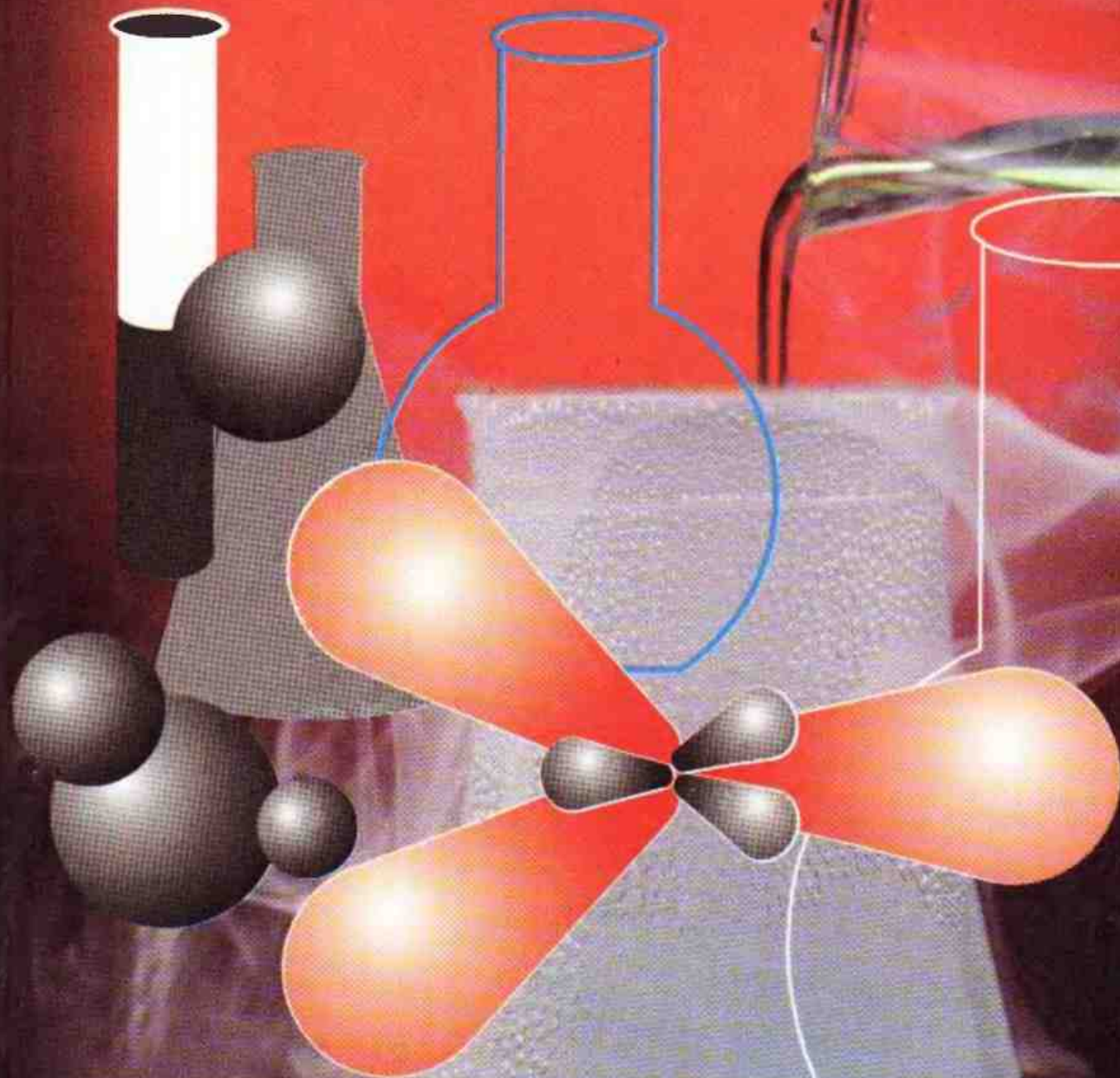


М.С.Слободяник, Н.В.Улько, К.М.Бойко, В.М.Самойленко

**ЗАГАЛЬНА
ТА НЕОРГАНІЧНА**

ХІМІЯ



ПРАКТИКУМ

PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS D. I. MENDELÉEV										VIII																	
I										II																	
1	1	H 1.0079 ГІДРОГЕН								2	1s ¹	He 4.0026 ГЕЛІЙ															
2	2	Li 6.941 ЛІТІЙ	Be 9.0122 БЕРИЛІЙ	3	2s ²	B 10.811 БОР	4	2s ² 2p ¹	C 12.011 КАРБОН	5	2s ² 2p ²	N 14.007 НІТРОГЕН	6	2s ² 2p ³	O 15.999 ОКСИГЕН	7	2s ² 2p ⁴	F 18.998 ФЛУОР	8	2s ² 2p ⁵	Ne 20.180 НЕОН						
3	3	Na 22.990 НАТРІЙ	Mg 24.305 МАГНІЙ	11	3s ¹	Al 26.982 АЛЮМІНІЙ	12	3s ² 3p ¹	Si 28.086 СИЛІЦІЙ	13	3s ² 3p ²	P 30.974 ФОСФОР	14	3s ² 3p ³	S 32.066 СУЛЬФУР	15	3s ² 3p ⁴	Cl 35.453 ХЛОР	16	3s ² 3p ⁵	Ar 39.948 АРГОН						
4	4	K 39.098 КАЛІЙ	Ca 40.078 КАЛЬЦІЙ	19	4s ¹	Sc 44.956 СКАНДІЙ	20	3d ¹ 4s ²	Ti 47.887 ТИТАН	21	3d ² 4s ²	V 50.942 ВАНАДІЙ	22	3d ³ 4s ²	Cr 51.996 ХРОМ	23	3d ⁴ 4s ²	Mn 54.938 МАНГАН	24	3d ⁵ 4s ²	Fe 55.845 ФЕРУМ	25	3d ⁶ 4s ²	Co 58.933 КОБАЛЬТ	26	3d ⁷ 4s ²	Ni 58.69 НІКЕЛЬ
	5	29	Cu 63.546 КУПРУМ	30	3d ¹⁰ 4s ¹	Zn 65.39 ЦИНК	31	4s ¹ 4p ¹	Ga 69.723 ГАЛІЙ	32	4s ² 4p ¹	Ge 72.64 ГЕРМАНІЙ	33	4s ² 4p ²	As 74.922 АРСЕН	34	4s ² 4p ³	Se 78.96 СЕЛЕН	35	4s ² 4p ⁴	Br 79.904 БРОМ	36	4s ² 4p ⁵	Kr 83.80 КРИПТОН			
5	6	Rb 85.468 РУБІДІЙ	Sr 87.62 СТРОНЦІЙ	37	5s ¹	Y 88.906 ІТРІЙ	38	4d ¹ 5s ²	Zr 91.224 ЦИРКОНІЙ	39	4d ² 5s ²	Nb 92.906 НИОБІЙ	40	4d ³ 5s ²	Mo 95.94 МОЛІБДЕН	41	4d ⁴ 5s ²	Tc [98] ТЕХНЕЦІЙ	42	4d ⁵ 5s ²	Ru 101.07 РУТЕНІЙ	43	4d ⁶ 5s ²	Rh 102.91 РОДИЙ	44	4d ⁷ 5s ²	Pd 106.42 ПАЛАДІЙ
	7	47	Ag 107.87 АРГЕНТУМ	48	4d ¹⁰ 5s ¹	Cd 112.41 КАДМІЙ	49	5s ¹ 5p ¹	In 114.82 ІНДІЙ	50	5s ² 5p ¹	Sn 118.71 СТАНУМ	51	5s ² 5p ²	Sb 121.76 СТИБІЙ	52	5s ² 5p ³	Te 127.60 ТЕЛУР	53	5s ² 5p ⁴	I 126.90 ЙОД	54	5s ² 5p ⁵	Xe 131.29 КСЕНОН			
6	8	Cs 132.91 ЦЕЗІЙ	Ba 137.33 БАРІЙ	55	6s ¹	La 138.91 ЛАНТАН	56	5d ¹ 6s ²	Hf 178.49 ГАФНІЙ	57	5d ² 6s ²	Ta 180.95 ТАНТАЛ	58	5d ³ 6s ²	W 183.84 ВОЛЬФРАМ	59	5d ⁴ 6s ²	Re 186.21 РЕНІЙ	60	5d ⁵ 6s ²	Os 190.23 ОСМІЙ	61	5d ⁶ 6s ²	Ir 192.22 ІРИДІЙ	62	5d ⁷ 6s ²	Pt 195.08 ПЛАТИНА
	9	79	Au 196.97 АУРУМ	80	5d ¹⁰ 6s ¹	Hg 200.59 МЕРКУРІЙ	81	6s ¹ 6p ¹	Tl 204.38 ТАЛІЙ	82	6s ² 6p ¹	Pb 207.2 ПЛОМБУМ	83	6s ² 6p ²	Bi 208.98 БІСМУТ	84	6s ² 6p ³	Po [209] ПОЛОНІЙ	85	6s ² 6p ⁴	At [210] АСТАТ	86	6s ² 6p ⁵	Rn [222] РАДОН	Символ елемента Протонне число Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються Атомна маса Назва елемента		
7	10	Fr [223] ФРАНЦІЙ	Ra [226] РАДІЙ	87	7s ¹	Ac [227] АКТИНІЙ	88	6d ¹ 7s ²	Rf [261] РЕЗЕРФОРДІЙ	89	6d ² 7s ²	Db [262] ДУБНІЙ	90	6d ³ 7s ²	Sg [263] СІБОРГІЙ	91	6d ⁴ 7s ²	Bh [264] БОРІЙ									
* ЛАНТАНОЇДИ																											
Ce 140.12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² ЦЕРІЙ	Pr 140.91 4f ² 6s ² ПРАЗЕОДИМ	Nd 144.24 4f ³ 6s ² НЕОДИМ	Pm [145] 4f ⁴ 6s ² ПРОМЕТІЙ	Sm 150.36 4f ⁵ 6s ² САМАРІЙ	Eu 151.96 4f ⁶ 6s ² ЄВРОПІЙ	Gd 157.25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² ГАДОЛІНІЙ	Tb 158.93 4f ⁷ 6s ² ТЕРБІЙ	Dy 162.50 4f ⁹ 6s ² ДИСПРОЗІЙ	Ho 164.93 4f ¹⁰ 6s ² ГОЛЬМІЙ	Er 167.26 4f ¹¹ 6s ² ЕРБІЙ	Tm 168.93 4f ¹² 6s ² ТУЛІЙ	Yb 173.04 4f ¹⁴ 6s ² ІТЕРБІЙ	Lu 174.97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛЮТЕЦІЙ														
** АКТИНОЇДИ																											
Th 232.04 6d ² 7s ² ТОРІЙ	Pa 231.04 5f ¹ 6d ¹ 7s ² ПРОТАКТИНІЙ	U 238.03 5f ³ 6d ¹ 7s ² УРАН	Np [237] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² НЕПТУНІЙ	Pu [244] 5f ⁶ 7s ² ПЛУТОНІЙ	Am [243] 5f ⁷ 7s ² АМЕРИЦІЙ	Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² КЮРІЙ	Bk [247] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ² БЕРКЛІЙ	Cf [251] 5f ¹⁰ 7s ² КАЛІФОРНІЙ	Es [252] 5f ¹¹ 7s ² ЕЙНШТЕЙНІЙ	Fm [257] 5f ¹² 7s ² ФЕРМІЙ	Md [268] 5f ¹³ 7s ² МЕНДЕЛІВІЙ	No [289] 5f ¹⁴ 7s ² НОБЕЛІЙ	Lr [262] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² ЛОУРЕНСІЙ														

М.С.Слободяник, Н.В.Улько, К.М.Бойко, В.М.Самойленко

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

ПРАКТИКУМ

За редакцією чл.- кор. НАН України,
Д-ра хім. наук, проф. М.С.Слободяника

*Рекомендовано Міністерством освіти
і науки України*

Навчальний посібник
для студентів хімічних і нехімічних спеціальностей
вищих навчальних закладів

Київ
"Либідь"
2004

Наукова бібліотека
ім. М. Максимовича
КНУ

ім. ТАРАСА ШЕВЧЕНКА



9771BN

Ц 13.50

*Розповсюдження та тиражування
без офіційного дозволу видавництва заборонено*

Рецензенти:

д-р хім. наук, проф. *О. П. Перепелица*
(Державний університет харчових технологій)
канд. хім. наук, доцент *Й. Й. Болдох*
(Національний технічний університет України «КПІ»)

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(лист № 14/18.2—1907 від 16.10.02)*

Редакція літератури з природничих і технічних наук

Редактор *Т. В. Кацовенко*

© М. С. Слободяник, Н. В. Улько,
К. М. Бойко, В. М. Самойленко,
2004

ПЕРЕДМОВА

*П*ри вивченні загальної та неорганічної хімії значна увага приділяється проведенню лабораторного практикуму. Засвоєння теоретичного матеріалу, обсяг якого визначається програмою курсу, залежить від правильної постановки лабораторних робіт, завданням яких є не тільки дати студентові навички проведення експерименту, грамотного та послідовного його виконання, але й навчити студента самостійно мислити, робити вірні висновки, звертати увагу на всі особливості перебігу хімічних реакцій та окремих перетворень.

Практикум складено відповідно до програми курсу загальної та неорганічної хімії.

Матеріал посібника з вивчення хімічних властивостей елементів розташований за групами короткоперіодної форми Періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва. Таке розташування матеріалу дає змогу простежити природний зв'язок між властивостями елементів не тільки головних, а й побічних підгруп, особливо при зіставленні властивостей сполук, в яких елементи побічних підгруп мають вищі ступені окиснення.

До кожної окремої теми наведено значну кількість лабораторних дослідів, що дає можливість вибрати ті з них, які найбільшою мірою відповідають програмі курсу, враховуючи спеціалізацію студентів, рівень їхньої підготовки, наявність необхідного обладнання та реактивів у лабораторії.

У більшості випадків опис дослідів передбачає роботу з малими кількостями речовин. Це дасть змогу привчити студентів до акуратності та бережливості, посилити увагу до перебігу процесу та подальшого його пояснення. Для цього в описах

лабораторних дослідів наголошується, на що насамперед слід звернути увагу при виконанні роботи та формулюванні висновків.

Наявність у багатьох розділах окремих синтезів дасть змогу при їх виконанні прищепити студентам навички науково-дослідницької роботи, а саме: самопідготовки, планування та проведення експерименту, надійного засвоєння прийомів таких найпростіших операцій, як кристалізація, фільтрування, перегонка тощо.

Автори визнали за доцільне до деяких лабораторних робіт дати невеличкий вступ, а в окремих випадках — і рівняння реакцій, що, однак, не повинно зменшувати значення самостійної роботи студентів у вивченні відповідних розділів теоретичного курсу.

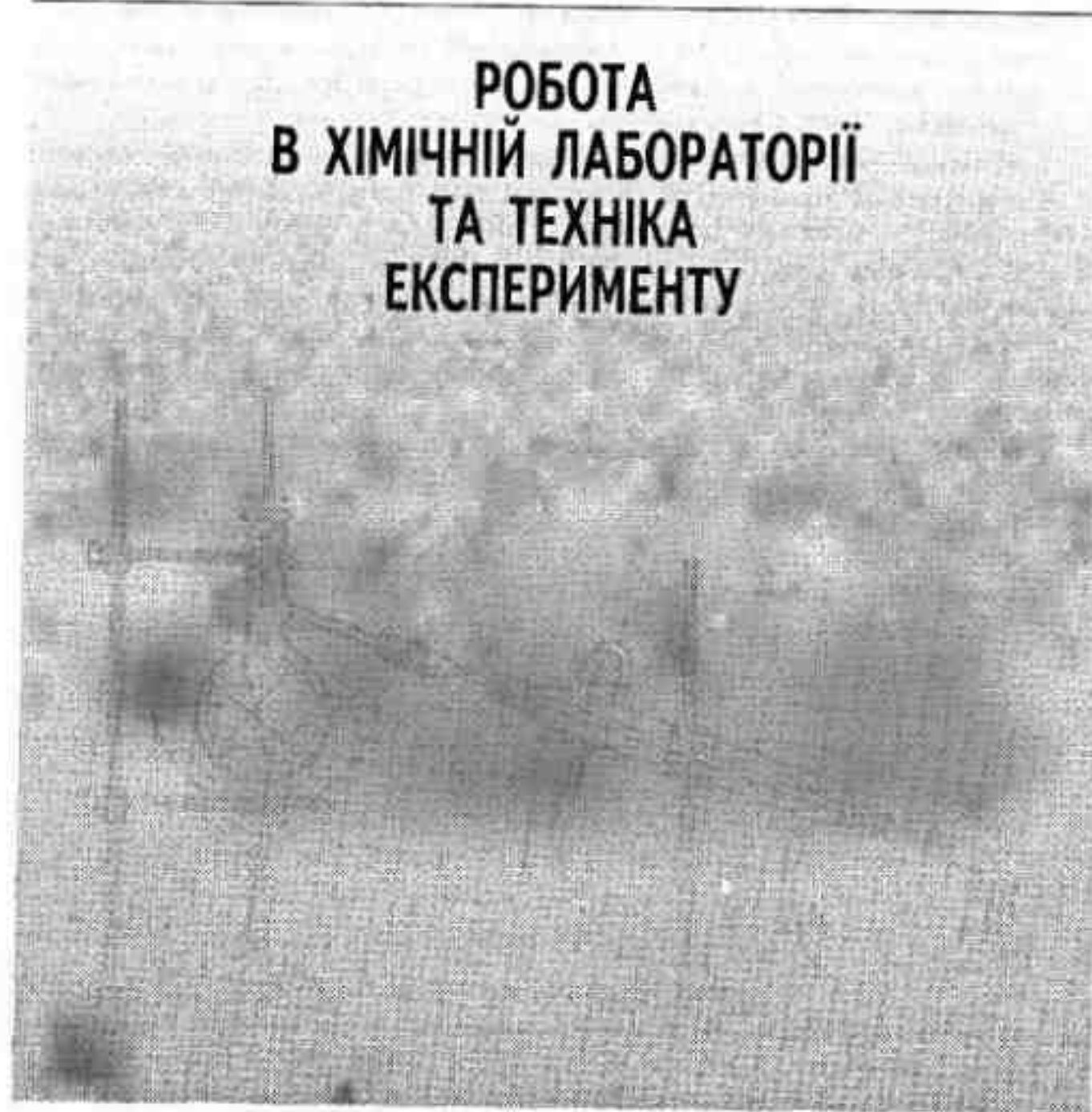
Наприкінці кожної теми пропонуються запитання та завдання, що допоможуть оцінити ступінь засвоєння студентами теоретичного матеріалу.

У таблицях додатків подано довідковий матеріал, необхідний для розрахунків та відповідей при поясненні закономірностей протікання хімічних реакцій.

Автори з вдячністю приймуть усі зауваження і побажання, спрямовані на подальше поліпшення практикуму.

Розділ 1

РОБОТА В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ТЕХНІКА ЕКСПЕРИМЕНТУ



МЕТА ТА ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

Правильний підхід до постановки та проведення лабораторних робіт має важливе значення для глибокого засвоєння основ загальної та неорганічної хімії.

На самому початку лабораторного практикуму студент, ознайомившись з правилами техніки безпеки роботи в хімічних лабораторіях, повинен у найкоротший термін засвоїти основні прийоми техніки проведення лабораторних робіт. Виконанню кожної лабораторної роботи передусім необхідна самостійна теоретична підготовка, в процесі якої студент має осмислити той експеримент, проведення якого дасть змогу спостерігати за особливостями хімічного процесу, а також дослідити вплив на нього різних факторів.

