. Содди, Радиоактивность.
12. Содди, Химия радиоэлементов.
13. Фаянс, Радиоактивность.
14. Людвиг, Радиоактивность.
15. Содди, Радий и его разгадка.
16. Хевенши и Панет, Радиоактивность.

17. Х л о п и н, Радий и его получение из русского сырья.
 18. Г а м о в, Строение атомного ядра и радиоактивность.
 19. Б о р н, Строение материи.
 20. Э д и н г т о н, Внутриатомная энергия.
 21. Г р е ц, Теория атома в его новейшем развитии.
 22. П е т е р с о н, Искусственное превращение элементов.
 23. М е й т н е р, Радиоактивность и строение атома.
 24. Б а ш и л о в, Технология радиоактивных руд.
 25. Г а а з, Квантовая химия.
 26. А с т о н, Изотопы.
 27. Л а н г м ю и р, Расположение электронов в атомах и молекулах.
 28. К о н д р а т ь е в, С е м е н о в, Х а р и т о н, Электронная химия.
 29. Р е з е р ф о р д, Бомбардировка атомов и разложение азота.
-

РОЗДІЛ XVI

МЕТАЛИ

§ 144. Фізичні та хемічні властивості металів. У VIII розділі було визначено, що таке метали. Найголовніші відмінні фізичні їх властивості є такі: здатність сильно відбивати від своєї поверхні світло, від чого утворюється металічний блиск, добра теплопровідність, добра електропровідність, здатність кристалізуватись у правильній системі (є винятки), здатність куватись, витягуватись у дроти з різним ступенем в'язкості — здатність ставити опір розривові. З хемічного погляду метали мають властивість втрачати свої валентні електрони, утворюючи електропозитивні іони, інакше — здатність окиснюватись і через це відновлювати інші речовини. З киснем метали утворюють оксиди, які (принаймні нижчі оксиди) з водою дають основні гідрати (гідроксиди); здатні з кислотами утворювати солі.

Всі ці властивості різні метали мають не в однаковій мірі. Наприклад, здатність виковуватись у найтонші листочки в найбільшій мірі має золото, срібло та мідь, а в найменшій — бісмут та манган; щодо тягучості, то на першому місці знову таки стоїть золото, а за ним в порядку зменшення йдуть срібло, платина, алюміній, залізо, мідь та ін.; за в'язкістю, на першому місці стоїть залізо, а потім мідь, олово, свинець та ін.; щодо теплопровідності, то на першому місці стоїть срібло, а за ним у міру убування йдуть мідь, золото, цинк, олово, залізо, свинець, платина та ін.; найбільшу електропровідність має срібло, а за ним у міру убування йдуть мідь, золото, алюміній, цинк, нікель, залізо, платина, свинець, ртуть і т. д.

У пароподібному стані молекули металів, як це доведено для багатьох із них, складаються тільки з одного атома.

Здатність втрачати електрони залежить від об'єму атома: чим більший цей об'єм, тим слабше притягає ядро валентні електрони, легше відбувається їх віддача і тим активніший даний метал. Якщо розмістити метали за зменшенням їх здатності віддавати електрони, то буде одержано такий так званий ряд напруг: Li, K, Na, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Pb, Sn, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au. У цьому ряді кожний попередній метал віддаватиме свої електрони металам, що далі йдуть за ним, перетворюючи їх іони в нейтральні атоми, а сам з нейтрального стану переходиме в іонний стан. З дальшого викладу буде видно, що чим менша

максимальна валентність металу, тим легше втрачатимуться його електрони, тим активніший він у реакціях і тим більша основність його оксидів та гідроксидів.

Серед простих речовин металів далеко більше, ніж неметалів: перших 73, а других 19. Із 73 металів найбільше вживані у заводській практиці та в щоденному житті тільки 9, а саме: залізо, алюміній, цинк, свинець, мідь, олово, срібло, золото та ртуть. Багато металів увиходить до складу тих або інших сполук, які мають різне застосування; наприклад, метал натрій — до складу кухонної солі NaCl , глауберові солі Na_2SO_4 , соди Na_2CO_3 ; метал калій — до складу сильвіну KCl , селітри KNO_3 , поташу K_2CO_3 ; метал кальцій — до складу крейди, вапняку або мармуру CaCO_3 , гашеного вапна Ca(OH)_2 і т. д. Нарешті, деякі метали (близько 30—40) досі ще не мають застосування головним чином через те, що вони рідко зустрічаються та їх мало вивчено.

В металургійній практиці метали поділяють на чорні та кольорові; до чорних належить тільки одно залізо з його різноманітними стопами (чавун, різні сталі); решта ж металів належить до кольорових, хоча насправді забарвлені з них тільки три — мідь, золото та бісмут, а всі інші звичайно сріблісті, різної яскравості.

Крім того, метали поділяють на легкі та важкі: метали, які мають питому вагу меншу п'яти, умовно вважають за легкі, а всі інші — з питомою вагою понад п'ять — за важкі. Легкі метали здебільшого й легко топкі, а важкі охоплюють собою ряд туго топких металів. У наведених нижче таблицях подано деякі з найважливіших легких та важких металів з їх порядковими номерами, атомними й питомими вагами та температурами топлення та кипіння.

Легкі метали

	Пор. №	Ат. в.	Пит. в.	Темп. топ.	Темп. кип.
Калій K	19	39,1	0,86	62,5°	759°
Натрій Na	11	23	0,97	97,5°	877°
Кальцій Ca \	20	40	1,52	803°	1712°
Магній Mg	12	24,32	1,75	650°	1120°
Алюміній Al	13	26,97	2,70	657°	1800°

Важкі метали

	Пор. №	Ат. в.	Пит. в.	Темп. топ.	Темп. кип.
Цинк Zn	30	65,37	7,1	419,4°	920°
Олово Sn	50	118,7	7,28	231,84°	2270°
Свинець Pb	82	207,2	11,34	327,4°	1525°
Мідь Cu	29	63,57	8,93	1082,6°	2310°
Залізо Fe	26	55,84	7,86	1520	2450°

Взагалі питомі ваги металів коливаються від 0,534 (літій) до 22,48 (осмій), а температура топлення від $-38,87^\circ$ (ртуть) до 3350° (вольфрам).

Останнім часом було виявлено (Коген), що багато металів, а може навіть і всі, мають по кілька модифікацій, які, хоча й повільно, можуть перетворюватись одна в одну. За яскравий приклад

цього може бути олово з його двома відмінами—блискучою металевою та сірою: металеве олово при низьких температурах може розсипатись, перетворюючись у сіре порошкоподібне олово, а це, якщо його нагрівати (гарячою водою), знову перетворюється в металеву блискучу відміну.

Зміни в структурі металів, а значить, і у властивостях їх можуть виникати від віку металу («старіння» або «стомленість» металу), а також від його термічного та механічного оброблення.

У світовому господарстві всього людства метали з давніх давен відігравали і відіграють одну з найважливіших ролей: металургія та металообробна промисловість є основною базою у справі будівництва різних заводських та сільськогосподарських машин та знарядь, шляхів сполучення (рейки), засобів зв'язку (телеграф, телефон) та транспорту (екіпажі, автомобілі, паровози, пароплави та ін.), у справі військової оборони (рушниця та всіляка військова зброя) і т. д.

Для цих цілей було використано насамперед важкі метали, а з них перше місце належало й належить залізові, на яке припадає в металобудівництві мало не 95%. За залізом іде мідь, понит на яку особливо став зростати з розвитком електротехніки, яка споживає тепер близько 40% усього світового видобутку міді.

В 1929 р. світова продукція найбільш уживаних металів становила такі кількості тони:

Заліза	98 900 000
Міді	1 980 000
Свинцю	1 790 000
Цинку	1 450 000
Олова	199 000
Алюмінію	277 000

Для СРСР, який став на шлях індустріалізації, питання про добування металів і, насамперед, заліза (чавуну та сталі) стало найважливішим питанням; вдале розв'язання його дало можливість перейти до власного машинобудування, а значить, і звільнитись від іноземної залежності. Наша країна була дуже відсталою щодо заводського та сільськогосподарського устаткування машинами, а без них неможливо поширювати і поліпшувати народне господарство. Зріст металургії є основа зросту усієї індустрії і народного господарства взагалі» (Сталін). Тому, природно, в п'ятирічних планах і передбачено грандіозне збільшення видобутку металів: з важких—заліза, міді, цинку, свинцю, а з легких—алюмінію, який надзвичайно потрібний насамперед для авіаційного та взагалі транспортного будівництва.

Дальні цифри за окремими роками говорять за те, як ми далеко пішли вперед у справі витолення чавуну і сталі:

Добуто	1913	1929	1931
Заліза (чавуну та сталі)			
(в млн. т).	4,2	4,3	10,5

а в 1936 році чавуну—14,4 млн. т, сталі—16,4 млн. т.

СРСР по виробництву чавуну вийшов на перше місце в Європі.

Таке величезне збільшення продукції металів розраховане не тільки на грандіозне нове будівництво, яке відбувається в СРСР, але, звичайно, і на відновлення металу, який згодом зношується: само іржавіння металу (більшість металів у вологому повітрі іржавіє) псує приблизно одну третину його світового видобутку; вартість цієї втрати перевищує 5 млрд. карбованців. В наслідок швидко ростучої потреби на метали подані вище цифри продукції тепер уже значно перевищені: за 1937 р. намічено збільшити витоПЛення лише заліза (чавуну і сталі) до 33 млн. т. Алюмінійова промисловість теж дуже швидко розвивається. В 1937 р. мусить бути видобуто близько 200 000 т металічного алюмінію.

Сировинних запасів у формі руд СРСР має дуже багато: родовища металічних руд будуть вказані при окремих металах. Тут же коротко згадаємо найважливіші з них: залізні руди СРСР має на Уралі, в Кривому Розі, поблизу Керчі, в районі Курської магнітної аномалії, в Карелії (Монча Губа), в різних місцях Сибіру та ін.

Число нових металургійних заводів в СРСР зростає щороку, і одночасно поліпшуються і розширюються і старі заводи. Для прикладу вкажемо, що за один лише період після XVI з'їзду партії до жовтня 1932 р. було перебудовано 8 доменних печей, пущено 12 нових доменних печей, з яких 11 пущено було в 1932 р. Мартенівських печей за час першої п'ятирічки пущено 20, з яких 13 припадає на 1932 р. Крім того тепер (1932 р.) будують 16 доменних та 50 мартенівських печей. Серед новіших металургійних заводів перше місце займає Магнітогорський та Кузнецький заводи, рівних яким немає в усьому світі.

В зв'язку із сказаним і витоПЛення металу дуже зросло: так, по чавуну воно становило за перші 9 місяців 1932 р. $4\frac{1}{2}$ млн. т, сталі — 4,1 млн. т, а по прокату — $3\frac{1}{2}$ млн. т. Збільшилось і виробництво спеціальних сталей.

Головним місцем добування кольорових металів буде Казахстан, де буде збудовано: центральний мідетопильний комбінат при заводі, що там є, Середньоазіатський та Ріддеровський свинцево-цинкові комбінати. ВитоПЛення міді дедалі розвивається на Уралі; в 1931 р. почав працювати новий мідетопильний Красноуральський комбінат, який у 1932 р. вже дав близько 16 тис. т міді. В інших областях Союзу добування кольорових металів буде розгорнуто: на Волховбуді (14 травня 1932 р. добуто перший алюміній) і Дніпробуді (15 червня 1933 р. вже добуто перший алюміній) — алюмінійові заводи, в Сибіру — Мінусинський мідний комбінат, на Кавказі — Алагірський свинцево-цинковий комбінат та ін.

§ 145. Стопи. Чисті метали дуже рідко використовують у техніці, як от мідь для електричних проводів. Найчастіше вживають стопи металів. Стопи готують, змішуючи два або кілька металів між собою в розтоПЛеному стані. При стоплюванні металів між ними можуть утворюватись різні комбінації, а саме: 1) або утворюються справжні розчини, цебо коли один метал буде рівномірно розподілений всередині іншого і в наслідок утвориться однорідна система; 2) або стоплені метали утворюють певні хемічні сполуки, наприклад

мідь з оловом — Cu_3Sn , або цинк з ртуттю Zn_3Hg ; якщо в цьому випадку якогось металу буде більше, ніж його потрібно на утворення хемічної сполуки, то утворена хемічна сполука розчиниться в цьому надвишкові металу; 3) або утворюються після застигання тверді розчини: вони мають у собі змішані кристали того й іншого металу, як, наприклад, це буває у стопі золота та срібла; 4) або два рідкі метали не будуть змішуватись між собою, подібно до того як от олія не змішується з водою; це буває, наприклад, при стоплюванні цинку та свинцю. Стоплені метали можуть утворювати й інші комбінації.

Звідси випливає, що в стопах, з одного боку, можна спостерігати такі самі властивості, які мали стоплені метали перед стопленням, а з другого боку, і нові властивості. Так, іноді при утворенні стопів меншає їх об'єм і при цьому, звисно, більшає питома вага (наприклад у стопі Sn та Cu або Zn та Cu), або збільшується об'єм і зменшується питома вага (наприклад у стопах Ag та Pb або Ag та Cu). Температура топлення стопу звичайно нижча від температур топлення окремо взятих металів; наприклад, стоп калію (темп. топ. $63,5^\circ$) та натрію (темп. топ. 98°) в еквівалентних кількостях топиться при 8° ; стоп з 1 ч. свинцю (темп. топ. 327°), 1 ч. олова (темп. топ. 232°), 2 ч. бісмуту (темп. топ. 260°) топиться при 90° . Твердість стопів здебільшого більша твердості окремих металів, які увходять до складу стопу; наприклад, золото та срібло — дуже м'які метали, а стопи їх з міддю мають далеко більшу твердість. З цієї причини золоті та срібні монети і прикраси роблять не з чистих металів, а з їх стопів.

Ковкість і в'язкість металів, а також теплопровідність та електропровідність у стопах меншають.

Колір стопів часто дуже відрізняється від кольору стоплених металів; так, золото червоніє, якщо додати міді; алюміній, стоплений з міддю, має колір золота і т. д.

Найбільше використовують такі стопи: 1) л а т у н ь — стоп міді (55—65%) та цинку (45—35%) жовтого кольору; залежно від того, для чого латунь застосовують, змінюють і кількісні відношення міді та цинку, при чому до них іноді додають трохи інших металів; т о м п а к — червонуватого кольору — теж стоп міді та цинку, але цього останнього менше, ніж у латуні (близько 15%); 2) б р о н з и — переважно стоп міді та олова в різних пропорціях, але до них додають і інших металів (Zn , Mn та ін.) або неметалів (P , Si); склад бронз дуже змінюється залежно від їх призначення; зміст олова доходить 35%; 3) а л ю м і н і й о в а б р о н з а — стоп з міді та алюмінію (близько 10%); 4) м е л ь х і о р (нейзильбер), аргентан, альпака — стоп із міді (50—70%), цинку (20—48%) та нікелю (12—26%) сріблястий на вигляд; 5) п р и п о і — різноманітного складу, частіше — стоп з олова (2 ч.) та свинцю (1 ч.); 6) а н т и ф р и к ц і й н і с т о п и — для виготовлення тертьових частин машини і, головним чином, вкладнів підшипників. Ці останні стопи щодо складу дуже різноманітні: частіш їх готують із олова, міді та сурми (стибію), або з свинцю, олова та сурми, або комбінують

по кілька металів із таких: Cu, Sn, Pb, Zn, Fe, Sb та фосфору; 7) магнелій — з Mg та Al; 8) силумін — з Al та Si; 9) дуралюміній — з Al, Mg, Cu та Mn; 10) кольчугалюміній — з Cu, Mg, Mn, Ni та Al; 11) різні сталі, в яких обов'язково є залізо, стоплене з деякими іншими металами і неметалами — Cr, Ni, Mo, W, Mn, C, Si та ін; 12) бабіти — з Sn, Sb, Pb, Ca та інших металів; 13) легкоплавкі стопи — Вуда, Розе та ін. (див. у тексті); 14) дорогініні стопи — з Au та Ag, з Au та Pt, з Ag та Cr та ін.

Стопи в сучасній техніці мають дуже велике значення, а тому треба хоч коротко ознайомитись з основами методів дослідження їх.

Природу стопу визначають різними способами, як от: вивчаючи шліфи та протравлені площини під мікроскопом, досліджуючи криві товкості, з допомогою рентгенівських знімків тощо.



Рис. 83.



Рис. 84.

Відділ науки, який проводить мікроскопічні дослідження будови стопів, а також і будови самих металів, зветься металографією.

На око твердий стоп часто здається однорідним; але якщо розглядати його у мікроскоп, то легко бачити, що здебільшого структура стопів неоднорідна. Для прикладу візьмем одну з бронз та мельхіор; на рис. 83 дано мікрофотографію однієї з твердих бронз, на якій видно кристали двох родів, а на рис. 84 в мельхіорі видно світлі місця, які являють собою твердий розчин, найбільш багатий на нікель, і темні місця — розчин, з іншим складом.

Для металографічних досліджень випробовуваний стоп або метал попереду шліфують і полірують; потім одержану блискучу поверхню обробляють різними реактивами (кислотами, розчинами солей тощо) і розглядають крізь особливо збудований мікроскоп у відбитому світлі, а на закінчення найтипівіші місця шліфу фотографують.

Така неоднорідність стопів буде зрозуміла, якщо пригадати (розділ XI), як різняться речовини щодо розчинення та як відбувається тверднення розчинів.

Якщо охолонувати стопи, що являють собою однорідну суміш (наприклад Cu та Ag), то з них, як і з водних розчинів, попереду виділятимуться кристали того металу, якого було взято надвище і який відігравав роль розчинника; випадання цього останнього зокрема відбуватиметься тільки до певної границі, після чого буде вже

тверднути суміш кристалів металу-розчинника та кристалів металу, розчиненого в ньому; ця суміш, яка топиться при найнижчій точці, має загальну назву евтектика (це слово грецьке і означає «легкотопка»), а температура, при якій почне випадати евтектика, зветься евтектичною точкою. Евтектика починає випадати з того моменту, коли розчин стане насиченим, а це станеться тому, що метал-розчинник першим виділяється із стоцу.

Якщо між стопленими металами може утворитись хемічна сполука, то в затверділому стоці між кристалами металів будуть ще й кристали їх хемічної сполуки.

Вказані явища легко вивчати на так званих «кривих топкості». Вивчення кривих топкості має назву термічного аналізу.

Цей аналіз полягає в тому, що випробовуваний стоп розтоплюють; потім стопові дають охолонути, при чому через певні відрізки часу відзначають температури стоцу: спадання температури за рівні відрізки часу буде нерівномірне, бо в певні моменти температура не на довгий час перестав спадати. Це вказує на те, що в той момент, коли перестав спадати температура, відбувається якесь перетворення, наприклад перехід із твердого в рідкий стан. Дані, одержані таким способом, наносять на діаграму — «склад — властивості».

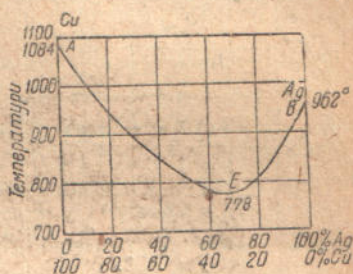


Рис. 85.

Розгляньмо приклад. Розтоплені мідь та срібло добре змішуються одне з одним і хемічної сполуки не утворюють. Попереду визначають температури топлення (вони ж будуть і температурами твердження) міді й срібла кожного окремо; мідь топиться при 1084° , а срібло при 962° . Потім готують стопи, додаючи, наприклад, до розтопленої міді різні кількості срібла: при 10% срібла одержаний стоп топиться при 1020° , а при 20% срібла — при 970° ; якщо додавати далі срібло, то температура топлення стоцу дедалі буде все більше знижуватись.

Якщо одержані точки нанести на систему прямокутних координат, відкладаючи по осі абсцис склад стоцу, а по осі ординат температуру, і помічені точки сполучити лінією, то утвориться крива топкості стоцу (рис. 85).

При твердненні цих стопів спочатку виділятиметься мідь (її є надвишок і вона відіграє роль розчинника); кожна точка на кривій *AE* відповідає температурі топлення стоцу певного складу, при якому розчин срібла в міді перебуває в рівновазі з кристалами металу міді, яка виділяється з розчину.

Якщо тепер взяти розтоплене срібло і до нього додавати різні кількості міді, то утворюватимуться теж стопи, при чому температура топлення їх буде нижча температури топлення срібла (нижча 962°), що й буде показано кривою *BE*; точки на *BE* будуть темпе-

ратурами, при яких металічний розчин міді в сріблі буде в рівновазі з кристалами металу срібла, яке випадає з розчину.

Стоп, який відповідає точці *E*, матиме найнижчу температуру топлення: це й буде евтектична точка, при якій і мідь і срібло будуть одночасно і розчинниками і розчиненими речовинами. При переході через точку *E* взяті метали міняються ролями, цебо якщо додавати до міді (вона спочатку була розчинником, а срібло поступово додавали як розчинявану речовину) дедалі більше срібла, то, починаючи з точки *E*, температура підвищуватиметься і при 100% срібла температура буде дорівнювати 962°, цебо температури топлення срібла.

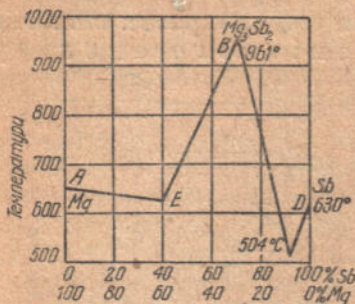


Рис. 86.

утворюють між собою певну хемічну сполуку Mg_3Sb_2 , що має свою температуру топлення 961°.

Якщо додавати до розтопленого магнію дедалі більші кількості сурми і визначати точки топлення одержаних стопів, то ми одержимо криву *AE* (рис. 86); точка *E* буде евтектичною; при цій точці виділятиметься суміш кристалів магнію та кристалів Mg_3Sb_2 ; точка топлення чистої Mg_3Sb_2 961°; на рис. 86 цю точку топлення позначено літерою *B*; ми одержимо її, поставивши перпендикуляр до осі абсцис у тій точці, яка відповідає складові Mg_3Sb_2 (23% Mg + 77% Sb), і відзначивши на ньому температуру (на ординаті) 961°.

Якщо додавати магнію до розтопленої Mg_3Sb_2 , то утворюватимуться розчини магнію в Mg_3Sb_2 , і точки топлення цих стопів лежатимуть на лінії *BE*.

Якщо додавати до розтопленої Mg_3Sb_2 сурму, то утворюватимуться стопи, точки топлення яких лежатимуть на лінії *BC*. Навпаки, якщо до розтопленої сурми (темп. топ. 630°) додавати сполуку Mg_3Sb_2 , то утворяться стопи, точки топлення яких лежатимуть на лінії *CD*, і точка *C* буде евтектичною для пари Mg_3Sb_2 —сурма.

Крива *AEB CD* вказує, що коли стоплювати магній та сурму, то утворюється хемічна сполука Mg_3Sb_2 , якій відповідає максимальна точка цієї кривої.

Що між магнієм та сурмою утворюється тільки одна хемічна сполука, то про це свідчить існування на кривій тільки одного максимуму. Якщо між стопленими металами утворюються дві або більше різного складу хемічних сполук, на кривій топкості виникає й рівне ім число максимумів.

§ 143. **Метали в природі.** Малоенергійні метали, які важко сполучаються з іншими елементами, в природі здебільшого зустрічаються у вільному стані. Таких металів небагато, а саме: золото, платина, почасти срібло та ртуть; метеорити мають у собі вільне залізо, зрідка у вигляді друз кристалів зустрічається й мідь.

Величезна більшість металів у природі увиходить до складу сполук з іншими елементами і найчастіше з киснем (оксиди) та з сіркою (сульфіди металів під назвою колчеданів, блисків, обманок). Ті природні складні речовини, з яких у заводському масштабі виділяють метали, звуться рудами.

Руди звичайно являють собою суміші або самородного металу або його сполуки з будь-якою гірською породою. Гірська порода, яка має в собі відшукуваний метал або його сполуку, звється пустою породою.

Самородні метали відокремлюють від пустої породи механічними способами, наприклад, вимиваючи водою: вода виносить частинки пустої породи, що має меншу питому вагу, а важчі зерна металу (наприклад золото з його пит. в. 19,3) лишатимуться в западинах лотків, на яких вимивають породу.

Якщо з пустої породи хочуть добути весь самородний метал, то тоді руду обробляють таким розчинником, який розчиняє метал і не розчиняє пусту породу; наприклад, золото з кварцового піску можна добути ртуттю, з якою воно утворює стоп — амальгаму; з амальгами золото легко виділити нагріванням. Замість ртуті, для виділення золота користуються також водним розчином натрій-ціаніду [утворюється сполука складу $\text{NaAu}(\text{CN})_2$], а з одержаного розчину золото легко виділити або цинком або дрібним порошком деревного вугілля, яке адсорбує все золото; з одержаного вугільного порошку, стопленого з содою або з бурою, виділяється металічне золото.

§ 147. **Способи добування металів із сполук.** Тут є два основні методи: один широко застосовують переважно для добування легких металів, а другий — для добування важких металів.

Легкі метали в природі звичайно утворюють солі; солі являють собою в розтопленому стані електроліти — провідники електричного струму: при електролізі метал солі, як катіон, відходить до катода, від якого він одержує електрони, що їх йому не вистачає, і виділяється на катоді, утворюючи металічний шар. Цим електролітичним методом користуються, добуваючи такі найбільш відомі метали, як калій, натрій, магній, алюміній та ін. Якщо метал, який виділяють, діє на воду (наприклад K , Na), то їх руди для електролізу беруть сухими; при електролізі ці солі попередно розтоплюють.

З легких металів найбільшого технічного значення набув алюміній, і саме з того часу, коли навчилися добувати його електролітичним способом. Його добувають в електролізері — великому ящику (рис. 87), викладеному зсередини вугільними пластинами, які служать катодом; аноди — теж вугільні — опускають в електролізер зверху. Електролізують алюміній-оксид, розчинений у роз-

топленому кріоліті $\text{AlF}_3 \cdot \text{N}_3\text{aF}$. Суміш розтоплюється від діяння електричного струму в кілька тисяч амперів. Поверх розтопленого електроліту утворюється від вистигання корка, яка не дає виділеному алюмінієві окиснюватись. У ванну весь час при електролізі додають свіжого алюміній-оксиду Al_2O_3 . Він у розтопленому кріоліті дисоціює на катіон Al^{+++} та аніон O^{--} . Алюміній, виділяючись, збирається на дні електролізера, звідки його і випускають через отвір, а кисень з вуглецем анодів утворює вуглець-ІІ-оксид CO . Добування алюмінію цим способом потребує великої витрати електричної енергії і, при тому, енергії найдешевшої; через те її заводи здебільш го будують там, де для добування електричної енергії є дармова енергія падаючої води; наприклад у США — при Ніагарському водоспаді, у нас в СРСР — при Волховбуді, при Дніпробуді.

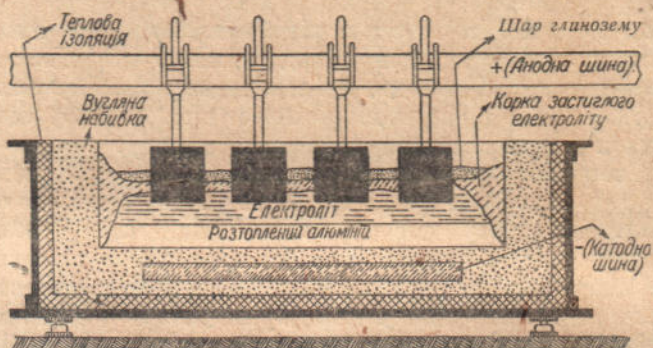
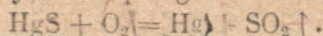


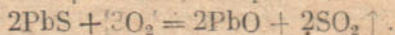
Рис. 87.

Руди важких металів в являють собою, як було вже сказано, головним чином або оксиди, або сульфіди металів. Щоб виділити з цих руд самий метал, треба відняти від руд сполучені з металом кисень або сірку.

Щодо сульфідних руд, то їх найчастіше обпалюють; при чому, бувають випадки, коли метал відразу ж виділяється вільний, наприклад, коли обпалювати ртутну кіновар HgS :



Сірка, як видно з рівняння, згоряє в сульфит-ангідрид, який, як газ, виходить із приладу. Але частіше при обпалі сульфідних руд метал тяж окиснюється в оксид, наприклад:



У таких випадках справа полягає в тому, щоб потім виділити метал із оксиду.

Попереду, ніж виділяти метал з руди, її звичайно збагачують, цебто відокремлюють її від пустої породи. Методи збагачування руди бувають різні. Найголовніші з них два: 1) електроманітний метод — застосовують тоді, коли руда складається з речовин, які притягує й не притягує магніт; подрібнену руду пускають

на магнітний барабан і тут вона розподіляється на два потоки магнітних і немагнітних частинок, де б то чистіша руда відокремлюється від пустої породи; 2) флотацийний метод, заснований на відмінності речовин щодо змочування їх різними рідинами: одні речовини краще змочує вода, а інші — гірше, але ці останні зате краще змочуються іншими рідинами. Наприклад, сульфід металів краще змочує олія, ніж вода. Саме змочування речовин є наслідок адсорбції, тобто властивості речовини втримувати на своїй поверхні молекули іншої речовини.

Техніка флотацийного методу складається з таких операцій:

1) руду подрібнюють на порошок і наспівають у великий чан з водою;

2) у цей же чан потім наливають олії (або будь-якої іншої рідини, яка змочує руду, але не змочує пустої породи);

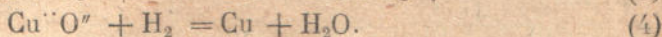
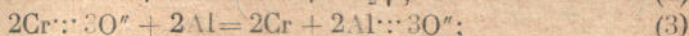
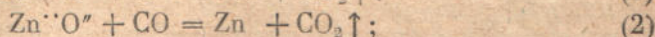
3) через одержану суміш продувають сильний струмінь повітря, яке перемішує суміш; при цьому бульбочки повітря пристають до олії, яка обволікає крупини руди, і підіймаються на поверхню, утворюючи піну;

4) піну з частинками руди збирають, олію відтискують від руди і руду висушують. Збагачену таким способом руду далі відновлюють.

Особливо добре флотуються сульфідні та кисневі руди, самородні метали, графіт та деяке вугілля.

Головні відновники, яких уживають у металургії, є такі: 1) вуглець у вигляді коксу або деревного вугілля, 2) вуглець II-оксид, 3) порошкоподібний алюміній — у так званому термітному способі та 4) водень (наприклад при добуванні вольфраму з вольфраміту WO_3).

Хід відновних реакцій можна зрозуміти з таких рівнянь:



Щоб видалити пусту породу, до руди, змішаної з коксом або вугіллям, додають ще так звані флюси (топників) — речовин, які утворюють з пустою породою легкоплавкі соленодібні сполуки; якщо пуста порода має основний характер, наприклад вапняк, то флюсом служить кислотна речовина — силікат-ангідрид (SiO_2); якщо ж пуста порода сама кисла (силікатна), то як флюс додають основні речовини, наприклад вапно $Ca(OH)_2$ чи вапняк $CaCO_3$, або магнезит $MgCO_3$. Шлакни, які при цьому утворюються (сполуки флюсів з пустою породою), прикривають виділений метал, оберігаючи його від окиснювального діяння повітря.

У розділі про залізо будуть дані подробиці процесу відновлення заліза з кисневих руд діянням вугілля та вуглець II-оксиду.

Останнім часом у металургійну практику виділення та очищення важких металів дедалі більше впроваджують електричну енергію, подібно до того, як це було описано при виділенні алюмінію.

У деяких випадках електричною енергією користуються для добування високої температури, потрібної для виділення металу з руди. Високу температуру одержують, утворюючи вольтові дуги.

Треба зазначити, що при багатьох методах виділення металу з руд їх одержують не чистими, а тому їх потім очищають, або рафінують.

Способи очищення різних металів різні; часто застосовують електролітичний спосіб: за цим способом метал попередньо перетворюють у будьяку сіль, розчинну у воді, і такий розчин електролізуєть, при чому чистий метал виділяється на катоді.

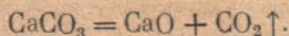
Зрештою, виділення металів із руд при всякому методі полягає в тому, що іони металу прилучають до себе електрони і значить, перетворюються в атоми.

У лабораторіях, коли металу потрібна невелика кількість, частіше добувають його, витискуючи з його солей іншим відповідним металом (див. ряд напруг), наприклад:

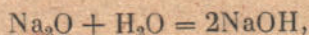


§ 148. Оксиди, гідроксиди й солі металів. Оксиди металів здебільшого можна одержати, сполучаючи безпосередньо метали з киснем; особливо легко сполучаються з киснем такі, наприклад, енергійні метали, як натрій, кальцій: вони окиснюються вже при звичайній температурі. Менш енергійні метали потребують підвищення температури, різного для різних металів; так, магній, якщо його прожарювати, швидко запалюється й утворює MgO ; щоб одержати цинк-оксид (цинкове білило), треба мати цинк у стані пари, і тоді він швидко і легко згоряє, утворюючи ZnO , і т. д.

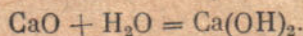
Для більшості металів, щоб одержати оксиди, вдаються до іншого методу, а саме—до прожарювання їх карбонатів, при чому вони розкладаються на оксид металу та вуглекислий газ, наприклад:



Властивості оксидів. Оксиди лужних металів (К, Na та ін.), а в меншій мірі і лужноземельних (Ca, Sr, Ba) розчинні у воді, при чому вони перетворюються в гідроксиди, або інакше—в основи. Наприклад:



або



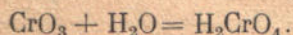
Розчинні у воді основи інакше зветься л у г а м и.

Оксиди інших металів практично у воді нерозчинні.

Більшість металів має по кілька оксидів, які відрізняють, позначаючи в назвах валентність металу римськими цифрами; наприклад, оксиди мангану мають такі назви: MnO — манган II-оксид, Mn_2O_3 — манган III-оксид, MnO_2 — манган IV-оксид і т. д.

Оксиди металів найчастіше з кислотами утворюють солі, цебо мають основний характер і зветься солетворними оксидами, щоб відрізнити їх від оксидів, які відповідних солей не утворюють.

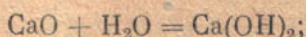
Якщо метал утворює кілька оксидів, то вищі оксиди частіше мають кислотний характер, і тоді з водою утворюють кислоти; наприклад, хромат-ангідрид CrO_3 , сполучаючись з водою, утворює хроматну кислоту H_2CrO_4 :



Оксиди важких металів часто зустрічаються в природі, наприклад оксиди заліза Fe_2O_3 та Fe_3O_4 (залізоIII-оксид та залізоII, III-оксид) або оксид олова SnO_2 (оловоIV-оксид, або станат-ангідрид) та ін.

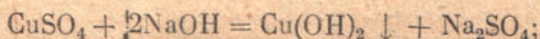
Гідроксиди металів одержують:

1) сполучаючи воду з оксидами металів, наприклад:



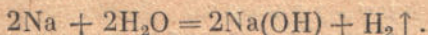
цей метод застосовують при добуванні гідроксидів, розчинних у воді (лужних та лужноземельних металів);

2) діючи їдким натрієм (або калієм) на розчинні у воді солі металів, наприклад:



цей метод застосовують при добуванні гідроксидів, нерозчинних у воді;

3) енергійні метали (K, Na, Ca та ін.) утворюють гідроксиди, безпосередньо діючи на воду при звичайній температурі, наприклад:

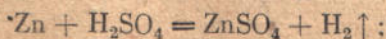


Гідроксиди металів — тверді речовини, що мають різну стійкість: при підвищеній температурі стійкі тільки такі гідроксиди, як NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 . Щодо гідроксидів важких металів, то вони при підвищеній температурі розкладаються на оксид металу та воду; деякі гідроксиди такі нестійкі, що навіть і досі їх не виділено у вільному стані; це — гідроксиди ртуті та ерїбла.

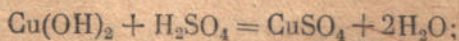
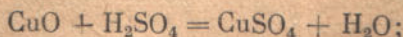
Для розчинних у воді гідроксидів характерним іоном є іон $(\text{OH})^-$.

Число гідроксидів у гідроксидах визначається валентністю металу, наприклад: Na(OH) , Ca(OH)_2 , Al(OH)_3 .

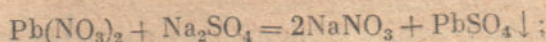
Солі металів одержують (див. розділ VII): 1) діючи кислотами на метали, наприклад:



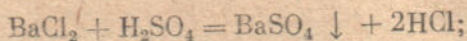
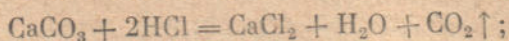
2) діючи кислотами на оксиди або гідроксиди металів, наприклад:



3) обмінним розкладом між солями, наприклад:



4) діючи кислотами (звичайно менш леткими) на солі інших кислот (більш летких), наприклад:



5) галогенні елементи та сірка з багатьма металами сполучаються безпосередньо (наприклад Na та Cl або Fe та S), утворюючи відповідні галогеніди або сульфіди (наприклад NaCl або FeS).

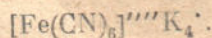
Солі, як відомо (див. розділ VII), поділяються на нормальні, кислі (гідросоли), основні (окси- та гідрокси-солі), подвійні та комплексні.

Комплексні солі, подібно до подвійних, часто утворюються з двох солей, але їх утворення супроводжується глибшою зміною в їх структурі, а саме: в подвійних солях зберігаються ті самі іони, які були і в солях перед їх сполученням в одну сіль. Наприклад: подвійна сіль $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$ має іони K' , Mg'' та Cl' ; в комплексних же солях іони відмінні від іонів солей, які їх утворили, наприклад: KCN має іони K' та $(\text{CN})'$, $\text{Fe}(\text{CN})_2$ — іони Fe'' та $(\text{CN})'$; а комплексна сіль $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, яка в них утворилась, має іони K' та $[\text{Fe}(\text{CN})_6]''''$.

Вернер, як було вже сказано в розділі XIII, розробив так звану координаційну теорію, за якою в молекулі кожної комплексної сполуки один із атомів є центральним, а всі інші атоми розміщені навколо нього сферами або зонами; найближча до центрального атома сфера зветься координаційною сферою. Число атомів, або їх груп, яке може уміститись у координаційній сфері, обмежене, найчастіше воно дорівнює чотирьом або шести. Це число Вернер назвав координаційним числом, або числом координаційних місць першої сфери притягання. Всі ж інші атоми або їх групи, невміщені в першій сфері, розташовуються у другій сфері, більш віддаленій від центрального атома. Атоми, або їх групи, які попали в першу сферу, досить міцно зв'язані з центральним атомом і при дисоціації солі утворюють з ним один комплексний іон, а атоми або їх групи з другої сфери утворюють окремі іони.

Так, узята для прикладу сіль $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ дисоціює на іони: K' та комплексний іон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]''''$.

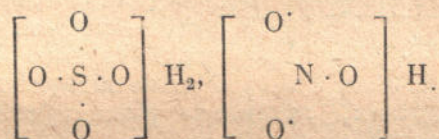
Щоб позначити частини молекули, які попали в координаційну сферу, Вернер запропонував замикати їх укучі з центральним атомом у квадратні дужки, а поза ними ставити частини, уміщені в другій сфері, цебто так:



Щоб пояснити склад комплексних молекул з погляду валентності, Вернер, крім поняття про звичайну валентність, яку він назвав головною валентністю, ввів ще поняття про валентність побічну або додаткову, яку пізніше почали пояснювати як наслідок притягання атомів або їх груп електричним полем, яке утворюється навколо центрального атома в наслідок переміщення його електронів; додаткова валентність, за Вернером, виявляється тільки після виявлення головної валентності. Додаткова валентність діє тільки між частинами молекули, що містяться в координаційній сфері, а тому ці частини не можуть бути окремими іонами; частини молекули, розміщені в другій — зовнішній сфері, завжди сполучені з центральним атомом тільки головною валентністю і утворюють при дисоціації самостійні іони.

Пізніше виникла ідея про принципову однаковість усіх комплексних валентностей у тому розумінні, що тут взагалі діють лише електростатичні сили.

До відділу комплексних сполук деякі дослідники почали відносити і такі сполуки, як кислоти та луги. Наприклад, сульфатній або нітратній кислоті надають такої будови:



§ 149. Метали в періодичній системі. Щоб ясніше зрозуміти і спільні і відмінні властивості металів, треба розглянути їх з погляду їх розміщення в періодичній системі (див. таблицю на стор. 319).

З таблиці видно, що метали переважно зосереджені в I та II групах. Ці метали мають у зовнішньому шарі один (в I групі) та два (в II групі) електрони. Це й будуть найенергійніші метали, особливо такі: K та Na, Ca, Sr та Ba, а почасти і Mg; вони дуже легко втрачають свої валентні електрони, а значить, дуже легко стають до хемічних реакцій¹.

З підвищенням валентності, цебто починаючи з III групи, реакційна здатність металів меншає.

Метали I, II та III груп мають постійну валентність: в I групі вона дорівнює 1, в II групі — 2 і в III групі — 3. Виняток становлять Cu, Au та Hg, які мають змінну валентність.

Починаючи з IV групи, всі метали мають змінну валентність, при чому оксиди, в яких виявляється вища валентність, є кислотні (в межах того самого ряду), а оксиди, в яких валентність металу дорівнює 1, 2 або 3, мають основний характер (а іноді й амфотерний).

¹ Мідь, срібло та золото, які стоять у I групі, являють собою метали, мало схожі на метали калій та натрій: рівниця ця залежить від особливостей структури їх атомів. Докладніше про це див. у розділі XXIII.

Оскільки метали мають здатність віддавати свої електрони, то зрозуміло, що вони найлегше реагують з тими елементами, атоми яких здатні прилучати до себе електрони, тобто з неметалами.

§ 150. Корозія металів. Метали порівняно легко зазнають різних змін, які відомі під загальною назвою корозії (це слово означає роз'їдання).

Усі металічні вироби та споруди безперестанно піддаються корозії, і насамперед від діяння кисню, вуглекислого газу та водяної пари повітря; метали іржавіють — інакше окиснюються; легше від інших іржавіють чорні метали, цебто залізо, чавун, сталь. Особливо легко відбувається іржавіння, коли метал неоднорідний, цебто коли він має будьякі домішки; у вживаних металах завжди є такі домішки. Якщо метали неоднорідні, то легко утворюється гальванічна пара

і виникає гальванічний струм, бо метал звичайно стикається з середовищем, яке проводить електрику, найчастіше з природною водою.

Метал, який стоїть у ряді напруг лівіше, стає анодом, а другий — катодом: анод і підпадає руйнуванню. Велика корозія може відбуватись, якщо метал

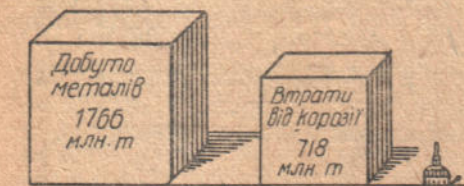


Рис. 88.

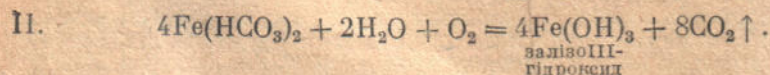
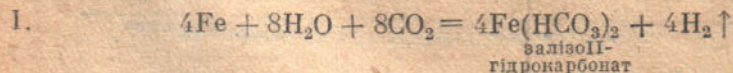
стикається з кислотами, лугами та різними солями (наприклад солями морської води).

З усіх видів корозії іржавіння — окиснення є найчастіше; не іржавіють тільки золото, платина і почасти срібло та ртуть, але ці всі метали дуже дорогі і більш-менш широкого вжитку не можуть мати.

Щоб показати, які величезні збитки має людство від процесу іржавіння, наведемо такі статистичні дані: за 33 роки (1890 по 1923 р.) в усьому світі було добуто 1766 млн. т металу і з них за цей час загинуло від іржі 718 млн. т, тобто мало не 40,6% (рис. 88).

У різних металів іржа буває різна не тільки щодо складу, але й щодо міцності прилипання її до поверхні металу: так, іржа (оксид) цинку, алюмінію та деяких інших металів, утворившись, тонісінькою плівкою міцно прилипає до поверхні металу і тим оберігає внутрішні шари металу від дальшої корозії, а іржа заліза являє собою бурий порошок, який легко спадає з поверхні заліза, огортаючи для корозії і внутрішні шари металу.

Процес іржавіння заліза ще й досі цілком не з'ясований: одні дослідники гадають, що в іржавінні беруть участь вода, кисень та вуглекислий газ повітря і самому процесові надають такої схеми:

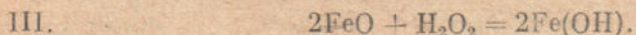
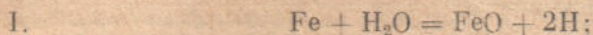


Розміщення найважливіших металів у періодичній системі з їх порядковими номерами (ліворуч), атомними вагами (внизу під символом) та валентністю (праворуч)!

Ряд	I група	II група	III група	IV група	V група	VI група	VII група	VIII група	Періоди
1	1 H I 1,008								I
2	3 Li I 7								II
3	11 Na I 23	12 Mg II 24,3	13 Al III 27						III
4	19 K I 39	20 Ca II 40				24 Cr VI і III 52		26 Fe VI, III, II 56 27 Co III і II 59 28 Ni III і II 58,7	IV
5	29 Cu I і II 63,5	30 Zn II 65,4							
6		38 Sr II 87,6							V
7	48 Ag I 107,9	48 Cd II 112		50 Sn IV і II 119					
8		56 Ba II 137,4							VI
9	79 Au I і III 197	80 Hg I і II 200,6		82 Pb IV і II 207	83 Bi V і III 209	74 W VI 184		78 Pt IV і II 195	
10		88 Ra II 226							VII
Типи оксидів	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂ і RO	R ₃ O ₅ і R ₂ O ₃	RO ₂ і R ₃ O ₅	R ₂ O ₇ , RO ₃ , RO ₂ , R ₂ O ₃ , RO	RO ₄ , RO ₃ , RO ₂ , R ₂ O ₃ і RO	

1 У таблиці вміщені тільки ті метали, які увходять до програми курсу. Атомні ваги здебільшого заокруглені. Валентності вказані лише ті, які металами виявляються в більшості їх сполук.

Другі вважають, що в процесі іржавіння вуглекислий газ не бере участі, і що проміжним продуктом при іржавінні є водень-пероксид:



Треті більшість випадків іржавіння розглядають як електролітичний процес, про який уже було сказано.

Щодо складу іржі, то вона являє собою суміш оксидів заліза, сполучену з різною кількістю води, $x\text{FeO} \cdot y\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot z\text{H}_2\text{O}$.

Кислотність або лужність середовища, підвищена температура, наявність мінеральних солей у воді, яка обмиває предмет, — це умови, які сприяють корозії металу.

Метали від корозії оберігають різними способами, з яких найважливіші такі:

1. Покривання металу олійними фарбами та лаками з попереднім ґрунтуванням; фарби найчастіш застосовують такі: охри—глинясті речовини, забарвлені залізоIII-гідроксидом в коричневий колір, яскравочервоний свинцевий сурик (Pb_3O_4), зелена мідянка (мідьII-ацетат), цинкове білло (ZnO), залізний сурик або мумія (Fe_2O_3). Висохла олійна плівка, яка покриває метал, мусить утворювати однорідну щільну плівку, досить еластичну і цілком непроникну для води та для розчинених у воді солей. Залізи та чавунні поверхні, які піддаються нагріванню (наприклад печей, жарових ґрат), натирають графітом.

2. Покривання швидкоіржавіючих поверхонь металами, які важче окиснюються, наприклад: покривання заліза шаром олова (від чого й утворюється біла жерсть), або, що ще міцніше, покривання заліза цинком («цинковане залізо»). Покривати треба дуже старанно бо якщо в олові чи цинкові, які покривають залізо, буде щілина або десь непокрите місце, то відразу ж утворюється гальванічна пара; залізо стає анодом (а олово — катодом) і швидко (швидше, ніж у нелудженому залізі) руйнується; в оцинкованому залізі анодом стає цинк (а катодом — залізо); цинк і зазнає корозії.

Ду дять, цебто покривають оловом, мідні речі та стони, які мають у собі мідь (наприклад латунні); часто метали покривають нікелем, хромом, а останнім часом кадмієм (кадмування), які важко окиснюються.

3. Покривання металів їх власним оксидом (так зване пасивування металу), діючи на метал водяною паром при високій температурі в присутності повітря або діючи на алюміній, залізо та ін. міцною нітратною кислотою; в цих умовах на поверхні металу утворюється плівка оксиду металу; якщо вона щільно прилягає до металу і міцно тримається на ньому, то тим самим вона й захищає метал від дальшого окиснення.

4. Покривання заліза бетоном та цементом теж запобігає іржавінню заліза.

5. Додавання до іржавіючого металу (особливо до сталі) інших металів, як от хрому, мангану, нікелю, дає можливість добувати неіржавіючу сталь.

Світовим монополістом щодо виробництва неіржавіючої сталі була довгий час фірма Круппа в Німеччині. В СРСР ще в 1924 р. неіржавіючу сталь у невеликих кількостях почав виготовляти Златоустівський завод. У промисловому масштабі виробництво неіржавіючої сталі вперше поставлено на Челябінському заводі. З того часу у виробництві різних марок неіржавіючої сталі на наших заводах досягнуті великі успіхи. Наприклад, потужність Челябінського заводу становить 25 тис. т з дальшим розширенням до 500 тис. т. Неіржавіючу сталь витоцлюють в електричних печах з відходів Челябінського тракторного заводу, ферохрому Челябінського феротопильного заводу та нікелю Уфалейського нікельового заводу.

6. Добре полірування металу теж значно оберігає метал від іржавіння.

В дальших розділах будуть дані докладніші відомості про важливіші метали та їх сполуки — в порядку їх розміщення в періодичній системі.

Практичні заняття

Спроба 141. Добування металів із кисневих сполук. Взяти звичайну деревну вуглину і зробити в ній ямку; в неї покласти трохи свинець II-оксиду PbO. Папальною трубкою вдувати (не сильно) повітря в курне полум'я паливника так, щоб воно дотикалось до свинець II-оксиду, який лежить на вуглині. Полум'я, весь час повинне бути світлим (цебто відновним). Свинець II-оксид розтопиться. Частинки вуглини, що є в такому полум'ї, реагуватимуть з киснем свинець II-оксиду, відіймаючи його, а свинець виділятиметься блискучими металічними кульками. Дати масі охолонути, зняти її з вуглини і відокремити кульки металічного свинцю.

Спроба 142. Змішати з порошком вугілля розтертий мідь II-оксид CuO, суміш усипати в пробірку з пробкою, крізь яку проходить газовідвідна трубка; закріпити пробірку в штативі, а трубку опустити в пробірку з вапняною водою для виявлення вуглекислого газу, який виділятиметься при реакції. Пробірку з сумішшю сильно нагрівати, поки виділяється газ. Після цього прилад розібрати, дати нагрітій пробірці охолонути і тоді висипати її вміст на папір; вугільний порошок, який лишився після реакції, обережно здути і розглянути виділену металічну мідь.

Спроба 143. Алюмінотермія. (Спроба під керівництвом викладача). У велику глиняну миску насипати сухого піску (краще завчасно прожареного); в пісок поставити невеликий тигель з вогнетривкої глини (або зробити ліжку з азбестового картону) і покласти в нього сухого «терміту» (суміш сухого залізо III-оксиду та алюмінійового пилу); поверх такої суміші насипати магнійного порошку і всередину вставити кусок магнійової стрічки. Запалити магнійову стрічку (горящою скінкою і відразу ж відійти вбік. Тепло, що виділяється під час горіння магнію, збудить реакцію між алюмінієм та залізо III-оксидом: під час утворення Al_2O_3 виділяється дуже багато тепла; реакція відбувається бурхливо. Якщо взяти вогкі матеріали, то розжарена

маса може розбризкатись, а тому треба дуже добре попередити висушити і пісок (тигель часто тріскається і маса з нього витікає в пісок) і залізоІІІ-оксид. Замість залізоІІІ-оксиду, для реакції з алюмінієм можна взяти хромІІІ-оксид Cr_2O_3 . Коли тигель після реакції охолоне, то його треба розбити, подробити молотком шлаки і розглянути виділене металічне залізо.

Спроби по добуванню оксидів, гідроксидів та солей див. у розділі VII.

Контрольні запитання

1. Перелічіть відмінні властивості металів.
2. Чи може метал стати неметалом і неметал — металом і, якщо можуть, то в яких випадках?
3. Що таке «ряд напруг»?
4. Які метали звуться «чорними» і «кольоровими», «легкими» і «важкими»? Наведіть приклади.
5. Яке значення мають метали в світовому господарстві взагалі і в народному господарстві СРСР зокрема?
6. Де і які запаси металічних руд є в СРСР?
7. Що таке стоплення та стопи? Для чого готують стопи?
8. Наведіть приклади найважливіших стопів.
9. Якими методами досліджують стопи і що з хемічного погляду вони собою являють?
10. Що таке металографія?
11. Що являють собою криві топкості та термічний аналіз?
12. Що таке евтектика та евтектична точка?
13. В якому стані метали зустрічаються в природі?
14. Як збагачують руди?
15. Вкажіть методи добування вільних як легких, так і важких металів з природної сировини.
16. Вкажіть найголовніші класи сполук металів, методи їх добування та найголовніші властивості.
17. Поясніть суть координаційної теорії Вернера.
18. Що таке корозія металів та яких заходів уживають проти неї?

Додаткова література

1. О с т, Химическая технология.
2. О к н о в, Производство металлов и их основные свойства.
3. И з г а р ы ш е в, Техническая электрохимия.
4. Л е б л а н, Руководство по электрохимии.
5. Б и л л и т е р, Электролиз хлористых солей щелочных металлов.
6. Б а й м а к о в, Электролитическое осаждение металлов.
7. Е в а н г у л о в, Сплавы.
8. К у р б а т о в, Сплавы.
9. К у р н а к о в, Введение в физикохимический анализ.
10. К а с п а р о в, Советские твердые и сверхтвердые сплавы и способы их применения.
11. Л а в р о в, Легкие металлы и их применение в аэротехнике.
12. И з г а р ы ш е в, Болезни металлов.
13. «Естественные производительные силы России», вып. IV. Полезные ископаемые.
14. Ч е ч о т т, Обогащение полезных ископаемых.
15. Ш в а р ц, Химия неорганических комплексных соединений.

ЛУЖНІ МЕТАЛИ

§ 151. Властивості лужних металів та їх поширеність у природі. Шість металів — літій Li, натрій Na, калій K, цезій Cs та віргіній Vi, які звуться лужними металами, бо їх гідроксиди утворюють їдкі луги — найсильніші основи, розчинні у воді, — належать до першої групи періодичної системи.

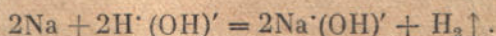
Атоми всіх шести металів мають у зовнішньому шарі тільки один електрон, який рухається витягненим еліпсом і дуже легко відщеплюється. Через таку структуру атомів лужні метали з хемічного погляду дуже подібні між собою, а саме — завжди одновалентні й дуже енергійні в реакціях. В усіх реакціях ці метали втрачають свій валентний електрон; значить, вони самі легко окиснюються, а ті речовини, які з ними реагують, прилучають їх електрони, тобто відновлюються.

Отже, шість лужних металів є найсильнішими відновниками з усіх елементів. Відновна здатність їх більшає в міру збільшення об'єма атома, в міру збільшення порядкового номера; так, найважчий цезій (віргіній ще дуже мало вивчено) є й найенергійнішим із них, а найлегший літій є й найслабшим відновником.

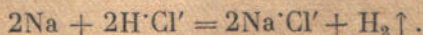
Дуже велику реакційну здатність їх можна бачити на таких реакціях:

1. Лужні метали легко окиснюються киснем повітря навіть при звичайній температурі, а тому їх можна зберігати або в запаяних посудинах, або під шаром нейтральної рідини, з якою ці метали не реагують, наприклад під гасом.

2. Вони розкладають воду (окиснюються іоном водню води $\text{H}\cdot\text{OH}'$) при звичайній температурі, віддаючи іонові водню свій електрон, від чого водень стає атомом, а атоми, утворюючи молекулу, виділяються у вільному стані, наприклад:



3. Всі вони так само поведуться з іонами $\text{H}\cdot$ кислот, де́то з кислот витискують водень або, інакше, окиснюються іоном $\text{H}\cdot$ кислот, наприклад:



4. З солей вони витискують усі інші метали (окиснюються ними).

Всі ці реакції відбуваються дуже бурхливо, з великим виділенням тепла; сполуки, які вони утворюють, дуже тривкі. В природі ці метали у вільному стані не зустрічаються.

З усіх лужних металів найбільше значення мають натрій та калій, а тому далі про них тільки й будуть подані докладніші відомості.

Натрій та калій у природі зустрічаються у формі силікатів (польових шпатів, наприклад: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), галогенідів (натрій — у формі NaCl , калій — у формі сильвіну KCl), сульфатів (наприклад $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль), нітратів (NaNO_3 , KNO_3), карбонатів (наприклад Na_2CO_3) та ін.

Солі калію та натрію добре розчиняються у воді: просочуючись крізь ґрунт і попадаючи в джерела, струмки та ріки, солі натрію попадають у моря, тоді як солі калію затримує ґрунт (адсорбують колоїди ґрунту), а з нього їх споживають рослини. Через те в морській воді натрійних солей мало не в 30 разів більше, ніж калійних солей.

Морська вода містить у собі близько 3% солей. З них у середньому на NaCl припадає 78%, а на KCl тільки 2%; крім того, вона має в собі ще MgCl_2 9%, MgSO_4 6,5% та CaSO_4 4%. Після висихання морів ці всі й інші солі утворюють поклади.

Зола рослин має в собі калій-карбонат (поташ), який звідси (багато його, наприклад, є в попелі соняшників) і одержують вилуговуванням.

§ 152. Добування натрію та калію. Добувають метали натрій та калій, електролізуючи розтоплені натрій- та калій-хлорид (див. розділ XVI), а ще краще, — електролізуючи їх гідроксиди (NaOH та KOH).

Вільні натрій та калій — срібlistі, м'які як віск, легші води, хемічно, як сказано, дуже енергійні метали; вони легко сполучаються з неметалами, з води та кислот витискують водень при звичайній температурі. До реакцій вони стають завжди тільки як метали: навіть у сполуках з воднем (Na^+H^- , K^+H^-) вони електропозитивні¹.

У практиці (через швидку мінливість у вільному стані) їх уживають рідко, переважно при наукових дослідах як сильних відновників та для добування деяких сполук натрію, наприклад натрій-ціаніду NaCN .

§ 153. Найважливіші сполуки натрію й калію. Сполуки натрію й калію, які мають найбільше застосування, є такі:

І дкий натрій (інакше каустична сода або каустик NaOH). Його добувають, електролізуючи водний розчин натрій-хлориду. Реакція утворення NaOH відбувається двома стадіями.

1) З Na^+Cl^- при електролізі натрій виділяється на катоді, а хлор виходить із посудини з анода.

¹ У цих сполуках електронна оболонка водню стає ніби подібною до гелійової, бо навколо водневого ядра є два електрони, як в атомі гелію. Цю іон водню в цих сполуках електропозитивний, це можна довести електролізом амоніакового їх розчину; водень при цьому електролізі виділяється на аноді, а значить, він заряджений негативно.

2) Атом натрію на катоді, зустрічаючи воду, витискує з неї водень, який і виділяється, а разом з тим утворюється NaOH. Розчин ідкого натрію, який при цьому одержують, випаровують і дістають твердий білий ідкий натрій.

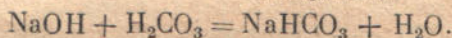
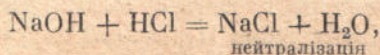
Так само з водного розчину KCl можна одержати й ідкий калій КОН.

Ідкий натрій можна одержати ще такою реакцією: подіяти на розчин соди (Na_2CO_3) гашеним вапном; реакція відбудеться за таким рівнянням:



При цій реакції CaCO_3 , як нерозчинний у воді, випадає осадом, а NaOH буде в розчині. Зливши розчин з осаду та випаривши воду з розчину, одержують твердий ідкий натрій.

Сухі NaOH та КОН нейтральні — вони не діють на лакмус, у присутності ж вологи або у водних розчинах дуже лужні, легко дисоціюють (в 0,1 N близько 84%) з виділенням іона (OH) і тому мають назву ідких лугів. Як дуже основний, ідкий натрій (а також і КОН) надзвичайно легко утворює солі з усіма кислотами — навіть з дуже слабкими, як карбонатна кислота, наприклад:



Ідкий натрій, як дешевий від ідкого калію, має дуже широке застосування: жири, сало він розкладає, утворюючи з кислотами жиру солі — мило, а тому його й використовують для варіння мила. При біленні тканин ним користуються, щоб очищати їх від жирів; ним же очищають від кислот гас та мастильні масла. Багато ідкого натрію йде на вироблення паперу з дерева, а також на фабрикацію штучного шовку (віскозу); з нього ж, як сказано, добувають металічний натрій. В лабораторіях NaOH уживають дуже багато для виготовлення гідроксидів, різних органічних речовин (наприклад алізарину, індиго та ін.). В попередніх розділах було зазначено, що NaOH або КОН користуються, готуючи: розчинне скло (Na_2SiO_3), жавель (KClO), бертолетову сіль (KClO_3). Ідкий натрій NaOH (та КОН) дуже роз'їдає шкіру, діючи на її білок.

Взагалі за масштабом споживання ідкий натрій займає серед хемічних препаратів третє місце. Споживання NaOH в 1929 р. в СРСР становило близько 70 тис. т, з яких трохи не половина припадала на текстильну і жирову промисловість; тепер виготовлення NaOH перевищує 200 000 т.

Про найважливіші солі натрію і калію вже згадувалось у попередніх розділах, а тому тут про них скажемо стисло.

Натрій-хлорид NaCl, інакше кухонна сіль, кам'яна сіль (бузун), зустрічається в природі у величезних кількостях: у морській воді, у воді соляних озер (в СРСР Баскунчакське та Ельтонське, в Криму затока Сиваш та ін.), утворює поклади кам'яної солі (наприклад, в Слезькій заощіті), в Казахстані та ін.

Добувають її або випаровуючи соляну розпу, або розробляючи поклади. Самоосадна сіль випадає під час природного випаровування соляних басейнів від нагрівання сонячним промінням.

Щорічний видобуток солі в СРСР—вже перевищує 2 млн. т, а всього кухонної солі добувають на земній кулі близько 20 млн. т.

Кухонну сіль у величезній кількості споживають як харчовий продукт, а також багато її використовують для всілякого соління (риби, м'яса, городини); великої кількості солі потребує і заводська промисловість (для добування хлоридної кислоти, ідкого натрію, жавелю, глауберової солі, соди та ін.).

Дуже багато кухонної солі добувають у США та в Німеччині (з Стассфуртських покладів, поблизу Магдебурга), в Галичині та ін.

Властивості кухонної солі загальновідомі.

Калій-хлорид KCl у природі становить мінерал сильвін (KCl), увіходить до складу сильвініту ($KCl + NaCl$), каїніту ($KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$), карналіту ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$).

В дореволюційний час калійні солі майже виключно постачала Німеччина з своїх величезних покладів (в Стассфурті) і тільки почасті Франція. В післяреволюційний час в СРСР, коли так широко були розгорнуті геологорозвідкові дослідження, було відкрито потужне родовище калійних солей (карналіту та сильвініту) в районі Солікамська (в Пермській окрузі); ймовірна площа їх простягається на 2000 км². Калійні шари лежать на невеликій глибині—близько 200 м—і досягають 120 м товщини (в Стассфурті вони лежать на глибині 400 м і їх товщина дорівнює 40 м).

Солікамське родовище має в собі карналіту близько 73—75%, а сильвініту—25—27%.

У листопаді 1930 р. Солікамські копальні дали перші ешелони калійних солей. За 1932 р. було добуто близько 800 тис. т. калійних добрив, тепер видобуток цей дуже зріс.

Калійні солі, як уже згадувалось, є неодмінний поживний матеріал для рослин; внесення в ґрунт калійних солей дуже допомагає підвищенню врожайності.

Відкриття солікамських родовищ калійних солей відіграло з цього погляду серйозну роль і, одночасно, звільнило нашу країну щодо калійних добрив від чужоземної залежності. Калійні солі підуть на переробку і в хемічну промисловість.

Треба додати, що в солікамських покладах калійних солей є й солі, які містять у собі бром та йод, а також і інші цінні речовини.

Про інші галогеновмісні натрійні та калійні солі (броміди, йодиди, гіпохлорити, хлорати) було сказано при відповідних кислотах (див. розділ IX).

Натрій-сульфат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (інакше—глауберова сіль) зустрічається в різних джерелах, утворюючи твердий мінерал тенардит; дуже багато його є в СРСР в Карабугазькій затоці Каспійського моря (за приблизним обчисленням її тут є близько 576 млрд. кг).

Рівень води в затоці нижчий від рівня води в Каспійському морі, а тому вода з нього завжди тече в затоку. Різницю в рівнях води

підтримують сухі східні вітри, які віють над затокою, допомагаючи сильному випаровуванню води в ній; дощів, які могли б поповнити убуток води, що випарувалась, у цій місцевості майже не буває. Тому що з Каспійського моря в затоку вливається вода, яка містить у собі солі, а з затоки випаровується тільки чиста вода, то вміст солей у ній з року на рік зростає, і зростає настільки, що при низьких температурах розчин глауберовою сіллю (вона при низьких температурах мало розчинна у воді — при 0° в 100 ч. води розчиняється тільки 5 ч. Na_2SO_4) стає насиченим, після чого сіль уже випадає на дно затоки; під час бур частину такої солі хвилі викидають на берег мільйонами тонн. За теплої години (весною та влітку) хвилі знов змивають і розчиняють викинену на берег сіль.

Глауберову сіль застосовують у техніці для виготовлення скла (див. розділ XIV) і для добування соди (див. далі). В медицині її вживають як проносне.

Селітри: натрій-нітрат (NaNO_3) та калій-нітрат (KNO_3). Натрій-нітрат (інакше — чилійська селітра) є в Чілі та Перу (Америка), де він утворює величезні поклади; його вживають як неодмінне азотовмісне добриво, а також для добування нітратної кислоти (див. розділ XIII).

Калій-нітрат KNO_3 зустрічається в природі рідше, хоч у невеликих кількостях є в усіх родючих ґрунтах; утворюється через окиснення органічних речовин, які мають у собі азот, під впливом особливих мікроорганізмів.

Калійна селітра (як і натрійна) при нагріванні легко виділяє частину кисню, а тому її використовують для окиснення; вона ж іде й на виготовлення чорного (мисливського) пороху.

Натрійна селітра на виготовлення пороху невідатна, бо вона дуже гігроскопічна. Вона є цінним добривом.

Карбонати: натрій-карбонат Na_2CO_3 , який зветься содою, та калій-карбонат K_2CO_3 , який зветься поташем.

Сода має дуже велике промислове значення, а тому її розглянемо трохи докладніше.

Сода є в природі; її знайдено в Мексиці, поблизу Каліфорнійської затоки, в Єгипті та в деяких місцевостях Азії. За післяреволюційний час соду відкрито у великій кількості в Сибіру в Чітинській окрузі — у групі озер головно Славгородської округи.

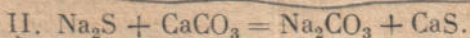
У першому п'ятирічному плані було намічено добути соди з самого тільки Михайлівського озера до 60 тис. т, а запаси цього озера дають можливість довести видобуток чистої безводної соди до 225 тис. т. Досі природної соди далеко не вистачало, щоб задовольнити величезну потребу в ній, а тому її добували й добувають штучно.

Давній спосіб добування соди був розроблений 1806 р. французьким інженером Лебланом; через те цей спосіб і зветься лебланівським. Він складається з таких стадій:

1. Діючи сульфатною кислотою на кухонну сіль, одержують натрій-сульфат:



Натрій-сульфат стовплюють з вугіллям та вапняком (CaCO_3), при чому відбуваються такі дві реакції:

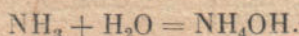


З одержаної суміші Na_2CO_3 та CaS соду вимивають водою (CaS у воді практично нерозчинний); одержаний розчин соди випаровують і виділену соду $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ прожарюють, при чому утворюється безводна або кальцинова сода Na_2CO_3 .

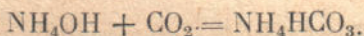
В СРСР, як було вже вказано, сульфат є готовий в Карабугазькій затоці; тому, готуючи соду за Лебланом, першу реакцію (добування Na_2SO_4) можна не проводити і тим здешевити виробництво.

Новий спосіб добування соди запропонував у 1863 р. бельгійський інженер Сольвей. Метод Сольвея складається з чотирьох стадій:

1. Розчин кухонної солі насичують газоподібним амоніаком, який з водою утворює амоній-гідроксид:



2. В одержаний розчин пропускають вуглекислий газ, який з NH_4OH утворює амоній-гідрокарбонат NH_4HCO_3 :

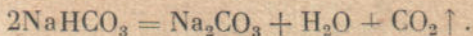


3. Амоній-гідрокарбонат реагує з NaCl , при чому утворюється натрій-гідрокарбонат (NaHCO_3):

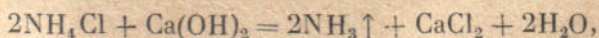


Ця реакція йде в сторону утворення NaHCO_3 , бо він при 30° далеко менше розчинний у воді, ніж інші речовини, які беруть участь у реакції.

4. NaHCO_3 , якщо його прожарювати, перетворюється в Na_2CO_3 :



Побічні продукти у цьому процесі NH_4Cl та CO_2 знову можна використовувати: NH_4Cl , якщо на нього діяти гашеним вапном [$\text{Ca}(\text{OH})_2$], утворює амоніак:



який знову вводять у процес.

Потрібний для методу Сольвея CO_2 одержують, обпалюючи вапняк CaCO_3 , при чому тут побічним продуктом є CaO , а цей, змішаний з водою, утворює $\text{Ca}(\text{OH})_2$; його й використовують для добування знову NH_3 з NH_4Cl .

Метод Сольвея поступово витискує метод Леблана.

Останнім часом у практику впроваджують електролітичний метод, який полягає ось у чому: при електролізі водного розчину натрій-хлориду, як було вже вказано, одержують водний розчин

покладів солі (на Уралі — Березниківський, у Донбасі — Донецький та Слов'янський¹).

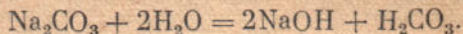
Виробництву соди за Лебланом сприяє наявність величезної кількості природної глауберової солі в Карабугазькій затоці. У 1932 р. в СРСР було вироблено близько 500 тис. т; на 1937 р. заплановано виробити соди майже в 5 разів більше проти цієї кількості, а саме 2400 тис. т. При цьому збільшенні була взята до уваги і готова сода, яку добудуть з сибірських озер.

Калій-карбонат або поташ K_2CO_3 добувають із золи соняшничиння, а також із золи осики, в'яза, тополі або верби, вилугувуючи його водою. Поташ можна одержати способом, подібним до лебланового способу добування соди (але не до способу Сольвея), виходячи з калій-хлориду KCl . Легко можна одержати K_2CO_3 , діючи CO_2 на KOH .

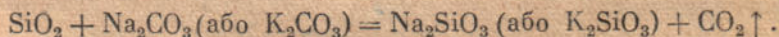
Щодо властивостей, то поташ відрізняється від соди головню тим, що він дуже гігроскопічний: на повітрі він розпливається.

Поташ уживають для виготовлення божемського кришталю, хемічно найстійкішого та найбільш туготопкого скла, рідкого мила, ідкого калію, а також для прання білизни і т. д.

Розчиняючись у воді, Na_2CO_3 та K_2CO_3 частково гідролізуються за рівнянням:



Якщо стоплювати соду або поташ з піском, то утворюються силікати:



Натрій-силікат та калій-силікат звуться розчинним склом. Ним просочують дерево та тканини, щоб захистити їх від горіння: затримуючись у пораз тканин, вони не передають тепла, потрібного для підтримання горіння. Рідке скло, перемішане з вапном, магнізією або цинк-оксидом, є дуже доброю замазкою.

Всі ці солі добре розчиняються у воді і в розчинах сильно дисоційовані. Якщо внести натрій або його солі в безбарвне полум'я, то воно забарвлюється в жовтий колір; калій та його сполуки забарвлюють полум'я у фіолетовий колір. За цими ознаками легко відрізнити натрійні сполуки від калійних.

Літій — найлегший з лужних металів. У структурі атомів літію є важлива відміна від структури атомів інших металів цієї групи; відміна ця є в тому, що атом літію під зовнішнім шаром, який містить у собі один електрон, має шар із двох електронів; тим часом, аналогі літію під зовнішнім шаром мають шар з восьми електронів. Атомний об'єм літію найменший у цій групі, тому атоми літію більш компактні, ніж атоми

¹ У зв'язку з сольвеевським содовим процесом останнім часом розроблено метод добування мішаного калійного добрива, що випущене в продаж під назвою «потазот»; його готують, вводячи в сольвеевський цикл, замість кухонної солі, мінерал сильвініт, який складається з суміші калій-хлориду з натрій-хлоридом. У фільтраті, після виділення натрій-гідрокарбонату, утворюється суміш амоній-хлориду з калій-хлоридом: це й є «потазот».