З перших днів роботи в лабораторії студент має самостійно та серйозно ставитися до всіх стадій експерименту, що передбачає теоретичну та практичну підготовку, добір необхідних реактивів, розрахунок їх кількостей з урахуванням чистоти та кваліфікації, і, врешті-решт, проведення самого дослідження, ретельний нагляд за його протіканням, більш повне описання та пояснення побаченого під час експерименту.

Разом з тим працювати треба чітко й акуратно, але без поспіху, який часто призводить до спотворення самого дослідження, одержання помилкових результатів, порушення правил техніки безпеки.

Глибокий аналіз та осмислення одержаних результатів сприяють швидкому та ефективному засвоєнню хімічних закономірностей, а також запам'ятовуванню властивостей окремих речовин.

Наведемо логічно-послідовний перелік загальних правил підготовки та проведення лабораторних робіт:

- 1) опрацювання конспекту лекцій та відповідного матеріалу підручника, який стосується теми лабораторної роботи;
- 2) ознайомлення зі змістом лабораторної роботи. Заповнення протоколу в робочому журналі має бути таким, щоб, керуючися ним, можна було точно виконати лабораторну роботу;
- 3) перевірка наявності необхідних для роботи реактивів, посуду, приладів;
- 4) виконання лабораторної роботи чи дослідження в повній відповідності з інструкцією, без відхилень від умов, наведених в описі.

Умови проведення дослідження можна змінювати тільки з дозволу викладача;

- 5) при виконанні лабораторної роботи ретельно дотримуватися всіх правил техніки безпеки;
- 6) в разі виникнення будь-якої неясності під час проведення дослідження роботу слід припинити та звернутися до викладача чи лаборанта за роз'ясненнями;

- 7) після закінчення дослідження записувати в робочий журнал спостереження і зміни, що відбулися з реагуючими речовинами, рівняння відповідних реакцій, а також надати їм належне пояснення і зробити висновки;
- 8) після закінчення роботи ретельно прибрати робоче місце, вимити та здати одержаний для індивідуального користування хімічний посуд;
- 9) оформлений протокол слід подати для контролю викладачеві. Тільки після цього робота вважається завершеною.

РОБОЧЕ МІСЦЕ СТУДЕНТА

Для виконання лабораторного практикуму за кожним студентом закріплюється окреме робоче місце (частина лабораторного столу разом із ящиком для набору необхідного посуду), оснащене газовим пальником, штативом із набором зажимів та кілець для закріплення на ньому хімічного посуду, а також для складання необхідних приладів.

Передусім у лабораторії студент має раціонально розмістити на робочому місці прилади, посуд та інше обладнання, а також робочий журнал, до якого заносять всі необхідні записи. Робоче місце слід підтримувати в належному порядку відповідно до санітарно-технічних вимог. Чистота посуду та робочого місця є запорукою успішного проведення всіх дослідів та експериментів. Створення в лабораторії нормальної робочої обстановки дасть змогу уникнути помилок під час проведення дослідів.

При виконанні лабораторної роботи треба користуватися індивідуальним набором посуду та реактивів, а в разі відсутності чого-небудь звертатися до лаборанта. Не беріть реактиви чи посуд з інших укомплектованих лотків і ящиків.

Раціонально використовуйте свій робочий час. Якщо проведення дослідження за об'єктивної чи суб'єктивної причини затягується, слід почати підготовку до наступних дослідів. Наприклад, поки осад прожарюється до постійної маси, паралельно можна фільтрувати інші осади або проводити дослідження та експерименти, пов'язані з характерними реакціями окремих речовин.

Однак, намагаючись раціонально використовувати час, не поспішайте, щоб не припуститися помилок та непослідовності виконання окремих операцій. Якщо помилка все ж таки трапилася, дослід треба припинити та повторити його з самого початку. *Не забувайте також про те, що, виконуючи дослідження з виділенням токсичних та різко пахучих летких речовин, роботу необхідно проводити у витяжній*

шафі. Перебуваючи на своєму робочому місці, не створюйте незручностей, не заважайте працювати сусідові, не відволікайте його від роботи.

Після виконання запланованого завдання приберіть робоче місце, а також витяжну шафу, де проводились окремі досліді. Виходячи з лабораторії, переконайтеся, чи перекрито всі газові та водопровідні крани, чи вимкнено електродвигуни витяжної та приточної вентиляції, а також електронагрівальні прилади.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Перед початком лабораторної роботи зверніть особливу увагу на розділ інструкції з техніки безпеки, що стосується виконання даного завдання.
2. Використовуючи реактиви й препарати, уважно читайте написи на етикетках.
3. Не проводьте досліді в брудному посуді. В лабораторії слід працювати у спецодязі.
4. Не куштуйте на смак будь-які реактиви та препарати. З усіма речовинами поводьтеся як із більш або менш отруйними.
5. В лабораторії суворо забороняється виконувати досліді, які не передбачені практикумом.
6. У лабораторії не можна працювати та залишатися одному.
7. Забороняється проводити на столах досліді, які супроводжуються виділенням легколетких токсичних речовин амоніаку, бромю, хлору, йоду, оксидів азоту, карбон(II) оксиду, сульфур(IV) оксиду, сірководню та ін. *Такі досліді проводьте тільки у витяжних шафах.* Під час роботи у витяжній шафі всі дверцята тримайте опущеними, залишивши внизу лише щілину для притоку повітря.
8. Працюйте в лабораторії стоячи; сидячи виконуйте тільки ті роботи, які не пов'язані із самоспалахом, вибухом чи розбризкуванням концентрованих розчинів кислот та лугів.
9. Нагріваючи рідину в пробірці, тримайте її трохи нахилою та прогрівайте спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагріву донизу. Не направляйте при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.
10. Досліді із застосуванням концентрованих розчинів кислот та лугів проводьте у витяжній шафі.
11. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти слід вливати її у воду, а не навпаки (*в протилежному випадку перші порції води, змішуючися з кис-*

лотою, закипають, розбризкуючися у різні сторони, інколи супроводжуючися вибухом).

12. Розбавляти концентровану сульфатну кислоту, а також готувати хромову суміш чи виконувати інші операції, пов'язані з виділенням великої кількості тепла, слід лише в посуді з тонкостінного скла чи фарфору. Не вливайте гарячі рідини у товстостінний посуд та прилади; не лийте, наприклад в апарат Кіппа, концентровану сульфатну кислоту.
13. Краплі концентрованої кислоти, що потрапили на відкриті ділянки шкіри, швидко зітріть тканиною, яка добре вбирає вологу, змийте великою кількістю води, після чого промийте уражену ділянку 2...5 %-м розчином питної соди. Розчини лугів змивайте водою доти, доки не зникне відчуття слизькості.
14. У разі попадання на шкіру значної кількості концентрованої сульфатної кислоти чи лугу уражену ділянку ретельно витріть м'якою бавовняною або льняною тканиною, яка добре вбирає вологу, а потім, видаливши весь реагент, уражену ділянку промийте великою кількістю води. Це запобігає серйозним опікам шкіри.
15. Досліді з бромом проводьте тільки у витяжній шафі, не допускайте вдихання його парів. *Стережіться попадання на відкриті ділянки тіла крапель брону, які викликають сильні опіки, що важко загоюються.* Розливаючи бром, ретельно знімайте його краплі з краю скляного посуду, оскільки бром легко стікає по склу і може спричинити опік руки. Якщо бром потрапив на відкриті ділянки тіла, промийте обличчя місце концентрованим розчином натрій тiosульфату.
16. У разі випадкового вдихання парів брону необхідно понюхати розбавлений розчин амоніаку (*нашатирного спирту*), а потім вийти на свіже повітря. Під час приготування сумішей солей окисників (солі кисневмісних кислот нітрогену, хлору, перманганати, хромати, пероксиди та ін.) з дрібнодисперсними речовинами не розтирайте їх у ступці, а обережно змішуйте скляною паличкою чи шпателем на листочку чистого гладенького паперу.
17. Працюючи з лужними металами, користуйтеся захисними окулярами. Метал ріжте тільки на аркуші сухого паперу, притримуючи метал пінцетом або шпателем. Уникайте контакту металу з водою.
18. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів складайте у фарфорову чашку та заливайте спиртом до повного їх розчинення. *Ні в якому разі не викидайте відходи лужних металів у ящик для сміття або в раковину, де вони потім можуть спалахнути.*
19. Аміачний розчин срібла готуйте перед кожним дослідом лише в кількості, необхідній для роботи, оскільки при зберіганні розчин може вибухнути в результаті утворення гримучого срібла.
20. Не запалюйте водень чи горючі суміші, не перевірявши їх завчасно на чистоту. Рекомендується така послідовність роботи при запалюванні водню чи інших горючих газів:

- перевірте водень на чистоту за допомогою пробірки;
- після того як водень у пробірці запалюється спокійно (без вибуху), перенесіть пробірку з воднем, що горить, до газовідвідної трубки приладу і запаліть водень, що витікає з апарата.

Такий засіб застерігає від передчасного займання суміші, що може спричинити вибух апарата. Якщо з трубки виходить суміш, яка містить незначну кількість водню, запалити її неможливо. Гримуча суміш у пробірці вибухає без полум'я. У пробірці полум'я з'являється лише тоді, коли в ній знаходиться чистий водень. Цим полум'ям можна запалити водень, що витікає із газовідвідної трубки приладу.

21. Не користуйтеся газомірами для зберігання водню чи ацетилену.
22. *Обережно та уважно працюйте з газовими пальниками, оскільки вони є потенційними джерелами виникнення пожежі.*
23. Роботу з легкозаймистими рідинами та газами проводьте якомога далі від відкритого полум'я. Працювати з такими рідинами й газами дозволяється лише в спеціально обладнаних витяжних шафах. Спирт, ефір та інші легкозаймисті розчинники, що спалахнули, засипають піском.
24. У разі появи опіків уражене місце змочіть концентрованим розчином калій перманганату чи прикладіть вату, змочену етиловим спиртом.
25. У хімічній лабораторії не слід палити, вживати їжу, а також пити воду з хімічного посуду.
26. Після закінчення роботи ретельно вимийте руки з милом.
27. Студенти, які не засвоїли правил роботи з окремими приладами, а також правил техніки безпеки або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

ХІМІЧНІ РЕАКТИВИ, ЇХ ЗБЕРІГАННЯ ТА РОБОТА З НИМИ

Працюючи в хімічній лабораторії щоденно, доводиться стикатися із застосуванням значної кількості різних хімічних реактивів, а також їхніх розчинів. Для зручності роботи препарати, які часто застосовують у невеликій розфасовці (від 5 до 20 г), комплектують у спеціальні дерев'яні лотки, які є на кожному робочому місці. Склянки з препаратами закривають пробками з вмонтованими в них скляними товчачиками, за допомогою яких можна відбирати невелику кількість препарату. Склянки з реактивами, які застосовують для лабораторних дослідів, також комплектують у лотках. У пробки таких склянок вмонтовані скляні піпетки, які дають змогу легко відбирати певну кількість розчину.

Частину реактивів та розчинників студент одержує тільки за окремим дозволом.

Таким чином, у лабораторії завжди є визначений запас хімічних реактивів та розчинників. Легкосипкі та інші препарати, до числа яких належать оксиди, пероксиди, луки, різні солі неорганічних кислот, розміщені в спеціальних шафах в алфавітному порядку за назвами елементів в упаковці від 50 до 1000 г. У спеціальних застаканених шафах, призначених для зберігання розчинів, а також в окремих витяжних шафах зберігаються розчини кислот, лугів, аміаку, пероксиду водню.

Препарати рідкісних та розсіяних елементів, які використовують тільки в одиничних дослідах та роботах і мають дрібну розфасовку від кількох грамів і до 50 г, зберігаються окремо.

Розчинники, що легко спалахують (ефір, етиловий та метиловий спирти, ацетон, бензин, петролейний ефір, а також бензол, толуол тощо), зберігаються в залізних вогнетривких шафах у кількостях, що відповідають денній нормі витрат.

За ступенем чистоти та призначенням хімічні реактиви поділяються на хімічно чисті (х.ч.), чисті для аналізу (ч.д.а.), чисті (ч.). Для спеціальних робіт застосовують високочисті препарати: спектрально чисті (сп. ч.), вищої очистки (в. оч.), особливої чистоти (ос.ч.). Державними стандартами (ГОСТами) для реактивів різної кваліфікації встановлений припустимий вміст домішок.

Працюючи в лабораторії, слід враховувати властивості препаратів, ступінь їхньої отруйності та вибухонебезпечності, а також здатності до утворення вибухо- чи вогне-небезпечних сумішей (окиснювачі разом із фосфором, сіркою чи органічними речовинами). Готувати розчини необхідно в кількостях, які вказані в інструкціях. Приготування великої кількості розчинів не допускається. В процесі роботи уважно слідкуйте за тим, щоб усі банки та склянки мали етикетки або чіткі написи скляграфом. *(Реактиви чи розчини без написів застосовувати категорично забороняється!)* У разі злежування сипких реактивів у банках для їх розрихлення слід користуватися фарфоровими, а в окремих випадках — металевими шпателями.

Значна частина кришок та пробок для склянок із реактивами запарафінована, тому будьте уважними, щоб при відборі реактиву в нього не потрапив парафін. Наприклад, якщо у карбонатний плав, що готується, випадково потрапить парафін, то продукти його часткового окиснення легко поглинаються стінками платиного тигля, в якому відбувається сплавлення, внаслідок чого тигель розтріскується й розсипається на дрібні частинки.

Відсипати реактиви, а також відливати розчини можна тільки в попередньо вимитий та висушений посуд із добре притертими пробками. Пробки склянок, в яких зберігаються речовини, що активно вбирають воду чи вуглекислий газ, слід парафінувати.

Для зважування сипких препаратів їх розміщують на годинникове скло, спеціально вирізаний кружечок плівки чи кальки і, в окремих випадках, на аркуш фільтрувального паперу. Розчини кислот та лугів ніколи не зважують, а відміряють, користуючись мірним посудом.

Для відбору препарату, який зберігається в запаяній ампулі, її попередньо розкривають. Для цього ампулу ретельно протирають чистим рушником, потім роблять

надріз спеціальним різцем чи надфілем на відстані 1 см від кінця відтягнутої частини ампули і правою рукою відламують надрізану частину, тримаючи ампулу збоку від себе й від тих, хто працює поряд. Якщо ампула виготовлена з товстостінного скла, до місця надрізу слід прикласти розігріту до червоного кольору скляну паличку чи розігріту металеву дротинку. Ампули з рідкими речовинами розкривають дуже обережно, уникаючи розтріскування та виливання їх вмісту. Якщо з ампули беруть тільки частину препарату, її знову запакують на газовому пальнику з кисневим дуттям.

Ампули з препаратами та фіксаналами запаковують у м'який папір та розміщують у картонні коробки, які зберігають в окремій шафі. Реактиви, які розкладаються на світлі, зберігають в упаковці з темного скла.

Розчини фтороводневої кислоти, а також пероксиду водню та концентрованих лугів зберігають у посуді з поліетилену чи тефлону.

Зберігати разом реактиви, що при контактуванні здатні самоспалахувати чи розігріватися, забороняється. Лужні метали, натрій пероксид чи фосфор зберігати разом із вогненебезпечними речовинами забороняється. Не дозволяється зберігати концентровану перхлоратну кислоту та її солі, калій перманганат, пероксиди металів, а також інші окиснювачі разом із сіркою, фосфором, вугіллям та іншими відновниками.

Взагалі неприпустимо розтирати та змішувати різні органічні речовини з хлоратами, перманганатами й пероксидами металів, а також з іншими окиснювачами. Крім того, не можна забувати, що пари перхлоратної кислоти при контакті з органічними речовинами та різними маслами сильно вибухають, а самі перхлорати важких металів також можуть вибухати, іноді без будь-якої на те причини. Вкрай вибухонебезпечними є азиди важких металів та срібла, ацетиленіди срібла та міді.

Працюючи з хімічними реактивами, економно витрачайте їх, не допускайте перевитрат.

Не слід допускати забруднення реактивів, яке часто трапляється навіть від переплутування пробок на склянках з реактивами. Слідкуйте за тим, щоб усі склянки з реактивами та розчинами мали етикетки або чіткі написи з указанням чистоти та концентрації (для розчинів).

! Завжди будьте обережні при роботі з концентрованими розчинами кислот та лугів, токсичними та вогненебезпечними речовинами.

ОБЛАДНАННЯ ЛАБОРАТОРІЇ

Лабораторія

Лабораторія — це місце для проведення досліджень, експериментів та дослідів. Поряд із лабораторіями, в яких проводяться спеціальні дослідження, існують навчальні лабораторії, де викону-

ються різноманітні лабораторні роботи та окремі досліди. У зв'язку з цим до навчальних лабораторій висувають такі вимоги: приміщення лабораторії має бути просторим і світлим, знаходитися подалі від джерел значної вібрації, які заважають роботі з аналітичними терезами, мікроскопами та іншими оптичними приладами. Крім цього, у приміщенні лабораторії має бути достатня витяжна та приточна вентиляція.

Лабораторні столи слід розмішувати так, щоб вони добре освітлювалися денним світлом, а також, крім загального електричного освітлення, мали індивідуальні світильники на кожному робочому місці. Навчальна лабораторія має бути оснащена необхідним обладнанням (витяжні шафи загального та спеціального призначення, сушильні шафи, муфельні печі, установки для одержання дистильованої води, лійки для гарячого фільтрування, вакуумні та водоструминні насоси, рН-метри, мікроскопи, установки для визначення температури плавлення, технохімічні та аналітичні терези і т.д.).

Нагрівальні прилади

В хімічних лабораторіях для нагрівання використовують різні прилади: газові пальники, електричні плитки, піщані й водяні бані, сушильні шафи та муфельні печі.

Найбільше розповсюдження в хімічних лабораторіях мають газові пальники. Газові пальники Теклю (рис. 1, а) застосовують частіше, ніж пальники Бунзена (рис. 1, б). Рівномірна подача повітря в пальниках Теклю регулюється за допомогою диска, розміщеного в нижній розширеній частині. Якщо цим диском закриті отвори для надходження повітря, з'являється кіптяве полум'я, яке є результатом неповного згорання газу, й виділяється чадний газ. Повертаючи регулювальний диск і тим самим звільняючи вхідні канали для надходження повітря, можна легко домогтися майже прозорого полум'я пальника, яке не світиться. Крім того, в пальниках Теклю є гвинт для регулювання подачі газу, за допомогою якого можна встановити швидкість подачі газу і таким чином одержати полум'я потрібної сили.

У пальнику Бунзена газоний потік від магістралі надходить без додаткового регулювання у боковий відвід і потрапляє в пальник, створюючи за вільної та достатньої кількості повітря прозоре, легка блакитне полум'я. За недостатньої кількості повітря полум'я стає

кіптявим. Приток повітря в пальнику Бунзена регулюється за допомогою металеві муфти, насадженої на зовнішню частину пальника у місці наскрізного отвору. При повертанні муфти відкривається та закривається подача повітря.