інших лужних металів. У зв'язку з цими особливостями літій трохи відрізняється від елементів I групи своїми властивостями: сам літій менш активний, ніж інші лужні метали, лужність LiOH — найменша, літій-карбонат (Li_2CO_3) та літій-фосфат (Li_3PO_4) мало розчинні у воді.

Наприкінці розглянемо наведену нижче порівняльну таблицю властивостей металів I групи.

Метали	Li	Na	K	Rb	Cs
Порядковий номер	3	11	19	37	55
Числа електронів в шарах	Я.2.1	Я.2.8.1	Я.2.8.8.1	Я.2.8.18.8.1	Я.2.8.18.18.8.1
Атомна вага	6,94	23	39,1	85,5	132,8
Питома вага	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Температура топлення	179°	97,9°	63,5°	39,0°	28,5°
Температура кипіння	1609°	878°	760°	696°	670°
Здатність окиснюва- тись			з р о с т а є		
Сила основи (ROH)			з р о с т а є		
Атомні об'єми	13,1	23,7	45,4	55,8	71,0

Наведена таблиця показує, що, при дуже великій подібності метали першої групи, одночасно, мають і відмінні: в міру збільшення порядкового номера питомі ваги, як правило, зростають, а температури топлення та кипіння знижуються. Здатність окиснюватись (інакше — втрачати електрон) у міру збільшення порядкового номера зростає; в тому напрямі зростає й сила основ, тобто ступінь їх дисоціації; всі ці зміни йдуть паралельно збільшенню числа шарів електронів, що оточують ядро, і збільшенню об'єму атомів.

На сполуки металів I групи дуже схожі сполуки амонію (див. розділ XIII)¹.

Наприкінці до опису металів I групи треба додати, що тільки натрій, за дослідями Астона, є чистий (однорідний) елемент; всі інші метали мішані, кожний є сумішшю двох ізотопів з атомними вагами: Li — 6 та 7, K — 39 та 41, Rb — 85 та 87, а Cs — навіть із трьох ізотопів—132, 133 та 134. Калій і рубідій радіоактивні: вони випромінюють β -промені, при чому активність препаратів цих металів згодом не змінюється, а значить, радіоактивування належить їм, а не будьяким домішкам.

В 1930 р. було відкрито (Аллісоном) елемент першої групи під № 85 у мінералі самарскіті, в якому його було знайдено в кількості 1 : 2 000 000. Цей метал названо в і р г і н і є м Vi. Як і треба було сподіватись, віргіній є елемент, який сильно окиснюється. Його ще вєдосить вивчено.

¹ З педагогічних міркувань інші метали I групи — мідь, срібло та золото — будуть описані в кінці розділу про метали.

Практичні заняття

На металі натрії треба ознайомитись з найважливішими властивостями всіх лужних металів.

Спроба 144. Обережно пінцетом виїняти грудочку натрію з гасу, в якому його зберігають, витерти її фільтрувальним папером і, розрізавши ножем, звернути увагу на поверхню свіжого розрізу і порівняти її з поверхнею лежального натрію. Пояснити, від чого свіжий зріз стає темним під час зберігання.

Спроба 145. Відрізати невеличку (меншу за горошину) грудочку натрію і кинути її (брати пінцетом, а не руками — чому?) у фарфорову чашку з 15—20 см³ води. Спостерігати те, що відбувається. Під грудочку натрію, яка рухається на воді, обережно підкласти аркушик фільтрувального паперу: з'явиться полум'я, якого раніш не було. Пояснити, від чого це. Зверніть увагу на колір полум'я. Написати рівняння між натрієм та водою і розглянути його з електронного погляду. Спробувати на якихнебудь натрійних солях, як вони забарлюють полум'я пальника.

Спроба 146. Добування ідкого натрію. Відважити 10 г соди і розчинити їх в 100 см³ води; до одержаного розчину додати подвійну проти теорії (розрахувати) кількість гашеного вапна (у продажу вапно нечисте, а тому його треба брати більше, ніж слід за теорією) і одержану суміш кип'ятити хвилин з 10, перемішуючи скляною паличкою. Після цього спробувати, чи закінчилась реакція. Для такого випробування суміші треба дати трохи устоятись, злити 5—10 см³ прозорого розчину в пробірку і додати сюди трохи хлоридної кислоти. Якщо в розчині є ще сода, що не прореагувала, то станеться шипіння внаслідок виділення CO₂. Напишіть рівняння реакції. В такому випадку треба суміш кип'ятити далі, аж поки взята сода цілком прореагує. Коли реакція закінчиться, то суміші треба дати устоятись і прозорий розчин обережно злити (декантувати) у фарфорову чашку і випарити насухо; при випарюванні, коли води вже буде мало, треба зменшити полум'я пальника і весь час розмішувати скляною паличкою бо інакше ідкий натрій буде розбризкуватись і може опекти.

Спроба 147. Одержаний ідкий натрій розчинити в 30—40 см³ води і з окремими пробами проробити такі реакції: а) випробувати відношення цього розчину до лакмусу та до фенолфталеїну; б) налити в три пробірки розчинів MgCl₂, CuSO₄ та FeCl₃ і подіяти на них розчином NaOH. Написати реакцію утворення одержаних гідроксидів.

Спроба 148. Добування чистого NaCl. Скласти прилад для добування водень-хлориду. Налити в пробірку насиченого розчину натрій-хлориду і пропустити в нього HCl, поки з'являться кристали. Пояснити з погляду іонної рівноваги, від чого випадає осад NaCl. Внести на скляній паличці (краще на платиновій дротині) в полум'я пальника кристалик NaCl і розглянути колір полум'я.

Спроба 149. Подіяти розчином соди (в пробірках) на розчин CaCl₂, CuSO₄ та пояснити, написавши реакції, які відбулись.

Спроба 150. Спробувати, як забарвлять безбарвне полум'я пальника калійні солі.

Контрольні запитання

1. Охарактеризуйте лужні метали; відзначте, що вони мають (у структурі атомів та у властивостях) спільне і що відмінне.

2. Чому лужні метали, їх оксиди та гідроксиди не зустрічаються в природі у вільному стані?

3. Пригадайте «ряд напруг» і вкажіть, яке місце в ньому займають лужні метали.

4. Яка різниця буде в наслідок реакцій: якщо в одному випадку пропустити струм у сухі солі NaCl та KCl, а в другому — той самий струм пропустити в їх водні розчини?

5. Що може утворитись, коли діяти хлором на розчин їдкого натрію?
6. Де вживають їдкий натрій?
7. Для чого потрібні солі NaCl та KCl ?
8. Які сполуки звуться селітрами та які їх властивості?
9. Що таке жавель та бертолетова сіль? Яке їх застосування?
10. Що таке глауберова сіль та до чого її застосовують?
11. Як добувають соду (напишіть реакції) та для чого її вживають?
12. Що таке поташ?
13. Що звуть розчинним склом?
14. Які відмінні властивості мають натрійні та калійні солі?
15. В який колір забарвлюють полум'я натрій та калій?

Додаткова література

1. Карабугаз и его промышленное значение.
 2. Ильинский, Соль («Нерудные ископаемые», т. III).
 3. Николаев и Чирвинский, Селитра (там же).
 4. Философов и Унковская, Глауберова соль (там же).
- т. I).
5. Лукьянов, Производство соды.
 6. Сасс-Тисовский, Производство соды.
 7. Хлопин, Литий, рубидий и цезий («Нерудные ископаемые», т. II).
 8. Сингаловский, Соли редких и цветных металлов.
 9. Янковский, Производство поташа в СССР.
 10. Николаев, Соляные проблемы в СССР, 1931. (Изд. Акад. Наук).

РОЗДІЛ XVIII

ДРУГА ГРУПА

До другої групи періодичної системи належать такі метали: берилій Be, кальцій Ca, стронцій Sr, барій Ba та радій Ra, об'єднані в одну вершу підгрупу під назвою лужноземельних металів; другу підгрупу другої групи становлять метали магнійової підгрупи, до якої належать: магній Mg, цинк Zn, кадмій Cd та ртуть Hg.

Атоми цих усіх металів у зовнішньому шарі мають по два електрони, а тому і максимальна позитивна їх валентність дорівнює двом. Ця спільна властивість — дво-валентність — і є те, що об'єднує ці метали в одну другу групу. Ці метали в усіх своїх сполуках дво-валентні, крім ртуті, що має ще сполуки, в яких вона тільки одновалентна.

Загальна формула оксидів цих дво-валентних металів RO та гідроксидів $R(OH)_2$; вони мають ще й так звані пероксиди типу RO_2 .

Тому що між вищезгаданими двома підгрупами є досить істотні відмінні, то ми і розглянемо кожну підгрупу окремо.

ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ

§ 154. Загальна характеристика. Лужноземельними ці метали названо тому, що вони стоять між лужними металами першої групи, з якими мають деякі спільні властивості, і між земельними металами третьої групи. З п'яти перелічених вище лужноземельних металів у практиці найбільше значення мають сполуки металу кальцію, а тому далі їх і буде розглянуто докладніше.

Як показує сама назва, *лужноземельні метали своїми властивостями близькі до лужних металів*. Вони так само, як і лужні метали, мають невеликі питомі ваги; їх два зовнішні валентні електрони порівняно легко відриваються від атомів, і тому ці метали легко окиснюються, розкладають воду, витискуючи (відновлюючи) водень при звичайній температурі, з кислот витискують водень; з неметалами сполучаються легко, виділяючи багато тепла, а значить, і вони, як і лужні метали, є *відновниками*.

Оксиди їх можна одержати, безпосередньо сполучаючи їх з киснем (на практиці їх звичайно одержують із солей), а гідроксиди — безпосередньо сполучаючи оксиди з водою [виняток становить $Be(OH)_2$]; гідроксиди [за винятком $Be(OH)_2$] розчинні в воді і виявляють основний характер, при чому і тут, як і в першій

групі, і розчинність і сила основності їх більшають у міру збільшення порядкового номера.

Отже, взагалі лужноземельні метали схожі на лужні метали, тільки енергією реагування все таки поступаються перед ними.

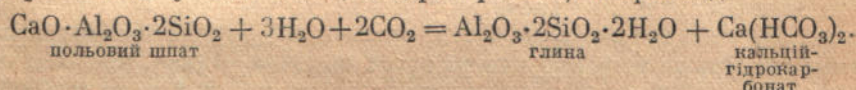
Солі лужноземельних металів досить різко відрізняються від солей лужних металів розчинністю у воді: більшість солей лужних металів розчинні у воді, тоді як карбонати, силікати, фосфати та сульфати лужноземельних металів практично у воді нерозчинні; особливо це стосується до найважчих із них — стронцію, барію та радію.

В природі ці метали у вільному стані не зустрічаються; в природі поширені їх солі — карбонати, сульфати, силікати, фосфати.

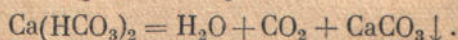
Лужноземельні метали одержують, як і інші легкі метали, електролітичним методом, електролізуючи їх хлориди та фториди.

Всі вони мають металічний вигляд з сталним блиском. Їх фізичні властивості змінюються в тому самому напрямі, як і в першій групі, цебто в міру збільшення порядкового номера зростають і питома вага і атомні об'єми (див. далі таблицю).

§ 155. Сполуки кальцію. Сполуки кальцію в природі дуже поширені: в масивних гірських породах кальцій увиходить до складу силікату — польового шпату, який від діяння води та вуглекислого газу поступово руйнується (вивітрюється) і утворює глину та розчинний у воді кальцій-гідрокарбонат, наприклад:



Кальцій-гідрокарбонат при певних умовах переходить у нерозчинний у воді кальцій-карбонат за рівнянням:



Сполуки кальцію, які мають склад CaCO_3 , поширені в природі і відомі під назвами: вапняки, мрамур та крейда; цю останню утворюють дрібнісінькі черепашки морських тварин. Кальцій-карбонат увиходить до складу таких мінералів, як ісландський шпат, арагоніт, кальцит. У сполуці з магній-карбонатом (MgCO_3) кальцій-карбонат утворює породу доломіт ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$). Кальцій-гідрокарбонат, як розчинний у воді, попадає разом з водою в організми рослин та тварин, де з нього витворюються тверді частини; зокрема, в тваринних організмах при участі цієї солі формується кальцій-фосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, який становить основну масу кісток. З CaCO_3 слизняки будують свої черепашки; з нього також формується корали; шкаралупа іташних яєць теж являє собою кальцій-карбонат.

Природний гіпс — кальцій-сульфат ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), мінерал ангідрит — безводний кальцій-сульфат (CaSO_4).

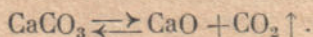
Крім того, в природі зустрічаються ще мінерали: фосфорити та апатити, які складаються переважно з кальцій-фосфату [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$], а апатити — також з плавневого шпату (CaF_2). Кров

варин має в собі іон Ca^{++} , який відіграє тут дуже важливу роль.

Сам метал кальцій ще не знайшов собі застосування; щодо його сполук, то їх дуже широко використовують і, насамперед, у будівництві.

На першому місці з цього погляду стоять кальцій-оксид CaO , який зветься негашеним вапном, або кипілкою, та кальцій-гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$, який зветься гашеним вапном, або пушонкою.

Кальцій-оксид добувають штучно, обпалюючи вапняки (CaCO_3) у спеціальних печах (див. розділ XIV), при чому процес іде за рівнянням:

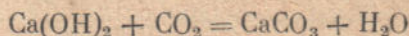


Одержане негашене вапно має вигляд білих пористих грудок, які топляться при 2572° ; через таку вогнетривкість воно придатне на будівання печей для топлення важкотопких металів.

У будівництві кальцій-оксид (негашене вапно) важливий як спривинний матеріал, з якого виготовляють кальцій-гідроксид — гашене вапно: пористі грудки негашеного вапна жадібно сполучаються з водою («гасяться») при звичайній температурі, дуже збільшуючись в об'ємі (мало не в $3\frac{1}{2}$ рази) і розсипаються на дрібний порошок; при цьому виділяється багато тепла (температура доходить 300°), від чого частина доданої води перетворюється в пару, яка й розпушує грудки на дрібний порошок (утворюється вапно «пушонка»). Якщо води взяти більше, ніж треба на гашення, то утворене гашене вапно має вигляд пластичної маси і тоді зветься «вапняним тістом»; якщо взяти ще більше води, то утворюється молочна рідина, яка зветься «вапняним молоком»; і нарешті, якщо взяти вапно й воду у відношенні 1 : 800, то утвориться цілком прозорий розчин, який зветься «вапняною водою».

Найчистіше вапно зветься жирним; якщо вапно має в собі багато глинястих (від $\frac{1}{10}$ до $\frac{3}{10}$ вагою) та піщаних домішок, то воно зветься пісним; гаситься воно гірше від жирного і утворює менш в'язке тісто.

Гашене вапно, являючи собою основу, при зберіганні його на повітрі легко реагує з вуглекислим газом повітря:



і починає тверднути.

Гашене вапно, використовуване як повітряний цемент для мурування цегляних будівель, звичайно змішують з водою та піском; твердне поступово, бо випаровується вода і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ перетворюється в CaCO_3 , а також переходить з аморфного стану в кристалічний. Чисте (без піску) гашене вапно твердне дуже швидко і при цьому поверхня вапняного тіста швидко зсихається й розтріскується; додаючи піску, запобігають цьому небажаному явищу. Вуглекислий газ проходить углиб вапняного тіста повільніше, ніж воно висихає, а тому й внутрішні шари тверднуть повільніше; якщо вапняний цемент не має в собі води, то припиняється й реакція між CO_2 та $\text{Ca}(\text{OH})_2$. На цій підставі, укладаючи цеглини, їх

добре змочують водою, а змурованим будівлям дають сохнути через природне (а не штучне) випаровування води; будівлі лишають порожніми на зиму і, як то кажуть, виморожують їх: у досить сухому зимовому повітрі вапняне тісто поступово втрачає свою воду.

Вапняне тісто застосовують також і для виготовлення штукатурки.

Про використання та значення вапна в інших цементах було сказано в розділі XIV.

З інших найважливіших застосувань вапна треба вказати на вапняння ґрунтів. Тут воно: 1) допомагає важкорозчинним калійним сполукам перетворюватись у сполуки, більш придатні для живлення рослин; 2) сприяє процесам нітрифікації; 3) нейтралізує перегнійні кислоти; 4) щільні глинясті ґрунти робить пухкішими і більш проникними для води й повітря.

Стовбури фруктових дерев обмазують сумішшю вапна та глини, щоб перешкодити комахам класти яєчка в корі стовбурів, а також щоб запобігти утворенню моху, лишайників та ін.

Вапно вживають як топіяк у металургійних процесах, а також при виготовленні паперової маси, в цукровій та шкіряній промисловості і в багатьох інших виробництвах.

Гашене вапно, як було вже сказано у відповідних розділах, застосовують для добування їдкого натрію та їдкого калію, амоніаку, білизняного вапна, скла, та ін.

Вапняну воду, збовтану з половинною кількістю прованської або лляної олії, у вигляді емульсії використовують для лікування опеченої шкіри та деяких шкірних хвороб.

Г і п с — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ зустрічається в природі в кількох відмінах: гіпсовий шпат, волокнистий, зернистий, щільний або землянистий гіпс. Чистий гіпс — біла речовина, досить м'яка (можна рисувати нігтем).

Природний гіпс буває звичайно забарвлений в сірі або червонуваті кольори від домішок глини та оксидів заліза.

Гіпс, хоч і важко, але розчиняється у воді: 1 ч. гіпсу розчиняється в 400—500 ч. води, при чому найбільша розчинність буває при 34°; у кислотах при звичайній температурі не розчиняється.

При обпалюванні, гіпс втрачає свою кристалізаційну воду і утворює, залежно від різної міри нагрівання, різні властивостями продукти: як що нагрівати до 120—150°, то він втрачає мало не $\frac{3}{4}$ води, яку він у собі має, перетворюючись у швидкостворюваний гіпс — $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; таким він іде в продаж під назвою алебастр. Якщо ж нагрівати гіпс понад 200°, то утворюється перешкода і в і г і п с — безводний CaSO_4 , схожий на природний ангідрид; якщо ще дужче обпалити гіпс, то утворюється гідралічний гіпс.

Г і п с - алебастр, замішаний з водою, знову прилучає її до себе, утворюючи тверду масу; при цьому процесі відбувається розігрівання та збільшення об'єму (близько 1%). Перепалений гіпс воду не прилучає, а гідралічний прилучає її дуже повільно. Прилучаючи воду, гіпс, як сказано, збільшується в об'ємі і в наслідок цього заповнює всі навіть найдрібніші заглибини форми. Через цю

властивість гіпс придатний для різного виливання, зокрема орнаментів. Тверднення гіпсу інакше зветься т у ж а в і н н я м.

Для виливання гіпс готують так: у воду (на 1 ч. води 1—1,6 ч. гіпсу) засипають гіпс (а не навпаки), перемішують лопаточкою до початку розігрівання і тоді виливають у форму, завчасно змазану сумішшю мильної води та рослинної олії і лишають стояти до цілковитого затверднення; після цього одержаний вилівок виймають і підчищають ножем.

Щоб вилівок був міцніший, до води, в яку засипають гіпс, додають галуни, або бури, або столярного клею. З гіпсу, замішаного на клейовій воді з домішкою різних фарб, виготовляють ш т у ч н и й м а р м у р, який потім полірують пемзою і натирають спочатку мильною водою, а потім мастикою з воску, олії та скипидару.

В СРСР поклади гіпсу є на східному березі Чудського озера, в районах Вологодському, Рязанському, Костромському, Казанському та Оренбурзькому¹.

К а л ь ц і й - к а р б о н а т CaCO_3 в природі зустрічається, як сказано, у вигляді вапняків, крейди та мармуру. Усі ці три відміни використовують у будівництві.

В а п н я к и залягають звичайно шарами, відокремленими глинястими прошарками. Зустрічаються вони в СРСР у багатьох місцевостях, як от: поблизу Ленінграда відомі путиловські, тосненські та волховські; біля Москви — мячківські та коломенські вапняки й ін. Ці вапняки — осадові породи: вони осіли з морської води і складаються переважно з подрібнених уламків черепашок та панцерів інфузорій, проміжки між якими заповнені дрібними кристалами кальциту; як домішки, в них трапляються глина, кремнезем та оксиди металів. Колір їх рідко буває білий, частіше сірий, жовтуватий або рябий.

Від того, яка товщина шару та яка якість каменю, вапняки використовують або у вигляді штучного каменю або плити; кращі сорти йдуть на будівництво сходів, цоколів, тротуарів, карнизів і т. д.; як бутові плити, вони йдуть на фундаменти будинків; з гірших сортів виналяють вапно.

Ч е р е п а ш к о в і вапняки мають ніздрювату будову: вони утворені з чималих уламків черепашок, зв'язаних кальцій-карбонатом. Більш ніздрюваті з них звуться в а п н я к о в и м т у ф о м. Вони дуже поширені по Чорноморському побережжю—в Одесі, Севастополі, Керчі та ін. Ці вапняки твердіші, ніж звичайний вапняк і стійкіші проти атмосферних впливів.

К р е й д а — це пухкий, білий вапняк, який складається з дрібнісіньких черепашок кореніжок; він дуже м'який. Чиста крейда має сніжнобілий колір. Вона дуже вбирає воду. Вживання її у навчальній справі загальновідоме. Крейда йде на виготовлення вапна, цементу, для білення стін та стелі, для забілювання різних фарб, а також для виготовлення різних замазок та шпательовок.

¹ На Україні великі поклади гіпсу містяться біля Артемовська і Кам'янця-Подільського.

Так, замазку для вікон готують, змішуючи крейду й сирову олію з домішкою сала; шпательовку готують із крейди, вареної олії та лаку або клею.

Головні родовища крейди в СРСР: в районах — Олонецькому, Воронізькому, Орловському, Київському, Подольському, Чернігівському, Полтавському, Курському, Сибірському, на Дону та в Криму.

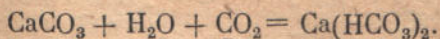
Кристалічний CaCO_3 утворює мінерали — кальцит та мармур.

Мармур — це продукти кристалізації вапняків, яка відбувається в земній корі під впливом великого тиску та підвищеної температури. Вони складаються з кристалів кальциту, які зрослись між собою. За найкращий у світі вважають: Каррарський (в Італії) мармур — білий і дуже щільний.

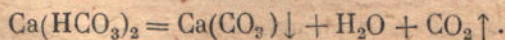
Частіш мармури бувають кольорові — сірі, блакитні, червоні, бурі та ін. — залежно від різних домішок. Багато мармуру вивозять із Фінляндії. В СРСР мармур є в Олонецькому районі, на Уралі, в Криму і на Кавказі.

Мармур у будівництві використовують для вироблення мистецьких витворів, для внутрішнього оздоблення будівель, для виготовлення ванн, умивальників і т. ін. Для підлог, східців мармур непридатний, бо він швидко стирається. Непридатний він також і для зовнішніх частин будівель, бо легко руйнується від води, яка має в собі вуглекислий газ, а також і сульфід-ангідрид (цей останній в повітря попадає при згорянні кам'яного вугілля, що містить у собі, як домішку, сульфід).

В чистій воді і мармур і взагалі всяка відміна кальцій-карбонату CaCO_3 практично нерозчинні; якщо ж у воді є вуглекислий газ, то CaCO_3 перетворюється в кальцій-гідрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, який у воді вже розчиняється:



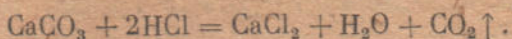
Кальцій-гідрокарбонат утворює так звану тимчасову твердість води, яка при підвищеній температурі легко зникає, бо $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ розкладається на карбонат-ангідрид та кальцій-карбонат, який випадає (накип) із розчину в твердому вигляді:



Постійна твердість води залежить від присутності у воді солей: CaSO_4 , іноді MgSO_4 та інших (див. розділ III).

У зв'язку з властивістю CaCO_3 розчинятись у воді, яка має в собі карбонат-ангідрид, цебто з властивістю перетворюватись у $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, в природі безупинно відбувається, з одного боку, вмивання порід кальцій-карбонату і утворення печер та протів у земній корі, а з другого, — перенесення з біжучою водою кальційових сполук у моря, де вони або осаджуються на морському дні шарами, або служать тут будівельним матеріалом для безхребетних тварин, які будують із них свої черепашки. Всі відміни CaCO_3

легко реагують з кислотами, виділяючи вуглекислий газ, наприклад:



Розпадаються вони і від прожарювання (див. розділ XIV). На цій властивості засноване застосування крейди та мармуру для добування CO_2 на заводах.

Крім сульфатів та карбонатів кальцію, треба звернути увагу ще на такі солі: кальцій-силікат CaSiO_3 (увіходить до складу скла) (див. розділ XIV), кальцій-фосфат $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ (у фосфоритах, апатитах та в кістках тварин) (див. розділ XIII), кальцій-нітрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — порвезька селітра (див. розділ XIII), кальцій-фторид CaF_2 — плавневий шпат (див. розділ IX), CaOCl_2 — білильне вапно (див. розділ IX), кальцій-карбід CaC_2 (див. розділ XIV), кальцій-ціанамід CaCN_2 (див. розділ XIII). Всі вони описані раніш в зазначених розділах.

З вищезгаданих апатитів складаються величезні хібіньські масиви (на Кольському півострові). Хібіньські апатитові руди містять у собі 28—30% фосфатної кислоти, 35—42% кальцій-оксиду, 0,3—0,5% титану та різні рідкі елементи (ванадій, цирконій, церій, торій) і не мають у собі, що дуже важливо, шкідливих домішок сірки та арсену. Апатити тут супроводять ще дуже важливі нефелінові породи. Апатито-нефелінова руда дуже швидко набула великого значення як фосфатне добриво і як таке вона має вже експортне значення.

Тепер цю руду почали використовувати в металургії, наприклад для очищення міді, одержаної з руд, та для обезсірчування чавуну, у скляному виробництві та ін. Отже, апатито-нефелінова руда замінює дорогі фосфор та ферофосфор. В районі апатитових покладів уже широко розгорнуто складну заводську роботу, і швидко виросло велике місто Кіровськ, зв'язане залізничною віткою з головною залізничною магістраллю Ленінград-Мурманськ.

СТРОНЦІЙ Sr і БАРІЙ Ba

Метали стронцій і барій, а також і їх сполуки, своїми властивостями дуже близькі до кальцію та його сполук. Найбільше практичне значення має тільки барій-сульфат, що його використовують як добру білу фарбу; але через те, що він дуже дорогий, його застосовують звичайно в суміші з цинк-сульфідом (ZnS), додаючи цього останнього від 15 до 73%; така суміш зветься літопоном.

Про радій та радіоактивні речовини див. розділ XV.

За дослідями Астона кальцій, стронцій та барій мають по два ізотопи.

Прогляньте таблицю (стор. 341), зіставте з такою самою таблицею (стор. 31) властивостей лужних металів та зробіть висновок про те, що є спільного в ході змін властивостей металів цих двох груп і що відмінного.

Порівняльна таблиця властивостей лужноземельних металів,
беручи разом і магній

Метали	Be Берилій	Mg Магній	Ca Кальцій	Sr Стронцій	Ba* Барій	Ra Радій
Порядковий номер . . .	4	12	20	38	56	88
Числа електронів у шарах	Я.2.2	Я.2.8.2	Я.2.8.8.2	Я.2.8.18 8.2	Я.2.8.18 18.8.2	Я.2.8.18 32.18.8.2
Атомна вага	9,2	24,32	40,07	87,63	137,37	225,97
Питома вага	1,84	1,74	1,55	2,60	3,6	бл. 6
Температ. топлення . .	1285°	650°	861°	бл. 797°	850°	бл. 700°
Температ. кипіння . . .	1500°	1127°	1712°	1639°	1810°	—
Здатність окиснюва- тись			з	р	о	с
Сила основ			з	р	о	с
Атомні об'єми	4,9	13,8	26,4	35,15	36,6	—

§ 156. Магній. З другої підгрупи другої групи перший метал—магній — дуже близько стоїть до підгрупи лужноземельних металів, а тому його й буде відразу ж розглянуто.

В природі магній зустрічається у вигляді солей: магній-карбонату $MgCO_3$ — інакше магнезиту, знайденого в СРСР на південному Уралі; доломіту $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, подвійної солі, досить поширеної; магній-сульфату $MgSO_4$, магній-хлориду $MgCl_2$ та магній-гідрокарбонату $Mg(HCO_3)_2$, що їх мають у собі морська вода і інші природні води.

Як складова частина магній увиходить до складу багатьох силікатів, наприклад тальку, азбесту¹, рогової обманки, а також до складу мінералів: карналіту ($MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$), кайніту ($MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$) та ін.

¹ Азбест — безводний силікат $(Mg, Ca, Fe) SiO_3$ — є відміна або серпентину, або рогової обманки. Серпентинний азбест (великі поклади його є в Канаді, а в СРСР на Уралі — на північ від Свердловська) складається з довгих м'яких волокон. Його застосовують для теплової ізоляції, а також і як покривельний матеріал. Азбестове волокно змішують з цементним розчином, рідину відділяють і готують (на картоноробних машинах) дуже легкий, водонепроникний даховий матеріал, який не гниє й не іржавіє, під назвою етерніт (що означає — вічний). З етерніту виготовляють також хвилясті листи, труби, жолоби для дахів і т. ін. Останнім часом з азбесту та портланд-цементу готують азбофанеру, з якої будують вогнетривкі перегородки, обшивають та облицховують стіни; роблять з неї також віконниці, жалюзі та меблі.

Метал магній одержують, електролізуючи його солі.

Магній — сріблястий метал з пит. в. 1,47; його можна витягувати в дріт і прокатувати в стрічку. На повітрі він з поверхні окиснюється, а при підвищеній температурі займається і горить дуже яскравим полум'ям, виділяючи дуже багато тепла, при чому утворюється магній-оксид MgO ; при горінні магнію виділяється багато ультрафіолетових променів, які діють на фотографічну пластинку; через те спалахненням магнійного порошку, звичайно змішаного (для швидкості згорання) з бертолетовою сіллю ($KClO_3$), користуються для фотографування.

У військовій справі його застосовують для виготовлення світних ракет.

Магній у своїх реакціях менш активний, ніж лужноземельні метали, хоч він ще сильний відновник; так, він досить легко віднімає кисень від його сполук; запалений, він горить і в водній парі, віднімаючи від води кисень. При нагріванні він сполучається з галогенами, сіркою, силіцієм, вуглецем і навіть з азотом; з кислот він витискує водень, утворюючи солі. В усіх сполуках магній двовалентний.

Як легкий і порівняно стійкий щодо повітря та холодної води, магній починають широко використовувати в сталях, відомих під назвою електрон: він складається з магнію (близько 90%), алюмінію та невеликих кількостей міді, цинку і мангану; температура топлення електрона $630-650^\circ$ залежно від складу; щодо зовнішнього вигляду, то електрон є сріблястий стоп, схожий на алюміній. Якщо електрон довго лежить на повітрі, то покривається тонкою плівкою оксиду, який і захищає його від дальшого окиснення. Він не чутливий до лугів, але кислоти та солі його роз'їдають; через те в будівництві його не можна вживати для тих частин та предметів, які стикаються з водою, що має в собі солі. Небезпека для цього стопу з погляду пожежі виникає лише при температурах, вищих температури топлення електрона, тобто понад 650° ; тоді електрон запалюється¹.

З сполук магнію варті уваги такі:

Магній-оксид MgO — солетвірний оксид основного характеру; його добувають або спалюючи магній, або обпалюючи магнезит ($MgCO_3$). Магній-оксид — це біла, дуже легка аморфна речовина, дуже туготопка (топиться при температурі вищій за 2800°); через те його й використовують для виготовлення вогнетривкої цегли, потрібної в металургії, вогнетривких плиток та посуду, а також для футерування.

Вихідним матеріалом для цих виробів звичайно служить природний магнезит: з нього виробляють цеглу для футерування металургійних печей, набивання конверторів (див. розділ XXII) та для

¹ В 1930 р. Всесоюзна конференція в справі використання магнію відзначила проблему магнію як проблему величезного значення. Це й зрозуміло, бо «однією з найбільших істотних особливостей розвитку нової передової техніки є тенденція заміщення важких металів легкими». Запаси ж магнійної сировини в СРСР (наприклад, карналіту) величезні.

інших металургійних установок; при дальшому обпалюванні $MgCO_3$ перетворюється в MgO .

Магній-оксид в аптеках звичайно зветься паленою магнезією. В медицині її вживають як ліків для нейтралізації надвишку кислот, які збираються в шлунку.

Магній-хлорид $MgCl_2$ є в морській воді; багато його є в Стассфуртських покладах (Німеччина), де він з KCl утворює мінерал карналіт.

Магній-хлорид може розчиняти в собі магній-оксид і утворювати магній-гідроксихлорид $MgOHCl$, відомий під назвою цементу Сореля; цей цемент такий твердий, що в будівництві його застосовують для виготовлення штучних каменів, наприклад млинових жорен.

Його вживають для виготовлення ксилоліту (деревонамінь): останній готують із суміші тирси та цементу Сореля; суміш пресують під великим тиском і випускають у продаж в листах або дошках. Ксилоліт — поганий провідник тепла, не жолобиться (якщо нема надвишку магній-хлориду), безпечний від пожежі; не боїться грибка та вогкості; щодо механічних властивостей, то він займає середнє місце між каменем і деревом. З ксилоліту роблять підлоги, паркети, сходи та ін.

Магній-сульфат ($MgSO_4$) як сказано, є морській воді і в багатьох джерелах; воді він надає гіркою смаку; він уходить також до складу мінералу кізориту ($MgSO_4 \cdot H_2O$). З водних розчинів кристалізується з 7 молекул води ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$). Його звичайно звать гіркою сіллю (через гіркий смак) або англійською сіллю (його було відкрито в Англії). Магній-сульфат використовується у фарбарстві; в медицині ним користуються як проносним. Магній має три ізотони з ат. в. 24, 25 та 26.

Практичні заняття

Спроба 151. Добування негашеного вапна (кальцій-оксиду CaO) та гашеного вапна $Ca(OH)_2$. а) Взяти шпильками невеличку грудочку крейди або мармуру і протягом 10 хв. дуже прожарити в полум'ї паяльного пальника (рівняння реакцій розкладу $CaCO_3$); дати грудочці охолонути; остиглу грудочку покласти в пробірку і додати туди 4—5 краплин води. Відзначити зміну температури. б) Налити води в пробірку до половини, сильно збовтати і відфільтрувати: розчин (фільтрат) $Ca(OH)_2$ спробувати лакмусом—довести наявність іону OH^- . Пропустити CO_2 в цей розчин. Що утвориться?

Спроба 152. Добування $CaCl_2$. Налити в колбочку 25—30 см³ розведеної HCl і всипати туди погріху розтертої на порошок крейди або мармуру (рівняння) доти, поки рідина перестане бути кислотою (проба на лакмус); щоб прискорити реакцію, в кінці треба трохи підігріти і відфільтрувати. З цього розчину брати проби у пробірки.

Спроба 153. Добування нерозчинних у воді кальційних солей. У три пробірки налити до половини в кожну приготовленого (або лабораторного) розчину $CaCl_2$ і подіяти:

а) у першій пробірці — розчином $2Na \cdot SO_4^{\prime\prime}$ (іоном $SO_4^{\prime\prime}$);

б) у другій пробірці — розчином $2Na \cdot CO_3^{\prime\prime}$ (іоном $CO_3^{\prime\prime}$);

в) у третій пробірці — розчином $2Na \cdot HPO_4^{\prime\prime}$ (іоном $HPO_4^{\prime\prime}$).

Написати всі ці реакції іонними рівняннями; пояснити, чому виділяються осадки. Ці реакції треба проводити в нейтральних або лужних

розчинах. Щоб упевнитись у непридатності кислих розчинів, в усі пробірки, де є осад, прилити розведеної хлоридної кислоти до розчинення. Написати рівняння реакції розчинення.

С п р о б а 154. Зробити порівняльні реакції: в три пробірки налити (до половини) розчинів $\text{Ca} : 2\text{Cl}'$, $\text{Sr} : 2(\text{NO}_3)'$, $\text{Ba} : 2\text{Cl}'$ і додати до них у кожную пробірку однаковий об'єм розведеної сульфатної кислоти; спостерігати, з одного боку, за який час з'являється осад (рівняння), з другого, яка кількість цих осадів виділиться. Який висновок треба зробити щодо ступеня розчинності одержаних CaSO_4 , SrSO_4 та BaSO_4 ?

С п р о б а 155. Випробувати, в який колір забарвлюють солі кальцію (оранжовий), стронцію (карміново-червоний) та барію (зелений) безбарвне полум'я пальника.

С п р о б а 156. Якщо є палений гіпс, то приготувати з нього тісто-подібну масу, всипаючи гіпс у воду і перемішуючи копиточкою; потім тісто покласти на монету, заздалегідь змазану вазеліном, а щоб тісто гіпсу не розливалось, краще оточити монету папером так, щоб його береги підіймались над монетою; хвилин через п'ять, коли тісто стане твердим, обережно зняти його з монети і розглянути відбиток. Пояснити процес тверднення гіпсового тіста.

С п р о б а 157. У дві пробірки покласти по невеличкому кусочку магнієвої стрічки, потім в одну з пробірок додати хлоридної кислоти, а в другу—сульфатної кислоти (розведених, а не міцних); зачекати трохи, поки магній розчиниться, і потім, виливши розчин у фарфорові чашки, випарити (під тягою) розчини і одержати відповідні сухі солі (спробуйте на смак). Написати рівняння проведених реакцій.

П р и м і т к а. Про добування магній-оксиду спалюванням магнію див. у розділі I.

Контрольні запитання

1. Порівняйте лужноземельні метали з лужними металами, відзначте схожі і відмінні їх властивості.
2. Перелічіть природні сполуки кальцію та магнію.
3. Які властивості мають CaO та Ca(OH)_2 , та як ці властивості використовують? Що таке вапно-кип'як та вапно-пушонка?
4. Що таке гіпс і яке він має застосування?
5. Які кальційні солі нерозчинні у воді?
6. Яке застосування має магній? Що таке стоп «електрон»?
7. Які сполуки магнію мають застосування?
8. Які властивості магнію наближають його до Ca , Sr та Ba і чим він відрізняється від них?

ПІДГРУПА МАГНІЮ

§ 157. Загальна характеристика цинку, кадмію і ртуті. До магнієвої підгрупи другої групи, крім магнію, належать метали: цинк Zn , кадмій Cd та ртуть Hg . Як метали другої групи, вони мають у зовнішньому шарі по два електрони, а значить, вони двовалентні: вони утворюють оксиди за типом RO та гідроксиди за типом R(OH)_2 . Ртуть являє виняток, бо вона буває крім того в багатьох сполуках ще й одновалентною, цебто утворює оксид за типом першої групи Hg_2O , ртуть-оксид, якому відповідають і солі.

Маючи в своїй вищій валентності формальну схожість з лужноземельними металами другої групи, ці метали досить різко відрізняються від них усіма іншими властивостями, а саме:

- 1) ці метали мають велику питому вагу;

2) на повітрі при звичайній температурі майже не окиснюються; щоправда, цинк у вологому повітрі утворює на своїй поверхні тонісіньку плівку свого оксиду ZnO , але ця плівка так щільно вкриває решту металу, що не відпадає від нього, і подальше окиснення металу не відбувається;

3) їх гідроксиди практично у воді не розчиняються.

Всі ці відмінні властивості показують, що цинк, кадмій і ртуть виявляють у реакціях далеко меншу активність, ніж лужноземельні метали.

§ 158. Цинк і його сполуки. Цинк у природі увиходить до складу цинкової обманки ZnS та цинкового шпату $ZnCO_3$; обидві руди, якщо їх обпалювати, утворюють цинк-оксид ZnO , з якого через відновлення вугіллям (див. розділ XVI) і добувають металічний цинк. Можна добувати цинк і електролітично: розчиняють обпалену руду в сульфатній кислоті і електролізують, одержаний розчин; електролітично виділений цинк чистіший, ніж металургійний.

Багаті поклади цинкових руд є в багатьох країнах — у Німеччині, Бельгії, Англії, Іспанії, Канаді (США), Польщі. В СРСР ці руди давно вже знайдено в Донецькому басейні і на Кавказі; в 1932 р. відкрито багате родовище цинку в Казахстані: руда лежить тут на поверхні, що дає можливість вести роботи відкритими кар'єрами; за попереднім обчисленням, це родовище має в собі близько $15\frac{1}{2}$ млн. *т* цинкової руди, яка містить у собі від 3 до 4% цинку, тобто близько 500 тис. *т* металу.

В 1913 р. працював тільки один цинковий завод, а в 1932 р. працювали вже 4 заводи: Біловський, Константинівський, свинцево-цинковий завод ім. Орджонікідзе та Челябінський завод — із загальною річною продукцією в 28 тис. *т* цинку; загальна ж світова продукція цього металу в 1931 р. дорівнювала 1025 тис. *т*.

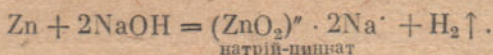
За роки другої п'ятирічки виробництво цинку в нас ще значно зросло.

Світове ж (крім СРСР) виробництво цинку з 1929 по 1931 р. зменшилось мало не на 30%.

Цинк — твердий метал сизовато-білого кольору; при звичайній температурі крихкий, при $100 - 150^\circ$ тягучий і тоді він легко кується в листи; пружність та опір розривові він має невеликі. При 200° цинк стає настільки крихкий, що його можна товкти на порошок. При 420° він товтиться, і при $905,7^\circ$ кипить і переганяється. Розтоплений цинк, коли його виливати у воду, твердне, утворюючи окремі зерна («зернений» цинк). Серед металів цинк має найбільший коефіцієнт розширення, що треба мати на увазі при застосуванні його.

Цинк, якщо його прожарювати в повітрі, згоряє (окиснюється) зеленуватим полум'ям, утворюючи цинк-оксид ZnO білого кольору. У вологому повітрі, як сказано, в цинкові окиснюється тільки тонка поверхнева плівка; через те цинком і покривають («цинкують») інші метали, які легко окиснюються. Цинк, при нагріванні, сполучається й з іншими неметалами, наприклад з галогенами, сіркою,

фосфором та ін. Цинк (продажний)¹ легко розчиняється в кислотах; разом з тим цинк також розчиняється і в лугах, причому утворюється натрій-цинкат, наприклад:



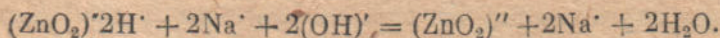
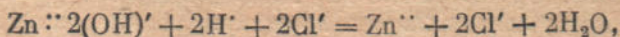
Отже, цинк — елемент амфотерний.

Сам цинк уживають у формі виливків та листів; цинкові листи йдуть переважно на дахи; широко використовується оцинковане залізо; в побуті щодня користуються цинковими відрами, ваннами. Цинк придатний для виготовлення кліше. З цинку дуже часто готують різні стопи, наприклад, латунь (мідь та цинк), мельхіор (нікель, мідь та цинк) та ін.

Цинк-оксид ZnO (цинкове біліло) добувають, спалюючи цинк на повітрі; це білий порошок, який жовтіє при нагріванні, а при охолодженні цей пожовклий від нагрівання порошок знову стає білим. Цинк-оксид добре пристає до твердих поверхонь і не змінює свого білого кольору з часом; добре змішується з усіма фарбами. Дуже багато цинк-оксиду споживають у гумовому виробництві. В медицині з цинк-оксиду користуються, готуючи дезінфекційні мазі («цинкова мазь») для лікування шкірних хвороб; його кладуть також у присипки разом з крохмалем і тальком.

Хемічно цей оксид є амфотерний; такий самий є й цинк-гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$, який йому відповідає.

Характер реагування $\text{Zn}(\text{OH})_2$ з кислотами та лугами можна бачити з таких прикладів:



Ці приклади показують, що $\text{Zn}(\text{OH})_2$ у водних розчинах може дисоціювати в двох напрямках: або як основа $\text{Zn}'' + 2(\text{OH})'$ або як кислота $(\text{ZnO}_2)'' + 2\text{H}'$.

Як цинк-оксид, так і цинк-гідроксид у воді практично не розчиняються.

Солі цинку — білі тверді речовини; всі вони отруйні. В практиці вживають цинк-хлорид ZnCl_2 , яким просочують дерево (наприклад залізничні шпали), щоб оберекти їх від гниття. Цинк-хлорид може розчиняти в собі цинк-оксид і утворювати цинк-гідроксихлорид ZnOHCl , який відзначається своєю твердістю; у зубній техніці його застосовують як цемент для пломб; у медицині ZnCl_2 вживають для припікання.

¹ Цілком чистий цинк реагує далеко важче, ніж цинк «продажний», який звичайно має в собі домішки інших металів; ці останні з цинком утворюють місцеві гальванічні елементи, а це й полегшує реагування цинку.

Цинк - сульфат $ZnSO_4$ є біла кристалічна речовина, розчинна у воді; його додають до олійних фарб, щоб прискорити їх висихання; в медицині його розчин використовують під назвою «цинкові краплі для очей».

Цинк - сульфід ZnS , як було вже вказано, разом з барій-сульфатом утворює білу фарбу літопон; з домішкою радіоактивного мезоторію цинк-сульфід застосовують як матеріал для циферблатів світних радіових годинників.

§ 153. Кадмій і його сполуки. Сполуки кадмію звичайно супроводять цинкові руди. Виділений з руд кадмій дуже нагадує цинк і зовнішнім виглядом і властивостями, але він менш активний, ніж цинк. Застосування кадмію незначне. Сам кадмій іде на виготовлення легкотопких стопів, наприклад стопу Вуда (Bi, Pb, Sn, Cd); є подібні до нього стопи Розе, Ньютона та ін. Кадмій додають до міді, виготовляючи трамвайні мідні проводи, щоб збільшити їх механічну міцність. Останнім часом ним почали замість цинку покривати метали («кадмування») і, зокрема, залізо, а також його вживають для емалей. З солей кадмію кадмій-сульфід CdS здавна вживають, як дуже добру жовту фарбу; в суміші з іншими фарбами його використовують для виготовлення містечьких та малярських фарб.

§ 160. Ртуть і її сполуки. Ртуть у природі в невеликій кількості зустрічається вільною — вкраденою в гірські породи; здебільшого ж вона увиходить до складу кіноварі — ртуть-сульфіду HgS . Найважливіші родовища: Іспанія, Каліфорнія, Австрія та Японія. В СРСР ртутні родовища є поблизу Артемовська та на Кавказі, в Дагестані поблизу Кюрінська.

У вільному стані ртуть одержують, обпалюючи кіновар. Ртуть — це єдиний метал, рідкий при звичайній температурі, який твердне при $-38,87^\circ$ і кипить при 358° . Цей метал дуже важкий: шт. в. 13,595. В стані пари молекула ртуті складається з одного атома. Пара ртуті отруйна. На повітрі ртуть не окиснюється, з киснем вона починає сполучатись, починаючи тільки з 340° та, до того ще й повільно. Кислоти хлоридна та розведена сульфатна не діють на ртуть; міцна сульфатна та нітратна кислоти розчиняють ртуть, утворюючи солі ртуті. Луги на ртуть зовсім не діють. Ртуть легко сполучається з галогенами та з сіркою.

Ртуть легко розчиняє в собі більшість металів, утворюючи стопи, які звуться амальгамами.

Ртуть вживають для термометрів, барометрів, у різних насосах, в електротехніці для контактів і т. д. Є спроби застосовувати ртуть у парових котлах замість води. В медицині ртуть у суміші з жиром (ртутна мазь) застосовують для лікування сифілісу.

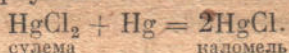
З киснем ртуть, як було сказано, утворює два оксиди: ртуть II-оксид HgO (в якому ртуть двовалентна) та ртуть I-оксид Hg_2O (в якому ртуть одновалентна); ці обидва оксиди мають основний характер, тобто з кислотами утворюють солі двовалентної та солі одновалентної ртуті. Гідроксиди, які відповідають цим оксидам, такі нестійкі, що і досі їх не одержано

і, діючи їдким натрієм NaOH на розчинні солі ртуті (замість гідроксидів), одержують самі оксиди. Взагалі сполуки ртуті нестійкі: від нагрівання багато з них розкладається або вивітрюється. Всі сполуки ртуті отруйні: отруйним є ртутний іон.

Найважливіші солі: ртуть II - хлорид (сулема) $HgCl_2$ є сіль двовалентної ртуті; його одержують, розчиняючи ртуть у царській водці; він — біла кристалічна речовина, розчинна у воді (1 ч. ртуть II-хлориду на 500 ч. води). Це — одна з найсильніших отрут: від неї зсідається білок, який, в свою чергу, служить протиотрутою при отруєннях ртуттю. Водний розчин сулеми (1 ч. на 1000 і навіть на 2000 ч. води) використовується для дезинфекції. Сулему вживають для травлення та ворожування сталі.

Ртуть - сульфід (кіновар) HgS штучно одержують, безпосередньо сполучаючи ртуть та сірку, при чому утворюється чорна тверда речовина; ця остання, якщо її прожарювати без доступу повітря, перетворюється в червону кіновар. Кіновар іде як матеріал для фарб, особливо, наприклад, для забарвлення каучуку в червоний колір.

Каломель - ртуть I - хлорид $HgCl$ можна одержати, нагріваючи сулему з ртуттю:



Каломель — біла тверда речовина, нерозчинна у воді; це сіль одновалентної ртуті. В медицині каломель вживають як антисептик та проносне.

У військовій справі широко використовують гримучу ртуть $Hg(ONC)_2$; її добувають, діючи винним спиртом на розчин ртуті в нітратній кислоті; одержана гримуча ртуть має вигляд твердої сірої речовини.

§ 161. Берилій. Рідкий метал берилій Be — найлегший (пит. в. 1,85), з усіх металів II групи; при звичайних умовах не окиснюється на повітрі; з водою не реагує. При підвищеній же температурі він утворює стійкі сполуки з киснем, азотом, вуглецем, хлором та воднем. Берилій дуже туготопкий; темп. топ. 1285°. Його єдиний оксид BeO та гідроксид $Be(OH)_2$ амфотерні (як у цинку).

Метали	Цинк	Кадмій	Ртуть
Порядковий номер	30	48	80
Числа електронів			
у шарах	Я.2.8.18.2	Я.2.8.18.18.2	Я.2.8.18.32.18.2
Атомна вага	65,37	112,4	200,61
Питома вага	7,1	8,64	13,595
Температ. топлення	419,4°	321°	—38,87°
Температ. кипіння	907°	776°	358°
Здатність окиснюватись	з м е н ш у є т ь с я		
Атомні об'єми	9,3	13,0	15,4
Число ізотопів	5	6	9

Солі берилію солодкі на смак; вони дуже легко гідролізуються і з цього погляду берилій дуже нагадує алюміній (див. третю групу). Берилій — дуже важливий матеріал для столів: у стопах він, поперше, є добрим відновником, подруге, він допомагає виділенню із столів газів; самим стопам він надає великої пружності, великої твердості і великої опірності проти корозії.

На закінчення наведемо і для трьох останніх металів порівняльну таблицю їх властивостей (див. стор. 348).

Практичні заняття

I. Цинк

Спроба 158. У дві пробірки покласти по trochu цинкових стружок; в одну з них додати розведеної сульфатної кислоти, а в другу — розчину їдкого натрію. Написати рівняння обох реакцій.

Спроба 159. До розчину $ZnSO_4$ додати їдкого натрію стільки, щоб утворений спочатку осад $Zn(OH)_2$ розчинився. Рівняння в іонах.

У другій пробірці одержати $Zn(OH)_2$ і розчинити його в HCl . Іонне рівняння.

Спроба 160. Покласти кусочок цинку на азбестовий картон і прожарити на паяльному пальнику, аж поки утвориться цинк-оксид (ZnO).

II. Ртуть

Сполуки ртуті дуже отруйні, а тому поводитись з ними треба обережно; після робіт треба добре вимити руки.

Спроба 161. У двох фарфорових чашках взяти по 2—3 краплі ртуті і розчинити їх у нітратній кислоті (у витяжній шафі), додержуючись таких умов: в одну чашку додати розведеної HNO_3 (1 об'єм HNO_3 пит. в. 1,4 розвести трьома об'ємами води) і в невеликій кількості, щоб не вся взята ртуть розчинилась (потрібно за 1 годину); реакцію проводити не нагріваючи; у другу чашку додати концентрованої HNO_3 і проводити реакцію підігрівуючи. В першій чашці утвориться ртуть I-нітрат $HgNO_3$, а в другій ртуть II-нітрат $Hg(NO_3)_2$. Обидва одержані розчини розвести водою. Взнявши невеличкі об'єми кожного розчину в пробірки, зробити з ними такі порівняльні реакції:

а) Подіяти розчином $NaOH$; утвориться ртуть I-оксид (Hg_2O) та ртуть II-оксид (HgO). Звернути увагу на забарвлення осадів.

б) Подіяти хлоридною кислотою; яка різниця? Написати рівняння реакцій.

Спроба 162. Добування амальгам міді. В розчин сулеми покладіть добре вчищену мідну пластинку або мідну монету (краще трохи підігріти); через 4—5 хвилини вийміть мідну річ із сулеми, обмийте її водою і витріть ганчіркою або чистим папером. Сріблястий вигляд мідної речі буде залежати від утвореної амальгами міді.

Контрольні запитання

1. Що спільного й відмінного мають властивості металів магнієвої підгрупи порівняно з властивостями лужноземельних металів?
2. Які властивості цинку та де його застосовують?
3. Де використовують цинк-оксид?
4. У чому виявляється амфотерність цинку та цинк-гідроксиду?
5. Яку особливість має ртуть щодо її валентності?
6. Які істотні різниці у властивостях має ртуть проти властивостей цинку?
7. Що таке амальгама?
8. Для чого вживають ртуть, сулему, каломель та кіновар?
9. Які властивості найлегше виявляє ртуть — окиснювальні чи відновні відносно інших металів.

Додаткова література

1. Ферсман, Бериллий.
2. Баландин, Бериллий (Нерудные ископаемые, т. I).
3. Бериллий и его сплавы, в Сборнике статей под редакцией Бочвара и Трапезникова.
4. Будников, Гипс (Нерудные ископаемые, т. I и IV).
5. Добрынина, Доломит (там же, т. I).
6. Ее же, Известняк (там же, т. I).
7. Кинд, Цементные материалы.
8. Кучеров, Известь, цемент и др. строительные вяжущие вещества (Химическая хрестоматия, вып. II).
9. Картвелов и Иванов, Переработка бариевых минералов на соли бария.
10. Клер, Магнезит (Нерудные ископаемые, т. II).
11. Ильинский и Николаев, Соли магния (там же, т. I).
12. Михеев, Асбест (там же, т. I).
13. Костылев, Тальк (там же, т. III).
14. Про, Металлургия цинка и кадмия.
15. Ртуть и ртутные руды СССР (Сборник: «Источники минерального сырья и химическая промышленность», т. II).
16. Маноков, Технология цветных металлов.
17. Деречей, Производство сплавов цветных металлов.

РОЗДІЛ XIX

ТРЕТЯ ГРУПА

§ 162. **Загальна характеристика.** До третьої групи періодичної системи належать такі елементи: бор В, алюміній Al та 21 рідкі елементи, в тому числі скандій, галій, ітрій, індій, талій, актиній та 15 елементів, які зветься «рідкоземельними»: лантан, церій, празеодим, неодим, іліній, самарій, європій, гадоліній, тербій, диспрозій, гольмій, ербій, тулій, ітербій та лютецій.

Спільним для всіх них є те, що в зовнішньому електронному шарі всі вони мають по три валентні електрони, а значить, усі вони тривалентні: їх вищий оксид має загальну формулу R_2O_3 , а гідроксид — $R(OH)_3$.

Основні властивості цих елементів виявлені слабше, ніж у лужних та лужноземельних металів: найлегший із них бор уже треба швидше в дністи не до металів, а до неметалів. Другий же елемент алюміній — амфотерний; найбільш металічний елемент третьої групи — талій; він і найважчий з елементів третьої групи.

Перші елементи цієї групи — бор та алюміній мало активні: на повітрі практично не окиснюються, води не розкладають і не з усіх кислот витіскують водень.

Усі елементи третьої групи, крім бору та алюмінію, зустрічаються дуже рідко і більш-менш серйозного значення в народному господарстві ще не набули; через те з них далі буде розглянуто тільки бор та алюміній, причому останній докладніше, бо його видобуток а застосування рік-у-рік зростають.

§ 163. **Бор В.** Бор у природі зустрічається в вигляді мінералів: сасоліну — боратної (борної) кислоти $[B(OH)_3]$, бури ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), пандерміту ($CaB_4O_7 \cdot 3H_2O$), колеманіту ($Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$) та ін.

Боратну кислоту довозять переважно з Італії; великі запаси боратів є в Каліфорнійських озерах, а пандерміт та колеманіт одержують з Малої Азії. Видобуток сполук бору в СРСР ще й досі незначний: добувають їх на Керченському півострові. Влітку 1932 р. було відкрито в горах Мінераловодської групи (Бик, Машук та Золотий Курган) величезні поклади мінералу датоліту, до складу якого уходить і бор¹.

¹ Тепер дослідний завод Науково-дослідного інституту добрив і інсекторфунгесидів переробляє датоліт на боратну кислоту, забезпечуючи цілком потреби на неї всього СРСР.

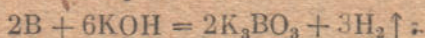
Вільний бор одержують так само, як і силіцій, відновлюючи борат-ангідрид натрієм або магнієм, для чого потрібне нагрівання:



Бор, який при цьому одержують, має вигляд аморфного зеленувато-бурого порошку пит. в. 1,73. Стоплюючи B_2O_3 з алюмінієм, одержують кристалічний бор, схожий на алмаз. Чистий бор одержано відновленням BCl_3 в струмені водню у вольтовій дузі.

Бор має два ізотопи: один з ат. в. 11, а другий з ат. в. 10.

Бор, якщо його прожарювати на повітрі, спалахує при 300° і згоряє яскравим полум'ям, утворюючи B_2O_3 . При прожарюванні він сполучається з азотом, утворюючи BN — білу тверду речовину; в хлорі він теж згоряє, утворюючи BCl_3 — безбарвну рідину, яка кипить при 18° ; вона димить на повітрі, від води гідролізується на HCl та боратну кислоту (аналогія з галоген-ангідридами). Із стопленим KOH бор реагує за таким рівнянням:



Концентрованими нітратною та сульфатною кислотами бор окиснюється в боратну кислоту:



Так само, як C та Si , бор при високій температурі сполучається з металами, утворюючи бориди, наприклад, борид магнію Mg_3B_2 . З вуглецем бор утворює дуже твердий бор-карбід B_6C .

З воднем бор утворює сполуки, так звані б о р а н и B_2H_6 , B_4H_{10} , B_6H_{12} , $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$ та ін., одержані Штокком та Масне. Суміш їх одержують, діючи HCl на борид магнію Mg_3B_2 . Спочатку виділено було B_4H_{10} , який становить безбарвну рідину з огидним запахом, яка кипить при 16° і застигає при -112° . У рідкому стані ця речовина самозапалюється на повітрі. B_4H_{10} , якщо його зберігати в сталі газу, розкладається з збільшенням об'єму та з утворенням інших боранів: B_2H_6 — безбарвний газ з поганим запахом, який згущається при $-92,5^\circ$, утворюючи рідину, що замерзає при $-165,5^\circ$; B_6H_{12} — рідина; $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$ — тверда речовина. Борани отруйні.

Борани своїм складом схожі на вуглеводні (C_2H_6 ; C_4H_{10} ; C_6H_{12}) та водень-силіциди (Si_2H_6 та ін.). Якщо діяти на борани хлором або бромом, то утворюються продукти заміщення, наприклад $\text{B}_2\text{H}_5\text{Br}$. Одержано також і галогенні сполуки бору: BCl_3 , BF_3 та BBr_3 .

Боратна кислота H_3BO_3 зустрічається в Тоскані (в Італії), де вона з водяною парою виділяється з щілин землі; цю пару пропускають у басейни з водою; вода потім випаровується, і боратна кислота випадає блискучими лусочками, масними на дотик.

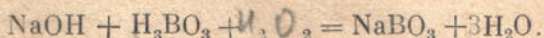
Останнім часом боратну кислоту добувають, як сказано, з озерних солей Каліфорнії, а також з мінералів, які мають у собі бор, стоплюючи їх з содою.

Боратна кислота розчинна у воді; пит. в. 1,4347; 1 ч. її розчиняється при 19° в 25,66 ч. води, а при 100° — в 2,97 ч. води. Спиртовий розчин її горить зеленим полум'ям; H_3BO_3 — дуже слабка

кислота. Боратна кислота, якщо її нагрівати, втрачає воду і переходить послідовно в метаборатну кислоту HBO_2 ($\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{HBO}_2$), в піроборатну (або тетраборатну) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ($4\text{H}_3\text{BO}_3 - 5\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$) і, нарешті, втративши всю воду, в борат-ангідрид B_2O_3 — прозору скловидну масу ($2\text{H}_3\text{BO}_3 - 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}_2\text{O}_3$).

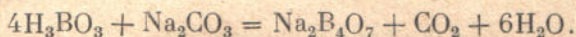
Розтоплений B_2O_3 може розчиняти в собі різні забарвлені речовини (наприклад оксиди металів), утворюючи кольорове скло, з чого часто користуються при хемічному аналізі речовини. Солі ортоборатної кислоти (H_3BO_3) майже невідомі.

Якщо діяти на натрій-борат водень-пероксидом, то утворюється натрій-перборат NaBO_3 :



Натрій-перборат у водному розчині, особливо якщо його кип'ятити, розкладається, виділяючи кисень, а тому він є добрим окисником і його широко використовують для білення та для дезинфекції; у продажу він відомий під назвою «персил», «борил» та ін.

Бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ є в природі в Тибеті, де вона відома під назвою тинкалу. Тепер буру добувають переважно в Каліфорнії з Буракського озера. Штучно одержують її, насичуючи содою боратну кислоту (або борацит):



Бура — біла кристалічна речовина; якщо її стоплювати, то вона, подібно до борат-ангідриду, також здатна розчиняти оксиди металів; через те її уживають при паянні металів, а також для одержання забарвленого скла при аналізі; в першому випадку стопленою бурою очищають окиснені кінці металічних речей від оксидів, які їх покривають.

Буру так само, як і боратну кислоту, застосовують як антисептик, цебто як речовину, яка вбиває бактерії і затримує гниття, для заготовлення консервів, у шкірних мазях, у пудрі і т. д. Буру вживають у скляному виробництві для добування скла, з якого виготовляють термометри для високих температур, оптичного скла, імітації самоцвітів, для виготовлення емалей та глазури¹; в свічному виробництві боратною кислотою просочують разом з H_2SO_4 та $(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$ гноти. Від алюміній-борату папір стає негорючим.

§ 164. Алюміній. Сполуки алюмінію в природі зустрічаються в дуже великій кількості (у земній корі на алюміній припадає понад 8%) і головним чином його силікати. З силікатів алюмінію найчастіше зустрічаються: глина $\text{H}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (найчистіша глина — це каолін), польвошпатові міне-

¹ Скло, випущене під назвою пірекс, являє собою бор-силікат; воно має дуже малий коефіцієнт лінійного розширу, розм'якшується близько 800°, не підпадає діянню води та атмосферного повітря, а також має велику кислототривкість; його механічні властивості вищі, ніж властивості фарфору; це скло починають застосовувати для заводських установок та ізоляторів.

рали (ортоклаз $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, альбіт $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ та ін.), слюда.

Крім силікатів найважливіші алюмінієві руди є такі: криоліт ($AlF_3 \cdot 3NaF$), боксит ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$), алюміній-оксид Al_2O_3 з різними домішками під назвами наждак, корунд, сапфір та рубін.

Головна руда, з якої добувають алюміній, це — боксит. Ця руда, крім алюміній-оксиду, має в собі звичайно ще домішки залізоIII-оксиду та силікат-ангідриду. Краї боксити зустрічаються у Франції і в Гвіані; ці боксити містять у собі в середньому 57—60% алюміній-оксиду.

СРСР має великі сировинні запаси бокситу, які містять у собі в середньому 47—52% алюміній-оксиду та 10—12% силікат-ангідриду. Такі боксити є в Ленінградській області в Тіхвіні (Тіхвінські боксити), на Уралі — між Челябінськом та Наєждінськом — і в Сибіру — в Салгірському районі і в районах притоків Єнісею — Індигли та Рибної. Хоч боксити СРСР і бідніші на алюміній-оксид, ніж іноземні, але вже й для них Державний інститут прикладної хемії розробив метод переробки їх на алюміній. Крім бокситної сировини, в СРСР майже невичерпне нове джерело сировини для добування алюмінію являють собою нефеліни, алуїти та різні глини; переробляючи їх на алюміній-оксид, добувають і інші цінні продукти; наприклад, переробляючи нефеліни, дістають ще луги та цемент. На нефеліни дуже багаті Хібінські родовища (в Карелії): на алуїти багате Закавказзя (Зиглік); Часів-ярські глини за їх хемічним складом теж можна переробляти на алюміній-оксид.

Щоб добувати алюміній з бокситів, потрібна ще й інша руда як розчинник бокситу, — криоліт, який є на Уралі в значній кількості.

Добувають алюміній із бокситів електролітичним способом. Спочатку боксит обпалюють у печах, потім алюміній-оксид додають у розтоплений криоліт, уміщений в електролізер. Докладно в розділі XVI.

Електровідновлення алюмінію потребує витрати великої кількості електричної енергії. За законами Фарадея (див. розділ XI) кожний грамеквівалент переносить 96 496 кулонів, а еквівалент алюмінію дорівнює $\frac{1}{3}$ його атомної ваги (Al — тривалентний), цебто $27 : 3 = 9$; значить, 96 496 кулонів дають тільки 9 г алюмінію; крім того, багато електричної енергії витрачається і на саме розтоплення суміші. Щоб зменшити витрати електричної енергії на розтоплення криоліту, до нього додають алюміній-фториду. В загальному балансі виробничих витрат на електроенергію припадає 13%. Через це алюмінієві заводи звичайно й будують при гідростанціях. Перший такий завод в Європі було збудовано поблизу Рейнського водоспаду в Нейгаузені.

В СРСР алюмінієва промисловість наймолодша: до 1932 р. її не було. Перший алюмінієвий комбінат, пущений у роботу, був Волховський, який 14 травня 1932 р. і дав перший радянський

алюміній¹. Другий алюмінієвий комбінат — це Дніпровський, який 15 червня 1933 р. уже дав перший алюміній; потім будуть відкриті заводи в Карелії, на Кавказі, на Уралі, в Західному та Східному Сибіру.

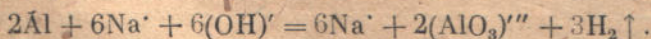
В 1937 р. виробництво алюмінію в СРСР мусить досягти 200 — 220 тис. т, що становитиме понад $\frac{3}{4}$ світового виробництва алюмінію за 1930 р., яке дорівнює 274 тис. т.

За останні роки алюміній набув надзвичайно великого значення в будівництві. Чернишевський, наче передбачаючи це, назвав алюміній «металом соціалізму». Справді, в алюмінії дуже вдало сполучені надзвичайно важливі для техніки будівництва властивості.

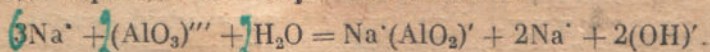
Алюміній — сріблястий метал, дуже легкий (питома вага 2,7) (у 3 рази легший від сталі), має високу електропровідність він добре кується і в холодному стані, а ще краще при 100—150°; розм'якшується при 540°, а топиться при 659,96°; при виливанні він добре заповнює форми; добре вальцюється і тягнеться, але важко зварюється і спаюється, бо при цьому окиснюється, утворюючи алюміній-оксид, який топиться тільки при дуже високій температурі.

Алюміній — елемент тривалентний. Предмети, зроблені з алюмінію, при звичайній температурі практично не окиснюються (не іржавіють); з поверхні, щоправда, тьмяніють, бо вкриваються тонісенькою, ледве помітною, плівкою алюміній-оксиду, але цей оксид дуже міцно тримається на металі й оберігає його від дальшого окиснення. Взятий у тонкому листку або в порошок алюміній, якщо його прожарювати, дуже швидко згорає з сіпучо-білим полум'ям, утворюючи алюміній-оксид Al_2O_3 (з цього користуються для бездимного фотографічного спалаху замість магнію). Алюміній добре розчиняється тільки в хлоридній кислоті, розведена сульфатна кислота діє на нього дуже повільно, а нітратна без нагрівання майже зовсім не діє. Міцна нітратна кислота робить алюміній пасивним, бо викликає утворення на його поверхні алюміній-оксиду. На алюміній діють соляні розчини, а значить, і морська вода, роз'їдаючи його.

Треба відзначити, що на алюміній діють луги, окиснюючи його; алюміній розчиняється в лугах з виділенням водню:



Натрій-ортоалюмінат, який при цьому утворюється, при наявності води переходить в натрій-метаалюмінат:



Алюміній добре (з виділенням полум'я) реагує з галогенами, а якщо нагрівати, то і з сіркою, і з азотом (AlN), і з вуглецем (Al_4C_3), і з силіцієм.

¹ За рік своєї роботи (до травня 1933 року) Волховський комбінат виконав програму в випуску алюмінію на 103,7%; в наступному році цей комбінат мусить дати 4400 т алюмінію, поставивши на роботу 124 ванни.

Алюміній витискує деякі метали (Cr, Mn, Fe та ін.) з їх оксидів.
Наприклад:



Реакція відбувається з виділенням великої кількості тепла.

Цю властивість алюмінію широко використовують, зварюючи металічні частини, наприклад трамвайні рейки: зімкнені кінці рейок посипають сумішшю Fe_2O_3 та порошку алюмінію («терміту»), суміш запалюють устромленою в неї запаленою стрічкою магнію; реакція відбувається дуже бурхливо, і виділене розтоплене залізо, остигаючи, спає рейки.

Є ще одна дуже важлива властивість алюмінію: він дуже легко утворює різноманітні стопи з іншими металами, при чому ці стопи мають малу питому вагу; вони, до того ж, міцніші і твердіші алюмінію, а це є дуже цінним з промислового погляду.

З алюмінію виготовляють кухонний посуд, лабораторне приладдя, кислототривкі прилади: трубопроводи, баки і т. д. Алюмінійові стопи мають вже широке застосування в автотранспортній та авіаційній промисловості, а також у справі електрифікації країни. Вживання легких алюмінійових стопів підвищує продуктивність машин та підймальних апаратів і тим допомагає економії праці, що має надзвичайно велике значення в умовах соціалістичного господарства. Застосування цих стопів збільшує тоннажність аеропланів, автомобілів, вагонів, а це має величезне значення особливо в нашій країні, при її колосальних розмірах та тій підвищеній потребі в засобах зв'язку, яка властива соціалістичному суспільству. Авіобудівництво та автобудівництво, які базуються на використанні алюмінійових стопів, звичайно дуже важливі у справі оборони країни. Алюмінійові електропроводи останнім часом набувають дедалі більшого поширення.

Алюміній та його стопи останнім часом починають замінювати не тільки кольорові метали, але й чорні метали, особливо на транспорті (автобуси, трамваї, електропоїзди) і т. д.

Звідеи стане зрозуміло, чому XVII партійна конференція поставила перед працівниками алюмінійової промисловості найважливіше завдання — розвинути алюмінійову промисловість у другій п'ятирічці до розмірів, які б цілком забезпечували потребу країни в цьому металі. І цю постанову, як було сказано, вже почали здійснювати насамперед на Волховбуді, а трохи пізніше і на Дніпробуді.

Найважливіші алюмінійові стопи є двоякі: 1) стопи, які переробляють механічно протягуванням та прокатуванням. Тут на першому місці стоїть дюралюміній та його різні варіанти під назвами — кольчугалюміній, аладюр, аерон та ін. Основою цих стопів є алюміній (понад 90%), мідь (від 3 до 5½%) та магній (з 0,5%) і, крім того, до складу їх увіходять ще мangan, хром, нікель, свинець та інші метали, а також і силіцій. Питома вага дюралюмінійових стопів від 2,75 до 2,87. Дюралюміній дуже міцний і може загартовуватись.

2) Ливарні стопи, яких вживають для виливків, що замінюють чавун, а іноді й бронзу. До них належать: стопи алю-

мінію з міддю та цинком; силумін — сполук алюминію з силіцієм (до 14%) та з невеликими кількостями інших металів, визначається міцністю та легкістю; стоп алюминію з силіцієм та міддю — л а у т о л (вважають, що цей стоп технічними властивостями переважає силумін); м а г н а л і й — стоп алюминію з магнієм (від 3 до 25%), легкий, міцніший, ніж сам алюминій; ф е р о а л ю м і н і й — стоп алюминію з залізом; його застосовують у металургії заліза.

Алюміній уже здавна було названо «металом майбутнього», і ця назва, як видно із сказаного, починає здійснюватись. А тому що запаси алюминійових сполук у природі перевищують запаси сполук усіх інших металів, то, звичайно, в майбутньому цей метал ще ширше буде використаний людством.

Алюмінійові сполуки.