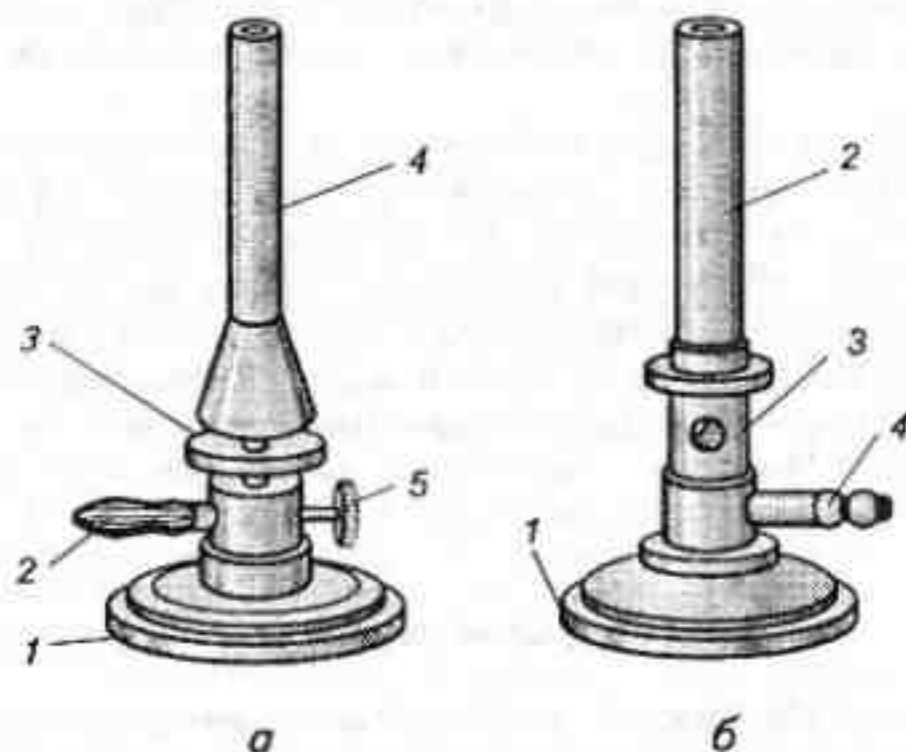


Рис. 1. Газові пальники Теклю (а) та Бунзена (б):

а) 1 — основа пальника; 2 — відросток для подачі газу; 3 — диск, що регулює подачу повітря; 4 — трубка; 5 — гвинт, що регулює подачу газу;
б) 1 — основа пальника; 2 — трубка; 3 — муфта, що регулює подачу повітря; 4 — відросток для подачі газу

Полум'я пальника, що не світиться, має кілька зон (рис. 2).

Перед тим як запалити пальник, слід максимально зменшити доступ повітря. Потім відкривають газовий кран та запалюють пальник, після чого, регулюючи подачу повітря, одержують полум'я, що не світиться. Силу полум'я можна відрегулювати кількістю подачі газу.

Під час запалення пальника з повною подачею повітря полум'я може проскакувати в пальник. При цьому він починає працювати з характерним гудінням, полум'я світиться і сильно розігрівається, що може призвести до опіків та загоряння газопідвідних трубок. У такому разі необхідно закрити газовий кран і після охолодження пальника знову його запалити, попередньо прикривши подачу повітря.

Паяльний чи складувний пальник (рис. 3) призначений для одержання полум'я різної величини. В нижній його частині є два

вводи з кранами, що регулюються. По трубці 2 подається газ, а по трубці 1 — повітря від компресора чи повітряної магістралі.

Для вмикання пальника відкривають газовий кран на трубці 2, запалюють газ і тільки після цього подають повітря, відкриваючи поступово кран на трубці 1. Якщо комбінувати інтенсивності подачі газу та повітря, можна одержати полум'я різної величини та температури. Для підвищення температури до пальника за допомогою системи підводів подають кисень з балона, додаючи таким чином його в повітря чи переводячи пальник на повне кисневе дуття.

Під час роботи з пальниками необхідно постійно слідкувати за їхньою справністю та чистотою, періодично розбирати та чистити.

Якщо біля пальника, що працює, є запах газу, слід перевірити правильність його роботи, а також герметичність підвідних трубок та сполучень. Для цього використовують мильну воду та пензель. У місцях витoku газу при змочуванні мильною водою утворюються бульбашки.

Відкритим полум'ям газових пальників користуються при прожарюванні фарфорових, шамотних, залізних, нікелевих та платинових тиглів, а також кварцевого посуду. Для цього найзручніше користуватися фарфоровими трикутниками (рис. 4).

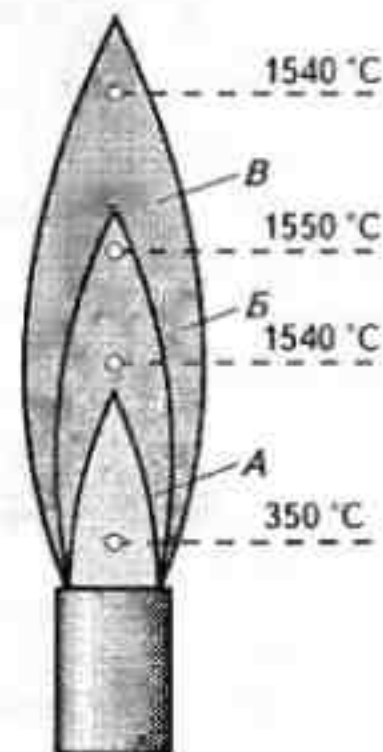


Рис. 2. Розріз полум'я газового пальника:

А — темний конус;
Б — світлий конус; В — зона полум'я, що не світиться

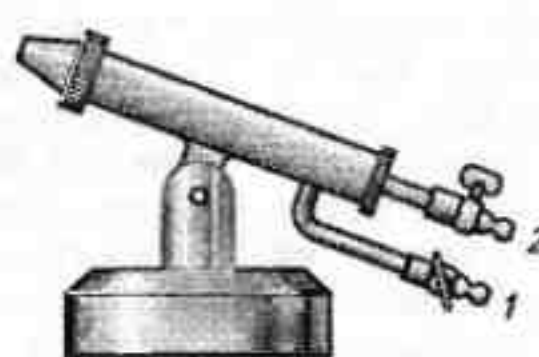


Рис. 3. Паяльний або складувний пальник

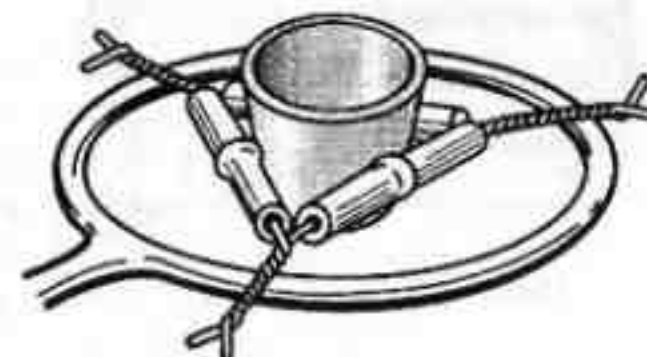


Рис. 4. Положення тигля в порцеляновому трикутнику під час прожарювання

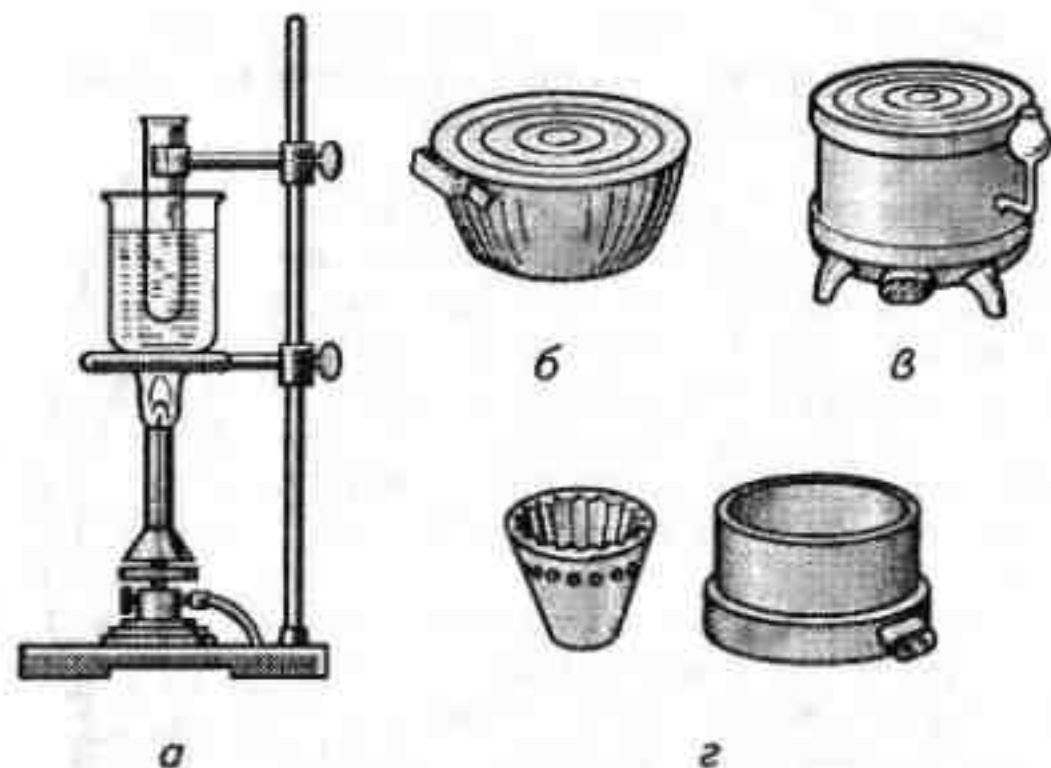


Рис. 5. Бані:

а — мікробаня; б — водяна; в — водяна з електричним підгрівом;
г — повітряна з електричним підгрівом

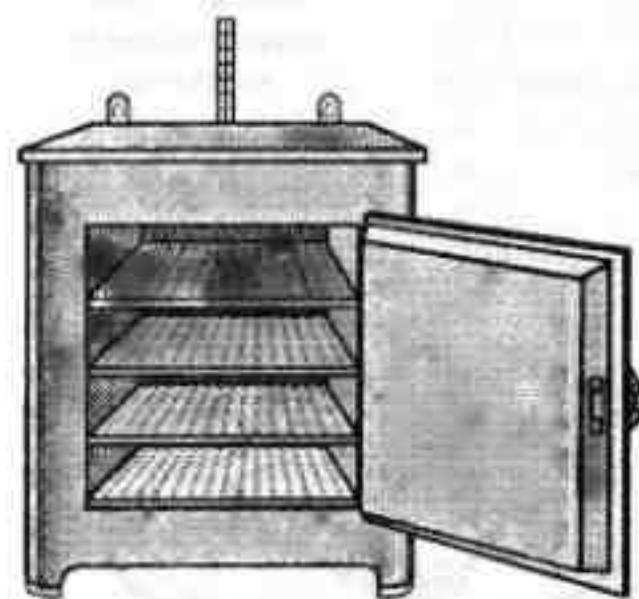


Рис. 6. Сушильна шафа

Хімічний посуд (колби, стакани, реактори тощо) відкритим полум'ям нагрівати не можна, бо скляний посуд при цьому може розтріскатися. Такий посуд нагрівають на азбестових сітках. Оскільки нагріванням на азбестових сітках важко підтримати визначену температуру, їх можна замінити банями: повітряними, паровими, водяними, масляними, пісочними та ін. (рис. 5). Водяні бані слугують для тривалого нагрівання речовин у хімічному посуді (стаканах, колбах, чашках для випарювання і т.д.) при тем-

пературі не вище за 100 °С. При цьому нагрівання можна проводити за допомогою гарячої води чи пару, залежно від рівня води в бані та занурення посуду через зйомні кільця всередину неї. Пісочні бані

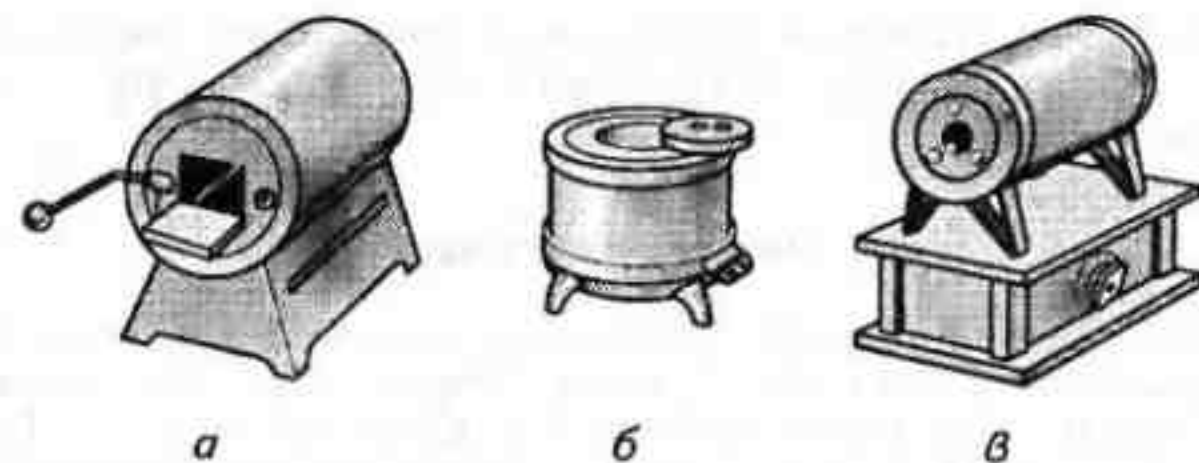


Рис. 7. Печі:

а — муфельна; б — тигельна; в — трубчаста

— це відкриті металічні ємкості (банки та сковороди), заповнені сухим чистим каліброваним піском. Нагріваються вони знизу газовими пальниками і застосовуються для нагрівання хімічних речовин в різному посуді до температури 200...300 °С. На даний час у лабораторній практиці все частіше застосовують електроплитки із закритими нагрівальними елементами, які в ряді випадків застосовують замість пісочних бань.

Для визначення гігроскопічної та кристалізаційної води, а також для сушіння хімічного посуду використовують електричні сушильні шафи (рис. 6) з автоматичним регулюванням температури від 50 до 220 °С.

Сплавлення проб та наважок з різними плавнями (кислими, нейтральними та лужними), а також тривале прожарювання при температурі 700...1000 °С та вище здійснюють в електричних муфельних печах різної конструкції (рис. 7).

Для прожарювання чи нагрівання речовини в окиснювальній, інертній чи відновній атмосфері застосовують трубчасті або інші печі, через які під час роботи пропускають відповідний газ. Для створення окиснювальної атмосфери, як правило, використовують кисень. Інертне середовище створюють за допомогою аргону, азоту і рідше — гелію. Водень чи вуглець(II) оксид застосовують для створення відновної атмосфери. Однак при цьому слід остерігатися, щоб за високих температур газ не взаємодіяв з речовиною, що досліджується.

Під час прожарювання чи нагрівання не можна брати незахищеними руками робочий посуд. Його слід обгортати тканиною чи вля-

гати на пальці кусочки розрізаної уздовж товстостінної гумової трубки, а також користуватися тигельними щипцями чи спеціальними затискачами.

Лабораторний посуд

Для хімічних операцій застосовують хімічний посуд загального призначення, а також мірний посуд. Скляний посуд виготовляють з простого, спеціального та кварцевого сортів скла (рис. 8). Пробірки *1, а* різної величини та форми, іноді з поділками та пришліфованими пробками, виготовляють із простого легкоплавкого скла чи з його термостійких та кварцевих сортів. В окремих випадках застосовують пробірки Вюрца *1, б*. Для роботи з пробірками зручно користуватися штативами, виготовленими з дерева, пластмаси або металу.

Реакції в пробірках проводять з невеликою кількістю речовини чи розчину — від 1/8 до 1/4 об'єму пробірки. Невелику кількість твердих речовин беруть мікрошпателем — скляною лопаткою завдовжки до 8 см, площа розширеної частини якої 25...30 мм², а товщина не більш як 1 мм.

Для змішування вмісту пробірки треба кілька разів злегка вдарили косим ударом по дну пальцями однієї руки, акуратно притримуючи за верхній край пальцями іншої. Для уникнення пошкодження рук категорично забороняється закривати пробірку пальцем та струшувати її. Якщо пробірка заповнена рідиною більш ніж на половину об'єму, її можна перемішати скляною паличкою.

Хімічні стакани місткістю від 50 до 2000 мл бувають двох видів: з носиками та без них, з поділками та без них. Стакани *2* найчастіше виготовляють зі спеціальних термостійких сортів скла.

Плоскодонні та круглодонні колби *3, 4*, як і стакани, бувають різної ємкості та виготовляються з різних сортів скла, зі шліфами та без них. Колби використовують для проведення хімічних реакцій та інших операцій.

Перегонка рідин здійснюється в колбах Вюрца *5* із різним розташуванням паровідвідної трубки. Чим вища температура кипіння рідини, що переганяється, тим ближче до краю колби має міститися паровідвідна трубка. При перегонці рідини в горло колби щільно вставляють гумову пробку з термометром, а до бокової трубки

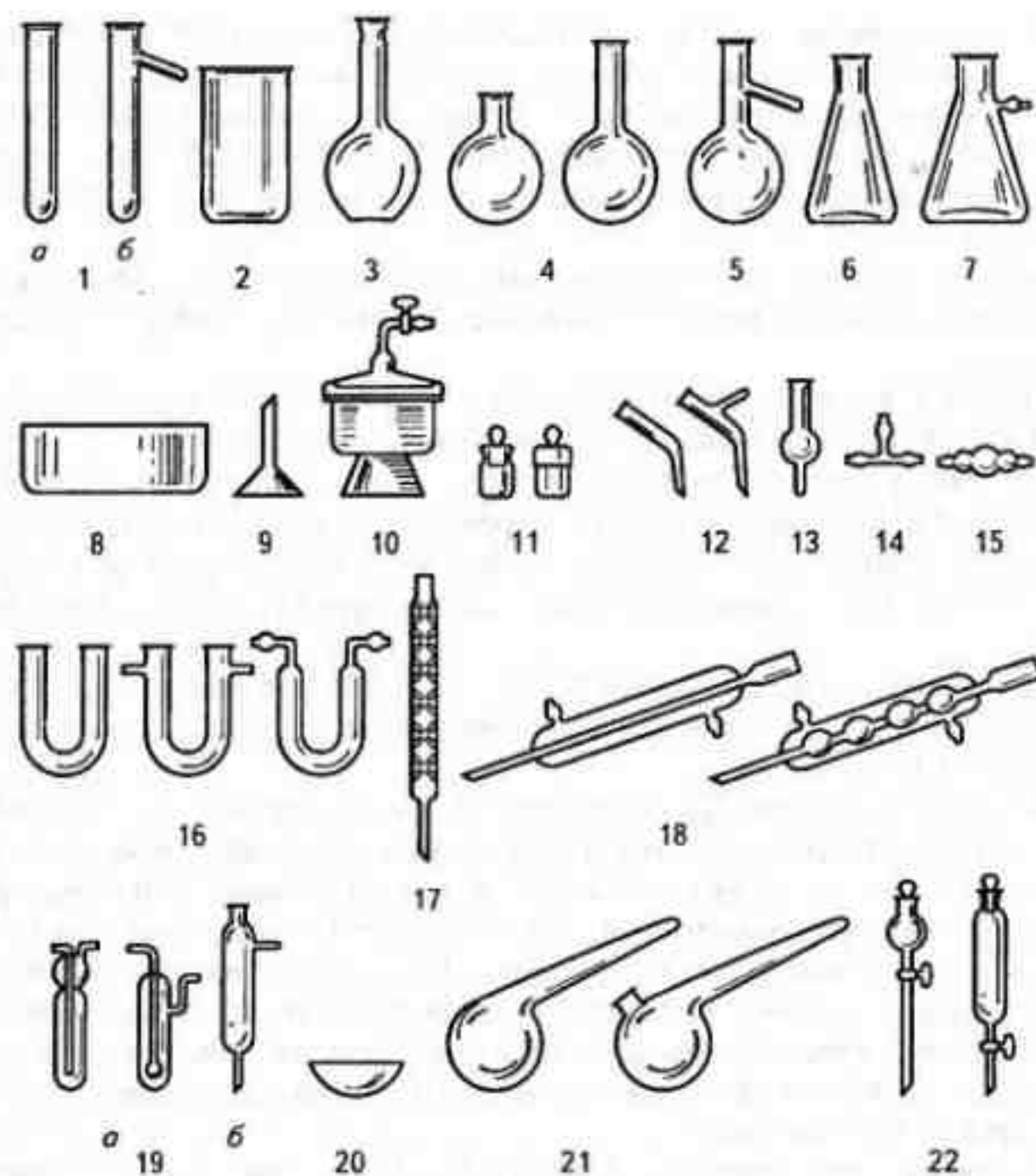


Рис. 8. Скляний посуд

приєднують холодильник. Для спеціальних робіт всі з'єднання виготовляють на шліфах.