1. Алюміній-оксид Al_2O_3 — про нього вже було сказано вище.

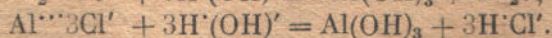
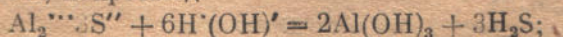
2. Алюміній-гідроксид $Al(OH)_3$ — сполука амфотерна, яка може утворювати іони: $Al^{+++} + 3(OH)^{-}$ і $3H^{+} + (AlO_3)^{---}$ і тому реагує як з кислотами, так і з лугами. Як речовина колоїдна, алюминій-гідроксид може легко адсорбувати різні речовини, разом з іншими і фарби, чому його і застосовують як протраву для тканин у фарбарстві.

3. Алюмінійовий галул $Al_2(SO_4)_3 \cdot K_2SO_4 \cdot 24H_2O$ — подвійна сіль, яка має зв'язні властивості, чому нею й користуються для дублення шкір, для проклеювання в паперовому виробництві, а також як протраву у фарбарстві.

4. Глина $H_2Al_2(SiO_4)_2 \cdot H_2O$ надзвичайно поширена в природі: тут вона утворюється як продукт вивітрювання польових шпатів (див. розділ XIV). Чиста глина білого кольору зветься каоліном і йде на фаянсові та фарфорові вироби. З глини, забарвленої в червонобурі кольори (від сполук тривалентного заліза), виготовляють цеглу, горщики, ганчарні труби та інші вироби. Це застосування ґрунтується на двох її властивостях — на пластичності та на здатності тверднути при прожарюванні, при чому прожарені вироби більше не вбирають і не тільки стійкі проти атмосферних впливів, але й проти багатьох хемічних реактивів. Глина дуже важлива і як складова частина цементів.

5. Ультрамарин є в природі під назвою «лазуровий камінь». Штучно його добувають, прожарюючи в тиглях без доступу повітря суміші глини, глауберової солі, сірки та вугілля. Ультрамарин буває блакитний, зелений та проміжних відтінків. Його широко застосовують як фарбу.

$Al(OH)_3$ є слабка основа, а тому алюминійові солі легко г і д р о л і з у ю т ь с я, наприклад:



Атоми цих елементів можуть відщеплювати по три електрони утворювати тривалентні катіони. В міру зростання порядкового

номера зростає й електропозитивний характер елементів: талій в одновалентних сполуках нагадує вже лужні метали.

Порівняльна таблиця властивостей елементів третьої групи

Метал	Бор	Алюміній	Галій	Індій	Талій
Порядковий номер	5	13	31	49	81
Числа електронів у шарі	Я.2.3	Я.2.8.3	Я.2.8.18.3	Я.2.8.18.3	Я.2.8.18.32.18.3
Атомна вага	10,82	26,97	69,72	114,8	204,39
Питома вага	1,73	2,70	5,91	7,25	11,85
Темп. топлення	2 300°	658°	29,75°	154°	301°
Темп. кипіння	—	2 000°	2 300°	бл. 1 500°	1 306°
Атомний об'єм	6,2	10,0	11,8	15,8	17,2
Електропозитивний характер			з р о с т а є		
Число ізотопів	2	1	2	1	2
Максимальна позитивна валентність	3	3	3	3	3

Практичні заняття

Спроба 163. Внесіть у полум'я пальника листочок алюмінійової фольги і зверніть увагу на те, як горить алюміній.

Спроба 164. У чотири пробірки покладіть потроху алюмінійових стружок; у пробірці додати: в одну — розведеної хлоридної кислоти, в другу — розведеної сульфатної кислоти, у третю — нітратної кислоти, у четверту — розчину NaOH. Відзначити результати та написати рівняння реакцій.

Спроба 165. Налити півпробірки розчину будьякої алюмінійової солі, наприклад $AlCl_3$, додати NH_4OH , поки утвориться осад $Al(OH)_3$ (рівняння); розлити одержаний осад у дві пробірки; в одну додати розведеної хлоридної кислоти, а в другу розчину NaOH; осад в обох розчиниться. Поясніть ці реакції іонними рівняннями.

Спроба 166. Додати до розчину алюміній-ацетату в пробірці 2–3 краплі спиртового розчину алізарину і спостерігати утворення алізаринового лаку.

Контрольні запитання

1. Порівняйте властивості бору і алюмінію до властивостей металів першої та другої груп і відзначте відмінні їх властивості.
2. Які особливості є в властивостях бору?
3. Охарактеризуйте боратні кислоти.
4. Що таке бора?
5. Що таке боксит і як з нього добувати алюміній?
6. Яке значення мають алюміній та його стопи в соціалістичному будівництві СРСР?
7. Що таке глина і для чого її вживають?
8. Напишіть іонні реакції між алюміній-гідроксидом та хлоридною кислотою і між алюміній-гідроксидом та їдким натрієм.
9. Наведіть приклади, в яких алюміній є відновником.
10. Як на алюмінійові солі діє вода?

Додаткова літэратура

1. Хлопин, Бор и его соединения (Нерудные ископаемые, т. I).
2. Лилеев, О способе получения чистой окиси алюминия из тихвинских бокситов (Сборник работ Института прикладной химии, вып. VI).
3. Малявкин, Боксит (Нерудные ископаемые, т. I).
4. Татарийский и Рабинович, Алюминий и его производство.
5. Грард, Алюминий и его сплавы.
6. Косарский, Кольчугалюмин.
7. Кобленц, Получение окиси и металлического алюминия.
8. Верховский и Садовская, Глина и изделия из глины (Химическая хрестоматия, вып. II).
9. Гинзбург и Зубчанинов, Каолины и глины (Нерудные ископаемые, т. I).
10. Браунер, Редкоземельные элементы (в «Основах «химии Менделеева»).
11. Урбен, Редкоземельные элементы («Основы химии», 9 изд. т. II).
12. Унковская, Редкие земли и торий («Нерудные ископаемые», т. II).
13. Хевеши, Редкие земли.
14. Башилов, Введение в технологию редких элементов.

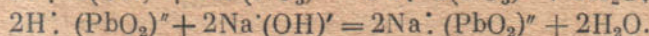
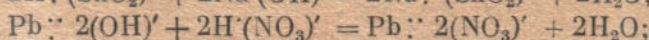
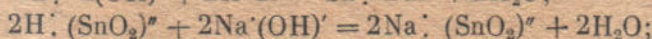
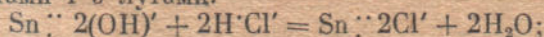
РОЗДІЛ XX

ОЛОВО І СВИНЕЦЬ

§ 165. **Загальна характеристика.** Загальну характеристику четвертої групи було дано в розділі XIV, в якому були розглянуті і два перші представники цієї групи — неметали вуглець та силіцій.

До четвертої групи з найбільш уживаних металів належать: олово Sn та свинець Pb¹. Як елементи четвертої групи, вони так само мають по чотири електрони в зовнішньому шарі і, значить, максимальньо чотири валентні: вони утворюють вищі сполуки за типом RO₂, цебто SnO₂ та PbO₂; ці оксиди амфотерні; кислоти, які відповідають їм, мають формули H₂SnO₃ — станатна кислота і H₂PbO₃ — плумбатна кислота (від латинського слова плумбум — свинець). Ці кислоти дуже слабкі, при чому плумбату кислоту у вільному стані не одержано, а відомі тільки її солі.

Так само, як вуглець і силіцій, олово та свинець мають ще нижчі оксиди за двовалентним типом RO, цебто SnO — олово II-оксид та PbO — свинець II-оксид; обом оксидам відповідають гідроксиди Sn(OH)₂ та Pb(OH)₂, які мають амфотерні властивості, цебто реагують і з кислотами і з лугами:



Основність PbO більша основності SnO, бо порядковий номер свинцю 82 (Я. 2. 8. 18. 32. 18. 4) більший порядкового номера олова 50 (Я. 2. 8. 18. 18. 4).

Свинець проти олова хемічно менш активний.

§ 166. **Олово.** Олов'яні руди покищо відкрито в небагатьох місцях земної кулі: найкращі родовища є в Малайських штатах, Нідерландській Індії та в Болівії. В СРСР руду олова знайдено в східному Закавказзі.

Головна руда олова — це олов'яний камінь — олово IV-оксид SnO₂, з якого й добувають олово, відновлюючи його вугіллям або вуглець II-оксидом.

Через недостачу олова його почали добувати з старої бляхи (бляха — це залізо, покрите оловом), із старих бляшанок спід

¹ До четвертої групи належать ще такі елементи: титан, германій, цирконій, гафній і торій.

консервів, електролізуєчи в лужному середовищі (куски бляхи служать анодом, а катодом служать стінки залізної посудини, в якій електролізуєчи), при чому олово виділяється на катоді і тут розчиняється в лугові, утворюєчи сполуку Na_2SnO_3 , з якої потім його витискують натрієм.

Щоб добути з бляхи олово, обробляють також суху бляху сухим хлором: хлор легко сполучається з оловом, утворюєчи SnCl_4 , а на залізо хлор діє тільки в присутності вологи.

Олово відоме в трьох відмінах:

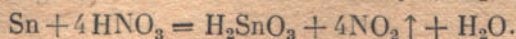
1. Звичайне срібляєте металічне олово кристалічної (квадратна система) структури; якщо згинати палички олова, то чуто характерний хруск від розриву кристалів по площинах спайності. Пит. в. олова 7,3. Олово легко можна прокатувати в тонесенькі листочки — олов'яну фольгу, або станіоль, витягувати і в дріт, але немідний. Топиться це олово близько 232° і кипить мало не при 2275° .

Це олово в повітрі не окиснюється, і тому ним покривають (лудять) інші метали; олово, якщо його прожарювати, згоряє, утворюєчи вищий оксид SnO_2 .

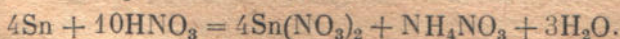
2. При низькій температурі срібляєте олово перетворюється в другу відміну — сіре олово, при чому воно збільшується в об'ємі й розсипається на порошок. Цей процес дістав назву «олов'яної чуми». При температурі понад 20° таке сіре олово перетворюється знов у металічну відміну.

3. Якщо звичайне олово нагрівати понад 195° або якщо швидко охолоджувати розтоплене олово, то утворюється крихке олово ромбічної системи.

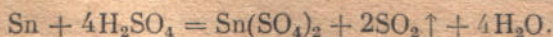
Властивості. Розведені кислоти повільно діють на олово, утворюєчи солі, в яких олово двовалентне: SnCl_2 , $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; концентрована нітратна кислота окиснює олово, утворюєчи станатну кислоту H_2SnO_3 з виділенням азотIV-оксиду (NO_2):



Якщо діяти розведеною нітратною кислотою, то реакція відбувається за таким рівнянням:



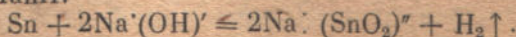
Від діяння нагрітої сульфатної кислоти олово теж окиснюється:



Олово сполучається з хлором, сіркою, фосфором, і в цих реакціях олово виявляє свої відновні властивості.

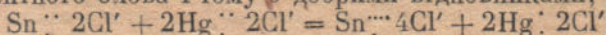


На олово діють водні розчини лугів, утворюєчи станіти, наприклад натрій-станіт:

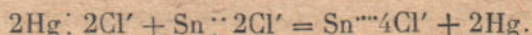


Отже, олово — елемент амфотерний.

У сполуках, як сказано, олово виявляє змінну валентність: воно утворює олово II-оксид SnO , олово II-гідроксид $\text{Sn}(\text{OH})_2$ та відповідні їм солі; в цих сполуках олово двовалентне; з другого боку, олово утворює оксид складу SnO_2 — олово IV-оксид та гідроксид — ортостанатну кислоту H_4SnO_4 , який легко виділяє одну молекулу води і перетворюється в метастанатну кислоту H_2SnO_3 ; в цих кислотах олово чотиривалентне; чотиривалентному оксидові олова відповідають солі чотиривалентного олова. Сполуки двовалентного олова легко переходять у сполуки чотиривалентного олова і тому є добрими відновниками, наприклад:



і далі:



Знайдено вісім ізотопів олова.

Застосування олова. Металічне олово стійке проти діяння повітря, води та слабких кислот, а його солі неутруйні; через те свинець широко вживають для виготовлення різних речей хатнього вжитку — посуду, іграшок тощо; в станиоль загортають чай, шоколад. У промисловості листами олова викладають внутрішні стінки різних апаратів; залізо та мідь покривають оловом (лудять), щоб обергти їх від корозії; залізо, покрите оловом, звуть бляхою.

Широко застосовується олово в стопах: бронзи являють собою стоп міді та олова, при чому відносні кількості їх залежать від призначення стопу; кількість олова в бронзах може доходити до 35%; чим більше олова давати в стоп, тим він дедалі стає світліший (бронзи червоні, жовті та білі), опір та твердість дедалі більшають, але більшає й крихкість, а тягучість меншає.

До бронз додають «присадки» й інших металів, наприклад цинку, свинцю, нікелю та ін.; додавання в бронзи фосфору збільшує їх твердість, в'язкість та опір проти хемічних діянь; фосфор головним чином не дає утворюватись у бронзах мідь II-оксиду, бо весь кисень він прилучає до себе; фосфорна бронза йде на болти, машинні частини, на фурми доменних печей та на художнє вилівання.

Стоплене з свинцем олово утворює припой, яким паяють різні металічні предмети, наприклад свинцеві труби.

Стоп олова з сурмою та свинцем відомий під назвою бабіту; його вживають на заливання підшипників. До бабітів присаджують і інші метали.

Із сполук олова в практиці застосовують:

1. Сусальне золото — олово IV-сульфід SnS_2 , що має вигляд золотисто-жовтих лусочок, незмінних на повітрі; його одержують, нагріваючи стружки олова з сіркою та нашатирем (NH_4Cl); йде на підробне золочення дерева, гіпсу, картону.

2. Сусальне срібло — стоп (амальгама) ртуті та олова йде на вироблення дешевих дзеркал.

3. Олово II-хлорид SnCl_2 застосовують під назвою «олов'яної солі» як протраву у фарбарстві, а також як відновник, наприклад для добування «касієвого пурпуру» (див. розділ XXIII).

4. О л о в о IV - оксид SnO_2 застосовують для виготовлення емалей, глазури, матового скла.

§ 167. Свинець. Головна свинцева руда — це свинцевий блиск (свинець-сульфід PbS).

Родовища цієї руди є в Північній Америці, в Іспанії, Німеччині, Австралії. В СРСР вони є на Алтаї, в Забайкальській області, в Донецькій області, на Кавказі поблизу Алагіра та ін. Свинцевий блиск завжди має в собі й срібло.

Д о б у в а н н я свинцю з PbS полягає в тому, що цю руду обпалюють при певних умовах і одержаний відновленням руди свинець потім очищають (рафінують).

В л а с т и в о с т і. Металічний свинець — це синювато-сірий метал, який на повітрі покривається тонким шаром свого оксиду та почасти гідроксидкарбонату. Свинець — дуже м'який метал: під тиском він може текти, продавлюватись крізь отвори, з чого й користуються, виробляючи свинцеві труби, свинцеві тюбики (для вазеліну, мазей, синдетикону тощо). Пит. в. його 11,3; топиться при 327° , кипить близько 1600° . У вологому повітрі, як сказано, окиснюється, але гідроксисіль, що при цьому утворюється, лишається на поверхні металу, оберігаючи його від дальшого окиснення.

З кислот добре розчиняє свинець тільки нітратна кислота. Інші кислоти (хлоридна та сульфатна) діють на нього тільки з поверхні: тонкі плівки солей, які при цьому утворюються, лишаються на свинці й оберігають його від дальшої зміни.

На свинець діє м'яка вода (бідна на солі) з розчиненим у ній киснем, утворюючи свинцевий гідроксид $\text{Pb}(\text{OH})_2$, трохи розчинний у воді; а тому що ця сполука (як і всі інші сполуки свинцю) отруйна, то перші порції води, яка тече свинцевими трубами, теж отруйні; згодом на свинцеву поверхню труб діють розчинені у воді хлориди, карбонати і, особливо, сульфати, утворюючи такі самі солі свинцю — PbCl_2 , $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, PbSO_4 — на внутрішніх стінках труб; утворені солі лишаються на свинці і оберігають його від дальших змін, а вода, яка тепер тече вже трубами, вистеленими нерозчинними в ній свинцевими солями, стає нешкідливою.

Свинець легко реагує з сіркою, утворюючи чорний PbS .

У своїх сполуках свинець так само, як і олово, буває або д в о в а л е н т н и й, утворюючи, наприклад, свинець II-оксид PbO , свинець II-гідроксид $\text{Pb}(\text{OH})_2$ та солі (бо PbO — оксид переважно основний), або ч о т и р и в а л е н т н и й, утворюючи свинець IV-оксид PbO_2 — оксид переважно кислотний, якому відповідають (хоч і не одержані у вільному стані) ортоплумбатна кислота H_4PbO_4 та метаплумбатна кислота H_2PbO_3 (відомі їх солі, наприклад Ca_2PbO_4 , Na_2PbO_3). Але і свинець II-оксид PbO і свинець IV-оксид PbO_2 є одночасно амфотерні, цебо такі самі, як і оксиди олова: різниця лише в тому, що основні властивості в свинцевих сполуках виявлені сильніше, а кислотні слабше, ніж в олов'яних сполуках, що стоїть у зв'язку з більшим (проти олова) порядковим номером свинцю.

З а с т о с у в а н н я свинцю. Використання свинцю почасти було вже описане вище. Свинець застосовують також для прокла-

док між тесовими каменями — для заливання в пих скоб, стояків, кілець; розтопленим свинцем заливають водопровідні та каналізаційні труби, коли сполучають їх між собою. Багато свинцю йде на камери для сульфатнокислотного виробництва; для виготовлення дробу (з додатком арсену до 0,3%), на покриття телефонних та телеграфних кабелів (від нього вони стають непроникними для води); на акумулятори. Як присадка, свинець увіходить до складу різних стопів. Про припой — стоп свинцю з оловом — було сказано в розділі про олово. Друкарські шрифти виготовляють із так званого «друкарського» стопу, до складу якого увіходять переважно свинець та стибій (сурма), а також цинк і олово.

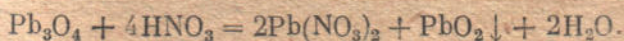
1. Свинець II - оксид, або глейту, PbO одержують, обпалюючи свинець на повітрі, при чому він має вигляд червонувато-жовтої маси; одержаний при нижчій температурі він має вигляд жовтої маси і тоді зветься масикотом. Цей оксид амфотерний з перевагою основних властивостей. Свинець II-оксид застосовують для добування інших свинцевих сполук, для акумуляторів; у скляному виробництві (для виготовлення м'якого скла — флінтгласу) для глазури; в медицині — для виготовлення пластирю.

З глейти користуються, готуючи оліфу. Оліфою зветься сохнуча олія (найчастіше лляна або конопляна), зварена з будьякою речовиною (сикативом), яка прискорює її висихання (якщо нанести її на будьяку поверхню) та утворення на ній твердої прозорої й еластичної плівки. Як сикатив беруть сполуки мангану, свинцю та кобальту. Свинець II-оксид і являє собою свинцевий сикатив.

У малярстві таку оліфу найчастіше застосовують і окремо, готуючи поверхні, призначені до фарбування, або покриваючи нею, як дешевим лаком, дерев'яні частини, а також у суміші з фарбами: у малярстві фарби готують на оліфі.

2. Сурик $[Pb_3O_4$ — свинцева сіль ортопльмбатової кислоти (H_4PbO_4)], цебто Pb_2PbO_4 ; це яскравочервона речовина, яку одержують, прожарюючи свинець II-оксид до 400° . Його вживають у малярстві як яскравочервону фарбу. З оліфою твердне досить швидко; дуже добре утримується на залізі. Сурикову замазку (суміш сурику з крейдою та оліфою) застосовують для фарбування залізних балок, стиків, водопровідних залізних труб і т. ін.

3. Якщо діяти на сурик нітратною кислотою, то виділяється свинець IV-оксид PbO_2 за рівнянням:



Свинець IV - оксид, а також і сурик — речовини, що легко виділяють кисень, — часто застосовують як окисники.

4. Свинець - карбонат $PbCO_3$ дуже легко перетворюється в свинець-гідроксикарбонат $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$, який у будівництві застосовують як білу фарбу під назвою свинцеве біліло (кращий сорт зветься шифервейс). Це біліло одержують, діючи вуглекислим газом на свинець-ацетат $Pb(C_2H_3O_2)_2$. Свинцеве біліло являє собою важку тривку білу фарбу, але воно має дві дуже

серйозні хиби: поперше, воно від водень-сульфіду, повсякчасного супутника житлових приміщень, спочатку жовкне, а потім і темніє через утворення чорного свинець-сульфіду PbS ; подруге, воно, як і всі інші сполуки свинцю, отруйне¹.

5. Свинець - ацетат $Pb(C_2H_3O_2)_2$ одержують, розчиняючи свинець II-оксид в ацетатній кислоті. Це тверда речовина, розчинна у воді, має солодкий смак, чому й зветься «свинцевим цукром». Ця сіль має широке застосування в фарбарстві (для виготовлення алюміній-ацетату як протрави); вона є також вихідною сировиною для виготовлення свинцевого білила та хромової жовті $PbCrO_4$. У свинець-ацетаті добре розчиняється свинець II-оксид, при чому утворюється гідроксисіль складу $Pb(C_2H_3O_2)_2 \cdot Pb(OH)_2$, відома під назвою «свинцевого оцту»: її вживають у медицині під назвою свинцевої примочки для компресів.

6. Свинець - азид $Pb(N_3)_2$ — сіль азидної кислоти (N_3H) ; як сильною вибуховою речовиною ним заряджають пістони й капсули.

Порівняльна таблиця властивостей елементів четвертої групи

Елементи	Вуглець	Силіцій	Германій	Олово	Свинець
Порядковий номер	6	14	32	50	82
Число електронів у шарах	Я.2.4	Я.2.8.4	Я.2.8.18.4	Я.2.8.18.4	Я.2.8.18.32.18.4
Атомна вага	12	28,06	72,6	118,7	207,21
Питома вага	2,2	2,35	5,40	5,7—7,28	11,34
Темп. топлення	3 860°	1 414°	958°	231,84	327,4°
Темп. кипіння	—	2 400°	—	2 275°	1 540°
Атомний об'єм	5,2	12	13,5	16	19
Максимальна позитивна валентність	4	4	4	4	4
Електропозитивний характер					
Число ізотопів	2	3	8	11	8

В міру збільшення порядкового номера електропозитивний характер зростає, цебто електрони від атомів відриваються дедалі легше і елементи своїми властивостями дедалі більше наближаються до металів, але не втрачають остаточно своїх неметалічних властивостей; олово й свинець можна назвати елементами амфотерними.

¹ Як білі фарби, про що було вже сказано, застосовують ще: цинкове білило ZnO , баритове білило $BaSO_4$, літлон ($BaSO_4$ з ZnS) і крейду $CaCO_3$. Останнім часом в малярну практику вводиться титанове білило TiO_2 , яке дуже тривке, не темніє і неотруйне; воно може, не змішуючись, витримувати високу температуру (до 1570°); через те воно придатне в керамічному виробництві для виготовлення вогнетривкого посуду.

Інші елементи четвертої групи — титан, цирконій, гафній та торій — виявляють ще більшою мірою металічну природу.

Практичні заняття

І. О л о в о

Спроба 167. Відношення олова до кислот та лугів: а) кусочок олова облили у фарфоровій чашці міцною хлоридною кислотою і трохи підігріти. Не чекаючи повного розчинення олова, одержаний розчин олово(II)-хлориду SnCl_2 згустити випаровуванням і дати кристалізуватись; кристали потім відокремити від рідини і висушити між аркушиками фільтрувального паперу; б) кусочок металічного олова облили у фарфоровій чашці міцною сульфатною кислотою (під тягою), спостерігати реакцію й написати її рівняння; в) у фарфоровій чашці облили (під тягою) міцною нітратною кислотою (одночасно спробувати в пробірці, як діє на олово розведена HNO_3) і нагріти (обережно!): утвориться метастанатна кислота; г) покласти кусочок олова в пробірку і додати розчину NaOH ; вміст пробірки прокип'ятити і спостерігати реакцію; написати її рівняння.

Спроба 168. Випробування солей двовалентного олова: а) до розчину SnCl_2 додати розчину NaOH — спочатку трохи, щоб утворився осад Sn(OH)_2 , потім до частини осаду додати надвишок NaOH до розчинення (іонне рівняння), а до другої частини додати хлоридної кислоти теж до розчинення (іонне рівняння); б) до розчину SnCl_2 в пробірці додати розчину сулеми HgCl_2 ; стежити, як змінюється колір одержаного розчину. Обидві стадії процесу виразити рівняннями.

ІІ. С в и н е ц ь

Спроба 169. Налити розчину свинець-ацетату $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ в стаканчик і додати трохи ацетатної кислоти $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$; опустити в приготовлену суміш вузьку стрічку або паличку цинку так, щоб вона висіла в рідині, і залишити стояти. Спостерігати виділення кристалів свинцю (сатурнове дерево). Пригадати ряд напруг.

Спроба 170. До розчину $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ в пробірці додати розчину NaOH , попередно трошки, а потім надвишок, поки розчиниться осад Pb(OH)_2 , який при цьому випав. Повторити спробу: одержати знов осад від NaOH , але не додавати до нього надвишку реактиву; до осаду прилити розведеної нітратної кислоти. Виразити обидві реакції іонними рівняннями.

Спроба 171. Послідовно наливати в пробірки розчину $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ або $\text{Pb(NO}_3)_2$ і подіяти на розчин розчинами: а) K_2CrO_4 , б) Na_2CO_3 , в) H_2S ; відзначити в усіх реакціях кольори осадів і написати рівняння реакцій.

Спроба 172. Спроби з сурикком Pb_3O_4 : а) всипати трошки сурику в пробірку і нагрівати його, опускаючи в пробірку жоврюшу скінку; спостерігати, як змінюється колір сурику; б) трошки сурику облили розведеною нітратною кислотою і нагрівати, поки червоний колір цілком зміниться на темний. Виразити реакцію рівнянням. На підставі попередніх реакцій довести наявність у фільтраті (відокремивши PbO_2) двовалентних іонів свинцю.

Контрольні запитання

1. Як змінились властивості металів VI гр. проти металів I, II та III гр.?
2. Які спільні властивості мають метали олово та свинець в першій групі представниками групи — вуглецем та силіцієм — і які відмінні?
3. Чим відрізняються щодо властивостей олово та свинець і яка причина цієї різниці?
4. Чому оловом, а не свинцем лудять і взагалі покривають інші метали?
5. Які солі олова є відновниками?
6. Які найважливіші стони олова?

7. Для чого застосовують свинець і його сполуки?
8. Що таке глейта, оліфа, сурик і де їх застосовують?
9. Що позитивне і що негативне в свинцевому білілі?
10. Чому, добуваючи сульфатну кислоту, викладають камери зсередини свинцем?

Додаткова література

1. Башилов, Введение в технологию редких металлов.
2. Алексеев, Костюков и Курбатов, Цирконий («Не-рудные ископаемые» т. II).
3. Сырокомский, Титан, его применение и месторождение в России.

МЕТАЛИ ШОСТОЇ І СЬОМОЇ ГРУП¹

У шостій групі, крім розглянутих у розділі XII елементів крису, сірки, селену й телуру, варті особливої уваги елементи: хром Cr, молібден Mo, вольфрам W та уран U, які утворюють так звану підгрупу хрому.

Як елементи шостої групи, вони максимум шестивалентні: їх вищі оксиди (CrO_3 — хромат-ангідрид та WO_3 — вольфрамат-ангідрид і т. д.) кислотні; кислоти, які їм відповідають, мають склад, подібний до складу сульфатної кислоти H_2SO_4 , а саме: хроматна кислота — H_2CrO_4 , вольфраматна кислота — H_2WO_4 і т. д.

Крім того, для хрому характерний його нижчий оксид за типом третьої групи Cr_2O_3 — хром(III)-оксид, дуже схожий хемічними властивостями на алюміній-оксид Al_2O_3 . Молібден, вольфрам та уран теж мають оксиди з нижчою валентністю.

§ 168. Хром. Головна руда хрому — це хромовий залізняк $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, з якого одержують сполуки хрому; сам хром добувають із хром(III)-оксиду, відновлюючи його алюмінієм. Величезні родовища хромового залізняку є в СРСР — на Уралі. Родовища цієї руди знайдено також у Новій Каледонії та в Південній Африці.

Хром — сріблястий метал, дуже твердий, але крихкий, незмінний на повітрі; тому хромом покривають («хромування») інші метали (залізо, сталь, мідь). У кислотах (крім міцної HNO_3) хром розчиняється.

Головне застосування хром має в металургії чорних металів: у металургії заліза велике значення має так званий ферохром, або хромове залізо, яке одержують із хромового залізняку, відновлюючи його в електричній печі; з нього виготовляють тверду хромову сталь та неіржавіюче залізо.

¹ Усі елементи (за винятком рідких) V групи були описані в розділі XIII. Валентність рідких елементів V групи — ванадій, ніобій, тантал та протактиній — взагалі схожа на валентність інших елементів цієї групи: вища валентність їх дорівнює п'яти. Вони відрізняються тим, що металічні властивості цих чотирьох елементів далеко виразніше виявлені: з воднем легких газоподібних сполук вони не утворюють, а розчиняють його в собі в чималій кількості. Всі вони дуже тугоплавкі; наприклад, тантал топиться при 3030° . Найбільше практичне застосування має ванадій — як присадка до сталі та чавуну, в яких ця присадка збільшує в'язкість, тагучість та здатність опиратися ударові або струсові; це останнє особливо важливе для моторів автомобілів та аеропланів.

У сполуках хром може бути тривалентним, його оксид Cr_2O_3 являє собою амфотерну основу, дуже схожу на Al_2O_3 (див. розділ XIX). Відомі сполуки шестивалентного хрому, його оксид CrO_3 ; відомі також сполуки, в яких хром двовалентний.

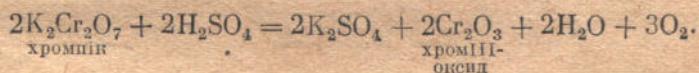
Сполуки хрому всі мають різні кольори: сполуки тривалентного хрому — зелені і фіолетові кольори, а сполуки шестивалентного хрому — жовті й червоні кольори; тому деякі з хромових сполук і застосовують як фарби. Так, наприклад:

1. Зелений хром III-оксид Cr_2O_3 застосовують для забарвлення скла і фарфору.

2. Хром III-гідроксид $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, під назвою гюйнетова зелень, застосовують як зелену фарбу для шпалер, для фарбування ситцю та ін.; ця фарба стійка і проти світла і проти мильного розчину. Крім того, солі тривалентного хрому вживають для дублення шкір та як протрави, фарбуючі тканини.

3. Хромати застосовують як жовті фарби: BaCrO_4 — баритовий жовтий (або жовтий ультрамарин), PbCrO_4 — хромовий жовтий, ZnCrO_4 — цинковий крон та ін.; користуючись цими жовтими фарбами у суміші з білилом, можна одержувати різні відтінки в фарбарстві — від лимонно-жовтого до оранжового.

Солі хроматної кислоти H_2CrO_4 та пірохроматної кислоти $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ вживають для окиснення; частіше для цього беруть так званий хром пік, або інакше — калій-пірохромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; у присутності сульфатної кислоти реакція відбувається за таким рівнянням:



§ 169. Вольфрам. Головні руди, які мають у собі вольфрам, є вольфраміт FeWO_4 , MnWO_4 та шееліт CaWO_4 . В СРСР вони зустрічаються в Забайкаллі, Казахстані та на Уралі. З шееліту, як що на нього діяти HCl , виділяється вольфраматна кислота, яка від нагрівання втрачає елементи води і утворює вольфрамат-ангідрид WO_3 . Відновлюючи WO_3 воднем в електричній печі, одержують вольфрам.

Метал вольфрам сіростального кольору, на повітрі не окиснюється і не піддається діянню кислот; це найбільш туготопкий метал: він топиться при 3350° ; його можна витягувати в тонесенькі нитки, з яких виготовляють волосинки для електричних лампочок; вольфрамові нитки, даючи сильне світло, разом із тим споживають електричної енергії в $2\frac{1}{2}$ рази менше, ніж лампочки з вугляними волосинками; а тому їх нерідко й звуть «економічними». Дуже велике значення має вольфрам як присадка до сталі: він надає сталі особливо великої твердості; з такої сталі роблять швидкорізальні інструменти; вольфрамова сталь при роботі й при високих температурах не втрачає гарту.

Стопами вольфраму з міддю, цинком і натрієм (платиноїд), з алюмінієм (партинуум) та ін. замінюють дорогі метали в лабораторній апаратурі.

З вуглецем вольфрам утворює карбід W_2C , який має надзвичайно велику твердість, дуже близьку до твердості алмазу; вольфрам-карбід застосовують для шліфування і свердління, а також для виготовлення надтвердих сталей.

Вольфрамові бронзи являють собою складні сполуки вольфраму: вони мають різне забарвлення, і під назвою «вольфрам-матових бронз» їх уживають як тривких фарб; такі, наприклад: $Na_2W_2O_7$ — золота бронза, $Na_2W_3O_{10}$ — пурпурно-червона бронза, $Na_2W_4O_{13}$ — фіолетова бронза.

§ 170. Молібден і уран. До вольфраму своїми властивостями наближається метал шостої групи молібден Мо. Його так само, як і вольфрам, застосовують переважно як присадку, виготовляючи спеціальні тверді сталі, що не втрачають гарту.

До шостої групи належить також елемент з найбільшою атомною вагою — у р а н; він є початковий елемент радіоактивного розпаду в урановому ряді; в числі продуктів цього розпаду є радій та радон (див. розділ XV). Сполуки урану зеленожовтого кольору; їх використовують як фарби у скляній та фарфоро-фаянсовій промисловості.

Порівняльна таблиця властивостей елементів групи хрому

Метали	Хром	Молібден	Вольфрам	Уран
Порядковий номер	24	42	74	92
Числа електронів у шарах .	Я.2.8.12.2	Я.2.8.18.12.2	Я.2.8.18.32.12.2	Я.2.8.18.32.18.13.1
Атомна вага	52,01	96	184	238,14
Питома вага	7,1	10,2	19,1	18,7
Темп. топлення	1 520°	2 500°	3 350°	темп. ясн. червоног. розжар.
Темп. кипіння	2 200°	3 560°	4 890°	—
Атомний об'єм	7,2	9,4	9,6	12,7
Максимальна позитивна валентність	6	6	6	6
Електропозитивний характер		з р о с т а є		
Число ізоотопів	4	7	4	4

Зазначені метали мають велику питому вагу, дуже туготопкі; їх максимальна валентність дорівнює 6, що видно із складу їх вищих кисневих сполук. В міру збільшення порядкового номера, як і в попередніх групах, зростають металічні властивості.

§ 171. Манган. У сьомій групі, крім галогенів, є елемент м а н г а н Mn^1 , який звичайно розглядають разом з металами, хоч він

¹ Крім галогенних елементів та мангану, до сьомої групи належать ще недавно відкриті рідкі елементи: м а з у р і й Ма, р е н і й Re та а л а б а м і й Аb. З них докладніше вивчено лише реній.

має багато сполук і неметалічного характеру. Як максимально семи-валентний, він має кислотний оксид Mn_2O_7 , якому відповідає перманганатна кислота $HMnO_4$; крім того, манган має ще два кислотні оксиди: MnO_3 , якому відповідає манганатна кислота H_2MnO_4 , та манганIV-оксид MnO_2 , якому відповідає кислота H_2MnO_3 . Два нижчі оксиди мангану Mn_2O_3 — манганIII-оксид та MnO — манганII-оксид мають основний характер. З наведених формул оксидів видно, що манган може бути не тільки семи-валентний, але й шести-, чотири-, три- й двовалентний. Вивчення структури атома мангану показало, що він має в зовнішньому шарі тільки два електрони, але, крім них, валентними електронами можуть бути ще п'ять електронів, які обертаються іншими орбітами.

Структура атома мангану: Я . 2 . 8 . 13 . 2 .

Головна манганова руда — це піролюзит або манганIV-оксид (манган-діоксид). В СРСР — в Чіатурах (на Кавказі) є колосальні поклади цієї руди, які мають світове значення. Вільний манган добувають, відновлюючи руду вугіллям або алюмінієм.

В л а с т и в о с т і. Щодо зовнішнього вигляду, то манган схожий на залізо, але твердіший і крихкіший. На повітрі манган окиснюється, покриваючись плівкою свого оксиду; з кислотами реагує легко, утворюючи солі двовалентного мангану. При підвищеній температурі він легко сполучається з сіркою, галогенами, азотом та вуглецем. Споріднення мангану до кисню та до сірки більше, ніж споріднення до них заліза, а тому манган від розтопленого заліза легко може відіймати ці елементи:



Отже, в цих реакціях манган є відновником.

Через те манган і набув великого значення в процесі очищення заліза від кисню та сірки. В металургійній практиці мають значення також манганові стони, як от фероманган, який добувають в електричних печах з піролюзиту, залізної руди та вугілля, і дзеркальний чавун. Цей останній одержують у доменних печах з піролюзиту, залізної руди та коксу. Твердість сталі від присадки мангану значно більшає.

Стій мангану (30%) з міддю (70%) — купроманган важко окиснюється і не іржавіє під водою; через те його і вживають для виготовлення пароплавних гвинтів.

М а н г а н IV - о к с и д (манган-діоксид) застосовують у лабораторії для добування вільних галогенів (див. розділ IX) як окисник, для добування кисню (див. розділ V) з $KClO_3$ як каталізатор; у скляному та ганчарному виробництвах ним користуються для одержання бурого та фіолетового забарвлення.

К а л і й - п е р м а н г а н а т (хамелеон) $KMnO_4$ кристалізується темнофіолетовими кристалами, які, розчиняючись у воді, утворюють малинові або, при більшій концентрації, темнофіолетові

розчини. Ця сіль дуже легко виділяє кисень, а тому її застосовують часто для окиснення, особливо в присутності сульфатної кислоти:



У медицині калій-перманганат застосовують як антисептик¹.

Контрольні запитання

1. Охарактеризуйте шосту групу елементів.
2. Які схожість та різниця між хромом і сіркою?
3. Які два ряди сполук утворює хром?
4. Яке практичне значення має хром?
5. Які сполуки хрому застосовують як фарби?
6. Яке значення має в металургії вольфрам?
7. Що є спільного у властивостях мангану та галогенів і що відмінного?
8. Яке практичне значення має манган?
9. Що таке піролюзит та перманганат і для чого їх застосовують?

Додаткова література

1. И д к и н, Хром (Нерудные ископаемые, т. III).
2. П р о к о п е н к о, Молибден (там же, т. IV).
3. С у ш и ц с к и й, Вольфрам (там же, т. IV).
4. И в а н о в, Марганцевокислый калий и его производство.
5. Успехи химии, Вып. 6, 1932 г., Элемент рений.

¹ Рідкі елементи сьомої групи: мазурій Ма, рений Re та алабамій Ab. Перші два — мазурій та рений — завбачив ще Д. І. Менделєєв, який дав їм назви «екаманган» та «двіманган»; їх відкрили Іда та Вальтер Ноддаки в сировій платиновій руді. Однак, мазурію й досі знайдено так безмірно мало, що властивостей його майже не вивчено. Щодо ренію, то його знайдено в різних мінералах і в досить значній кількості, а тому властивості і його самого і його сполук вивчено вже досить докладно. Сам рений має вигляд сталі, дуже туготопкий (темп. топл. мало не 3160°). Його вищий оксид Re_2O_7 , кислотний, з водою утворює перреніатну кислоту HReO_4 , яка утворює солі, подібні до перманганатів, але стійкіші. Рений має й інші оксиди — ReO_3 , ReO_2 ; очевидно є й нижчі оксиди. Одержано також сполуки ренію з сіркою, хлором та ін. Рений є добрим каталізатором.

РОЗДІЛ XXII

ВОСЬМА ГРУПА

§ 172. **Загальна характеристика.** До восьмої групи належать дев'ять металів. Перша трійка: залізо Fe, кобальт Co та нікель Ni; друга трійка — рутеній Ru, родій Rh та паладій Pd, і третя трійка — осмій Os, іридій Ir та платина Pt. На особливу побудову восьмої групи було вже звернено увагу в розділі XV.

Якщо придивитись до періодів, то виявиться, що перелічені метали стоять у довгих періодах: перша трійка — в четвертому періоді, друга трійка — в п'ятому періоді; у цих обох періодах уміщено по 18 елементів; третя трійка стоїть у шостому, найдовшому періоді, який складається з 32 елементів. Три трійки елементів восьмої групи зв'язують суміжні з ними малі періоди: вони зв'язують парні ряди з непарними, і властивості їх, як побачимо, є перехідними між металами сьомої і першої групи.

Мінімальна валентність, яку вони виявляють (від Ti до Ni, від Zr до Pd і від Ta до Pt), у всіх у них дорівнює двом; через те структуру атомів їх уявляють так, що в зовнішній оболонці вони мають тільки по два електрони. Але елементи восьмої групи (а також і вищевказані їх попередники) виявляють валентність і вищу від двох; значить, вони мають й інші (не зовнішні) електрони, які відіграють роль валентних електронів: ці останні вміщені на внутрішніх недобудованих оболонках.

З усіх дев'яти елементів восьмої групи найбільше значення має залізо: йому далі й буде приділено найбільше уваги; стисло охарактеризовано буде також кобальт, нікель і платину; решта металів у цей короткий курс не ввійде.

ЗАЛІЗО Fe

§ 173. **Залізні руди.** Залізо за тими запасами, які є в природі, займає (після кисню, силіцію та алюмінію) четверте місце: на нього припадає 5,08% дослідженої природи; щождо розмірів його споживання, то воно займає перше місце серед усіх металів.

Найголовніші залізні руди такі:

1. Магнітний залізняк, або магнетит Fe_3O_4 . Це найбагатша вмістом (72,36%) заліза руда. В СРСР найважливіші родовища цієї руди є гори Урала—Висока, Благодать, Магнітна та ін. Потужні поклади магнітного залізняку є в районі Курської

магнітної аномалії. Закордонні родовища: в Північній Скандинавії, Північній Америці та ін.

2. Гематит Fe_2O_3 з його відмінами, які відомі під назвами залізний блиск, червоний залізняк та ін.

Найбільші родовища гематиту в СРСР в Криворізьке на Україні, а також Чердинське в Уральській області; ця руда містить у собі від 50 до 70% заліза; за кордоном — в США, у Канаді.

3. Бурий залізняк або лімоніт, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Головне родовище в СРСР — Бакальське в Златоустівській окрузі. Закордонні — в Іспанії, Англії, в Америці та ін. Містить у собі заліза близько 60%.

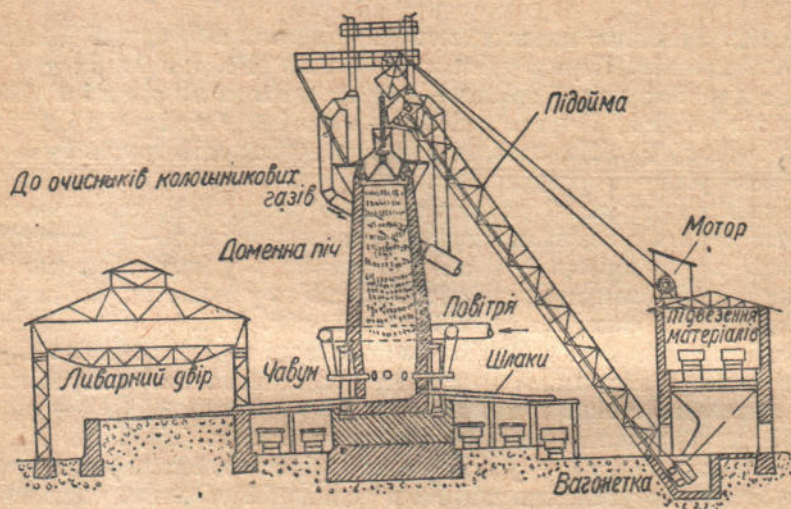


Рис. 90.

4. Залізний шпат, або сидерит, FeCO_3 в СРСР — в Бакальському родовищі.

5. Залізний або сірчанний колчедан FeS_2 , величезні кількості якого йдуть на добування сульфатної кислоти.

§ 174. Добування заліза. Хімічно чисте залізо можна одержати, електролізуючи його солі. Техніка користується не цілком чистим залізом; технічне залізо одержують іншим способом — у так званому доменному процесі, відновлюючи кисневі руди вугіллям (коксом) та вуглець-II-оксидом при високій температурі. Докладно з технологічного погляду цей процес викладають у курсах технології, тут же буде з'ясовано його тільки з хімічного погляду.

Вихідним матеріалом для доменного (домна — шахтна піч для випалення різних сортів чавуну) процесу є: киснева руда (Fe_2O_4 або Fe_2O_3), кокс як горюче та флюс — речовини (вапняки, доломіти, глинясті сланці, пісок та ін.), які з пустою породою, головним чином з силікат-ангідридом SiO_2 та алюміній-оксидом Al_2O_3 , утворюють силікати та алюмінієві солі (шлаки), що порівняно

легко топляться, не змішуються з розтопленням чавуном і плавають поверх нього. Із цих трьох компонентів складається так звана шихта.

Для доменного процесу ще потрібне повітря, яке подають, нагрівши його попередю (до 700°) в особливих спорудах при домнах, так званих к о у п е р а х; таке повітря, потрібне для горіння коксу, подають у нижню частину домни, що зветься горном, через охолоджувані водою фурми. Шихтою домну завантажують через верхню частину, яка зветься колошником (рис. 90 та 91).

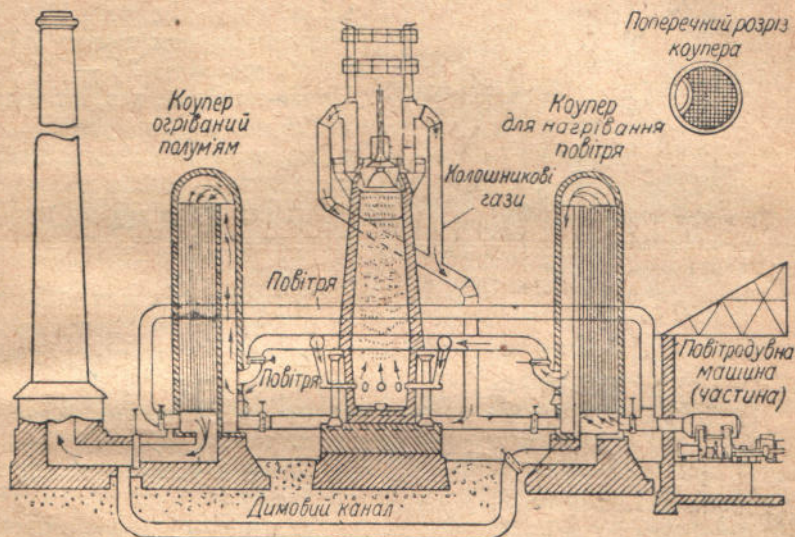
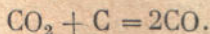


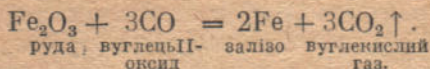
Рис. 91.

Процес витоплення металу з руди починають з того, що насамперед доменну піч «задувають», цебто просушують та розігрівають, а потім домну через колошники завантажують шихтою, яку подають елеваторами. Внизу коло фурм вугілля згоряє, утворюючи вуглекислий газ і підіймаючи температуру до 1800°, а незгорілий кокс розжарюється; вуглекислий газ, проходячи через розжарений кокс, реагує з ним і перетворюється в вуглець II-оксид CO за рівнянням:



Одночасно від теплового дуття та горіння коксу нагрівається вся домна, а в ній і шихта до різних температур; ближче до горна, в так званих «запличках», вона дорівнює близько 1500°; приблизно на середині (найширше місце печі, яке зветься р а с п а р) температура доходить до 1200°, а вище від распару вгору по домні температура знижується і на самому верху вона дорівнює 300°. У верхній частині домни шихта прогрівається: з неї випаровується вода, а вапняки (флюс)

розпадаються з виділенням CO_2 і з утворенням CaO ($\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$), Близько 600° вуглець II-оксид починає відновлювати руду (цебто віднімати від неї кисень і виділяти залізо) за рівнянням¹:



На реакції відновлення витрачається не весь вуглець II-оксид, який є в печі; невитрачена частина його разом з іншими газами (CO_2 , H_2 , N_2 , вуглеводні) йде в колошник, від чого й зветься «колошниковим газом» (він має в собі мало не 25 — 30% CO). Колошниковий газ, змішаний з повітрям, спрямовують із домни в коупери (підігрівники), в яких його і спалюють, щоб нагріти їх; це потрібно для підігрівання повітря, яке вдувають у домни.

В міру виділення заліза шихта в домні осідає дедалі нижче, поступаючи в частину печі, де температура доходить до 1500° ; залізо розтоплюється (температура заліза 1527°).

Схему описаного процесу показано на рис. 92.

Тим часом у домні відновлюються й речовини, з яких складається пуста порода: так, з силікат-ангідриду виділяється силіцій (близько 1460°), з фосфатів, які часто супроводять залізні руди, виділяється фосфор і т. ін. Флюси з пустою породою утворюють рідкі шлаки.

Розтоплене залізо і рідкі шлаки, що плавають над ним, течуть по домні вниз, при чому залізо вступає в різні реакції: з вугіллям воно утворює залізо-карбід Fe_3C , або цементит, з силіцієм — залізо-силіцид FeSi , а також із сіркою та фосфором — залізо-сульфід та залізо-фосфід; крім того, розтоплене залізо почасти розчиняє в собі вугілля і, нарешті, всі ці сполуки розчиняються в надвишку розтопленого заліза. Такий розчин, кінець-кінцем, стікає в горно домни, звідки через особливий отвір (л'юфт) його й випускають.

Таким чином метал, який витікає з домни, не являє собою чистого заліза, а суміш, яка складається в середньому з 92—95% заліза,

¹ Процес відновлення руди в домнах ускладнюється різними іншими реакціями; тут розглянуто тільки основні реакції.

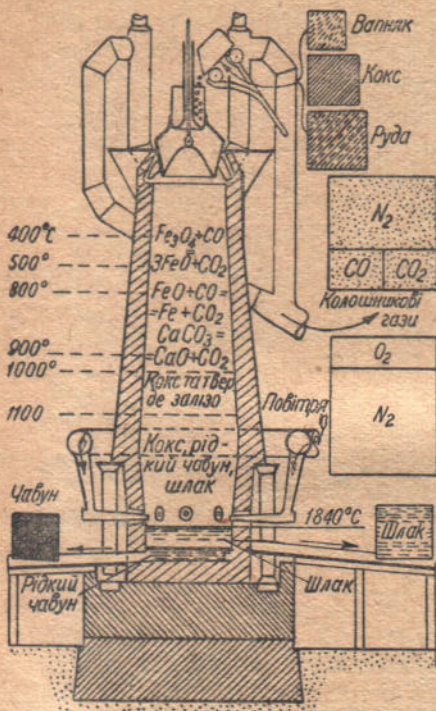


Рис. 92.

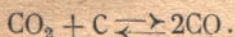
3—4% вуглецю, почасти розчиненого, почасти сполученого в цементит Fe_3C , 0,5—2% силіцію, іноді ще з фосфору, мангану та ін. Така суміш зветься **ч а в у н о м**.

Щоб було ясніше, перелічімо основні хемічні процеси, які відбуваються в домі:

1. Вугіль згоряє, утворюючи вуглекислий газ:



2. Вуглекислий газ при надвишку вугілля та при високій температурі перетворюється у вуглець II-оксид:



3. Вуглець II-оксид відновлює руду, а сам окиснюється у вуглекислий газ:

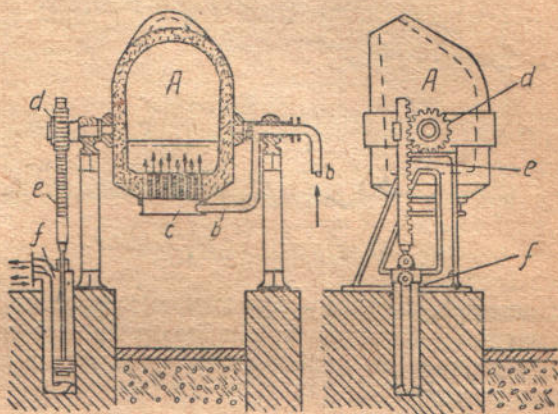
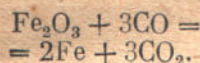


Рис. 93.

4. Вуглець сполучається з залізом, утворюючи цементит Fe_3C :



5. Цементит (і сам вугіль), розчиняючись у залізі, утворюють **чавун**.

Доменні печі звичайно працюють безперервно протягом кількох років.

Потужність таких домен різна: найбільша в світі магнітогорська домна витоплює понад 1250 т чавуну за добу.

Останнім часом, особливо там, де дешева електрична енергія, в металургію заліза вводиться електродомна, де шихту розжарюють, діючи електричним струмом — вольтовими дугами, які утворюються в печі, а за відновники беруть або тверде вугілля, або відновні ази, або те і друге разом¹.

Чавун, який одержують з доми, буває двоякий: 1) Білий чавун, швидко охолоджений, в якому вуглець є головним чином

¹ Дніпропетровський інститут металів розробляє тепер метод безпосереднього відновлення залізних руд; за сировинний матеріал для Інституту служать Криворізькі руди; за відновник взято антрацит; руду відновлюють твердим вугіллям. Вже одержано позитивні результати: виділене губчасте залізо має в собі до 70% самого заліза.

Вироблення методу безпосереднього відновлення заліза з руд — це одна з найважливіших проблем металургії, і на неї звертають велику увагу в усіх країнах. Для СРСР при його грандіозному соціалістичному будівництві, яке викликає швидко ростучий величезний попит на сталь, ця проблема набуває особливо великого значення.

в хемічній сполуці з залізом, утворюючи цементит Fe_3C ; топиться близько 1150° ; цей чавун або виливають в «чущки» або переробляють далі на ковке залізо і сталь. 2) Сірий чавун, повільно охо-

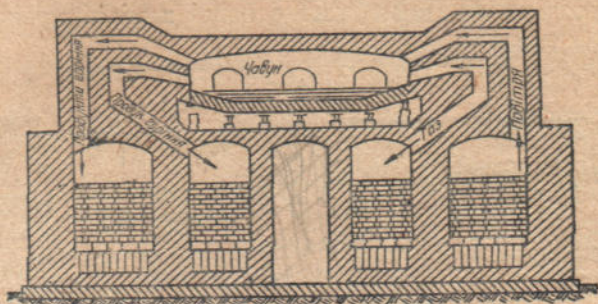


Рис. 94.

лоджений, в якому вуглець має вигляд графіту, буває твердий, крихкий і не кується; він іде на виливання.

Домішки до заліза фосфору й сірки шкідливі: від них залізо стає ламким.

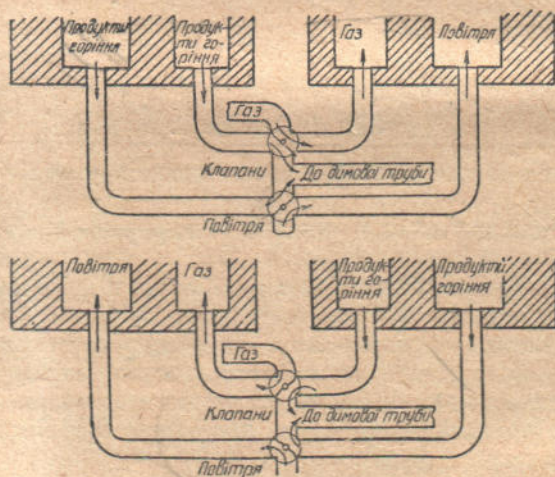


Рис. 95.

Сировий чавун, одержаний з доми, перероблюється далі на різні сорти чавуну, сталі та ковкого заліза.

Раніш різницю між чавуном, сталлю й залізом зводили до того, що вони мають різний вміст вуглецю: чавун містить у собі вуглецю 3—4%, сталь від 0,3 до 1,7% і ковке залізо до 0,3%; тепер сталлю звать увесь виливаний метал, який одержують, переробляючи чавун, при чому сталь з малим вмістом вуглецю звать м'якою, а з великим — твердою сталлю.

Основне завдання при перероблянні чавуну — це зменшити в чавуні кількість вуглецю та видалити сірку, фосфор й інші домішки.

Чавун переробляють переважно двома способами: *бессемеруванням* і способом *Сіменс-Мартена*.

Бессемерування полягає в тому, що через розтоплений чавун продувають повітря; при цьому кисень повітря окислює вуглець в CO_2 , силіцій в SiO_2 , сірку в SO_2 , фосфор в P_2O_5 . Бессемерують у грушовидному конверторі (рис. 93), в якому внутрішні стінки вислані кремнеземом. Якщо чавун має в собі залізо-фосфід, то, за пропозицією Томаса, футерування (внутрішню обкладку) конвертора роблять з доломіту ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), при чому доломіт під час обпалення конвертора утворює CaO та MgO — основні оксиди, які з P_2O_5 , що утворюється від горіння фосфору, дають основні солі $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ та $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ (томасшлак), в наслідок чого залізо збувається фосфору. Цей процес дістав назву *томасування*. Томасшлак використовують як мінеральне фосфорне добриво.

Одержане в конверторі залізо перетворюють у сталь, додаючи до нього певну кількість дзеркального чавуну (що має в собі манган), склад якого завчасно визначений; манган відіймає останні сліди кисню та сірки від сталі, а вуглець дзеркального чавуну навуглецьовує сталь до бажаного проценту.

Бессемерування, при всіх своїх великих перевагах, має й хиби: поперше, під час продування шлаки часто затримуються в металі, подруге, в ньому лишається багато газів. Цих хиб не має спосіб *Сіменс-Мартена* (рис. 94 та 95).

У *сіменс-мартенівському* способі користуються спеціальною піччю з подом із основних (CaO та MgO) або кислих (кварц, кремнезем) речовин, відповідно до хемічного складу взятого чавуну. У піч кладуть переробний чавун разом із *скрапом* (залізний лом) і з якнайчистішою залізою рудою. Нагрівають генераторним газом. Домішки окиснюються від діяння оксидів із скрапу та руди і від діяння кисню нагрітого попереду повітря, яке нагнічують у піч. *Сіменс-мартенівський* процес триває 10—12 годин (а *бессемерівський* близько 15 хвилин) і піддається цілковитому контролю; метал тут менш насичується газами. Тепер дві третини всієї сталі, яку виробляють, одержують *сіменс-мартенівським* способом.

Сталь відрізняється від чавуну не тільки кількістю вуглецю, але й такими властивостями: вона може куватись і зварюватись. Від заліза сталь відрізняється здатністю загартовуватись, цебто твердішати від швидкого охолодження після розжарювання; але загартовування призводить до крихкості металу; через те загартовану сталь, щоб зменшити її крихкість, *відгартують*, цебто знову нагрівають до 300—350°; тоді крихкість зникає.

Крім звичайної сталі, для тих або інших споруд готують *спеціальні сталі*, цебто сталі з присадками різних металів; ці сталі виготовляють у графітових тиглях, стоплюючи звичайну сталь з зарані приготовленими стопами заліза: з ферохромом, з феровольфрамом, феромолібденом, ферованадієм, з нікелем, або з їх

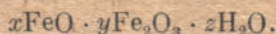
різними сумішами. Ці присадки звичайно поліпшують властивості сталі, від них сталь або твердішає, або стає більш в'язкою, або зберігає свій гарт і при високих температурах (що особливо важливо для швидкорізальних інструментів), або не іржавіє і т. д.

§ 175. Властивості заліза. Залізо стоїть у періодичній системі під 26 номером, має ат. в. 55,84, топиться при 1529° , кипить при 2450° . У твердому стані має синувато-сріблястий колір, порівняно м'яке, особливо при підвищеній температурі, тягуче, ковке і може прекрасно зварюватись. Під впливом магніту залізо намагнічується, але відразу ж втрачає цю магнітність, коли прибрати магніт; властивість намагнічуватись має також і сталь, але вона відрізняється від заліза тим, що може зберігати довгий час свою намагніченість.

Відомі чотири алотропічні відміни заліза: 1) альфа-залізо з тит. в. $7,86$ — воно тільки і може намагнічуватись; існує до 760° ; 2) бета-залізо існує між 760 та 900° ; 3) гамма-залізо — між 900 та 1411° та 4) дельта-залізо існує понад 1411° ¹. Домішка вуглецю, яку має в собі технічне залізо, знижує температуру його топлення і ковкість, але збільшує його твердість. *Залізо, яке містить у собі вуглецю менше від 0,5%, не гартується, загартовуватись може лише сталь.*

Хемічні властивості заліза. В сухому повітрі залізо не окиснюється при звичайній температурі, а при високій воно окиснюється, утворюючи так званий магнітний оксид (залізо II-III-оксид), інакше — залізну окалину У вологому повітрі залізо іржавіє, цебто утворює рудувато-бурий порошок, дуже пухкий і пористий, який легко відстає від поверхні металу, і тому не заважає дальшому його іржавінню. Про те, в чому полягає хемізм процесу іржавіння, див. розділ XVI.

Щодо складу іржі, то вона, як було сказано в розділі XVI, є сумішню оксидів заліза в різному ступені гідратації, цебто



Зважаючи на таку властивість, залізні, а також і сталені вироби захищають від корозії, покриваючи їх або фарбами, або лаком, або олією та іншими металами (Zn, Sn та ін.) (див. розділ XVI).

Крім кисню, залізо легко сполучається з сіркою, галогенами, фосфором, вуглецем, азотом і ін.

У кислотах, навіть найслабкіших, залізо розчиняється, утворюючи солі двовалентного заліза. Концентрована нітратна кислота утворює на поверхні заліза тонку плівку його оксиду, від чого

¹ У різних сортах сталі відрізняють такі складові частини: 1) цементит — залізо-карбід Fe_3C , речовина тверда і крихка; 2) ферит — чисте залізо в його чотирьох відмінах, речовина м'яка; 3) перліт — суміш фериту та цементиту; 4) аустеніт — твердий розчин вуглецю в гамма-залізі; 5) мартенсит — твердий розчин вуглецю в альфа-залізі — головна дуже тверда складова частина загартованої сталі; 6) тростит — колоїдний твердий розчин; 7) сорбіт — проміжна форма між троститом і перлітом; 8) графіт і 9) вуглець відпалу — це теж графіт, але аморфний, який являє собою продукт розпаду цементиту.

залізо стає пасивним. Луги на залізо не діють. Багато солей роз'їдає залізо.

В металургії заліза має велике значення а з о т у в а н н я сталі: його проводять, або діючи амоніаком при 500° , або занурюючи сталь у розтоплений натрій-ціанід NaCN . На поверхні сталі при цих умовах утворюється дуже твердий шар азотованої сталі, який не втрачає своєї твердості до 500° . З азотованої сталі готують відповідальні частини машин.

Світове виробництво чавуну дорівнювало (в мільйонах тонн):

	1913 р.	1929 р.	1931 р.
У капіталістичних країнах . . .	72,5	88,8	48,5
У СРСР	4,2	4,3	4,9

У 1937 р. в СРСР намічено витопити 16 млн. т чавуну та 17 млн. т сталі, і СРСР вийде по чорній металургії на перше місце в Європі і друге у всім світі.

В усіх капіталістичних країнах виробництво чавуну та сталі через кризу капіталізму катастрофічно падає, тоді як в СРСР воно грандіозно зростає. Крім реконструкції, згідно з останніми досягненнями найновішої техніки старих металургійних заводів, в СРСР будуються такі нові гіганти з величезними доменними печами, як Магнітогорський та Кузнецький металургійні заводи. На півдні на Маяківському, Дзержинському, Керченському та інших заводах «задуто» нові домни; з кожним днем зростає міць другої металургійної бази СРСР — Урала-Кузбаса; відбувається корінна реконструкція Златоустівського металургійного заводу, який дає високу якісну сталь; Челябінський завод має блискучий успіх щодо випуску феростопів і т. д.

За 8 місяців 1932 р. продукція чорної металургії в СРСР зросла вже на 22% проти відповідного періоду попереднього року. Щодо виробництва чавуну, то СРСР у 1933 р. зайняв вже перше місце в світі. Всі ці дані яскраво свідчать про виключні результати, досягнені й досягані в СРСР в галузі чорної металургії, цієї провідної ділянки всього народного господарства Радянського Союзу.

СПОЛУКИ ЗАЛІЗА

Залізо утворює два солетворні оксиди: FeO — залізоII-оксид, Fe_2O_3 — залізоIII-оксид; ці два оксиди мають основний характер (залізоIII-оксид навіть трохи амфотерний). Відомі солі фератної H_2FeO_4 і перфератної H_2FeO_5 кислот. Самі кислоти, а також відповідні оксиди (ферат-ангідрид FeO_3 і перферат-ангідрид FeO_4) не одержано у вільному стані.

Двом основним оксидам — залізоII-оксидові FeO , в якому залізо двовалентне, та залізоIII-оксидові Fe_2O_3 , в якому залізо тривалентне, відповідають і два ряди солей: солі двовалентного і солі тривалентного заліза.

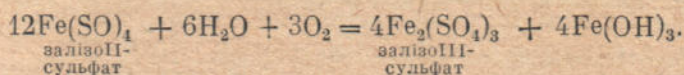
§ 176. Сполуки двовалентного заліза. ЗалізоII-оксид FeO постійний тільки при високих температурах, а при низьких температурах він окиснюється, утворюючи залізоII-III-оксид

$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$; гідроксид $[\text{Fe}(\text{OH})_2]$, який йому відповідає, дуже швидко окиснюється, утворюючи залізоIII-гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Солі двовалентного заліза у сухому стані порівняно стійкі, але в присутності вологи та у водних розчинах вони легко окиснюються, утворюючи солі тривалентного заліза. Це окиснення часто можна виявити через зміну забарвлення: багато солей двовалентного заліза має зелений колір, а солі тривалентного заліза мають бурий колір, а тому з побуріння зелених солей можна робити висновки про їх окиснення.

Із солей двовалентного заліза зазначимо:

1. ЗалізоII-сульфат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, яку звуть залізним купоросом. Одержують її, діючи сульфатною кислотою на залізний лом у зелених кристалах, які, розчиняючись у воді, утворюють зелений розчин. Залізний купорос легко окиснюється і при цьому буріє:



Залізний купорос використовують для виготовлення чорнила (разом з дубильними речовинами, наприклад з екстрактом із чорнильних горішків), як протраву для фарбування тканин.

2. Залізо-карбонат FeCO_3 зустрічається в природі, утворюючи залізний шпат; його також мають у собі залізні джерела (наприклад у Железноводську), з яких, окиснюючись, виділяється залізоIII-гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$, а з цього потім утворюється бурий залізняк. Воду залізистих джерел використовують для лікування від неодокрів'я.

3. Залізо-сульфід FeS , який одержують, сполучаючи безпосередньо залізо з сіркою, використовують у лабораторіях для добування водень-сульфіду.

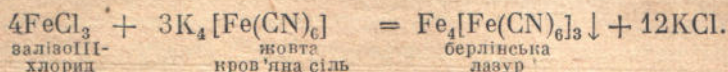
§ 177. Сполуки тривалентного заліза. ЗалізоIII-оксид зустрічається, як сказано, в природі і служить рудою, з якої добувають залізо. Штучно одержують його, обпалюючи залізний колчедан FeS_2 для добування сульфит-ангідриду SO_2 та сульфатної кислоти. В малярстві залізоIII-оксид звуть залізним суріком і вживають у суміші з оліфою як червоно-коричневу фарбу— дуже міцну, стійку проти атмосферних впливів і діяння морської води; нею фарбують залізо (дахи, крокви, мости і т. ін.).

Глинясті речовини, забарвлені залізоIII-гідроксидом $\text{Fe}(\text{OH})_3$, теж застосовують як малярну фарбу під назвою охри та мумії (черлядь). Колір охри залежить від кількості залізної сполуки, яку вона в собі має, і змінюється від ясножовтого до коричневого.

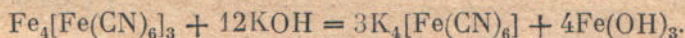
Із солей тривалентного заліза вкажемо залізоIII-хлорид FeCl_3 , який одержують, діючи надвишком хлору на залізо або на FeCl_2 ; його вживають як засіб спиняти кровотечу.

Крім того, залізо утворює ще складні ціанідні сполуки $K_4[Fe(CN)_6]$ —жовту кров'яну сіль і $K_3[Fe(CN)_6]$ —червону кров'яну сіль.

Жовту кров'яну сіль $K_4[Fe(CN)_6]$ добувають, прожарюючи тварину покидь (кров, роги, копита) з залізом та поташем. Це—жовта кристалічна речовина. Якщо діяти водним розчином жовтої кров'яної солі на розчин залізоIII-хлориду ($FeCl_3$), то утворюється синя тверда речовина, яка зветься берлінською лазур'ю, за рівнянням:



Берлінська лазур—це яскрава синя фарба. Вона непридатна тільки там, де буде стикатися з лугом, наприклад для фарбування по штукатурці; всякий луг руйнує берлінську лазур, утворюючи бурий залізоIII-гідроксид за рівнянням:



Залізни сполуки і в органічній природі відіграють дуже велику роль; досить зазначити, що залізо є складовою частиною барвника крові гемоглобіну, який має велике значення в акті дихання: з кров'яним потоком він разносить кисень в організмі. Недостача заліза в організмі спричиняється до анемії (недокрів'я).

КОБАЛЬТ Co І НІКЕЛЬ Ni

§ 178. Кобальт і нікель — це метали, які стоять у періодичній системі поруч заліза і взагалі схожі на нього; у сполуках вони або дво- або тривалентні. В природі їх руди містять у собі або арсен (наприклад $NiAs$) або арсен та сірку (наприклад $NiAs \cdot NiS$); ці руди порівняно рідкі.

Металічний кобальт використовують для стопів: з кобальтової сталі (близько 30% кобальту) виготовляють постійні магніти, які являють собою складові частини автомобільних магнето. Разом з вольфрамом і хромом кобальт утворює стоп стеліт. Цей стоп не втрачає твердості (гарту) і при високих температурах, а тому з нього виготовляють різці, свердла і взагалі різальні інструменти, які при роботі дуже нагріваються.

Кобальтові солі у водних розчинах мають малиновий колір, а безводні — синій. Стоплюючи кобальтові солі з поташем K_2CO_3 і піском SiO_2 , одержують калій-кобальтII-сілкат K_2CoSiO_4 ; цю розтоплену сіль виливають у холодну воду, від чого вона стає крихкою; подрібнюючи на порошок, дістають дуже тривку фарбу, яка зветься кобальтом; цією фарбою широко користуються у живопису і в фарфоровому виробництві для синіх та блакитних тонів. Дешевший сорт її, якого вживають іноді для клейового фарбування, зветься шмальтою.

Кобальтовий ультрамарин (або синьку Тенара) одержують, прожарюючи кобальт-карбонат з алюмінієвим галу-

ном; він має формулу CoAl_2O_4 ; це фарба синього кольору, яку застосовують в акварельному та олійному малярстві.

Металічний нікель має сріблясто-білий колір; він досить в'язкий і ковкий, з пит. в. 8,8; топиться при 1452° ; може намагнічуватись. На повітрі майже не змінюється; кислоти діють на нього дуже повільно; луги на нього не діють.

Зважаючи на таку стійкість нікелю, його використовують безпосередньо для виготовлення як господарських предметів (наприклад кастрюль), так і лабораторного приладдя (тиглів, щипців тощо); нікелем також покривають (нікелюють) метали—залізо і мідь. У вигляді дрібного порошку нікель часто застосовують як катализатор, особливо при реакціях прилучення водню, який він дуже вбирає.

Крім того, нікель широко вживають у стопах, спеціальних сталях: чим більше введено нікелю, тим більший колір стону і стон твердіший, тягучіший і краще полірується. Стоп із нікелю (36%), мангану (0,5%) і заліза, так званий і н в а р, має малий коефіцієнт розширу; його використовують для виготовлення геодезичних інструментів, вимірних стрчок і ін.; стоп із нікелю (36%), заліза (63%) і хрому (1%) — платиніт має температурний коефіцієнт розширу такий самий, який має скло, і його можна впаювати у скло; через те ним замінюють дорогу платину в електричних лампочках.

Стопи нікелю з міддю відомі під назвою мельхіору, нейзильберу, аргентану, альпаки та ін. Часто у ці стопи вводять і інші метали. Стопи нікелю з міддю (близько 80%) мають сріблястий вигляд; їх уживають для карбування монет (замість срібної). Стоп ні х р о м (63% Ni, 40% Cr, 25% Fe та 2% Mn) відзначається великою твердістю й туготопкістю; з нього виготовляють реостати, електронагрівні прилади, пірометри та інші вироби.

У сполуках нікель звичайно двовалентний. Солі нікелю у водних розчинах мають зелений колір, а безводні солі—жовтий колір.

Зіставте сами, яке співвідношення мають порядкові номери та атомні об'єми заліза, кобальту та нікелю з усіма іншими їх властивостями.