Конічні колби Ерленмейера використовують для титрування та неорганічного синтезу. Вони бувають різної місткості, з вузьким та широким горлом, з поділкою та пришліфованими пробками. Нагрівають їх тільки на азбестових сітках.

Колби (Бунзена) для відсмоктування *7* виготовляють із товстостінного скла та використовують для вакуумного фільтрування. В

колбу крізь гумову пробку вставляють фарфорову лійку Бюхнера, а тубус з'єднують гумовою трубкою з насосом через запобіжну склянку. Для фільтрування великих кількостей рідини користуються колбами Бунзена, які мають відросток біля дна колби. При закритому вакуум-наосі крізь нього з колби періодично випускають фільтрат.

Кристалізатори 8 — тонкостінні та товстостінні плосколонні посудини різної місткості — використовують для перекристалізації речовин.

Лійки 9 використовують для переливання рідин, фільтрування. При цьому для фільтрування застосовують лійки з кутом нахилу 60°. Вони мають довгий зрізаний кінець. Для прискорення фільтрування іноді застосовують лійки з ребристою внутрішньою поверхнею та з кулеподібним розширенням у місці переходу лійки в трубку. Процес фільтрування в таких лійках прискорюється більш як удвічі.

Ексикатори 10 застосовують для зберігання речовин, які легко вбирають вологу, а також для сушіння речовин, яке значно прискорюється у вакуумі.

Бюкси 11, алонжі 12, дефлегматори 17, холодильники 18 зазвичай використовують при перегонці та очистці різних розчинників. Холодильники з'єднуються алонжами з приймачами. Дефлегматори застосовують при фракційній (розділювальній) перегонці для охолодження та конденсації парів рідин. Прямі холодильники (Лібиха) складаються з прямої довгої трубки (форштоса), один кінець якої розширений. Зворотні холодильники (кулькові чи змійовикові) встановлюються вертикально та застосовуються при тривалому кип'ятінні рідин без перегонки.

Хлорокальцієві трубки — прості 13 та U-подібні 16 — застосовують для запобігання потраплянню води та вуглекислого газу в різні речовини та розчини. Хлорокальцієві трубки нещільно заповнюють необхідним поглиначем, прокладаючи зверху та знизу звичайну або скляну вату, і приєднують до посуду за допомогою пробки.

Трійники 14 та перехідні трубки 15 слугують для з'єднання трубок різного діаметра.

Промивні склянки Дрекселя 19, а та осушувальні колонки 19, б застосовують для промивання газів, при цьому заповнюють їх не більш як наполовину рідинними (вода, сульфатна кислота, розчин

луги тощо) або твердими поглиначами (кальцій хлорид, ангідрон, фосфор(V) оксид та ін.).

Годинникові скельця 20 різного діаметра застосовують для зважування хімічних реактивів та окремих наважок. Щоб запобігти попаданню пилу та інших забруднень, хімічні стакани, колби та чашки в процесі роботи накривають годинниковими скельцями. Для запобігання винесенню дрібних крапельок розчину при розкладанні карбонатних плавнів хімічний посуд накривають зверху годинниковими скельцями.

Реторти з тубусом і без тубуса 21 різної місткості, з пробками та без них, використовують для розкладу та відгонки різних речовин.

Краплинні лійки 22 різної форми та місткості виготовляють із тонкого скла, вони мають довгі вузькі шийки. Зазвичай їх застосовують тоді, коли необхідно повільно додавати рідкий компонент у реакційне середовище малими порціями чи краплями.

Аналогічно виготовляють ділильні лійки з короткими кінцівками з товстого скла. Вони мають грушоподібну та циліндричну форми, добре притерті пробки; використовують їх для розділення рідин, що не змішуються.

Під час роботи циліндричні лійки невеликого об'єму закріплюють у лапці штатива. Лійки великої ємкості закріплюють на кільці, попередньо затиснувши шийку колби в лапці штатива.

Поряд зі скляним посудом в хімічній лабораторії застосовують фарфоровий (рис. 9): стакани (а), чашки для випарювання (б), тиглі (в), фарфорові ступки (г), в яких подрібнюють тверді речовини, лійки Бюхнера (д), а також сітки для фільтрування (е).

Тонке подрібнення проб, до яких висувають особливі вимоги щодо чистоти та тонкодисперсності, виконують в агатових ступках.

Сплавлення проб з дисульфагами лужних металів проводять в фарфорових тиглях. Для сплавлення проб з лугами використовують срібні тиглі. Карбонати сплавають у платинових тиглях. Осади прожарюють у фарфорових чи платинових тиглях.

Для вимірювання об'ємів рідин застосовують мірні колби, піпетки, бюретки, циліндри та мензурки.

Мірні колби мають вузьку витягнуту шийку та в більшості випадків притерті пробки. Їх використовують для приготування визначеного об'єму розчину необхідної концентрації. Позначка на звуженій частині колби вказує на межу заповнення рідиною, об'єм якої

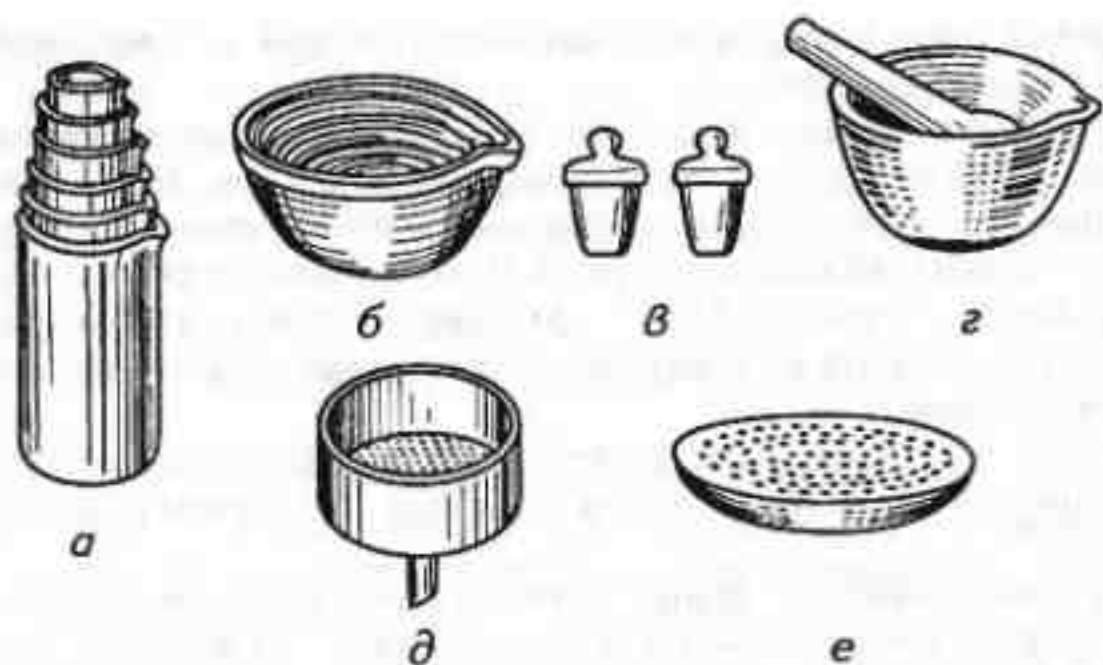


Рис. 9. Фарфоровий посуд

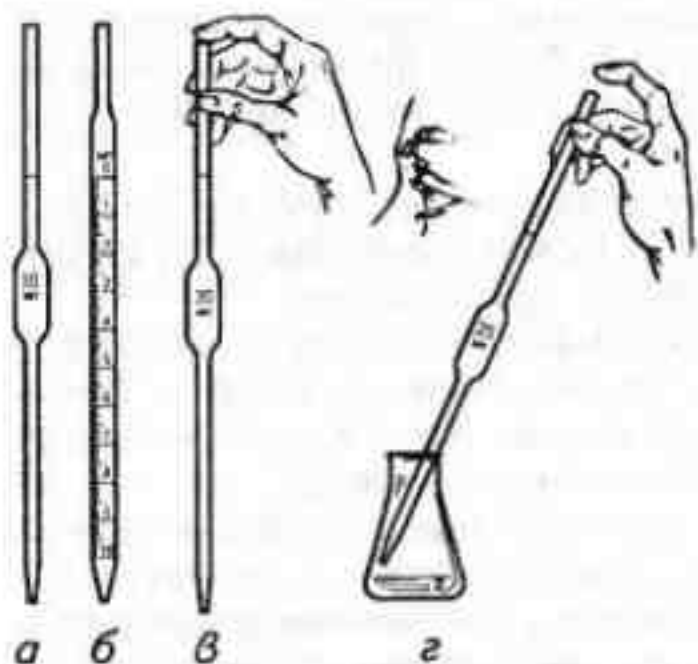


Рис. 10. Піпетки:

а — піпетка Мора; б — градуйована піпетка;
в — положення піпетки при встановленні меніска на
рівні мітки; г — виливання розчину з піпетки

за визначеної температури до-
рівнює тому, що вказаний на
клеймі колби. В лабораторній
практиці використовують кол-
би місткістю 25; 50; 100; 200;
250; 500; 1000 та 2000 мл.

Піпетки Мора (рис. 10, а)
призначені для точного вимі-
рювання об'єму рідин. Піпет-
ки бувають різних об'ємів: від
5 до 100 мл. Крім цього, є гра-
дуйовані піпетки (рис. 10, б),
які дають змогу відмірювати
різні об'єми рідин. Розчин
втягується в піпетку за допо-
могою гумової груші з наступ-
ним встановленням меніска
на коловій лінії (рис. 10, в) та
виливанням рідини в потрібну
ємкість (рис. 10, г).

Бюретки (рис. 11) — це вузькі довгі градуйовані скляні трубки з
ціною поділки від 0,1 до 0,01 мл, призначені для виливання з них
потрібних об'ємів рідини через зливний кран або спеціальний



Рис. 11. Бюретки:

а — бюретка з гумовою насадкою та капіляром;
б — бюретка з приєднаним краном; в — гумова
насадка для бюретки

ти слід заповнити рідиною, видаливши з нього повітря.

Мірні циліндри (рис. 12, а) та **мензурки** (рис. 12, б) залежно від
їхніх об'ємів призначені для вимірювання рідини порціями від кіль-
кох мілілітрів до 1...2 л.

Для миття посуду, не забрудненого смолами чи маслами, вико-
ристовують різноманітні йоржики та щітки (рис. 13). Посуд мнють
із застосуванням соди та інших мийних засобів. Чистим вважається
посуд, на стінках якого немає окремих крапельок, а вода вкриває

Рис. 12. Мірний циліндр та мензурка

пристрій на нижньому кінці
бюретки. Пристрій складається
зі шматочка гумової трубки,
всередину якої введена запира-
юча скляна кулька дещо біль-
шого діаметру, ніж отвір тру-
бки. В нижній отвір гумової
трубки вставляється шматочок
скляної трубки з відтягнутим
капіляром. При відтягуванні гу-
ми в місці розміщення кульки
рідина виливається через капі-
ляр, який перед початком робо-

всю поверхню рівномірною тонкою плівкою. Ретельно вимитий теплою водою посуд споліскують декілька разів дистильованою водою та сушать на повітрі або в сушильній шафі.

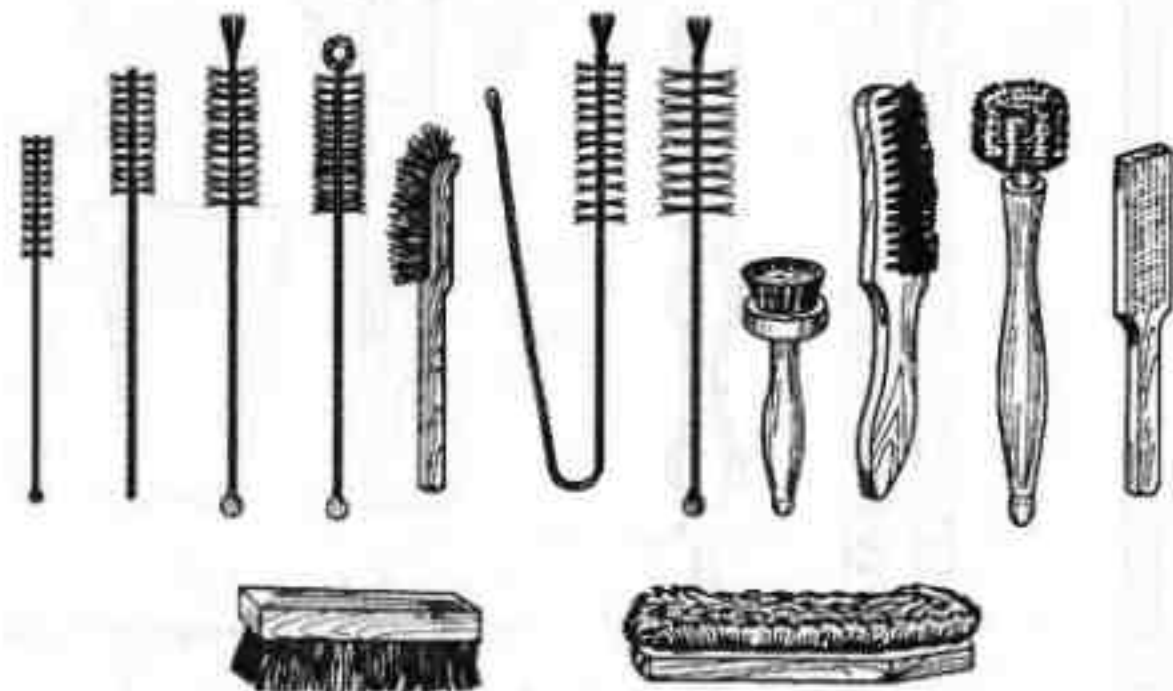


Рис. 13. Щітки та йоржі для миття посуду

Дуже забруднений посуд спочатку відмочують у теплій хромовій суміші, а через кілька хвилин миють теплою водою. Хромову суміш готують так: спочатку розчиняють 6 г натрій дихромату в 100 мл води, потім у розчин обережно додають, ретельно перемішуючи, 100 мл концентрованої сульфатної кислоти. Зважаючи на те, що хромова суміш дуже подразнює шкіру й пропікає одяг, працювати з нею необхідно дуже обережно.

ПРИЙОМИ ТА ОПЕРАЦІЇ ХІМІЧНОГО ЕКСПЕРИМЕНТУ

Фільтрування та декантація

Для відокремлення твердих і рідких компонентів гетерогенної суміші застосовують фільтрування. Суть фільтрування полягає у відокремленні рідини через фільтрувальний матеріал з одночасним

затриманням на поверхні фільтра осаду. Рідина, яка пройшла крізь фільтр і не містить механічних домішок, називається *фільтратом*.

Перед тим як описати саму технологію фільтрування, розглянемо вплив різних чинників на процес фільтрування. В'язкість рідини суттєво впливає на процес фільтрування. Зі збільшенням в'язкості процес фільтрування значно уповільнюється. Оскільки підвищення температури різко зменшує в'язкість, на практиці часто користуються цим при фільтруванні гарячих розчинів. Разом із тим фактор нагрівання часто має і не менш важливе значення, що зумовлює укрупнення дрібнодисперсних осадів чи коагуляцію частинок колоїдних розмірів у великі пластівці, які легко фільтруються. Укрупнення частинок колоїдних осадів у багатьох випадках може бути досягнуто за рахунок введення в розчин багатозарядних іонів металів, які відіграють роль електролітів-коагулянтів.

Тиск, під яким рідина проходить крізь фільтр, також є важливим чинником, від якого залежить швидкість фільтрування. З посиленням тиску різко зростає швидкість фільтрування більшості сумішей. За звичайного фільтрування рідина, яка міститься на фільтрі, створює незначний тиск, який можна збільшити до 1 атм (101,3 кПа), якщо фільтрування здійснюють під вакуумом.

Зазвичай, фільтрування гелеподібних осадів під тиском відбувається спочатку задовільно. Але під дією надмірного тиску осад щільно притискується до фільтра, забиваючи пори. Осад при цьому утворює додатковий фільтр, який важко долається рідиною, що призводить до значного уповільнення і навіть до зупинки процесу фільтрування. В такому разі краще застосовувати звичайне фільтрування, незважаючи на те, що це продовжує процес.

Величина частинок твердої речовини суміші, що фільтрується, має важливе значення в процесі фільтрування. Крупнокристалічні осадки, а також механічні водонерозчинні домішки відокремлюються при фільтруванні легко та швидко. Якщо розмір частинок речовини наближається до розміру пор фільтра, процес уповільнюється, а при їх співрозмірності може і зовсім припинитися. Якщо пори більші за розмір частинок, процес фільтрування не має сенсу. В такому разі тонкодисперсні осадки відокремлюються від рідини центрифугуванням.

Фільтруючим матеріалом у хімічних лабораторіях слугує фільтрувальний папір різних сортів. Іноді застосовують також азбестоцелюлозну масу, різні тканини, пресоване скло (найчастіше неглазурова-

ний фарфор, обпалену глину та ін.). Фільтрувальний матеріал вибирають відповідно до вимог щодо чистоти розчину, а також до осадів, з якими потім потрібно робити різні перетворення якісного та кількісного характеру.

При виборі фільтрувального матеріалу необхідно також запобігати можливому впливу на нього агресивних середовищ, що фільтруються. У зв'язку з цим іноді доводиться навіть використовувати фільтри з глинозему, оксидів цирконію, торію та ін.

Фільтрувальний папір являє собою виготовлену за спеціальною технологією ретельно очищену та спресовану без проклеювання довговолокнисту паперову масу. Фасують її в пачки у вигляді аркушів різного формату чи готових нарізаних кружалець діаметром 5,5; 7; 9; 11; 12,5; 15 та 20 см.

При фільтруванні, яке не пов'язане з прожарюванням осадів, застосовують звичайний фільтрувальний папір. Для фільтрування з подальшим озоденням та кількісним визначенням осадів використовують знезолені фільтри, на упаковці яких указана маса золи окремого фільтра (менше за одиницю в п'ятому знаці після коми).

Якщо маса золи окремого фільтра склалася кілька одиниць у четвертому знаці після коми — це звичайний фільтрувальний папір.

Пористість фільтрувального паперу залежить від його щільності та зменшується у разі її збільшення. На практиці застосовують такі позначення фільтрувального паперу згідно з кольором паперової стрічки: рожева чи чорна — широкопористий швидкофільтрувальний папір з діаметром пор близько 10 нм; біла — папір середньої пористості з діаметром пор приблизно 3 нм; синя — дрібнопористий папір з діаметром пор від 1 до 2,5 нм для фільтрування дрібнодисперсних осадів; зелена — високощільний папір для фільтрування найбільш тонкодисперсних осадів; жовта стрічка — знежирений фільтрувальний папір.

Для виготовлення фільтра (рис. 14, а) складений квадрат фільтрувального паперу обрізають ножицями по колу так, щоб щільно вкладений у лійку фільтр не доходив до верхньої кромки на 3...5 мм. Злегка притиснувши папір пальцем до поверхні лійки, фільтр змочують дистильованою водою. Для збільшення площі фільтрування роблять складчастий фільтр (рис. 14, б).

Лійку з фільтром вставляють в кільце штатива таким чином, щоб її кінець торкався внутрішньої стінки посуду, в якому збирають

фільтрат. Рідину, що фільтрують, наливають у лійку за допомогою скляної палички (рис. 15, а), при цьому рідина не повинна доходити до верхнього краю фільтра менш як на 5 мм.