Порівняльна таблиця властивостей заліза, кобальту й нікелю

Метали	Залізо Fe	Кобальт Co	Нікель Ni
Порядковий номер	26	27	28
Число електронів у шарах	2.8.14.2	Я.2.8.15.2	Я.2.8.16.2
Атомна вага	55,84	58,94	58,69
Питома вага	7,86	8,83	8,8
Темп. топлення	1527°	1490°	1452°
Темп. кипіння	2450°	2375°	2340°
Валентність	8, 6, 3, 2	3, 2	3, 2

ПЛАТИНОВІ МЕТАЛИ

Усі метали восьмої групи, за винятком заліза, кобальту й нікелю, звичайно мають назву платинових металів. Усі вони зустрічаються в природі у вільному стані, залягають укупі в розсипах, але їх кількість різні: переважає завжди платина. Головні родовища: в СРСР — на Уралі (західні і східні відроги), за кордоном — у Колумбії, в Африці (Трансвааль) та ін. Всі платинові метали мало активні: вони не окиснюються при звичайній температурі і в кислотах не розчиняються, розчиняються лише в царській водці; сполуки їх легко руйнуються. З усіх цих металів тут буде описано тільки платину, як метал, що має найбільше значення в техніці і в лабораторній практиці.

§ 179. Платина Pt. Платина сірувато-білого кольору, дуже важкий (пит. в. 21,4), туготопкий (темп. топл. 1774°), ковкий і тягучий метал. Чиста платина цілком не окиснюється і не реагує з жодною кислотою: платина може розчинятись тільки в царській водці. При високій температурі платина стає активніша: вона сполучається з вуглецем і з фосфором; на неї також діють луги; вона легко вбирає такі гази, як водень, кисень. На цій останній властивості побудовано широке використання платини (особливо губчастої платини або платинового порошку — платинової черні) як одного з найкращих каталізаторів; треба пригадати контактний спосіб добування сульфатної кислоти (розділ XII), окиснення амоніаку в нітратну кислоту (розділ XIII). Платина дуже стійка, і тому з неї виготовляють лабораторний посуд та різні прилади, як от: листи, пластинки, тигли, чашки, дріт та ін. На жаль, платина надзвичайно дорога, а це заважає ще ширшому її застосуванню.

У своїх сполуках платина частіше чотиривалентна і рідше дво-валентна; її оксиди: PtO_2 та PtO , з яких перший амфотерний, а другий основний. З солей найбільш уживають платина IV - хлориду $PtCl_4$; сполучаючись із хлоридною кислотою, він утворює комплексну сполуку платинат-хлоридну кислоту H_2PtCl_6 , яка дає комплексні солі, наприклад K_2PtCl_6 .

Порівняльна таблиця платинових властивостей металів

Метали	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
Порядковий номер	44	45	46	76	77	78
Число електронів у шарах	Я.2.8.18. 14.2	Я.2.8.18. 15.2	Я.2.8.18. 16.2	Я.2.8.18 32.14.2	Я.2.8.18. 32.15.2	Я.2.8.18. 32.16.2
Атомна вага	101,7	102,9	106,7	190,9	193,1	195,2
Питома вага	12,2	12,1	11,5	22,48	22,42	21,5
Темп. топлення	2 450°	1 970°	1 555°	2 500°	2 350°	1 773°
Темп. кипіння	4 100°	4 000°	3 600°	4 450°	4 400°	3 800°
Валентність	+2, 3, 4, 7, 8	+1, 2, 3, 4	+2, 3, 4	+2, 3, 4, 6, 8	+2, 3, 4, 6	+2, 3, 4

Треба зазначити, що взагалі всі метали восьмої групи дуже схильні утворювати різноманітні комплексні сполуки, особливо з амоніаком NH_3 , ціаном CN , наприклад $\text{Pt}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_4$ або $\text{K}_2\text{Pt}(\text{CN})_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Сіллю барію $\text{BaPt}(\text{CN})_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ звичайно користуються, наносячи її на екран, щоб виявляти рентгенівські промені, бо під впливом їх вона флюоресцює.

Практичні заняття

І. Залізо

Спроба 173. В пробірці з невеличкими кусочками залізного дроту влити кислот: в одну хлоридної, в другу — сульфатної, і в третю — нітратної, взявши їх для перших спроб — розведеними, а для других — концентрованими. Зазначити в журналі свої спостереження і написати рівняння реакцій.

Спроба 174. Сполуки двовалентного заліза: а) до розчину залізоII-сульфату ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) додати розчину NaOH і спостерігати випадання осаду та зміну його забарвлення; б) до такого самого розчину додати $(\text{NH}_4)_2\text{Si}$ одержати FeS .

Спроба 175. Сполуки тривалентного заліза: а) до розчину залізоIII-хлориду FeCl_3 додати розчину NaOH , відзначити колір осаду і порівняти до кольору осаду, одержаного при такій самій реакції на солі двовалентного заліза; рівняння; б) налити розчину FeCl_3 в пробірку і додати до нього розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, розглянути одержаний осад; рівняння.

Спроба 176. Перехід солей тривалентного заліза в солі двовалентного заліза. У розчин FeCl_3 пропустити H_2S . Спостерігати зміну забарвлення розчину. Від якої речовини розчин стає каламутний? Написати рівняння відновлення FeCl_3 в FeCl_2 .

Спроба 177. Перехід від солей двовалентного заліза до солей тривалентного заліза. Налити в дві пробірки розчину FeSO_4 і в одну з них, крім того, додати кілька краплин бромної води; потім в обидві пробірки прилити розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і порівняти одержані результати.

Контрольні запитання

1. Зіставте метали хром, манган, залізо, кобальт, нікель та їх сполуки і відзначте їх схожі й відмінні властивості.
2. Які процеси відбуваються в доменній печі?
3. Що таке шлак і яке він має значення в доменному процесі?
4. Чим відрізняються щодо складу та властивостей чавун, сталь і ковке залізо і як їх одержують?
5. У чому полягають способи Бессемера і Сіменс-Мартена?
6. Як можна зберегти залізо та сталь від іржавіцня?
7. Що таке іржавіцня?
8. Що таке томасшлак і яке він має застосування?
9. Як виготовляють спеціальні сталі?
10. Що містить у собі неіржавіюча сталь?
11. Які алотропічні відміни має залізо?
12. Як діє на залізо кисень при різних температурах?
13. Які оксиди утворює залізо? Їх хемічний характер?
14. Як реагує залізо з вуглецем, сіркою фосфором і силіцієм?
15. Що таке азотована сталь?
16. Які два ряди солей утворює залізо? Наведіть приклади сполук заліза, які мають застосування в будівництві.
17. Яке значення має чорна металургія в соціалістичному будівництві СРСР і що роблять для її могутнього розвитку?

18. Вкажіть найважливіші властивості кобальту, нікелю, платини і їх практичне застосування.

19. З якими речовинами не можна працювати в платиновому посуді?

Додаткова література

1. Павлов, Металлургия чугуна.
 2. Корнаухов, Металлургия стали.
 3. Боригем и Гадфильд, Специальные стали.
 4. Известия Платинового института Академии наук СССР.
-

РОЗДІЛ XXIII

МІДЬ Cu, СРІБЛО Ag, ЗОЛОТО Au

§ 180. Загальна характеристика. Мідь, срібло й золото стоять у непарних рядах першої групи періодичної системи, цебто в тій групі, в якій уміщені (в парних рядах) найактивніші лужні метали; але схожість з ними цих трьох металів швидше формальна; вона полягає в тому, що вони так само, як і лужні метали, мають сполуки типу R_2O — Cu_2O , Ag_2O та Au_2O . Срібло інших валентностей і не виявляє, а мідь утворює ще й двовалентні сполуки, золото — тривалентні сполуки. Менделєєв ці метали ставив услід за елементами восьмої групи: мідь — після нікелю, срібло — після паладію і золото — після платини, на які вони трохи й схожі; він указував на їх перехідне значення між металами восьмої і другої груп — цинком, кадмієм та ртуттю (див. періодичну систему).

Гадають, що в атомах цих усіх трьох елементів деякі електрони внутрішніх оболонок можуть стати валентними електронами, а на зовнішній оболонці вони мають тільки по одному електроні (див. далі порівняльну таблицю); це останнє й наближає їх до металів першої групи. Щодо інших властивостей міді, срібла й золота, то вони різко відрізняються від властивостей металів першої групи: лужні метали дуже активні, а мідь, срібло й золото, навпаки, найменш діяльні, за що, наприклад, срібло й золото свого часу і назвали «благородними» металами. Ці два метали дуже важко втрачають свої електрони, особливо золото. Всі інші метали легко витискують їх із сполук. Всі вони, крім міді, не окиснюються на повітрі, води не розкладають, із кислот водню не витискують; їх сполуки мало стійкі, оксиди й гідроксиди їх у воді нерозчинні і, крім Ag_2O , мають слабку основність. Через малу активність мідь, срібло і, особливо, золото в природних умовах можуть бути вільними («самородками»).

§ 181. Мідь Cu. Самородна мідь зустрічається в Америці — близько Верхнього озера, в Чилі та в Австралії. В СРСР її родовище є на Уралі (Нижній Тагіл), на Кавказі, Алтаї, у Фергані та ін. Окиснені мідні руди — куприт Cu_2O , малахіт $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, мідна лазур $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ зустрічаються в СРСР там, де і самородна мідь.

Дуже багато малахіту (і мідної лазури) зустрічається в пермських пісковиках, які мають у собі мідь і охоплюють величезний простір районів Пермського, Оренбурзького, Самарського, Вятського, Вологодського, Уфімського й Татарського.

Найважливішою рудою, з якої витоплюють мідь, є мідний колчедан CuFeS_2 (на Уралі, на Кавказі, в Карелії, на Алтаї, в Сибіру); мідного колчедану є багато майже у всіх країнах, особливо в Америці. Мідний колчедан являє собою постійну домішку залізного колчедану, який переробляють у величезних кількостях на сульфатну кислоту, при чому мідь лишається в колчеданних огарках. Зустрічаються й інші руди, наприклад мідний блиск Cu_2S .

З оксидів мідь виділяють, відновлюючи вугіллям та вуглець II-оксидом, а з сульфідів — окиснюючи при обпалі, відновлюючи і потім рафінуючи досить складним способом одержану нечисту чорну мідь; найбільш удосконалене рафінування проводять, електролізуючи одержаний попереду мідь II-сульфат CuSO_4 .

Властивості міді. Мідь — метал червоного кольору, чистіша — блідобронзового кольору, тягучий і м'який; може розплющуватись у тонкі листочки і витягуватись у тонкий дріт; п.т. в. 8,93; топиться мало не при 1083° і кипить при 2305° ; мідь — один із найкращих провідників електрики, і тому її застосовують для електропроводів.

У сухому повітрі при звичайній температурі мідь не змінюється, а в вологому, окиснюючись і притягуючи вуглекислий газ, покривається зеленою поволокою мідь-гідроксикарбонату $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$; при $300\text{--}400^\circ$ мідь окиснюється, перетворюючись у чорний мідь II-оксид CuO (мідна окалина); розтоплена мідь вбирає газу — водень і вуглець II-оксид; охолоджуючись, вона їх виділяє.

Відношення до кислот: розведена хлоридна кислота на мідь не діє, мідна сульфатна (виділяючи SO_2) та мідна нітратна кислота (виділяючи NO), на мідь діють, утворюючи солі двовалентної міді CuSO_4 та $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Мідь розчиняється у водному розчині амоніаку, окиснюючись перед тим, і утворює синій розчин складної (комплексної) сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \cdot 2(\text{OH})^-$, яку звать реактивом Швейцера: цей реактив може розчинити целюлозу (вату)¹.

Мідь, якщо її нагрівати, сполучається (окиснюється) з галогенами, сіркою, фосфором, арсеном і силіцієм. Мідь у своїх сполуках або одновалентна (утворює мідь I-оксид Cu_2O і відповідні солі), або частіше двовалентна (утворює мідь II-оксид CuO і відповідні солі).

Всі сполуки міді отруйні: нижчі організми від них швидко гинуть, і тому, як побачимо далі, мідними сполуками й користуються в боротьбі з шкідниками польового та садового господарства.

Застосування міді. Сама мідь у величезних кількостях йде на електропроводи; ковани або прокатані листи застосовують для топочних коробок; з неї також витягують труби.

В техніці ще більше вживаються стопи міді:

1. Латунь² і томпак — стопа з цинком (див. розд. XVIII).

¹ Густиий розчин целюлози в реактиві Швейцера, протиснений крізь дуже вузькі отвори в розведену кислоту, розпадається, при чому целюлоза виділяється, утворюючи нитки штучного шовку.

² Латунний посуд (самовари, каструлі тощо), треба лудити, тобто покривати зсередини оловом, бо мідь і мідні сполуки (мідний іон Cu^{2+}) отруйні.

2. Бронзи — стопи з оловом (див. розділ XX).
3. Алюмінійова бронза (див. розділ XIX).
4. Метал Мунтца — стоп із цинком і залізом; його вживають для обшивки підводних частин суден.
5. Дельта-метал — стоп із цинком, залізом, манганом і свинцем; у машинобудівництві його часто застосовують замість дорогої бронзи.
6. Аргентан — стоп із цинком та нікелем.
7. Британський метал — стоп із оловом та сурмою.
8. Біметал — вироби з нього являють собою залізне осердя, покриті з поверхні міддю.

Світове виробництво міді можна бачити з таких даних (в тисячах тонн):

Увесь світ без СРСР	—	1929 р.	1930 р.	1931 р.
Виробництво міді в СРСР	1913 р.	1929 р.	1930 р.	1931 р.
у тоннах	32 343	37 034	47 532	48 416
у процентах	100	114,4	146,9	+149,6

За роки другої п'ятирічки виробництво міді в СРСР зробило величезні кроки вперед.

Зіставляючи ці два ряди показників, бачимо, як у капіталістичних країнах світова криза призводить до різкого зниження споживання міді. З другого боку, бачимо цілком протилежну картину в СРСР, де розширення й реконструкція діючих підприємств, а також введення в експлуатацію нових комбінатів рік-у-рік дуже підвищує зріст витолення міді. Наприкінці 1931 р. пущено в експлуатацію мідетопильний гігант — Красноуральський комбінат з річної продукцією в 20 тис. *t* міді.

Як уже сказано, мідь утворює сполуки, в яких вона одновалентна, наприклад солі CuCl , CuBr , CuI , і сполуки, в яких вона виявляє двовалентність; цих останніх відомо багато і їх вживають частіше.

З солей двовалентної міді найбільше вживають таких:

1. Мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ одержують, діючи сульфатною кислотою на мідний лом, на мідь II-оксид або на мідь II-гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$, або на мідь-сульфід CuS . Це — синя кристалічна речовина, розчинна у воді; прожарений (безводний) мідний купорос є порошок білого кольору; часткове вивітрювання (втрата води) відбувається і в сухому повітрі. Водні розчини мідного купоросу блакитного кольору. Більшу частину мідного купоросу споживають у сільському господарстві для боротьби з шкідниками і хворобами рослинних культур, а також для протруювання (очищення) насіння; чимало його витрачають у виробництві мідних фарб; вживають його також і в виробництві деяких барвників для тканин, шкіри і т. д.

2. Мідянка — мідь-гідроксиацетат $2\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, дуже міцна і особливо придатна для фарбування заліза зелена фарба; вживають не чисту сіль, а в суміші з свинцевим білилом. Це є найбільш уживана з мідних фарб.

3. Швейнфуртська зелень має склад $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$, теж міцна зелена фарба; її застосовують і в боротьбі з сільськогосподарськими шкідниками.

4. Брауншвейгська зелень — суміш мідь-II-гідроксиду з гіпсом та з домішками інших мідних солей; її вживають для олійної фарби.

5. Мідь-арсеніт CuHAsO_3 — зелень Шееле; його застосовують у боротьбі з сільськогосподарськими шкідниками.

Є багато інших мідних фарб, не тільки зелених, а й синіх, фіолетових, коричневих, червоних та чорних. Усі вони отруйні; через те їх намагаються замінити на інші, наприклад мідні зелені замінюють на хромові — на зелений крон або гюйнетову зелень ($\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

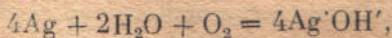
6. Малахіт $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ — природна сполука; його вживають як підробний камінь для виготовлення колон, ваз, канделябрів та різних ювелірних виробів.

§ 182. Срібло Ag . Срібло, як мало активний метал, зустрічається в природі у вільному стані, але порівняно в невеликій кількості. Здебільшого ж воно трапляється у вигляді срібло-сульфіду Ag_2S — срібного блиску, з якого його і добувають. Срібний блиск майже завжди супроводять різні інші сульфідні метали, особливо багато в ньому буває свинцевого блиску PbS ; такі руди мають у собі небагато самого Ag_2S (десяті і навіть соті частки процента). Головні родовища срібних руд є в Мексичі, США, Канаді, Австралії, в СРСР — в Сибіру.

В загальних рисах добування срібла полягає спочатку в тому, що виділяють з руди, обпалюючи її, суміш свинцю та срібла: одержаний від обпалу срібло-оксид прожарюють, при чому він розпадається, виділяючи вільне срібло. Одержану суміш свинцю та срібла розтоплюють і додають до неї цинку, який з сріблом утворює сполуки Ag_2Zn_5 та інші: їх здійснюють з свинцю, при 100° розкладають і відганяють цинк. Із свинцю, що при цьому залишається, виділяють срібло, окиснюючи свинець у свинець-II-оксид PbO , який при 880° розтоплюють і зливають з срібла. Одержане срібло перетворюють в срібло-нітрат і очищають електролітичним рафінуванням.

Останнім часом Ag_2S з руди вилучають розчином натрій-ціаніду: одержують складну сполуку $\text{Na}(\text{AgC}_2\text{N}_2)'$, з якої потім, електролізуючи, виділяють срібло.

Срібло — загальновідомий білий блискучий метал, м'який, дуже ковкий і тягучий; його щільність 10,3; топиться при $960,5^\circ$ і кипить при 1955° , утворюючи щільну пару. Срібло не окиснюється на повітрі не тільки без нагрівання, але й при прожарюванні. Розтоплене срібло може розчиняти в собі кисень, який при остиганні знову виділяється. Від дії озону срібло з поверхні вкривається шаром чорного срібло-пероксиду. Цікаво відзначити, що дистильована вода, якщо в ній є розчинений кисень, трохи розчиняє срібло, утворюючи срібло-гідроксид:



про що свідчить лужна реакція такого розчину. Срібло легко сполучається з галогенами; так само легко і безпосередньо на срібло діє

водень-сульфід, утворюючи чорний срібло-сульфід, від чого срібні речі часто чорніють. Срібло розчиняється в кип'ячій сульфатній кислоті (з виділенням SO_2) і в нітратній кислоті (з виділенням NO); хлоридна кислота не розчиняє срібла; луги теж не діють на срібло. Срібло має велику електропровідність.

Срібло має єдиний солетворний оксид Ag_2O і в усіх своїх сполуках одновалентне.

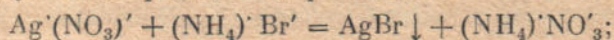
З а с т о с у в а н н я. Срібло надто м'яке, а тому чистим його не застосовують; його вживають, стоплюючи з міддю, при чому кількість срібла в такому стопі відзначають пробою: найчастіше такий стоп має в собі близько 87,5% срібла (84 проба в минулому, тобто 84 золотники в 96 золотниках стопу). «Оксидоване срібло» одержують, занурюючи срібні вироби в розчин калій-гіпосульфїту $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_4$, при чому на поверхні срібла утворюється тонкий шар срібло-сульфїду.

Відновлюючи срібло з його сполук, можна одержати колоїдний розчин його червоного або фіолетового кольору.

Срібло-оксид Ag_2O має сильні основні властивості; срібло-гідроксид AgOH настільки нетривкий, що його й досі не одержано у вільному стані: замість нього завжди одержують самий срібло-оксид.

Солі срібла змінюються від діяннн світла пропорційно його силі. На цій властивості побудований фотографічний процес.

Для цілей фотографування використовують найчастіше срібло-бромід. Для фотографування вживають або фотографічні пластинки (скляні), або целулоїдні плівки, покриті емульсією, що складається з желатини, в якій дрібнісінькими зернятками розподілений срібло-бромід. Желатину попередньо просочують розчином амоній-бромїду NH_4Br , а потім занурюють у розчин срібло-нітрату AgNO_3 , і тоді відбувається реакція за рівнянням:



NH_4NO_3 вимивають, а AgBr лишається в желатині. Пластинки і плівки зберігають захищеними від світла.

Фотографуючи, пластинки вставляють у камеру; світло, проникаючи в камеру, змінює срібло-бромід так, що воно потім під впливом відновників (процес виявлення) легко виділяє металічне срібло, при чому товщина шару його залежить від кількості світлових променів, які попадали в дане місце. Після того, як під час виявлення під впливом відновника цілком ясно визначається контури і подробиці сфотографованого, з пластинки змивають розчином натрій-гіпосульфату (раніш його звали гіпосульфїтом) увесь незмінений срібло-бромід (процес фіксування), пластинку потім промивають водою і сушать. Так одержують негати́в, цебто зображення, обернене супроти дійсного: ясніші місця пластинки відповідають темнішим частинам сфотографованого, і навпаки. Щоб одержати позитивне зображення (позитив) сфотографованого, під пластинку кладуть світлочутливий папір, теж покритий сіллю срібла і вистав-

ляють на світло, після чого папір теж виявляють і фіксують; одержують фотографічне зображення, яке цілком відштовідає сфотографованому предметові.

З інших солей срібла часто ще використовують сріблонітрат AgNO_3 , який одержують, розчиняючи срібло в нітратній кислоті. Це — біла кристалічна речовина; її вживали ще за часів алхіміків (під назвою ляпіс або пекельний камінь) у медицині для припікання. Срібло і всі його сполуки (іон Ag') отруйні.

Срібнити (покривати сріблом) предмети можна двома способами: або відновлюючи срібло з його сполук (див. практичні заняття), або електролізуючи. Електроліз проводять у розчині комплексної солі $\text{K}(\text{AgC}_2\text{N}_2)'$, яку одержують, розчиняючи срібло-ціанід у калій-ціаніді; за катод при електролізі беруть предмет, який треба посрібнити, а анодом служить чисте срібло.

§ 183. Золото Au. Золото в природі зустрічається майже виключно самородним у кварцових жилах і кварцових пісках. Родовища золота є в Трансваалі (Південна Африка), в США, у Канаді, в Мексиці і в Австралії. В СРСР вони є в Сибіру (Ленський район, Алдан, Далекосхідний край та ін.), на Уралі (поблизу Свердловська та по р. Чусовій), на Алтаї, в Казахській АРСР та ін.

Добувають золото або вимиваючи, або витягуючи золото ртуттю (амальгамація) чи розчином натрій-ціаніду (див. розділ XVI).

Цікаво зазначити, що золото є розчинене в морській воді: за значенням Габера, 1 т морської води в середньому містить у собі 0,00001 г золота.

Світовий видобуток золота в 1927 р. дорівнював 603,4 т. Головні запаси золота тепер зосереджені в США, Англії та Франції. Розміром та багатством золотих родовищ СРСР перевищує ряд країн.

В СРСР останнім часом вжито дуже важливих заходів до піднесення нашої золотої промисловості.

Властивості золота. Чисте золото — метал жовтого кольору, найковкіший з усіх металів; тонкі його листочки просвічують синювато-зеленим світлом. Пит. в. його 19,42, топиться при 1063° і кипить при 2677° ; дуже добре проводить тепло та електрику. Золото — м'який метал: м'якший від цинку, але твердіший за олово. Золото — один із найменш активних металів: на нього не діють ні кисень, ні кислоти; розчиняється золото лише в царській водці, в хлорній воді, в калій-ціаніді та натрій-ціаніді і в ртуті. Золото сполучається з галогенами; розтоплені луги теж діють на золото.

Із розчинів своїх солей золото, якщо його відновлювати, виділяється в колоїдному стані, при чому утворюються колоїдні розчини, забарвлені в пурпурово-червоні кольори. Розчин колоїдного золота в станатній кислоті (одержують, відновлюючи золото з його солей діянням SnCl_2), відомий під назвою касієвого пурпуру, вживають як фарбу при виготовленні фарфорових виробів.

У сполуках золото або одновалентне (золотоІ-оксид Au_2O — слабка основа) або тривалентне (амфотерний золотоІІІ-оксид Au_2O_3).

З а с т о с о в а н н я. Золото через м'якість чистим не вживають його застосовують у стопах; стопи з міддю мають червонуватий колір, а стопи з сріблом — жовтий. З таких стопів виготовляють монети та різні прикраси. На золотих виробках (крім монет) звичайно ставлять пробу, яка вказує на кількість золота в даному стопі.

Золотять інші метали або електролітичним способом, або вогневим; у першому способі для електролізу беруть комплексну сполуку $\text{Na}(\text{AuCl}_2\text{N}_2)^+$, при чому катодом служить предмет, який треба позолотити; при вогневому способі золочення предмет покривають амальгамою золота і потім, щоб видалити ртуть, його прожарюють.

С п о л у к и з о л о т а, як було вже сказано, бувають одновалентні і тривалентні. І ті і другі дуже нестійкі і вже при 250—300° розпадаються, виділяючи металічне золото. Цікаво відзначити, що золото-гідроксид $\text{Au}(\text{OH})_3$ має властивості кислоти і зветься золотом кислотою.

З солей золота найчастіше використовують (наприклад у фотографії) золото III - х л о р и д AuCl_3 , який одержують, розчиняючи золото в царській водці: це тверда речовина бурого кольору, розчинна у воді; AuCl_3 з HCl утворює золото-хлоридну кислоту складу HAuCl_4 , здатну утворювати солі.

Порівняльна таблиця властивостей міді, срібла й золота

Метали	Cu Мідь	Ag Срібло	Au Золото
Порядковий номер	29	47	79
Число електронів у шарах	Я.2.8.18.1	Я.2.8.18.18.1	Я.2.8.18.32.18.1
Атомна вага	63,57	107,88	197,2
Питома вага	8,93	10,29	19,3
Темп. топлення	1 082,6°	960,5°	1 063°
Темп. кипіння	2 360°	1 955°	2 677°
Валентність	1 та 2	1	1 та 3

Практичні заняття

І. Сполуки двовалентної міді

С п р о б а 178. На мідні стружки в пробірках подіяти: в одній — міцною хлоридною кислотою, у другій — міцною сульфатною і в третій — міцною нітратною без нагрівання і нагрівуючи; відзначити в журналі спостережене, написавши рівняння реакцій. Звернути увагу на газ, які виділяються замість водню.

С п р о б а 179. На розчин мідного купоросу ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) подіяти розчином NaOH (колір осаду та реакція); потім нагріти пробірку з одержаним осадом, стежачи за зміною кольору: з $\text{Cu}(\text{OH})_2$ виділиться вода і утвориться мідь II-оксид CuO чорного кольору.

С п р о б а 180. З одержаного чорного осаду злити (наскільки можливо) рідину, додати до осаду води, збовтати і дати устоятись, після чого рідину знову злити і осад перенести у фарфорову чашку. Якщо осаду

мало (CuO), то додати в чашку готового мідь II-оксиду; додати до нього (під тягою) розведеної сульфатної кислоти і нагрівати, аж поки розчиниться більша частина мідь II-оксиду. Після цього одержаний розчин відфільтрувати в фарфорову чашку і випарувати на водяному підігрівнику, аж поки почнуть виділятися кристали. Випаровуючи, треба перемішувати рідину склянню паличкою. Коли з'являться кристали, нагрівання припинити і спостерігати даліше випадання кристалів мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Кристали, що випадуть, покласти на фільтрувальний папір і осушити їх ним.

С п р о б а 181. Одержаний мідний купорос розчинити у воді і розчин розлити в дві пробірки: в одну з них покласти кусочок цинку і збовтувати, спостерігаючи зміну кольору розчину та поверхню кусочка цинку. Пояснити спостережене і написати іонне рівняння реакції. Пригадати ряд напруг. У другу пробірку з розчином мідного купоросу додати розчину NaOH і, одержавши осад $\text{Cu}(\text{OH})_2$, знову його перетворити в CuO .

С п р о б а 182. До розчину мідного купоросу додати попереду кілька крапель розчину амоніаку (який осад утвориться?), а потім його надвишок, стежачи за зміною кольору розчину. Яка сполука утворилася? Пригадати координаційну теорію Вернера (див. розділ XVI).

С п р о б а 183. До розчину мідного купоросу додати розчину соди Na_2CO_3 ; написати рівняння реакції утворення осадів мідь-гідроксикарбонату.

II. Сполуки срібла

С п р о б а 184. До розчину срібло-нітрату AgNO_3 додати розчину NaOH і звернути увагу на колір осаду срібло-оксиду Ag_2O . Написати рівняння реакції. Який висновок треба зробити щодо тривкості AgOH ? Який із раніш розглянутих металів виявляв таку саму властивість (див. розділ XVIII)?

С п р о б а 185. У пробірки налити розчину AgNO_3 і додати в першу хлоридної кислоти (або NaCl), у другу — розчину KBr і в третю — розчину KJ ; відзначити забарвлення осадів.

С п р о б а 186. До розчину AgNO_3 додати сірководневої води — випадас чорний осад Ag_2S . Написати рівняння реакції.

С п р о б а 187. Добути знову осад AgCl і частину його виставити на сонячне світло, спостерігаючи зміну забарвлення, і на частину осаду подіяти розчином $\text{Na}_2(\text{S}_2\text{O}_3)$ (рівняння). Взввши на увагу спостережене, виявити окремі стадії процесу фотографування.

Контрольні запитання

1. Які типові форми оксидів металів у більшості випадків є сильно основні і які слабо основні? Вкажіть, які між металічних кисневих сполук є амфотерні оксиди.
2. Вкажіть, які з металів легко окиснюються на повітрі і які зовсім не окиснюються.
3. Які метали, розчиняючись у кислотах, не витискують вільного водню?
4. Які властивості характерні для міді, срібла й золота? Звернути увагу на валентність.
5. Де вживають мідь і її стопи?
6. Які сполуки міді застосовують у будівництві (малярстві) та в сільському господарстві?
7. Для чого застосовують срібло і його стопи?
8. Яку особливу властивість мають солі срібла і як її використовують?
9. В якому вигляді застосовують золото?
10. Прогляньте ще раз, у яких групах періодичної системи стоять метали, в яких — неметали і де стоять амфотерні елементи.
11. Якої кислоти всі нормальні солі розчинні у воді?

12. Яких металів нерозчинні в воді:
а) сульфати;
б) галогеніди;
в) карбонати й силікати?
13. Які з елементів є найкращими окисниками, які — найкращими відновниками?

Додаткова література

1. Вебер, Металлургия меди.
2. Баймаков, Рафинирование меди.
3. Арсентьев, Золото, его нахождение в природе.

ДОДАТКИ

Ізотопи хемічних елементів (на 1 січня 1933 р.)

Атомне поряд- кове число	Символ атома	Назва елементу	Атомна вага	Число ізоотопів	Атомна вага
1	H	Водень	1,0078	2	1,0078, 2,01353
2	He	Гелій	4,002	1	4
3	Li	Літій	6,940	2	7, 6
4	Be	Берилій	9,02	2	9, (8)
5	B	Бор	10,82	2	11, 10
6	C	Вуглець	12,000	2	12, (1)
7	N	Азот	14,008	2	14, (15)
8	O	Кисень	16,000	3	16, (18, 17)
9	F	Фтор	19,00	1	19
10	Ne	Неон	20,18	4	20, 22, 21, 23
11	Na	Натрій	22,997	1	23
12	Mg	Магній	24,32	3	24, 25, 26
13	Al	Алюміній	26,97	1	27
14	Si	Силіцій	28,06	3	28, 29, 30
15	P	Фосфор	31,02	1	31
16	S	Сірка	32,06	3	32, 34, 33
17	Cl	Хлор	35,457	3	35, 37, (39)
18	Ar	Аргон	39,94	2	40, 36
19	K	Калій	39,104	2	39, 41
20	Ca	Кальцій	40,07	2	40, 44
21	Sc	Скандій	45,10	1	45
22	Ti	Титан	47,90	1(2)	48, (50)
23	V	Ванадій	50,95	1	51
24	Cr	Хром	52,01	4	52, 53, 50, 54
25	Mn	Манган	54,93	1	55
26	Fe	Залізо	55,84	2	56, 54
27	Co	Кобальт	58,94	1	59
28	Ni	Нікель	58,69	2	58, 60
29	Cu	Мідь	63,57	2	63, 65
30	Zn	Цинк	65,38	5	64, 66, 68, 67, 70
31	Ga	Галій	69,72	2	69, 71
32	Ge	Германій	72,60	8	74, 72, 70, 73, 75, 76, 71, 77
33	As	Арсен	74,93	1	75
34	Se	Селен	79,2	6	80, 78, 76, 82, 77, 74
35	Br	Бром	79,916	2	79, 81
36	Kr	Криптон	82,9	6	84, 86, 82, 83, 80, 78
37	Rb	Рубідій	85,45	2	85, 87

Атомне поряд- кове число	Символ атома	Назва елемента	Атомна вага	Число ізоотопів	Атомна вага
38	Sr	Стронцій	87,63	3	88, 86, 87
39	I	Іодій	88,93	1	89
40	Zr	Цирконій	91,22	3 (4)	94, 92, (96), 90
41	Nb	Ніобій	93,3	2	92, 90
42	Mo	Молибден	96,0	7	98, 96, 95, 92, 94, 100, 97
44	Ru	Рутеній	101,7	6 (7)	102, 101, 104, 100, 99, 96, (98)
46	Ag	Срібло	107,880	2	107, 109
48	Cd	Кадмій	112,41	6	114, 112, 110, 113, 111, 116
49	In	Індій	114,8	1	115
50	Sn	Олово	118,70	11	120, 118, 116, 124, 119, 117, 122, 121, 112, 114, 115
51	Sb	Сурма	121,76	2	121, 123
52	Te	Телур	127,5	8	128, 130, 125, 126, 124, 123, 122, (127)
53	J	Йод	126,93	1	127
54	Xe	Ксенон	130,2	9	129, 132, 131, 134, 136, 128, 130, 126, 124
55	Cs	Цезій	132,81	3	132, 133, 134
56	Ba	Барій	137,36	4	138, 137, 136, 135
57	La	Лантан	138,92	1	139
58	Ce	Церій	140,13	2	140, 142
59	Pr	Празеодим	140,92	1	141
60	Nd	Неодим	144,27	3(4)	142, 144, 146, (145)
73	Ta	Тантал	181,4	2	180, 182
74	W	Вольфрам	184,0	4	184, 186, 182, 183
75	Re	Реній	186,31	2	187, 185
76	Os	Осмій	190,8	6	192, 190, 189, 188, 186, 187
80	Hg	Ртуть	200,61	9	202, 200, 199, 198, 201, 204, 196, 193, 203
81	Tl	Талій	204,39	2	205, 203
82	Pb	Свинець	207,22	8	208, 206, 207, 204, 209, 210, 203, 205
83	Bi	Бісмут	209,00	1	209

І з о б а р и

Вага атома	39	40	50	54	65	69	70	71	74
Ізобари . .	K, Cl	Ar, Ca	Ti, Cr	Cr, Fe	Cu, Zn	Zn, Ga	Zn, Ge	Ga, Ge	Ge, Se
Вага атома	75	76	77	78	80	82	86	87	92
Ізобари . .	Ge, As	Ge, Se	Ge, Se	Se, Kr	Se, Kr	Se, Kr	Kr, Sr	Rb, Sr	Zr, Mo
Вага атома	94	96	98	100	112	114	115	116	121
Ізобари . .	Zr, Mo	Zr, Mo	Mo, Ru	Mo, Ru	Cd, Sn	Cd, Sn	In, Sn	Cd, Sn	Sn, Sb
Вага атома	124	126	128	130	136	142	186	187	209
Ізобари . .	Sn, Xe	Te, Xe	Te, Xe	Te, Xe	Xe, Ba	Ce, Nd	W, Cs	Re, Os	Pb, Bi

Розчинність¹ основ і солей у воді при 18°

	K	Na	Li	Ag	Tl	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
Cl	32,95 3,9	32,86 5,42	77,79 13,3	0,0316 0,0410	0,3 0,013	37,24 1,7	51,09 3,0	73,19 5,4	55,81 5,1	203,9 9,2	1,49 0,05
Br	65,80 4,6	88,70 6,9	168,7 12,6	0,041 0,066	0,04 0,0215	103,6 2,9	96,52 3,4	143,3 5,2	103,1 4,6	478,2 9,8	0,598 0,02
J	137,5 6,0	177,9 8,1	161,5 8,5	0,063 0,071	0,006 0,0317	201,4 3,8	169,2 3,9	200 4,8	148,2 4,1	419 6,9	0,08 0,022
F	92,56 12,4	4,44 1,06	0,27 0,11	195,4 13,5	72,05 3	0,16 0,0292	0,01 0,001	0,0016 0,032	0,0076 0,0214	0,005 0,0005	0,07 0,003
NO ₃	30,34 2,6	83,9 7,4	71,43 7,3	213,4 8,4	8,91 0,35	8,74 0,33	66,27 2,7	121,8 5,2	74,31 4,0	117,8 4,7	51,66 1,4
ClO ₃	6,6 0,52	97,16 6,4	31,34 1,53	12,25 0,6	3,69 9,13	35,42 1,1	174,9 4,6	179,3 5,3	126,4 4,7	183,9 5,3	150,6 3,16
BrO ₃	6,38 0,38	36,67 2,2	152,5 8,20	0,59 0,025	0,30 0,009	0,8 0,02	30,0 0,9	85,17 2,3	42,8 1,5	58,4 1,8	1,3 0,03
JO ₃	7,62 0,3	8,33 0,4	80,43 3,84	0,004 0,0314	0,059 0,0216	0,05 0,001	0,25 0,0257	0,25 0,007	6,87 0,26	0,83 0,02	0,002 0,043
OH	142,9 18	116,4 21	12,04 5,9	0,01 0,001	40,04 1,76	3,7 0,22	1,77 0,063	0,17 0,02	0,001 0,032	0,035 0,045	0,01 0,034
SO ₄	11,1 0,62	16,83 1,1	35,64 2,8	0,55 0,020	4,74 0,09	0,0323 0,0410	0,011 0,036	0,20 0,015	35,43 2,8	53,12 3,1	0,0041 0,0313
CrO ₄	63,1 2,7	61,21 3,30	111,6 6,5	0,0025 0,0315	0,006 0,031	0,0338 0,0415	0,12 0,006	0,4 0,03	73,0 4,3	— —	0,042 0,065
C ₂ O ₄	30,27 1,6	3,34 0,24	7,22 0,69	0,0035 0,032	1,48 0,030	0,0086 0,0338	0,0046 0,0326	0,0356 0,0443	0,03 0,0027	0,036 0,044	0,0315 0,055
CO ₃	108,0 5,9	19,3 1,8	1,3 0,17	0,003 0,031	4,95 0,10	0,0023 0,0311	0,0011 0,047	0,0013 0,0313	0,1 0,1	0,0042 0,0332	0,031 0,043

¹ В наведеній таблиці в кожному квадраті стоять два числа, які показують розчинність сполуки, аніон якої поставлено у вертикальному напрямі, а катіон — у горизонтальному. У тих випадках, коли сіль утворює гідрати, показано розчинність стійкого при 18° гідрату. Верхнє в кожному квадраті число показує кількість грамів безводної солі, яка розчиняється в 100 см³ води; нижнє число показує молярну розчинність, тобто число граммолекул в 1 л насиченого розчину.