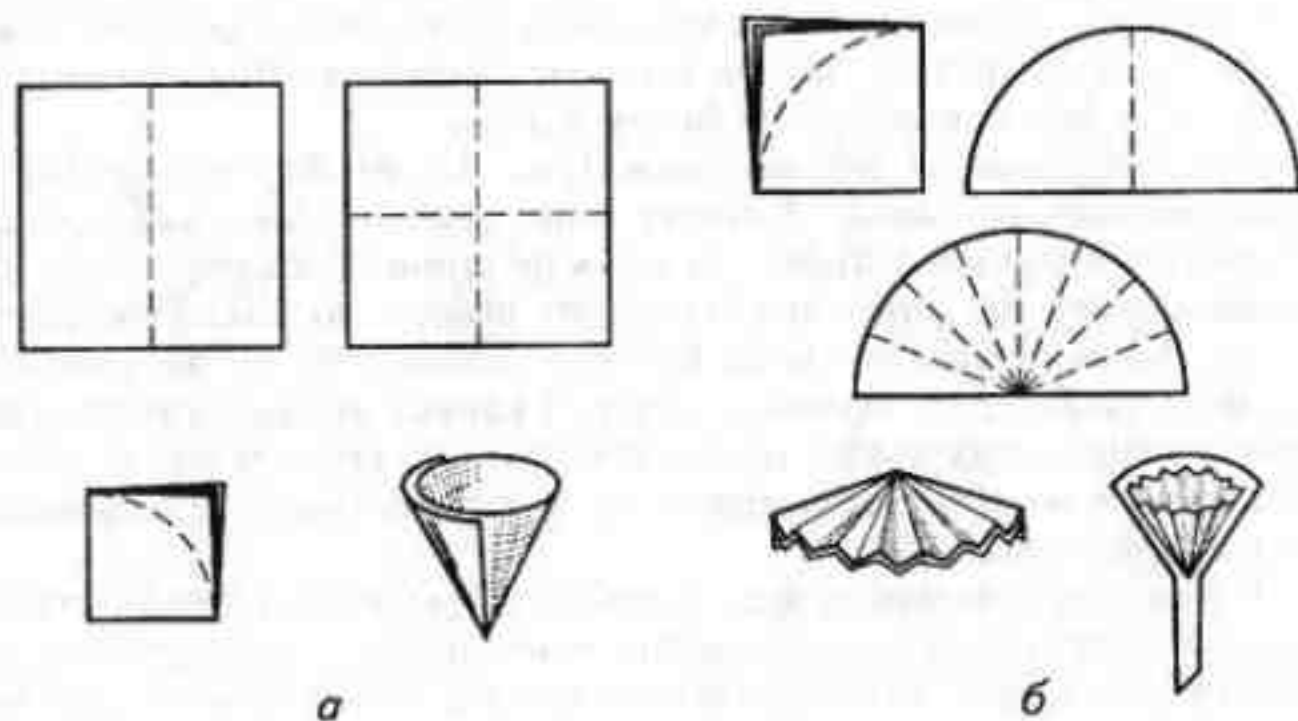


Рис. 14. Виготовлення простого (а) та складчастого (б) фільтрів

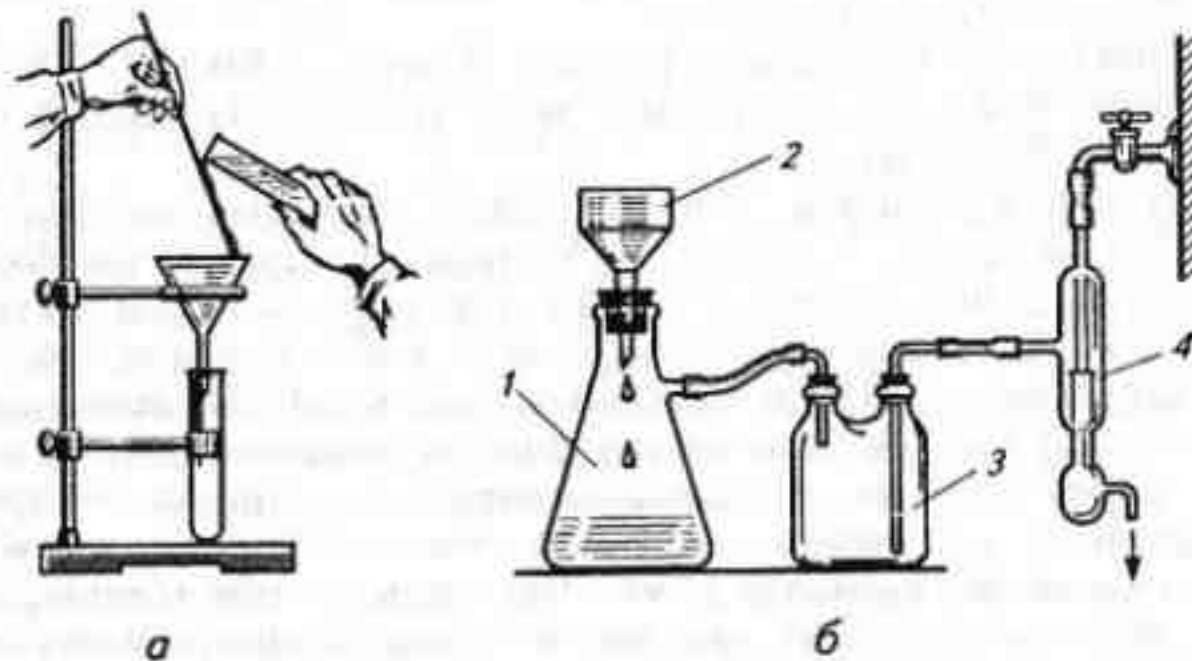


Рис. 15. Фільтрування крізь звичайний фільтр (а) та фільтрування під вакуумом (б)

Наявність рідини в трубці лійки значною мірою прискорює процес фільтрування. Задля цього лійки для фільтрування часто мають подовжений кінець, який швидко заповнюється рідиною. Таким чином, стовп рідини, що утворився, опускаючись, діє як насос, прискорюючи фільтрування. У разі утворення повітряного прошарку між воронкою та фільтром процес різко погіршується. Щоб уникнути цього, слід ретельно вкладати фільтр у лійку.

Для фільтрування під вакуумом (рис. 15, б) збирають прилад, який складається з колби Бунзена 1, фарфорової лійки Бюхнера 2, запобіжної склянки Вульфа 3 та водострумного вакуум-насоса 4, прикріпленого за допомогою гумового шланга до водопровідного крану. Розміри лійки та колби Бунзена залежать від об'єму рідини, що фільтрується, та кількості осаду. Склянка Вульфа слугує для запобігання викиду води з насоса в колбу з фільтратом у разі перепаду тиску у водопровідній мережі чи за неправильної послідовності операцій фільтрування.

У місці витікання води зі звуженої частини насоса у ширшу створюється розрідження, в результаті чого повітря засмоктується в розширену частину водострумного насоса, створюючи за стаціонарної роботи вакуум в усій системі. Зменшення подачі води внаслідок часткового чи повного закриття крана призводить до різкого падіння вакууму в самому насосі, в результаті чого вода спрямовується у відкачуваній об'єм.

Якщо вода викидається в проміжну склянку, необхідно від'єднати колбу Бунзена та приєднати її знову тільки після повного відсмоктування з неї води.

Перед фільтруванням у лійку вкладають послідовно два фільтри: один — меншого, а інший — більшого діаметра порівняно з внутрішнім діаметром лійки. Верхній фільтр акуратно притискають до стінок лійки, змочують водою й притискають до дна за допомогою вакуум-насоса. Потім у систему подають повітря, заливають у лійку рідину так, щоб вона не доходила до її верхніх країв, вмикають вакуум-насос та проводять фільтрування. При цьому треба слідкувати за тим, щоб фільтрат не доходив до вихідного отвору колби, а осад не переповнював лійку. Після повного перенесення рідини у лійку та відсмоктування фільтрату осад, якщо це необхідно, промивають і притискають до дна лійки чистою скляною пробкою чи спеціальною скляною паличкою.

Для промивання осадів дистильованою водою використовують промивалки (рис. 16). Відфільтрованої і промитий осад разом із лійкою виймають із колби, перевертають на аркуш чистого фільтрувального паперу та злегка ударяють по її стінках, щоб осад випав на папір.

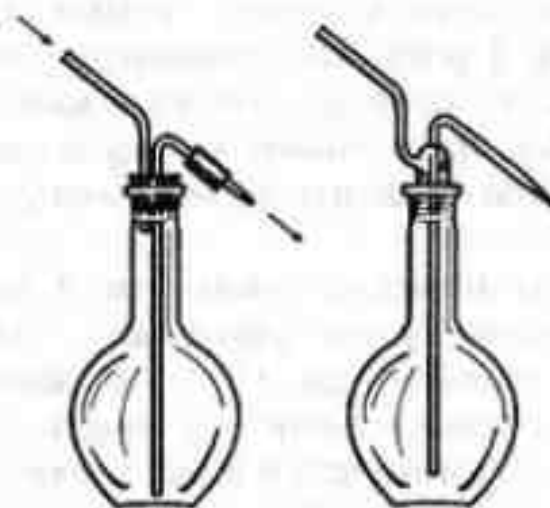


Рис. 16. Промивалки

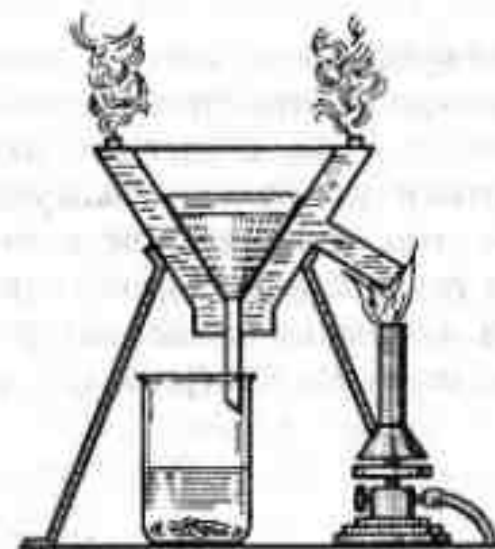


Рис. 17. Лійка для гарячого фільтрування

Промивати дрібнодисперсні щільні осад на фільтрі дуже важко. Осад в конусі фільтру легко злежується, а промивні води омивають його повністю тільки з поверхні. У таких випадках осад промивають декантацією та зливають рідини з осаду, який відстоявся. Для цього осад завчасно заливають гарячою дистильованою водою чи іншою промивною рідиною, перемішують скляною паличкою та дають відстоятися. Рідину, що відстоялася, зливають по скляній паличці на фільтр, намагаючись не перенести на нього осад. У стакан з осадом знову заливають промивну рідину і весь процес повторюють доти, поки в пробі промивних вод не стане домішок, що відмиваються. Після цього осад скаламучують невеликою кількістю рідини та переносять на фільтр. Це слід повторювати кілька разів — до повного перенесення осаду в конус фільтру. Хоч на відстоювання витрачається значна кількість часу, промивні води через фільтр, на якому немає осаду, фільтруються дуже швидко, а осад відмивається декантацією значно швидше, ніж у разі промивання його на фільтрі.

Якщо необхідно фільтрувати гарячі розчини, які містять значну кількість розчиненої речовини, застосовують лійки для гарячого фільтрування (рис. 17).

Обігрівати лійки можна гарячою водою, перегрітою парою або спеціально вмонтованим у керамічний конус спіральним електричним нагрівачем.

Зважування

Зважування — один із найпоширеніших прийомів у хімії. Без нього неможливе проведення більшості робіт експериментального характеру. Тому студенти мають засвоїти правила роботи з вагами, навчитися проводити зважування. Від правильного та акуратного виконання цих операцій значною мірою залежить термін використання вагів та достовірність результатів.

На даний час у лабораторній практиці застосовують терези двох типів: *технохімічні* (рис. 18), які дають змогу зважувати речовини з

точністю до 0,01 г, та *аналітичні*, що мають точність зважування до 0,0002 г. Аналітичні терези застосовують здебільшого для аналітичних визначень.

Кожні терези мають набір різноважків, що розташовані в порядку зменшення маси у футлярі. Кожний такий набір має пінцет для зважування. Грамові гирки-важки у більшості випадків нікельовані, рідше — позолочені. Міліграмові гирки виготовлені з алюмінію і для зручності користування мають різну форму та загнутий край для взяття пінцетом.

Технохімічні терези встановлюють у лабораторії на столах з обов'язковою верти-

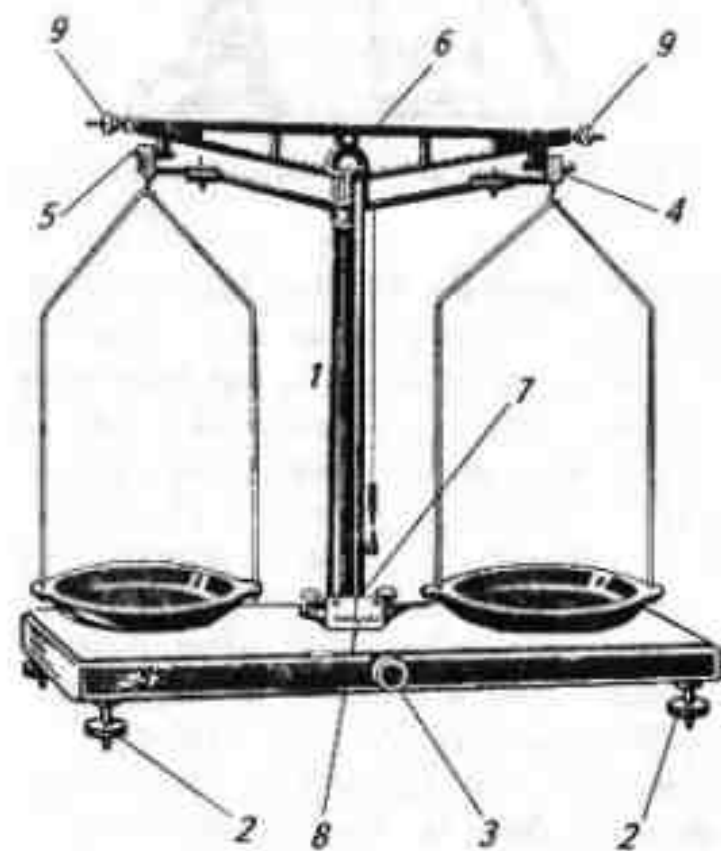


Рис. 18. Технохімічні терези

кальністю стійки 1, що досягається за допомогою регулювання ніжок-гвинтів 2. На відміну від технічних технохімічні терези мають аретирний пристрій з ручкою 3, за допомогою якого (поворотом

ручки 3 вправо до упору) здійснюється вмикання терезів (введення робочих призм у зіткнення з опорною площиною стійки та стременими внаслідок підняття коромисла 6 вагів). Працюючи з терезами не слід забувати, що різноважки встановлюють та знімають після вимкнення аретиру.

Зважування завжди слід розпочинати зі зрівноваження терезів, які з різних причин можуть бути невідрегульованими. Настроюють терези та встановлюють їх у рівноважне положення за допомогою важелів 9, здатних пересуватися гвинтонарізним стрижнем вправо та вліво. Правильним вважається встановлення, коли при ввімкненому аретирі стрілка 7 відхиляється вправо та вліво від нульового положення на однакову кількість поділок шкали 8. Тільки після зрівноваження терезів слід приступати до зважування, помістивши предмет, що зважується, на ліву шальку терезів, а на праву — різноважки, починаючи з найбільшої за масою з наступним їх зменшенням. Якщо при зважуванні не вистачає дрібних різноважок, значить була порушена послідовність їх використання.

Зважувану речовину кладуть на тароване годинникове скло або кружок фільтрувального паперу. Сишкі матеріали краще за все зважувати у тарованих бюксах, чашках, стаканах тощо. Зважування вважається завершеним, якщо при ввімкненому аретирі стрілка терезів відхиляється вліво та вправо приблизно однаково (з точністю до однієї поділки).

Записують масу зваженої речовини, підсумовуючи різноважки від більшої до меншої. Після цього речовину та гирки з шальок терезів знімають.

При роботі з терезами слід виконувати такі вимоги:

- ✓ слідкувати за справністю та чистотою терезів;
- ✓ не класти зважувану речовину чи предмет безпосередньо на шальку терезів;
- ✓ не зважувати брудні, мокрі чи гарячі предмети;
- ✓ завжди навантажувати чи розвантажувати ваги тільки після вимкнення аретиру;
- ✓ аретир треба вмикати та вимкати повільно, без ривків, щоб запобігти різкому падінню призм на робочі поверхні;
- ✓ різноважки брати тільки пінцетом. Забороняється додавати та знімати речовину пінцетом — для цього використовують шпатель;

- ✓ виконуючи будь-яку роботу, користуватися одними і тими самими терезами та різноважками;
- ✓ закінчивши зважування, опустити аретир та розвантажити терези.

Аналітичні терези в практичних роботах із загальної та неорганічної хімії, як правило, не застосовують.

Перекристалізація

Розчинність речовини у воді та інших розчинниках є їхньою індивідуальною властивістю. Одні речовини розчиняються добре, інші — гірше. Як правило, розчинність більшості неорганічних речовин у воді при нагріванні збільшується.

Охолодження насичених гарячих розчинів призводить до виділення з них деякої кількості кристалів розчиненої речовини. Чим вища концентрація розчиненої речовини у гарячому насиченому розчині, тим більше його виділяється при охолодженні.

Різна розчинність речовин у воді та різний характер її залежності від температури покладені в основу процесу перекристалізації, суть якого полягає у розчиненні речовини та його подальшій кристалізації. Чим нижча температура кристалізації, тим більша кількість осаду виділяється в тверду фазу. Якщо у насиченому гарячому розчині є механічні нерозчинні домішки, його фільтрують через лійку для гарячого фільтрування.

При кристалізації розчину, що містить кілька речовин, можна досягти їх розділення. Пояснюється це різним характером розчинності речовин, що розділяються, залежно від температури. В певному температурному інтервалі розчин буде насиченим відносно однієї та ненасиченим відносно іншої речовини, які знаходяться у розчині. Це призводить до виділення з розчину тільки однієї речовини, тоді як інша при цьому залишиться у маточному розчині.

Температурний інтервал кристалізації та повнота розділення залежать як від розчинності речовин, що розділяються, так і від їх співвідношення у вихідній суміші. Якщо суміш двох речовин містить незначну кількість однієї з них, розділення можна здійснити за допомогою одноразового процесу перекристалізації. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірні кількості речовин, що розділяються, процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Повільне охолодження розчинів, що кристалізуються, призводить до одержання крупних кристалів речовини, які дуже часто забруднені краплями маточного розчину, що містять домішки. Водночас дрібні кристали, які осаджуються при швидкому охолодженні розчину, домішок не мають.

Для швидкого охолодження посуд з речовиною, що кристалізується, ставлять у холодну воду чи у смісь із кригою. Якщо речовина, що кристалізується, схильна до перенасичення, у маточний розчин вносять «затравку», тобто центри кристалізації у вигляді кількох дрібних кристаликів тієї самої речовини.

Кристалізацію можна також спричинити тертям скляної палички об стінки склянки.

Після закінчення кристалізації виділені кристали відокремлюють від маточного розчину фільтруванням на лійці Бюхнера, промивають та сушать. Промиті кристали спочатку віджимають між листками фільтрувального паперу або в чашці Петрі та сушать на повітрі, в сушильній шафі чи в ексікаторі з різними осушувачами.

Вибір способу сушіння та осушувача залежить від властивостей речовини. У деяких випадках маточні розчини після кристалізації частково упаровують, одержуючи додаткову кількість речовини. Якщо ж вихідна суміш містить співрозмірну кількість речовин, що розділяються, для одержання позитивних результатів процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Щоб уникнути пожежі, під час перекристалізації із застосуванням легкоспалахуючих органічних розчинників, суворо дотримуються правил протипожежної безпеки.

Для охолодження розчинів та перекристалізації нижче 0 °C користуються різними охолоджувальними сумішами. Найчастіше застосовують суміші, що містять сніг або потовчений лід у поєднанні з різними речовинами. Так, суміш, що складається з трьох частин снігу та однієї частини NaCl, знижує температуру до -21 °C. Приблизно такі самі властивості має суміш із рівних частин снігу та NH₄NO₃. Суміш 1,5 частини CaCl₂ · 6H₂O з однією частиною снігу може дати температуру -55 °C. Змішуванням сухого льоду з дістиловим ефіром чи ацетоном можна досягти температури -78 °C.

Одержання та осушення газів

Гази в лабораторних умовах одержують у різних приладах та апаратах. Найпростішим із них є пробірка з газовідвідною трубкою, яку використовують для одержання та випробування невеликих кількостей кисню, сірководню, вуглекислого газу тощо.

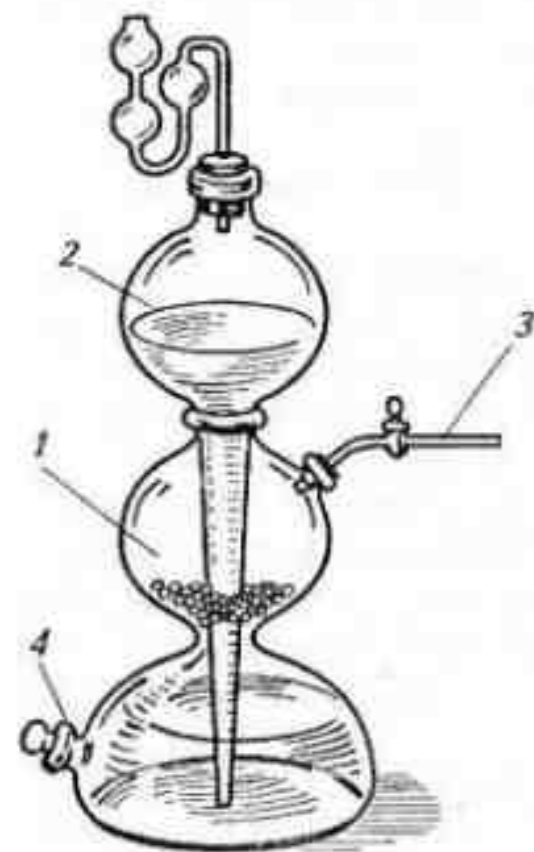


Рис. 19. Апарат Кіппа

Для одержання великих об'ємів деяких газів застосовують апарат Кіппа (рис. 19), у верхній частині 1 якого розміщують шматки мармуру, сульфід заліза чи інший твердий компонент, а в подовжену лійку 2 заливають рідину в такій кількості, щоб вона при відкритому крані газовідвідної трубки 3 повністю покривала тверду речовину. Для відведення газу, який утворюється в результаті реакції, слугує газовідвідна трубка 3. При закритому крані газовідвідної трубки у верхній частині апарата 1 створюється надлишковий тиск газу, під дією якого рідина витискується з нижньої частини апарата 1 у лійку 2. Внаслідок цього реакція одержання газу тимчасово припиняється. Тубус 4 нижньої частини апарата слугує для видалення відпрацьованої рідини.

Газ, що одержують в апараті Кіппа, як правило, містить водяну пару та різні домішки. Очищують та осушують цей газ у спеціальній установці. Газ, який виходить з апарата Кіппа, проходить послідовно через дві склянки Тищенко, заповнені відповідно водою та сульфатною кислотою.

У першій склянці вуглець(IV) оксид звільняється від хлороводню та інших подорозчинних домішок. У другій склянці — з H_2SO_4 — газ осушується. Газ можна осушувати також, пропускаючи його крізь колонки та склянки (рис. 20) з твердими поглиначами — кальцій хлоридом, силікателем, лугами й виморожуванням. Суть процесу виморожування полягає в тому, що зі зниженням температури зменшується тиск водяної пари, яка міститься у газі. За звичайних умов

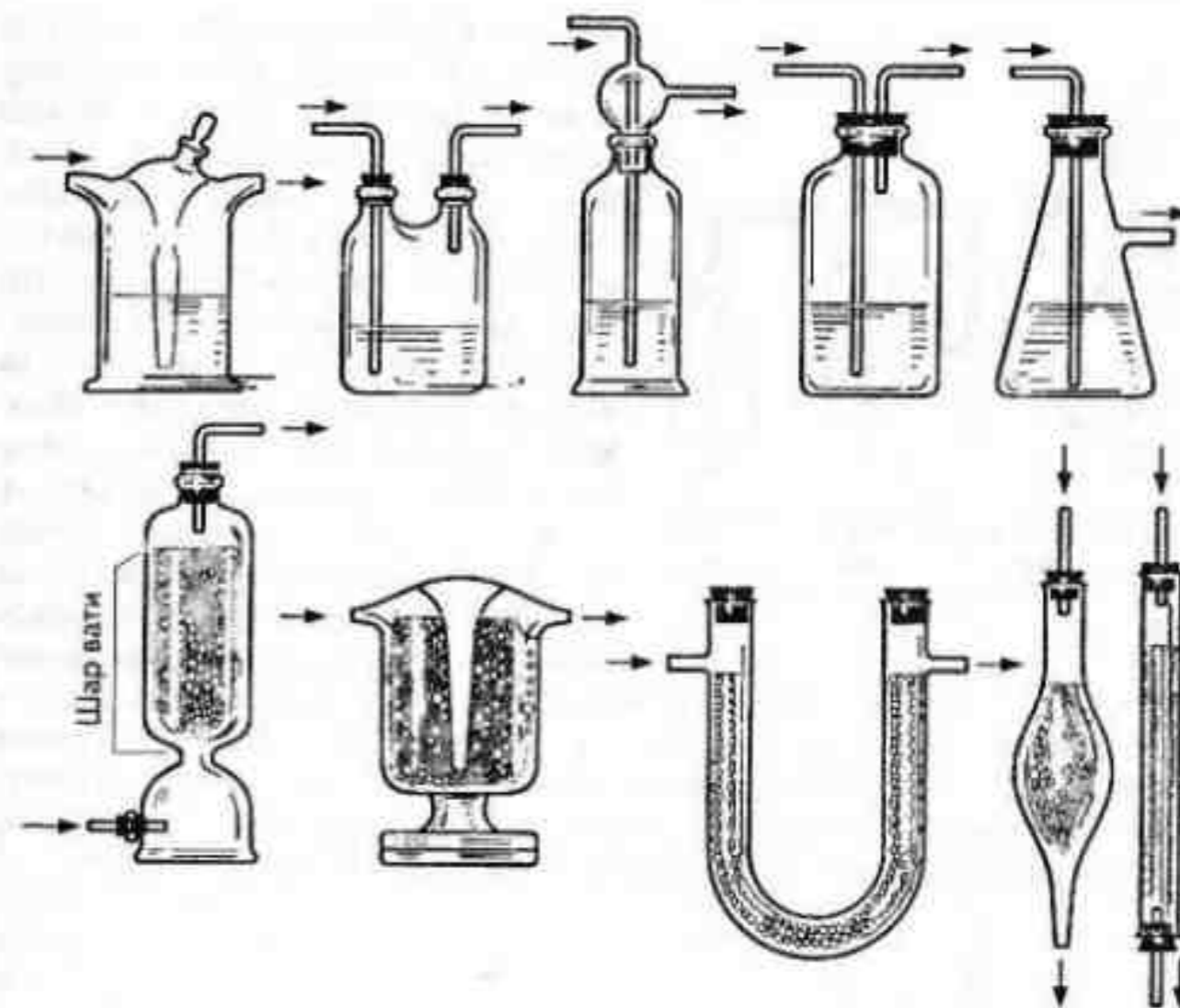


Рис. 20. Промивні склянки та колонки для осушки

для виморожування застосовують скляні трубчасті спіралі, які охолоджують рідким азотом у посудині Дьюара.

Сірковий газ або хлороводень можна одержати в установці, зображеній на рис. 21, при взаємодії заліза(II) сульфіді чи калій перманганату з хлоридною кислотою.

Для створення інертної атмосфери у лабораторній практиці використовують азот чи аргон. Для очистки цих газів від домішок кисню застосовують вологий фосфор, пірогалол, натрій гідросульфід, аміачний розчин купрум(I) оксиду. Для приготування поглинального розчину натрій пірогалату змішують безпосередньо в поглинальній склянці 1 об'єм 25 %-го розчину пірогалолу та 5 об'ємів 60 %-го розчину калій гідроксиду, уникаючи при цьому окиснення суміші киснем повітря. Один мілілітр такого розчину може поглинути 13 мл кисню.

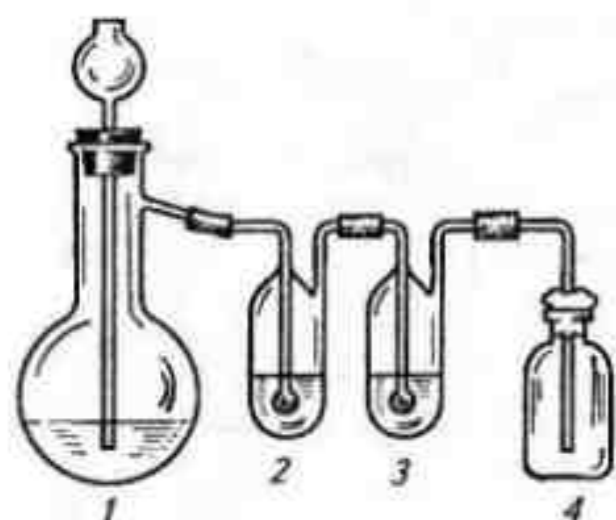


Рис. 21. Прилад для одержання газів:
1 — колба Еюрца; 2, 3 — промислові склянки;
4 — посудина для відбору газу

Для зберігання кисню та інших газів у лабораторії часто використовують газометри (рис. 22). Перед заповненням газометру з нього необхідно витиснути повітря. Для цього через лійку 3 при відкритих кранах 1 та 2 заливають воду доти, доки газометр повністю не заповниться. Закривши крани 1 і 2 та відкривши пробку тубуса 4, в газометр вводять газовідвідну трубку від газового балона чи апарата, в якому безпосередньо одержують газ. В міру заповнення газом вода з газометра виливається в кристалізатор чи раковину. Заповнивши прилад газом, щільно закривають тубус 4 та заповнюють воронку 3 водою. При користуванні газометром (рис. 22, б) частково відкривають кран 2. Після цього вода надходить до газометра, створюючи в ньому невеликий надлишковий тиск, під дією якого, відкривши кран 1, можна відібрати необхідну кількість газу.

При користуванні газометром (рис. 22, б) частково відкривають кран 2. Після цього вода надходить до газометра, створюючи в ньому невеликий надлишковий тиск, під дією якого, відкривши кран 1, можна відібрати необхідну кількість газу.

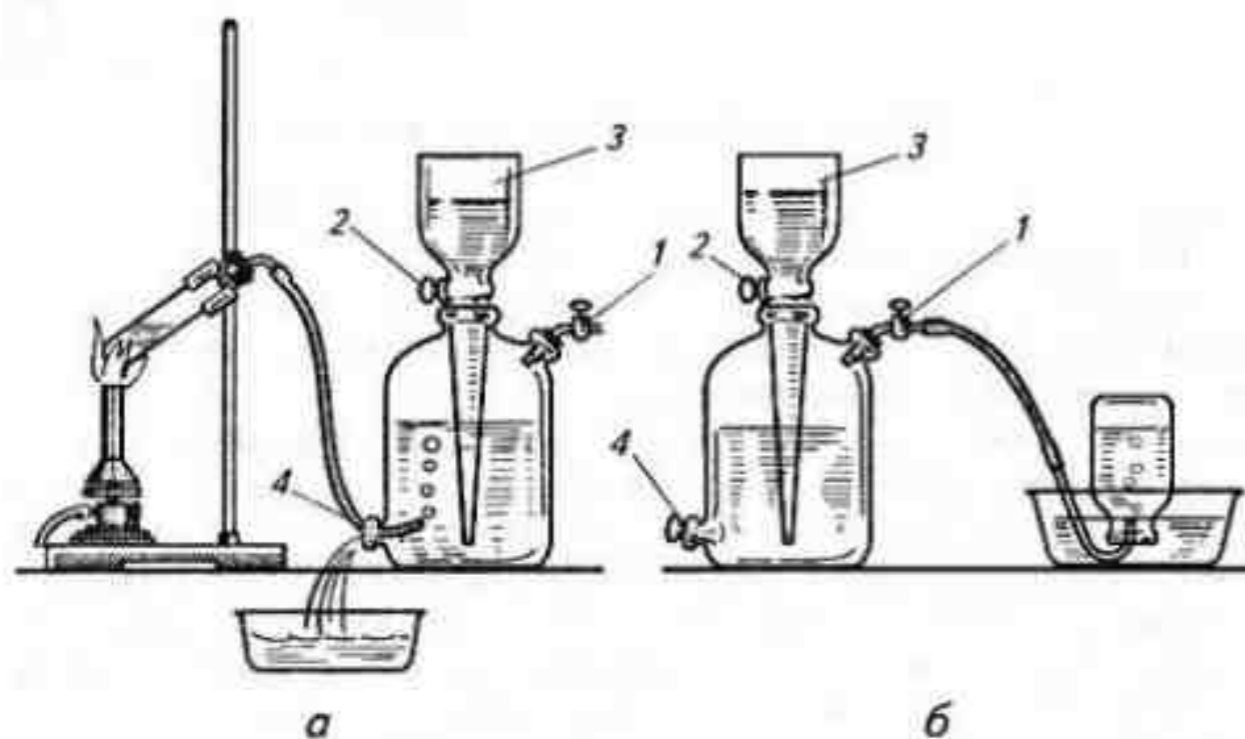


Рис. 22. Наповнення газометра (а) та склянки (б) газом

Гази, які використовують у техніці та в науково-дослідних лабораторіях, зберігають у стисненому газоподібному (кисень, водень, аргон, азот, гелій) чи рідкому (хлор, пропан-бутан) стані в спеціальних сталевих балонах, що мають вентиля, через які за допомогою редукторів можна регулювати подачу газу з різною швидкістю.

Балони з газом фарбують у певні кольори. Наприклад, балони з киснем мають синій колір із чорним написом «Кисень», з воднем — чорний з червоним написом «Водень». Чорні балони з азотом, вуглекислим газом та стисненим повітрям мають відповідні написи: жовтий — «Азот», білий — «Вуглекислота» чи «Стиснене повітря». Балони з синім написом «Хлор» пофарбовані в зелений колір. Метан чи пропан-бутанові суміші зберігаються в балонах червоного кольору, аміак — жовтого.

Для кожного технологічного процесу, що здійснюється на установках із застосуванням стиснених газів, має бути складена інструкція з переліком правил техніки безпеки.

Перегонка (дистиляція) рідин

Кожна рідина має певний тиск пари, який залежить від температури. При нагріванні рідини тиск насиченої пари збільшується. При температурі, коли тиск насиченої пари дорівнює атмосферному, рідина закипає, тобто процес пароутворення відбувається не лише з поверхні, а й в усьому його об'ємі. Подальше нагрівання рідини не призводить до підвищення її температури і вся теплота витрачається на перехід речовини з рідкого стану в газоподібний.

Рідка речовина характеризується своєю температурою кипіння, яка є критерієм чистоти речовини. Однак на температуру кипіння впливає тиск, зі зниженням якого вона знижується. Ця властивість становить основу багатьох лабораторних прийомів, пов'язаних з осушенням речовин, а також із перегонкою рідин за понижених тисків.

Повітря, що міститься в рідинах, позитивно впливає на характер кипіння. Його найдрібніші бульбашки слугують центрами, навколо яких відбувається процес пароутворення, й рідина при цьому кипить рівно та спокійно. Повне видалення повітря з киплячої рідини призводить до її перегріву, в результаті чого кипіння відбувається поштовхами та часто супроводжується викидами. Щоб уникнути перегрівів, до рідини додають маленькі шматочки порцеляни, пемзи

чи інших пористих матеріалів, поверхневий шар яких містить повітря. Такі матеріали, особливо тонкі скляні капіляри, оплавлені з одного боку, чи скляна вата є кращим засобом для попередження поштовхів при кипінні. При перегонці часто застосовують механічне перемішування киплячої рідини чи введення в неї речовин, які при нагріванні руйнуються, виділяючи інертний газ.

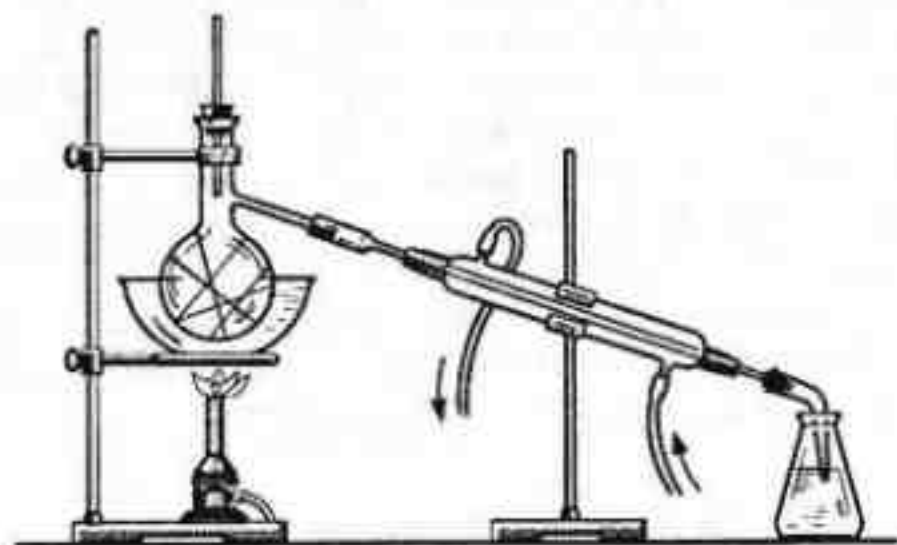


Рис. 23. Прилад для перегонки під звичайним тиском

Кожна рідка речовина кипить при певній температурі. Це становить основу процесу очистки рідких речовин шляхом перегонки. Здійснюють її при невисокій температурі кипіння та звичайному тиску з використанням установки, яка складається з колби Вюрца, холодильника та приймача (рис. 23). Колбу беруть із таким розрахунком, щоб рідина, що перегониться, займала не більше як 2/3 її об'єму. Колбу закривають пробкою з термометром, кінець якого має міститися на рівні бокового відводу чи трохи нижче. Боковий відвід колби заходить у форштос холодильника не менше ніж на 4...5 см.

Після того як установка зібрана, надійно закріплюють усі її частини, підганяють пробки та з'єднання, колбу заповнюють рідиною через лійку, нижній кінець якої входить у колбу нижче бокового відростка. Нагрівають колбу на водяній бані чи азбестовій сітці.

! Користуватися відкритим полум'ям газового пальника при перегонці легкозаймистих рідин суворо забороняється!

Нагрівання рідини, що кипить, слід відрегулювати таким чином, щоб не було занадто бурхливого кипіння. В іншому разі краплі кип-

лячої рідини можуть потрапити у відповідну трубку та забруднити дистилат.