Пружність водяної пари в міліметрах ртутного стовпа від 15,2 до 25,2°

Темпера- тура (°C)	Пруж- ність (мм)	Темпера- тура (°C)	Пруж- ність (мм)	Темпера- тура (°C)	Пруж- ність (мм)	Темпера- тура (°C)	Пруж- ність (мм)
+ 15,2	12,864	+ 17,8	15,167	+ 20,4	17,826	+ 23,0	20,888
15,3	12,947	17,9	15,262	20,5	17,935	23,1	21,016
15,4	13,029	18,0	15,357	20,6	18,047	23,2	21,144
15,5	13,112	18,1	15,454	20,7	18,159	23,3	21,272
15,6	13,197	18,2	15,552	20,8	18,271	23,4	21,400
15,7	13,281	18,3	15,650	20,9	18,383	23,5	21,528
15,8	13,366	18,4	15,747	21,0	18,495	23,6	21,659
15,9	13,451	18,5	15,845	21,1	18,610	23,7	21,790
16,0	13,536	18,6	15,945	21,2	18,724	23,8	21,921
16,1	13,623	18,7	16,045	21,3	18,839	23,9	22,053
16,2	13,710	18,8	16,145	21,4	18,954	24,0	22,184
16,3	13,797	18,9	16,246	21,5	19,069	24,1	22,319
16,4	13,885	19,0	16,346	21,6	19,187	24,2	22,453
16,5	13,972	19,1	16,449	21,7	19,305	24,3	22,588
16,6	14,062	19,2	16,552	21,8	19,423	24,4	22,723
16,7	14,151	19,3	16,655	21,9	19,541	24,5	22,858
16,8	14,241	19,4	16,758	22,0	19,659	24,6	22,996
16,9	14,331	19,5	16,861	22,1	19,780	24,7	23,135
17,0	14,421	19,6	16,967	22,2	19,901	24,8	23,273
17,1	14,513	19,7	17,073	22,3	20,022	24,9	23,411
17,2	14,605	19,8	17,179	22,4	20,143	25,0	23,550
17,3	14,697	19,9	17,285	22,5	20,265	25,1	23,692
17,4	14,799	20,0	17,391	22,6	20,389	25,2	23,834
17,5	14,882	20,1	17,500	22,7	20,514	25,3	23,976
17,6	14,997	20,2	17,608	22,8	20,639		
17,7	15,072	20,3	17,717	22,9	20,763		

Процентний вміст амоніаку в розчинах різної питомої ваги

Питома вага при 15°	°Вé	Процентний вміст амоніаку	Питома вага при 15°	°Вé	Процентний вміст амоніаку
1,000	10	0,	0,933	20	17,5
0,993	11	1,6	0,927	21	19,4
0,986	12	3,3	0,921	22	21,3
0,979	13	5,0	0,915	23	23,4
0,972	14	6,6	0,909	24	25,6
0,966	15	8,2	0,903	25	27,8
0,959	16	10,1	0,898	26	29,8
0,952	17	12,0	0,892	27	32,4
0,946	18	13,6	0,886	28	35,2
0,940	19	15,4			

Процентний вміст водень-хлориду в розчинах різної питомої ваги

Питома вага при 15° в безповітр. просторі	°Вé	Процентний вміст НСІ	Питома вага при 15° в безповітр. просторі	°Вé	Процентний вміст НСІ	Питома вага при 15° в безповітр. просторі	°Вé	Процентний вміст НСІ
1,000	0,0	0,16	1,070	9,4	14,17	1,140	17,7	27,60
1,005	0,7	1,15	1,075	10,0	15,16	1,142	18,0	28,14
1,010	1,4	2,14	1,080	10,6	16,15	1,145	18,3	28,61
1,015	2,1	3,12	1,085	11,2	17,13	1,150	18,8	29,57
1,020	2,7	4,13	1,090	11,9	18,11	1,155	19,3	30,55
1,025	3,4	5,15	1,095	12,4	19,06	1,160	19,8	31,52
1,030	4,1	6,15	1,100	13,0	20,01	1,165	20,3	32,49
1,035	4,7	7,15	1,105	13,6	20,97	1,170	20,9	33,46
1,040	5,4	8,16	1,110	14,2	21,92	1,175	21,4	34,42
1,045	6,0	9,16	1,115	14,9	22,86	1,180	22,0	35,39
1,050	6,7	10,17	1,120	15,4	23,82	1,185	22,5	36,31
1,055	7,4	11,18	1,125	16,0	24,78	1,190	23,0	37,23
1,060	8,0	12,19	1,130	16,5	25,75	1,195	23,5	38,16
1,065	8,07	13,19	1,135	17,1	26,70	1,200	24,0	39,11

Процентний вміст SO₃ і H₂SO₄ в розчинах різної питомої ваги

Питома вага при 15° в безповітр. просторі	°Вé	100 вагових частин містять хемічно чистої кислоти (°/о)		Питома вага при 15° в безповітр. просторі	°Вé	100 вагових частин містять хемічно чистої кислоти (°/о)	
		SO ₃	H ₂ SO ₄			SO ₃	H ₂ SO ₄
1,000	0	0,07	0,09	1,210	25,0	23,33	28,58
1,010	1,4	1,28	1,57	1,220	26,0	24,36	29,84
1,020	2,7	2,47	3,03	1,230	26,9	25,39	31,11
1,030	4,1	3,67	4,49	1,240	27,9	26,35	32,28
1,040	5,4	4,87	5,96	1,250	28,8	27,29	33,43
1,050	6,7	6,02	7,37	1,260	29,7	28,22	34,57
1,060	8,0	7,16	8,77	1,270	30,6	29,25	35,71
1,070	9,4	8,32	10,19	1,280	31,5	30,10	36,87
1,080	10,6	9,47	11,60	1,290	32,4	31,04	38,03
1,090	11,9	10,60	12,99	1,300	33,5	31,99	39,19
1,100	13,0	11,71	14,35	1,310	34,2	32,94	40,35
1,110	14,2	12,82	15,71	1,320	35,0	33,88	41,50
1,120	15,4	13,89	17,01	1,330	35,8	34,80	42,66
1,130	16,5	14,95	18,31	1,340	36,6	35,71	43,74
1,140	17,7	16,01	19,61	1,350	37,4	36,58	44,82
1,150	18,8	17,07	20,91	1,360	38,2	37,45	45,88
1,160	19,8	18,11	22,19	1,370	39,0	38,32	46,94
1,170	20,9	19,16	23,47	1,380	39,8	39,18	48,00
1,180	22,0	20,21	24,76	1,390	40,5	40,50	49,06
1,190	23,0	21,26	26,04	1,400	41,2	40,91	50,11
1,200	24,0	22,30	27,32	1,410	42,0	41,76	51,15

Питома вага при 15° при $\frac{15^{\circ}}{4^{\circ}}$ в безповітр. просторі	$^{\circ}\text{Вé}$	100 вагових частин містять хемічно чистої кислоти ($\%$)		Питома вага при 15° при $\frac{15^{\circ}}{4^{\circ}}$ в безповітр. просторі	$^{\circ}\text{Вé}$	100 вагових частин містять хемічно чистої кислоти ($\%$)	
		SO_3	H_2SO_4			SO_3	H_2SO_4
1,420	42,7	42,57	52,15	1,700	59,5	63,00	77,17
1,430	43,4	43,36	53,11	1,710	60,0	63,70	78,04
1,440	44,1	44,14	54,07	1,720	60,4	64,43	78,92
1,450	44,8	44,92	55,03	1,730	60,9	65,14	79,80
1,460	45,4	45,69	55,97	1,740	61,4	65,86	80,68
1,470	46,1	46,45	56,90	1,750	61,8	66,58	81,56
1,480	46,8	47,21	57,83	1,760	62,3	67,30	82,44
1,490	47,4	47,95	58,74	1,770	62,8	68,02	83,32
1,500	48,1	48,73	59,70	1,780	63,2	68,98	84,50
1,510	48,7	49,51	60,60	1,790	63,7	69,96	85,70
1,520	49,4	50,28	61,59	1,800	64,2	70,94	86,90
1,530	50,0	51,04	62,53	1,810	64,6	72,08	88,30
1,540	50,6	51,78	63,43	1,820	65,0	73,51	90,05
1,550	51,2	52,46	64,26	1,822	65,1	73,80	90,40
1,560	51,8	53,12	65,08	1,824	65,2	74,12	90,80
1,570	52,4	53,80	65,90	1,826	65,3	74,49	91,25
1,580	53,0	54,46	66,71	1,828	65,4	74,86	91,70
1,590	53,6	55,18	67,59	1,830	—	75,19	92,10
1,600	54,1	55,93	68,51	1,832	—	75,53	92,52
1,610	54,7	56,68	69,43	1,834	—	75,96	93,05
1,620	55,2	57,40	70,31	1,836	—	76,57	93,80
1,630	55,8	58,09	71,16	1,838	65,8	77,23	94,60
1,640	56,3	58,77	71,99	1,840	65,9	78,04	95,60
1,650	56,9	59,45	72,82	1,8410	—	78,69	96,38
1,660	57,4	60,11	73,64	1,8415	—	79,47	97,35
1,670	57,9	60,82	74,51	1,8400	—	80,59	98,72
1,680	58,4	61,57	75,42	1,8390	—	89,93	99,12
1,690	58,9	62,29	76,30				

При визначенні вмісту сульфатної кислоти в розчинах за питомою вагою, користуючись цією таблицею, точні результати можна одержати тільки для цілком чистої кислоти; для розчинів не цілком чистої кислоти одержані числа будуть тільки приблизні. Якщо питому вагу визначено при температурі вищій або нижчій за 15° , то для кожного градуса вище або нижче від 15° треба додати або відняти:

0,0006	при	кислоті	питома	вага	»	до	1,170
0,0007	»	»	»	»	«	від	1,170 до 1,450
0,0008	»	»	»	»	»	»	1,450 » 1,580
0,0009	»	»	»	»	»	»	1,580 » 1,750
0,0010	»	»	»	»	»	»	1,750 » 1,840

Процентний вміст нітратної кислоти в розчинах різної питомої ваги

Питома вага при $\frac{15^\circ}{4^\circ}$ в безповітр. просторі	$^\circ\text{Bé}$	Процентний вміст HNO_3	Питома вага при $\frac{15^\circ}{4^\circ}$ в безповітр. просторі	$^\circ\text{Bé}$	Процентний вміст HNO_3
1,000	0	0,10	1,300	33,3	47,49
1,025	3,4	4,60	1,325	35,4	51,53
1,050	7,7	8,99	1,350	37,4	55,79
1,075	10,0	13,15	1,375	39,4	60,30
1,110	13,0	17,11	1,400	41,2	65,30
1,125	16,0	21,00	1,425	43,1	70,98
1,150	18,8	24,84	1,450	44,8	77,28
1,175	21,4	28,63	1,475	46,4	84,45
1,200	24,0	32,36	1,500	48,1	94,09
1,225	26,4	36,03	1,510	48,7	93,10
1,250	28,8	39,82	1,520	49,4	99,67
1,275	31,1	43,64			

Присутність у нітратній кислоті інших оксидів азоту (N_2O_3 , NO_2) змінює помітно питому вагу водних розчинів нітратної кислоти; через те процентний вміст (HNO_3) у водних розчинах нітратної кислоти, яка містить у собі оксиди азоту, не можна визначити точно на підставі вищенаведеної таблиці.

Список приладів, потрібних для початкових занять з хемії

Назва предметів	Кіль- кість	Назва предметів	Кіль- кість
[Хемічні терези (вантажність 50 г, чутливість 1—0,5 мг)] ¹	1	Залізний трипіжок	1
[Важки до них нікельовані]	1	Залізнi трикутники	2
Терези Роберваля до 1 кг	1	Залізнi трикутники з глиняними муфтами	2
Важки до них до 5 кг звичайні	1	Залізна сковородка	1
[Барометр-анероїд]	1	Тигельні щипці	1
Спиртові лампи скляні	2	Ніж для різання пробки	1
Паляльна трубка звичайна	1	Терюги: 1 тригранний і 2 круглі різних розмірів	3
[Бензинова лампа Бартеля]	1	Ножиці	1
Термометр Цельсія від 0 до 360° норм. скла	1	Міхи	1
Ареометри Боде для кислот	2	[Пробком'ялка]	1
[Водяний підігрівник мідний].	1	Свердла до пробок (комплект на 6 штук)	1
[Повітряний підігрівник залізний]	1	Пінцет мідний	1
Залізний казанок	1	Дерев'яний штатив на 12 пробірок	1
Залізний штатив без кілець і затискачів	1	Залізнi ложки з довгою дрятною ручкою	5
[Залізний штатив з приладдям]	1		

¹ Предмети, поставлені в дужках [], можна придбати в другу чергу.

Назва предметів	Кількість	Назва предметів	Кількість
Затискачі для годинникових скелець	2	Циліндр для збирання газів на 300 см ³	1
Затискачі Мора	3	Палички та трубочки скляні різних діаметрів	1 кг
М'яка сітка квадратна	—	Трубочки з туготопкого скла з кульками	3
Дріт залізний	—	Хлоркальційові трубки прямі	2
» мідний	—	» » U-подібні	2
» алюмінієвий	25 г	Скляний шпатель	1
Щітки для чищення пробірки	2	Циліндр вимірний на 500 см ³	1
Рогова ложка	1	Колба вимірна на 1 л	1
Каучукові трубки 3 розмірів по 3/4 м	2 м	Бюретки Мора на 50 см ³	2
Фільтрувальний папір	1 д.	Шпетки на 10 см ³	1
Лакмусовий папір червоний	1 арк.	Те саме » 25 »	1
Те саме, синій	1 арк.	Евдіометрична трубка на 50 см ³ з поділами на 1/10	1
Пробірки звичайні	50	Фарфорові тиглі № 00	2
Лійки білого скла різних розмірів	5	» » чашки на 110 см ³	1
Лійки з довгими трубками (25—35 см ³)	2	» » » 250 »	1
Лійка подільча відкрита, з довгою трубкою на 30 г	1	Ступка фарфорова	1
Колби плоскодонні на 50 г	10	Фарфоровий шпатель	1
» » » 100 »	10	Холодильник Лібіха	1
» » » 500 »	5	[Скляна ванна]	1
» » » 1000 »	2	[Газометр Верцеліуса з 2 кра-нами на 4 л]	1
Реторти з туготопкого скла на 100 г	3	[Ексикатор]	1
Годинникові скелеця	4	[Апарат Кіппа]	1
Двошійкові склянки Вульфа на 500 г	2	[Дефлегматор]	1
Гніздо стаканів з 8 штук	1	Покривні скелеця для циліндрів ¹	3
Циліндр звичайний на 500 см ³	1	Банки звичайні на 100 г	10
Циліндр для збирання газів на 100 см ³	1	» з притертими пробками на 250 см ³	5
		Реактивні пляшки на 50 г	20

Список речовин, потрібних для початкових занять з хемії²

Назва речовини	Кількість (г)	Назва речовини	Кількість (г)
Сульфатна кислота (crudum)	3 000	Нітратна кислота (crudum)	1 000
» » (purum)	1 000	» » (purum)	1 000
Хлоридна » (r. d. m.)	2 000	Ацетатна » (льодова)	250
» » (purum)	1 000	Боратна »	200

¹ Щоб сполучати окремі частини приладів, часто вживають мастики, яку готують так: стоплюють (вагою) 100 ч. каніфолі та 25 ч. воску і до стопленої маси додають 40 ч. прожареної мумії. Така мастика добре пристає до скла, дерева й металів.

² Названі речовини потрібні не водночас; через те купувати їх можна частинами.

Назва речовини	Кількість (г)	Назва речовини	Кількість (г)
Винна кислота	100	Магній-металевий (порошок) . .	25
Бром	100	Цинк-сульфат	250
Йод	25	» металевий зернений	500
Сірка (в паличках)	500	» » у паличках	500
» (сірчаний цвіт)	250	Кадмій-сульфат	25
Фосфор жовтий	100	Ртуть II-хлорид	200
Фосфор червоний	100	» I-нітрат	50
Сурма металева	250	» II-оксид	100
» трихлорид	100	» металева	500
Калій-хлорид	500	Алюмінієвий галуи	250
» -хлорат	500	Алюміній металевий (дріт)	25
» -нітрат	500	» » (бляха)	25
» -карбонат	500	» » (порошок)	100
» -бромід	50	Олово II-хлорид	100
» -йодид	50	» IV-хлорид	100
» -пірохромат	1000	» металева	50
» -перманганат	250	Свинць-ацетат	250
» -хромат	250	» -нітрат	250
» -роданід	50	» IV-оксид	50
» Ідний	250	Вісмут-нітрат	50
» металевий	10	Хромовий галуи	250
» -силікат 10%	150	Хроматна кислота	50
Натрій-хлорид	500	Манган II-хлорид	50
» -сульфат	250	Манган IV-оксид	500
» -тіосульфат	250	Залізо III-хлорид (FeCl ₃)	100
» -нітрат	250	» II-сульфат (купорос)	250
» -нітрит	50	» металева (порошок)	100
» -фосфат	250	Жовта кров'яна сіль	50
» -карбонат	1000	Червона кров'яна сіль	50
» -гідрокарбонат	500	Кобальт II-нітрат	25
» -ацетат	250	» II-хлорид	25
» -арсеніт	250	Нікель II-хлорид	50
» -арсенат	100	Срібло-нітрат	25
» Ідний	100	Мідь-сульфат	500
» металевий	50	» -оксид	100
Амоній-хлорид	250	» металева (стружки)	100
» -сульфат	250	Платина (дріт)	0,25
» -нітрат	250	» (бляха)	0,25
» -оксалат	100	Етиловий ефір	250
» -карбонат	250	Винний спирт 96%	500
» -гідроксид (нашатирий спирт) 25%	500	Терпентин російський	100
Кальцій-гідроксид	500	Азбест	100
» -хлорид (сухий)	250	Вуглець-сульфід	250
» -карбід	250	Гуміарабік	100
Стронцій-нітрат	100	Індиго	100
Барій-хлорид	250	Вазелін	—
» -нітрат	250	Фенолфталеїн	25
» -пероксид	50	Лакмус	—
Магній-хлорид	250	Бура	100
» металевий (стрічка)	25	Парафін	250

РОЗМІЩЕННЯ ЕЛЕКТРОНІВ В АТОМАХ ХЕМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА Е. СТОНЕРОМ І В. СВІННЕ

	K		L		M			N			O			P			Q	R	
	1	2	1	2	1	2	3	1	2	3	1	2	3	1	2	3			1
1. H	1																		
2. He	2																		
3. Li	2	1																	
4. Be	2	2																	
5. B	2	2	1																
6. C	2	2	2																
7. N	2	2	2	1															
8. O	2	2	2	2															
9. F	2	2	2	2	1														
10. Ne	2	2	2	2	2														
11. Na	2	2	2	2	2	1													
12. Mg	2	2	2	2	2	2													
13. Al	2	2	2	2	2	2	1												
14. Si	2	2	2	2	2	2	2	1											
15. P	2	2	2	2	2	2	2	2											
16. S	2	2	2	2	2	2	2	2	1										
17. Cl	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1									
18. Ar	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2									
19. K	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1								
20. Ca	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1							
21. Sc	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1						
22. Ti	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1					
23. V	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1				
24. Cr	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1			
25. Mn	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1		
26. Fe	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1	
27. Co	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	1
28. Ni	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
29. Cu	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
30. Zn	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
31. Ga	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
32. Ge	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
33. As	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
34. Se	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
35. Br	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
36. Kr	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
37. Rb	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
38. Sr	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2

ЗМІСТ

Від автора	3
----------------------	---

Розділ I

Основні поняття і закони хемії

	стор.
1. Матерія і рух	7
2. Фізичні й хемічні явища	7
Практичні заняття	8
3. Предмет і завдання хемії та її значення	10
4. Типи хемічних реакцій	12
Практичні заняття	12
5. Речовини складні і прості	14
6. Елементи	17
7. Закон зберігання ваги речовини	19
Практичні заняття	19
8. Енергія. Закон зберігання енергії	22
9. Хемічна енергія	22
Практичні заняття	24
Контрольні запитання	25
Додаткова література до всіх розділів взагалі і до I розділу зокрема	26

Розділ II

Закони утворення хемічних сполук. Атомно-молекулярна теорія. Хемічна мова

10. Закон постійності складу	27
11. Закон кратних відношень	27
12. Атомно-молекулярна теорія	28
13. Три стани речовини в світлі молекулярної теорії	30
14. Основні закони хемії і атомно-молекулярна теорія	32
15. Складність атома	33
16. Вага молекул і атомів. Газові закони	34
17. Закон Авогадро-Жерара	38
18. Метод визначення відносної ваги молекул	39
19. Методи визначення атомної ваги	49
20. Хемічні символи, формули й рівняння	42
Вправи й лабораторні роботи	45
Контрольні запитання	48
Додаткова література	49

Розділ III

Вода

21. Вода в природі	50
22. Фізичні властивості чистої води	56
23. Склад води. Аналіз і синтез води	53
24. Хемічні властивості води	55
Практичні заняття	55
25. Вода як розчинник	57

Практичні заняття	61
Контрольні запитання	62
Додаткова література	63

Розділ IV

Водень

26. Водень у природі	64
27. Добування водню	64
28. Фізичні властивості водню	66
29. Хемічні властивості водню	67
30. Алотропічні відміни водню	69
Практичні заняття	70
Контрольні запитання	71
Додаткова література	71

Розділ V

Кисень. Озон. Водень-пероксид

31. Кисень у природі	72
32. Добування	72
33. Фізичні властивості кисню	73
34. Хемічні властивості кисню	73
35. Горіння	75
36. Значення кисню	76

О з о н

37. Добування і властивості озону	78
38. Фізичні властивості	78
39. Хемічні властивості	79

В о д е н ь - п е р о к с и д

40. Добування водень-пероксиду	80
41. Властивості водень-пероксиду	80
Практичні заняття	81
Контрольні запитання	82
Додаткова література	82

Розділ VI

Валентність. Будова атома. Будова молекул

42. Валентність елементів	83
Практичні заняття	87
43. Теорія будови	88
44. Будова атома	90
45. Будова молекул	94
Контрольні запитання	96
Додаткова література	97

Розділ VII

Окиси. Основи. Кислоти. Солі

46. Окиси	98
47. Гідрати оксидів	98
48. Солі	101
Практичні заняття	103
Контрольні запитання	104

Розділ VIII

Класифікація елементів. Періодичний закон. Періодична система

49.	Попередня класифікація елементів; метали і неметали	105
50.	Гіпотеза Проута. Тріади Деберейнера	106
51.	Періодичний закон. Періодична система	107
52.	Періодична система і будова атома	109
53.	Значення періодичної системи	112
	Контрольні запитання	112
	Додаткова література	113

Розділ IX

Неметали і їх сполуки

54.	Вступ	114
	Неметали сьомої групи (галогени)	
55.	Загальна характеристика	114

Хлор і його сполуки

56.	Хлор у природі. Добування хлору	115
57.	Фізичні властивості хлору	116
58.	Хемічні властивості хлору	117
59.	Застосування хлору	118
60.	Добування водень-хлориду і хлоридної кислоти	119
61.	Фізичні й хемічні властивості водень-хлориду і хлоридної кислоти	121
62.	Кисневмісні сполуки хлору	123

Бром, йод, фтор

Бром і його сполуки

63.	Добування і властивості броду	127
64.	Сполуки броду	128
65.	Застосування броду і його сполук	128

Йод і його сполуки

66.	Добування і властивості йоду	128
67.	Сполуки йоду	129

Фтор і його сполуки

68.	Добування і властивості фтору	130
69.	Сполуки фтору	131
70.	Сполуки галогенів між собою	131
71.	Узагальнення	132
	Практичні заняття	134
	Контрольні запитання	137
	Додаткова література	138

Розділ X

Вчення про швидкості хемічних реакцій і про хемічну рівновагу

72.	Швидкість реакції	139
73.	Оборотні й необоротні реакції	142
74.	Хемічна рівновага	143
	Практичні заняття	145

Контрольні заняття	146
Додаткова література	147

Розділ XI

Розчини

75. Розчин неелектролітів	148
76. Розчини електролітів	152
77. Закони Фарадея	156
78. Електролітична дисоціація	153
79. Ступінь дисоціації	155
80. Значення розчинника	157
81. Методи визначення ступеня дисоціації	158
82. Іонізація як рівноважний процес	159
Практичні заняття	165
Контрольні запитання	166
Додаткова література	166

Розділ XII

Елементи групи кисню

§ 83. Загальна характеристика	167
---	-----

Сірка

84. Сірка у природі	167
85. Добування сірки	168
86. Відміни сірки і їх властивості	169
87. Застосування сірки	171

Сполуки сірки з воднем

§ 88. Водень-сульфід і його властивості	171
---	-----

Кисневі сполуки сірки

89. Сульфід-ангідрид і його властивості	173
90. Сульфитна кислота	175
91. Натрій-тіосульфат	175
92. Сульфат-ангідрид	176
93. Сульфатна кислота, її добування та властивості	177
94. Інші кисневмісні сполуки сірки	184
95. Сполуки сірки з іншими металоїдами	186

Селен і телур

§ 96. Селен і телур, їх добування та властивості	186
§ 97. Узагальнення	188
Практичні заняття	189
Контрольні запитання	191
Додаткова література	192

Розділ XIII

Група азоту. Нульова група. Інертні гази. Повітря

§ 98. Загальна характеристика п'ятої групи	193
--	-----

Азот

§ 99. Азот у природі, його добування та властивості	193
---	-----

Нульова група

§ 100. Інертні гази	195
-------------------------------	-----

Повітря

§	101. Склад повітря і його властивості	198
---	---	-----

Сполуки азоту з воднем

§	102. Амоніак NH_3	201
§	103. Застосування амоніаку та амонійних солей	207
§	104. Інші сполуки азоту з воднем	208

Сполуки азоту з киснем

§	105. Оксиди азоту	209
§	106. Нітратна кислота	211
§	107. Солі нітратної кислоти. Нітрати	213
§	108. Нітритна кислота	215
§	109. Кругообіг азоту в природі	215
§	110. Вибухові речовини	216
	Практичні заняття	217

Фосфор

§	111. Фосфор у природі	219
§	112. Водневі сполуки фосфору	222
§	113. Кисневі сполуки фосфору	223
§	114. Значення фосфатів у сільському господарстві	223
§	115. Сполуки фосфору з галогенами та сіркою	225
§	116. Застосування фосфору	226

Арсен

§	117. Арсен у природі. Добування і властивості	226
§	118. Застосування арсену і його сполук	227

Сурма (стибій) і бісмут

§	119. Сурма, Sb	228
§	120. Бісмут, Bi	229
§	121. Узагальнення	229
	Контрольні запитання	230
	Додаткова література	231

Розділ XIV

Вуглець і силіцій

Вуглець

§	122. Вуглець у природі	234
§	123. Властивості вугля	238
§	124. Водневі сполуки вуглецю	239

Кисневі сполуки вуглецю

§	125. Карбонат-ангідрид і карбонатна кислота	241
§	126. ВуглецьII-оксид	246
§	127. Горіння. Полум'я	251
§	128. Паливо	253
	Практичні заняття	256
	Контрольні запитання	257
	Додаткова література	258

Силіцій

§	129. Силіцій у природі	258
§	130. Добування силіцію. Властивості силіцію	259
§	131. Сполуки силіцію з киснем	261

§ 132.	Колоїди	264
	Природні сполуки силіцію як будівельні матеріали	268
	Практичні заняття	273
	Контрольні запитання	274
	Додаткова література	274

Розділ XV

Періодична система хемічних елементів

133.	Неметали в періодичній системі	275
134.	Метали в періодичній системі	281
135.	Змінність фізичних властивостей простих речовин у зв'язку з зміною атомної ваги	281
136.	Значення періодичного закону	284
137.	Суперечності й неясності в періодичній системі	285
138.	Катодні, каналові та рентгенівські промені. Рентгенівські спектри. Закон Мозлі.	286
139.	Радіоактивні речовини	289
140.	Структура атома	293
141.	Ядро атома	294
142.	Періодична система в електронному освітленні	294
143.	Ізотопія	295
	Контрольні запитання	301
	Додаткова література	301

Розділ XVI

Метали

144.	Фізичні та хемічні властивості металів	303
145.	Стопи	306
146.	Метали в природі	311
147.	Способи добування металів із сполук	311
148.	Оксиди, гідроксиди й солі металів	314
149.	Метали в періодичній системі	317
150.	Корозія металів	318
	Практичні заняття	321
	Контрольні запитання	322
	Додаткова література	322

Розділ XVII

Лужні метали

151.	Властивості лужних металів та їх поширеність у природі	323
152.	Добування натрію та калію	324
153.	Найважливіші сполуки натрію та калію	324
	Практичні заняття	332
	Контрольні запитання	332
	Додаткова література	333

Розділ XVIII

Друга група

Лужноземельні метали

154.	Загальна характеристика	334
155.	Сполуки кальцію	335

Стронцій і барій

156.	Магній	341
	Практичні заняття	343
	Контрольні запитання	344
	Підгрупа магнію	344

157.	Загальна характеристика цинку, кадмію і ртуті	344
158.	Цинк і його сполуки	345
159.	Кадмій і його сполуки	346
160.	Ртуть і її сполуки	347
161.	<u>Берилій</u>	348
	Практичні заняття	349
	Контрольні запитання	349
	Додаткова література	350

XIX

Третя група

162.	Загальна характеристика	351
163.	Бор	351
164.	<u>Алюміній</u>	353
	Практичні заняття	358
	Контрольні запитання	358
	Додаткова література	359

Розділ XX

Олово і свинець

165.	Загальна характеристика	360
166.	Олово	360
167.	<u>Свинець</u>	363
	Практичні заняття	366
	Додаткова література	367

Розділ XXI

Метали шостої та сьомої груп

168.	<u>Хром</u>	368
169.	Вольфрам	369
170.	Молібден і уран	370
171.	<u>Манган</u>	370
	Контрольні запитання	372
	Додаткова література	372

Розділ XXII

Восьма група

172.	Загальна характеристика	373
------	-----------------------------------	-----

Залізо

173.	Залізні руди	373
174.	Добування заліза	374
175.	Властивості заліза	380
	Сполуки заліза	381
176.	Сполуки двовалентного заліза	381
177.	Сполуки тривалентного заліза	382
	Кобальт і нікель	383
178.	Кобальт і нікель	383
	Платинові метали	385
179.	Платина	385
	Практичні заняття	386
	Контрольні запитання	386
	Додаткова література	386

Розділ XXIII

Мідь. Срібло. Золото

180.	Загальна характеристика	388
181.	Мідь	388
182.	Срібло	391
183.	Золото	393
	Практичні заняття	394
	Контрольні запитання	395
	Додаткова література	396
Додатки.		
	Ізотопи хемічних елементів	397
	Розчинність основ і солей у воді при 18°	399
	Пружність водяної пари	400
	Процентний вміст амоніаку в розчинах різної питомої ваги	400
	Процентний вміст водень-хлориду в розчинах різної питомої ваги.	401
	Процентний вміст SO_3 та H_2SO_4 в розчинах різної питомої ваги	401
	Процентний вміст нітратної кислоти в розчинах різної питомої ваги	403
	Список приладів, потрібних для початкових занять з хемії	403
	Список речовин, потрібних для початкових занять з хемії	404
	Розміщення електронів в атомах хемічних елементів за Е. Стонером і В. Свінне	406



КНИГОЗБУТ ОНТИ

МАЄ ПО СВОЇХ СКЛАДАХ І КНИГАРНЯХ ВИДАНУ
ОНТИ-ДНТВУ УКРАЇНСЬКУ ТА РОСІЙСЬКУ ЛІТЕРАТУРУ
З ТАКИХ ПИТАНЬ:

Техніко-теоретична література

(Математика, Фізика, механіка, астрономія).

Енергетика

(Теплотехніка, електротехніка, гідротехніка).

Машинобудівництво і металообробка

(теоретичні питання, випробування матеріалів; машинобудівництво, тракторобудівництво, конструкція, розрахунок, використання верстатів; технологія металів, інструментальна, слюсарська, ковальська синава).

Металургія

(Металознавство; металургія чавуну, сталі; феростоппи; чавуноливарна справа, прокатна справа).

Гірничо-рудна справа

(Вугілля, торф, руда; прокладання шахт, експлуатація родовищ; механізація гірничих робіт; збагачення).

Будівельна справа

(Будматеріали; конструкції; основи і фундаменти; будівельна механіка; санітарна техніка; водопостачання).

Кокс і хімія

(Неорганічна, органічна, колоїдна, аналітична хімія; основна хемічна промисловість, коксохемічна промисловість).

Транспорт

(Залізничний і безрейковий транспорт — експлуатація, ремонт; будівництва шляхів).

Зв'язок

(Телеграф, телефон — експлуатація, ремонт, лінійні спорудження; радіотехніка).

ЗАМОВЛЕННЯ НАДСИЛАТИ ДО ФІЛІЙ КНИГОЗБУТУ ОНТИ:
Київ, вул. Свердлова, № 2/9. Харків, Купецький спуск, № 5.
Сталіно, 4-а лінія, № 83.
Дніпропетровськ, проспект К. Маркса, № 49/51,
Одеса, вул. 10-річчя Червоної армії, № 23.

ПОМІЧЕНІ ПОМИЛКИ

Сторінка	Рядок	Надруковано	Повинно бути
61	2 зв.	HC	HCl
115	20 зн.	MgCl	MgCl ₂
139	3 зв.	хемічну,	хемічну
170	1 зн.	S _λ =S _g , S, S _p =S _ε ,	S _λ =S _g , S _p =S _ε
191	23 зн.	Ca·(CO ₃)"	Ca·(CO) ₃ "
201	13 зн.	Амоніак HN ₃	Амоніак NH ₃
230	7 зн.	HN ₄	NH ₄
255	Табл., 2 графа	8000	7000
312	1 зв.	N3aF	3NaF
323	4 зв.	натрій Na, калій K,	натрій Na, рубідій Rb, калій K,
394	8 зв.	Na·(AuC ₂ N ₂)"	Na·(AuC ₂ N ₂ Y



8-25