При дробній, чи фракційній, перегонці сумішей речовини розділяють за фракціями, що мають певні температури кипіння. Дробну перегонку проводять, як правило, з використанням дефлегматора. У цьому разі замість колби Вюрца застосовують звичайну

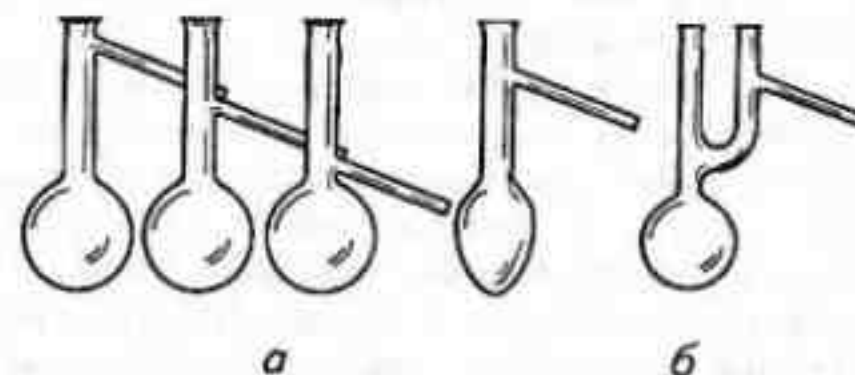


Рис. 24. Колби Вюрца (а) та Кляйзена (б)

круглодонну колбу, яку з'єднують із дефлегматором за допомогою пробки чи шліфа. У верхню частину дефлегматора вставляють спеціальну насадку з боковим відводом для холодильника та вводом для термометра. Фракційну перегонку застосовують для точних та спеціальних робіт.

Деякі суміші неможливо розділити фракційною перегонкою. Так, суміш, яка складається з семи частин етанолу та 93 частин бензолу, кипить та нероздільно переганяється при 60 °С, тоді як спирт кипить при 78 °С, а бензол — при 80 °С. Іноді температура кипіння подібних сумішей вища, ніж компонентів, які до неї входять. Розчин хлоридної кислоти з концентрацією 20,2 % кипить при 110 °С, тоді як температура кипіння води становить 100 °С, а хлороводню — 84 °С.

Суміші, які не можна розділити перегонкою, дістали назву *нероздільнокиплячих* чи *азеотропних*.

Для перегонки рідин, які мають високу температуру кипіння чи розпадаються при низьких температурах, застосовують вакуумну перегонку. Зниження температури кипіння в таких випадках досягається внаслідок зменшення тиску в системі.

Основна вимога вакуумної перегонки — повна герметичність апаратури. Вакуум при перегонці створюється за допомогою водострумного чи форвакуумного насоса, а замість колби Вюрца застосовується колба Кляйзена (рис. 24).

Сублімація

Деякі неорганічні речовини при звичайному чи пониженому тиску мають властивість переходити при нагріванні, минаючи стадію плавлення, з твердого стану в газоподібний. Охолодження пари таких речовин призводить до їх конденсації безпосередньо в кристалічний стан. Ця властивість використовується для очистки речовин і називається *сублімацією*.

У лабораторній практиці сублімацією найчастіше очищують йод. Для цього використовують товстостінний стакан, колбу чи годинникове скло дещо більшого діаметра, ніж стакан. Невелику кількість технічного йоду кладуть у стакан і накривають зверху годинниковим склом або колбою, заповненою холодною водою. При обережному нагріванні стакана на пальнику чи піщаній бані, йод випаровується та осідає на годинниковому склі у вигляді голчастих кристалів, які знімають скляною паличкою. До технічного йоду перед сублімацією додають KI та CaO з розрахунку на шість частин йоду одна частина калій йодиду та дві частини кальцій оксиду. Суміш розтирають та сублімують. Для кращого тепловідводу на годинникове скло наливають холодну воду чи кладуть шматочки льоду. Для одержання чистого йоду процес сублімації проводять двічі.

Робота зі склом

Під час роботи в хімічній лабораторії часто виникає необхідність виконання простих складуваних операцій, пов'язаних із різанням та оплавленням трубок, їх згинанням, витягуванням капілярів, запаюванням ампул тощо. Всі ці нескладні операції зі склом повинен вміти робити кожний студент.

Скло — складний багатокомпонентний матеріал, властивості якого залежать від кількісного складу оксидів, які до нього входять.

Скло характеризується значним температурним інтервалом розм'якшення, який дає змогу формувати з нього різні вироби.

Основа всіх хіміко-лабораторних стекел складають кремній діоксид, кальцій та натрій оксиди. Додатки інших оксидів (K_2O , MgO , BaO , V_2O_5 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 та ін.) деякою мірою змінюють властивості самого скла. Так, скло, яке містить кілька відсотків барій оксиду,

має підвищену стійкість проти розчинів кислот і лугів (скло № 29). Скло, яке поряд з натрій оксидом має значну кількість калій оксиду, а також невелику домішку ферум(III) оксиду (скло № 23), добре обробляється на складувальному пальнику, оскільки має великий інтервал температур розм'якшення. Однак таке скло, маючи підвищену стійкість до водних розчинів кислот, менш стійке до лугів.

Скло «пірекс», яке відрізняється високим вмістом кремній(IV) оксиду та невеликою кількістю оксидів лужних металів, має низький коефіцієнт термічного розширення й високу термостійкість.

Кварцеве скло — це переплавлений чистий кремнезем із незначними (близько 0,01 %) домішками Al_2O_3 , CaO та MgO . Воно вирізняється високою термостійкістю й інертністю до багатьох хімічних реагентів за винятком фтороводневої та фосфатної кислот. Прозоре кварцеве скло добре пропускає ультрафіолетові промені. Широке впровадження кварцевого скла в практику обмежується трудомісткістю й енергоємністю його виготовлення та обробки. Кварцеве скло має високу температуру плавлення (більше $2000^\circ C$), а починає розм'якшуватися лише після $1650^\circ C$. Велика в'язкість розплаву значною мірою ускладнює видалення з нього розчинених газів.

Різання трубок. Трубки діаметром не більш як 20...25 мм ріжуть холодним способом. Для цього на трубці роблять надріз пожею із твердої інструментальної сталі, терпухом чи надфілем. При цьому мітку наносять не «пилянням», а надавлюванням ножом чи терпухом з одночасним повертанням трубки лівою рукою на кут, при якому довжина надрізу буде не менш як $1/6$ її діаметра. Після надрізу трубку ламають, згинаючи її в напрямку, протилежному мітці, розтягуючи її збоки (рис. 25).

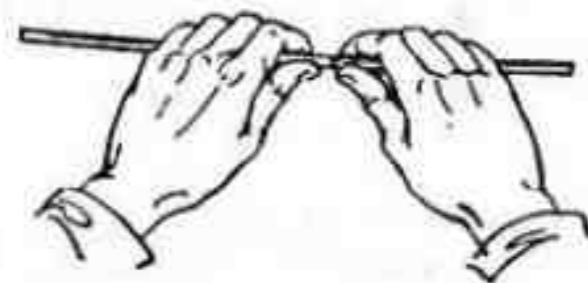


Рис. 25. Положення рук при розламуванні надрізаної скляної трубки

Трубки діаметром більш як 25 мм ріжуть гарячим способом. Для цього на трубці роблять надріз, а якщо діаметр трубок становить 40 мм і більше, водночас роблять три чи чотири надрізи по колу. Подальше різання роблять гарячим кінцем скляної палички у вигляді лопаточки або гачком із дротини. Кінець скляної палички розігрівають у полум'ї пальника до пом'якшення, а потім прикладають її до місця мітки один чи декілька разів до появи кругової тріщини. Якщо

тріщина не кругова, розігріту паличку пересувають по колу трубки, подовжуючи таким чином тріщину до з'єднання її з надрізом. При круговій тріщині трубка ламається легко та рівно. Різання гачком із



Рис. 26. Наріз широких трубок кривком (напівкільцем)

дротини (рис. 26) здійснюють наступним чином. Розігрітий до червоного кольору гачок розміщують на підставку з азбесту та кладуть на нього трубку так, щоб мітка торкалася розігрітого металу. Потім лівою рукою роблять 2...3 швидких оберти трубки для рівномірного розігріву скла. Подальше обертання виконують повільно, до появи кругової тріщини.

Оплавлення трубок. Гострі торці відрізаних трубок можуть стати причиною порізів, а також пошкодження з'єднувальних пробок чи гумових трубок. Тому їх оплавлюють, вносячи у верхню частину полум'я пальника та повертаючи навколо осі до розм'якшення (появи жовтого окрасу полум'я) й оплавлення гострих країв.

Згинання трубок. Для згинання скляних трубок їх рівномірно прогрівають по всій довжині. Для цього використовують насадку («хвіст ластівки») на газовий пальник. Місце згину прогрівають у



Рис. 27. Зігнуті скляні трубки: 1 — правильно, 2, 3 — неправильно.

верхній частині полум'я до розм'якшення, постійно притримуючи та повертаючи її обома руками. Коли скло пом'якшиться, трубку витягують із полум'я та злегка згинають. Потім трубку знову вносять в полум'я, намагаючись розігріти у не-

обхідному місці згину дещо сильніше. Після розм'якшення її виносять із полум'я, повертають зовнішньою стороною згину вниз і плавним рухом рук згинають, слідкуючи, щоб кінці трубки містилися в одній площині. Правильний згин не повинен мати складок та звужень (рис. 27). Чим товщі стінки скляної трубки, тим легше вона піддається згинанню.

Розтягування розм'якшених трубок і виготовлення капілярів. Трубку беруть симетрично обома руками (долоні повернені до себе), прогрівають деякий час спочатку біля полум'я, а потім поступово вводять її в найгарячішу його частину. Під час операції слідкують за рівномірністю кругового прогріву скла. Для цього трубку весь час повертають обома руками навколо своєї осі. В протилежному разі

можливе «перекручування» та злипання трубки. Після розм'якшення прогрітої ділянки завдовжки 10...15 мм (приблизно 1,0...1,5 діаметра) трубку виймають із полум'я та обережно «осаджують», зсуваючи кінці до середини. Завдяки цій операції добиваються деякого потовщення стінок трубки в місці розтягування, що в подальшому дасть змогу одержати довгий капіляр з потовщеними стінками (рис. 28).

Осаджену трубку знову нагрівають у полум'ї пальника до розм'якшення та, витягнувши з полум'я, повільно розтягують до необхідного розміру. Після охолодження трубку розрізають, а кінці оплавлюють.

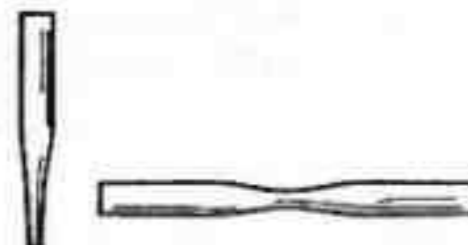


Рис. 28. Виготовлення капілярних трубок

Заплавлення трубок невеликого діаметра. Попередньо підігрітий кінець трубки вносять у верхню частину полум'я і при постійному прокручуванні підігрівають. Спочатку трубка оплавлюється, а потім її краї поступово зближуються до повного закриття та утворення потовщення, подібного дну. Але одержаний потовщений кінець при охолодженні дуже часто відпадає. Щоб уникнути цього, після повного заплавлення дна трубки виймають із полум'я й обережно вдують у неї повітря через холодний кінець, вирівнюючи дно та надаючи йому сферичної форми. Товщина правильно сформованого дна має дорівнювати товщині стінок трубки, й тільки в самому центрі може бути незначне потовщення.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

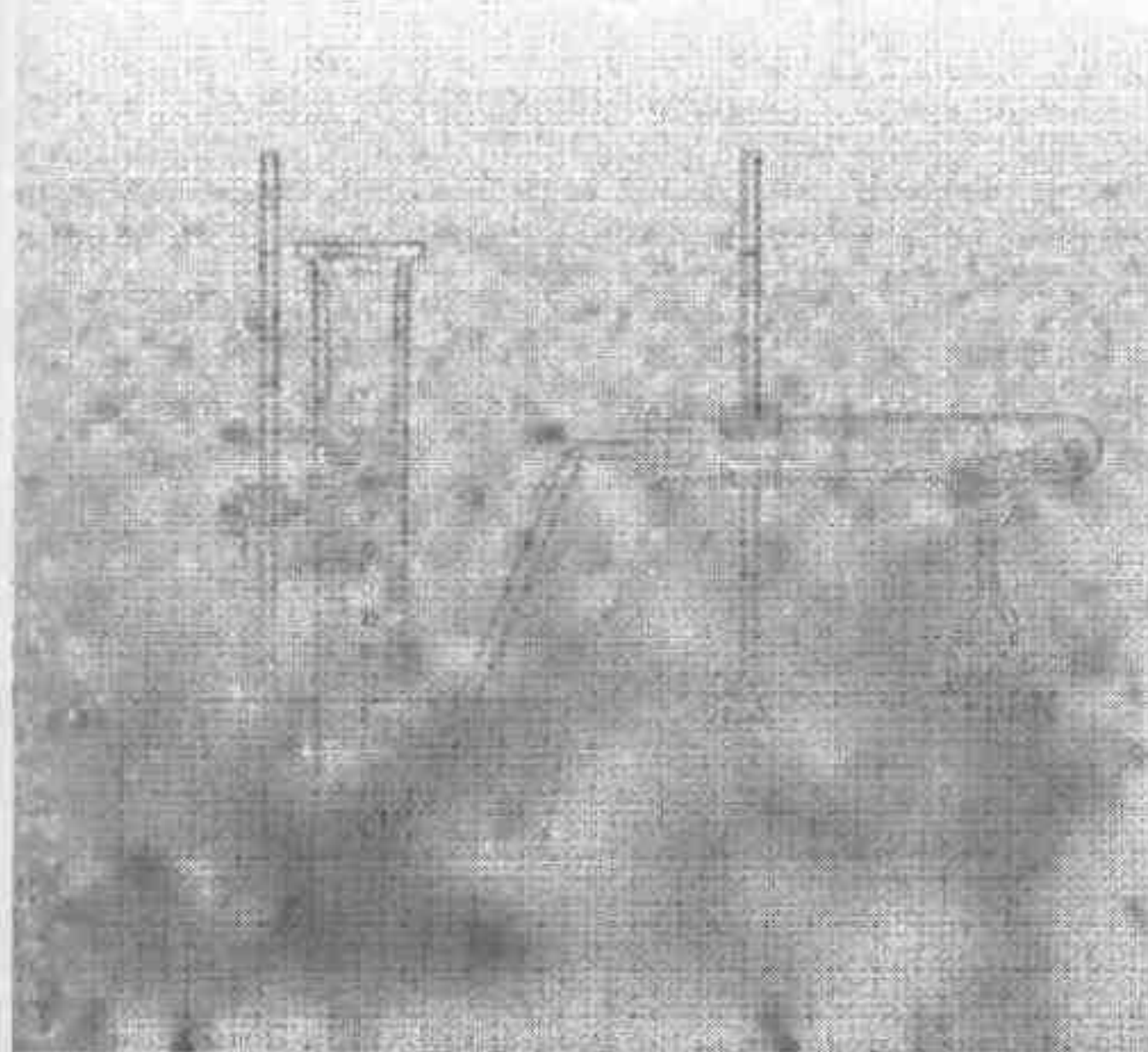


1. Чи впливає форма конуса та довжина вузької частини скляної лійки на швидкість фільтрування?
2. Яка послідовність операцій при виконанні фільтрування під вакуумом?
3. Навіщо у лійку Бюхнера при фільтруванні слід вкладати два фільтри? Чому їхні діаметри різні?
4. В якому разі може відбутися викид води з водострумного насоса в проміжку склянку при фільтруванні?
5. Які операції і в якій послідовності слід зробити, проводячи фільтрування під вакуумом, якщо приймальна колба Бунзена заловнена фільтратом, а процес фільтрування ще не скінчився?

6. Чи однаковий об'єм води знадобиться для промивання рівних кількостей тонкодисперсних щільних осадів на конусному паперовому фільтрі та на літці Бюхнера?
7. Що треба зробити після закінчення фільтрування із застосуванням вакууму?
8. Чому водень не можна зберігати в газометрі?
9. Чому балони для стисненого кисню та водню мають вентиля з різносторонньою різьбою (правою та лівою)?

Розділ 2

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ



ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ. МОЛЕКУЛЯРНА МАСА. ХІМІЧНА ФОРМУЛА

Еквівалентом простої речовини (сполуки) слід вважати таку кількість його маси, яка може приєднувати або заміщувати одну частину (точніше 1,008 частини) маси водню або вісім частин маси кисню. Згідно із законом еквівалентів, елементи й речовини взаємодіють між собою у кількостях, прямо пропорційних їхнім хімічним еквівалентам.

Еквіваленти простих речовин і сполук не завжди мають постійні значення. Залежно від природи сполуки та процесу, що відбувається, їх значення можуть бути різними. Наприклад, еквівалент, визначений для мангану з MnO , дорівнює 27,47, з MnO_2 — 13,73, з Mn_2O_3 — 18,31; для заліза з $FeCl_2$ — 27,92, з $FeCl_3$ — 18,45; для сульфатної кислоти з реакцій ступінчастої нейтралізації — 98 і 49; для калій перманганату з реакцій його взаємодії з відновниками у різному середовищі — 158, 31,6 та інші. Якщо у простої речовини або складної речовини є декілька значень еквівалентів, то вони співвідносяться між собою як невеличкі цілі числа.

Для визначення еквівалентів найчастіше використовують об'ємний метод (метод витіснення), прямий та аналітичний.

Визначення хімічного еквівалента металу

Об'ємний метод визначення еквівалента металу за воднем. Еквівалент елемента (Mg , Zn , Al та ін.) визначають на підставі закону еквівалентів, визначивши масу водню, що витіснилася певною кількістю металу.

□ **Проведення досліду.** На основі об'єму циліндра, що використовуватиметься для збирання водню, розрахуйте кількість металу, необхідну для того, щоб витіснений ним із кислоти водень вмістився у циліндр. При цьому слід враховувати, що в умовах досліду газ займе дещо більший об'єм. Саме тому розрахунок наважки металу необхідно зробити на об'єм циліндра, зменшений на $1/4 \dots 1/5$ його частину.

Зважте ошурки металу на технічних терезах із точністю 0,01 г, загорніть їх у маленький шматочок фільтрувального паперу ($\sim 3 \times 3$ см).

У колбу — реактор об'ємом 100...250 мл — через лійку (щоб не змочити кислотою горло колби) налейте розбавлену хлоридну кислоту. Об'єм кислоти має бути таким, щоб при її горизонтальному положенні кислота не переливалася у горло колби. Кількість кислоти беруть з 80 % -м надлишком, а її розбавлення має залежати від активності металу. Так, при визначенні еквівалента магнію слід брати розбавлену хлоридну кислоту 1 : 6 (1 ч. HCl і 6 ч. H_2O), а при визначенні еквівалента Zn , Al , HCl — 1 : 1 або 1,0 : 0,5.

Колбу з кислотою закріпіть у лапках штатива в горизонтальному положенні і в горло колби обережно покладіть згорточок із наважкою металу. Закрийте колбу пробкою з газовідвідною трубкою і перевірте герметичність приладу. Для цього занурте кінець газовідвідної трубки у пневматичну ванну з водою і зігрійте колбу долонею. Повітря у колбі при нагріванні розширюється і за наявності герметичності з трубки витискуватиметься вода.

Потім зберіть прилад за схемою, що зображена на рис. 29.

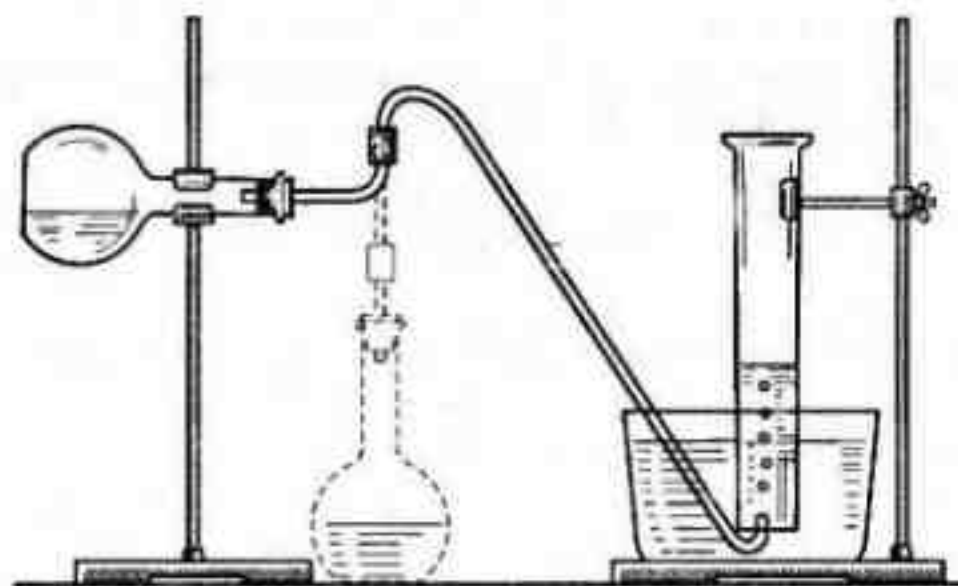


Рис. 29. Прилад для визначення еквівалента металу об'ємним методом

Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр, заповнений водою, і обережно опустіть його, злегка притиснувши трубочку до дна пневматичної ванни. Реакційну колбу переведіть у вертикальне положення. Метал падає у кислоту, взаємодіє з нею й витискує водень. Коли виділення водню припиниться, розгерметизуйте прилад, відкривши реакційну колбу, і дайте системі охолонути до кімнатної температури.

Дані досліду запишіть у робочий журнал: об'єм водню, висоту стовпчика води в циліндрі, вимірявши її лінійкою від поверхні води у ванні до поверхні води в циліндрі, атмосферний тиск за барометром і температуру повітря в лабораторії.

З таблиць для виконання розрахунків відшукайте пружність водяної пари, що насичує простір у циліндрі при температурі досліду.

Дані досліду

Наважка металу m , мг.

Об'єм водню V , мл.

Висота стовпчика води в циліндрі h , мм.

Атмосферний тиск P , мм рт. ст.

Температура повітря в лабораторії t , °С.

Тиск водяної пари $p_{\text{H}_2\text{O}}$, мм.

Розрахунки

1. Знайдіть парціальний тиск водню, знаючи, що $P_{\text{атм}}$ врівноважується p_{H_2} , $p_{\text{H}_2\text{O}}$ і h . Для переведення тиску водяного стовпчика h у мм рт. ст. треба поділити h на $\rho_{\text{H}_2\text{O}}$, яке дорівнює $\sim 13,6$.

2. Приведіть об'єм водню (у мл) до об'єму за нормальних умов ($p = 1$ атм, або 101,3 кПа, $T = 273$ К):

$$V_{0\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2} P_{\text{H}_2} T_0}{T P_0} \text{ мл.}$$

3. Розрахуйте масу водню: 1000 мл H_2 важать $\sim 0,09$ г;
 V_0 мл H_2 — m , г.

4. Визначте еквівалент металу E :

$$\frac{m_{\text{м}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{E_{\text{м}}}{E_{\text{H}_2}}; \quad E_{\text{м}} = \frac{m_{\text{м}} E_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2}}$$

Знаючи об'єм водню за нормальних умов, визначте еквівалент металу, виходячи з того, що еквівалентний об'єм водню становить 11,2 л/моль: $m_{\text{м}}$, г, витіснюють $V_{0\text{H}_2}$, мл:

$$m_{\text{м}} = V_{0\text{H}_2} E_{\text{м}} \text{ мл.}$$

$$E_{\text{м}} = 11200 \text{ мл H}_2;$$

$$m_{\text{м}} \cdot 11200 = V_{0\text{H}_2} E_{\text{м}};$$

$$E_{\text{м}} = \frac{m_{\text{м}} \cdot 11200}{V_{0\text{H}_2}}$$

5. Визначте відносну похибку досліду, %:

$$\Pi = \frac{E_{\text{тср}} - E_{\text{експ}}}{E_{\text{тср}}} 100.$$

Дослід виконайте не менш як двічі (до одержання близьких за значенням результатів).

Прямий метод визначення еквівалента (за киснем). Якщо проста речовина, еквівалент якої потрібно визначити, утворює стійку сполуку з киснем, то за еквівалентом кисню можна легко визначити її еквівалент. Правильність визначення залежить від точності зважування і ретельності проведення досліду. Паралельно слід проводити два досліди, порівняти одержані результати і взяти середнє значення.

Проведення досліду. На технохімічних терезах зважте метал. Ошурки металу мають бути чистими і сухими. Наважку металу беріть із розрахунку: для Mg — 0,18...0,25 г, для Zn — 0,55...0,80 г. Потім покладіть її у порцеляновий тигель, який був зважений на тих самих терезах.

Наступні операції проводьте у витяжній шафі. Мірним циліндром відміряйте 6...8 мл розбавленої нітратної кислоти (1 : 2 або 1 : 1) і додавайте її порціями по 1...2 мл. Реакція взаємодії її з металом відбуватиметься не дуже бурхливо (можливе розбризування). У кінці розчинення з піпетки додайте краплями концентровану нітратну кислоту до повного розчинення металу (0,5...1,0 мл). Одержаний розчин нітрату металу обережно випаруйте до сухого стану на азбестовій сіточці або на піщаній бані (слідкуйте, щоб не було розбризування).

Поставте тигель із сухою речовиною в порцеляновий трикутник і прожарте у полум'ї палика. Спостерігайте спочатку плавлення солі у кристалізаційній воді, а потім її розклад з виділенням нітроген(IV) оксиду (бурий газ) і кисню (тілюча скалочка спалахує). Після припинення виділення бурого газу тигель із білим оксидом металу перенесіть шипцями в ексикатор, охолодіть до кімнатної температури і зважте. Потім знову прожарте протягом 5...8 хв, охо-

лодіть і зважте. Якщо два зважування не відрізняються між собою більш як на 0,01 г, то це свідчить про повний розклад солі (довели до постійної маси).

Дані досліду

Маса порцелянового тигля m_1 , г.

Маса металу m_m , г.

Маса тигля з оксидом металу m_2 , г.

Маса оксиду металу $m_2 - m_1$, г.

Маса кисню, зв'язаного з металом $(m_2 - m_1 - m_m)$, г.

Розрахунки

Еквівалент металу m_m , г — $(m_2 - m_1) - m_m$;
 E_m — 8:

$$E_m = \frac{m_m \cdot 8}{(m_2 - m_1) - m_m}$$

Відносна похибка досліду, %:

$$\Pi = \frac{E_{\text{теор}} - E_{\text{експ}}}{E_{\text{теор}}} 100.$$

Визначення молекулярної маси газів

Молекулярна маса — маса молекули, виражена в атомних одиницях маси.

Вона складається з суми атомних мас елементів, що входять до її складу. Мольна маса речовини, виражена в грамах на моль, має те ж саме числове значення, що і його відносна молекулярна маса.

Визначення молекулярної маси кисню. Для одержання кисню слід виходити з KMnO_4 або KClO_3 з MnO_2 . Розрахуйте наважку речовини з урахуванням об'єму циліндра, в який збираєте газ, і умов лабораторії (проводьте розрахунки на об'єм, зменшений на 1/5 частину загального).

Наважку речовини перенесіть у пробірку. В разі досліду з калій хлоратом додайте один мікрошпатель MnO_2 і добре перемішайте. При розкладі калій перманганату дрібнодисперсні тверді часточки продуктів розкладу можуть захоплюватися струменем газу, тому для

їх уловлювання у верхню частину пробірки покладіть шматочок скляної вати.

Пробірку з наважкою речовини, підготовленої до досліду, зважте з точністю не менш як 10 мг, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою і закріпіть у горизонтальному положенні в лапках штатива близько до отвору пробірки. Речовину в пробірці розтануйте косим шаром (легке струшування). Перевірте герметичність приладу.

Другу частину приладу зберіть відповідно до схеми, що зображена на рис. 30. Підведіть газовідвідну трубку під шліндир і починайте нагрівати пробірку полум'ям пальника. Нагрівання проводьте

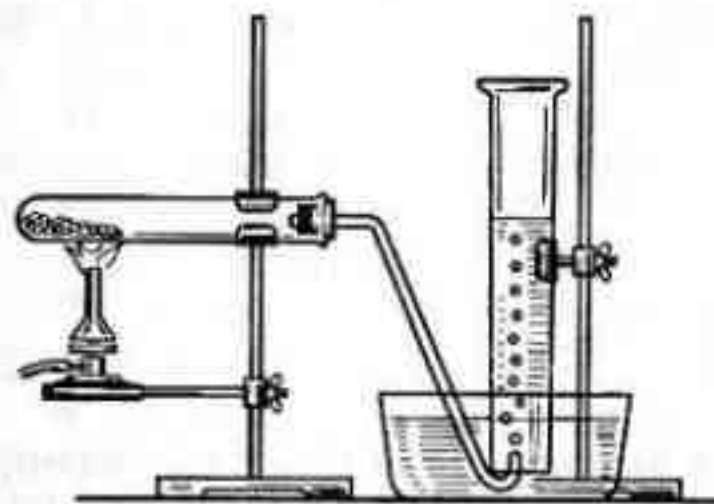


Рис. 30. Прилад для визначення молекулярної маси кисню

рівномірно і цим регулюйте швидкість виділення газу (можна швидко рахувати пухирці газу). Після припинення виділення кисню відставте пальник і від'єднайте газовідвідну трубку від пробірки (для запобігання проникнення води у пробірку, що нагрівалася). Після того як система охолоне до кімнатної температури, виміряйте об'єм кисню (у мл), висоту стовпчика води в циліндрі (у мм) і перенедіть

її у міліметри ртутного стовпчика. Холодну пробірку з продуктами розкладу зважте. Дослід повторіть двічі.

Дані досліду

Наважка солі m , г.

Маса пробірки з сіллю, каталізатором і ватою до реакції m' , г.

Маса пробірки з продуктами розкладу після реакції m'' , г.

Об'єм газу V , мл.

Висота стовпчика води в шліндри h , мм.

Атмосферний тиск P , Па (або мм рт. ст.).

Температура t , °C.

Тиск водяної пари $p_{\text{H}_2\text{O}}$, мм.

Розрахунки

1. Знайдіть парціальний тиск O_2 :

$$p_{O_2} = P_{\text{атм}} - (p_{H_2O} + h/13,6).$$

2. Об'єм газу за нормальних умов

$$V_{0O_2} = \frac{p_{O_2} V_{O_2} \cdot 273}{P_0 (273 + t)}$$

3. Маса кисню $m_{O_2} = m' - m''$.

4. Маса H_2 у об'ємі $V_{0O_2} \cdot 1000$ мл — 0,09 г;

$$V_{O_2}, \text{ мл} - m_{H_2}, \text{ г}$$

$$m_{H_2} = \frac{0,09 \cdot V_0 \text{ мл}}{1000}$$

5. Густина O_2 за H_2 $D_{H_2} = m_{O_2} / m_{H_2}$.

6. Молекулярна маса O_2 $M_{O_2} = 2,016 \cdot D_{H_2}$.

7. Відносна похибка, % :

$$\Pi = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{експ}}}{M_{\text{теор}}} 100.$$

Визначення молекулярної маси вуглекислого газу. Для одержання вуглекислого газу зберіть прилад (рис. 31), що складається з апарата

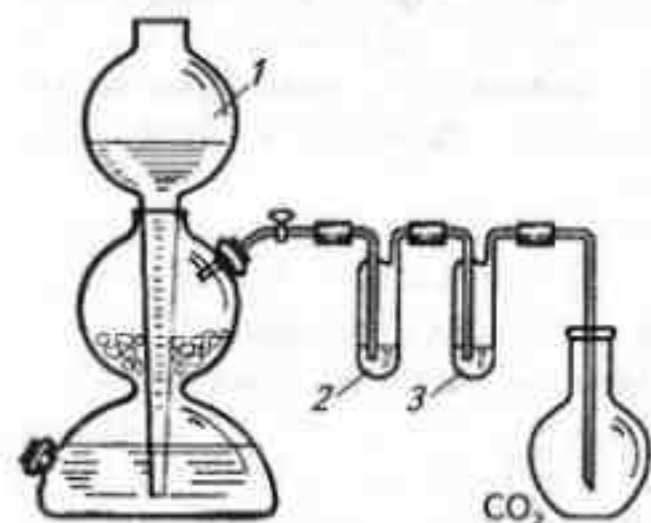


Рис. 31. Прилад для одержання CO_2 та визначення молекулярної маси

Кіппа 1, заповненого мармуром і хлоридною кислотою, та двох промивних склянок (краще за все — склянок Тищенко). В першу промивну склянку 2 налийте трошки дистильованої води, щоб звільнити CO_2 від домішок хлороводню, а в другу 3 — концентровану H_2SO_4 , щоб висушити газ. Якщо в лабораторії є балон із вуглекислим газом, то беріть CO_2 з балона, пропустивши його тільки крізь концентровану H_2SO_4 .

□ **Проведення досліду.** Суху колбу об'ємом 250 мл закрийте

пробкою. Склографом відмітьте на шийці колби рівень, до якого доходить пробка. Зважте закриту колбу з повітрям. Заповніть колбу

вуглекислим газом, зануривши трубочку, з якої виходить CO_2 , до дна колби. Перевірте рівень наповнення, підносячи до отвору колби (збоку) палаючу скалочку. Якщо скалочка гасне, це свідчить про повне витіснення з колби повітря вуглекислим газом. Не нахилиючи колби, вийміть газовідвідну трубку, закрийте колбу корком (корок має досягти відмітки склографа) і зважте. Потім знову пропустіть у неї вуглекислий газ і зважте. Значення другого і третього зважування не повинні відрізнятися більш як на 10...20 мг.

Виміряйте об'єм, який займав газ: заповніть колбу водою до рисочки на шийці колби і вилийте її у мірний циліндр.

Δ Дані досліду

Маса колби з повітрям m_1 , г.

Маса колби з CO_2 m_2 , г.

Маса колби з CO_2 після повторного наповнення m_3 , г.

Об'єм колби V , мл.

Атмосферний тиск P , мм рт. ст.

Температура повітря в лабораторії t , °С.

⊗ Розрахунки

1. Знайдіть об'єм, який займав би газ у колбі за нормальних умов:

$$V_0 = \frac{V_p T_0}{P_0 (273 + t)}$$

2. Розрахуйте масу повітря в об'ємі V_0 , знаючи, що 1 л повітря важить 1,293 г: 1000 мл — 1,293 г;

$$V_0, \text{ мл} - m_{\text{повір}}, \text{ г}$$

$$m_{\text{повір}} = \frac{V_0 \cdot 1,293}{1000}$$

3. Знайдіть масу порожньої колби з пробкою: $m_{п.к} = m_1 - m_{\text{повір}}$.

4. Визначте масу CO_2 : $m_2 - m_{п.к} = m_{CO_2}$.

5. Обчисліть густину CO_2 за повітрям (можна за воднем):

$$m_{CO_2} / m_{\text{повір}} = D.$$

6. Визначте молекулярну масу CO_2 : $M_{CO_2} = 29 D_{\text{повір}}$.
Можна визначити молекулярну масу CO_2 ще й так:

- користуючись мольним об'ємом

$$\frac{V_{\text{CO}_2}, \text{ мл}}{22400 \text{ мл}} = \frac{m_{\text{CO}_2}, \text{ г}}{M_{\text{CO}_2}}$$

- за формулою Менделєєва—Клапейрона

$$PV = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} RT; \quad M_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2} RT}{PV_{\text{CO}_2}}$$

7. Розрахуйте відносну похибку досліду, %:

$$\Pi = \frac{M_{\text{CO}_2, \text{теор}} - M_{\text{CO}_2, \text{експ}}}{M_{\text{CO}_2, \text{теор}}} 100.$$

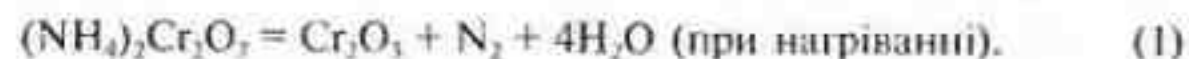
Визначення складу хімічних сполук за даними аналізу. Хімічна формула виражає якісний і кількісний склад речовини і вказує на співвідношення між атомами у їхньому складі. Для визначення формули необхідно проаналізувати сполуку, встановити, які елементи і в якій кількості входять до її складу. Знаючи атомні маси цих елементів, можна знайти співвідношення атомів у сполуці та визначити її формулу. Таку формулу називають *найпростішою*, або *емпіричною*, а відповідну їй молекулярну масу — *формульною*. Вона не відображає істинного складу молекули.

Для знаходження істинної формули — молекулярної — необхідно визначити експериментально молекулярну масу. Підрахувавши формульну масу і зіставивши її з молекулярною, що знайдена експериментально, можна знайти істинну формулу речовини.

Хімічний аналіз сполуки можна провести шляхом термічного розкладу її наважки і визначення масових кількостей продуктів. Необхідні умови для цього: знання експериментатором хімізму процесу розкладу і складу продуктів реакції; стійкість продуктів, що утворюються при розкладі; повний розклад наважки вихідної речовини.

Для перевірки складу речовини можна брати: KClO_3 з MnO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. У кожному конкретному випадку потрібно: написати рівняння реакції розкладу та вирішити, як визначити масові кількості продуктів розкладу.

□ **Проведення досліду.** Речовина, наприклад $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, розкладається за схемою



Азот зберіть у циліндр над водою. Вода, що виділяється, затримується у хлоркальцієвій трубці, що заповнена свіжопрожареним CaCl_2 . Хром(III) оксид залишається у пробірці після розкладу.

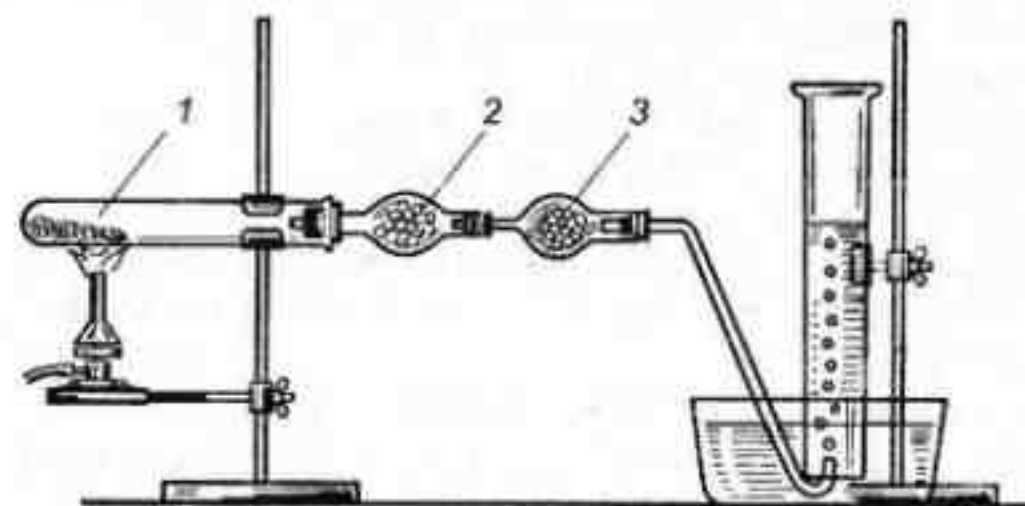


Рис. 32. Прилад для визначення складу дихромату амонію

Зберіть прилад за схемою, що зображена на рис. 32. Пробірку 1 зважте з точністю до 0,01 г. У ступці розітріть амоній дихромат і відважте 0,8...1,0 г. Оскільки реакція розкладу відбувається досить бурхливо, то для уповільнення її швидкості до наважки слід додати 5...10 г чистого сухого піску (SiO_2) і добре перемішати. Пробірку з сумішшю і невеличким шматочком скляної вати (щоб затримувати тверді часточки, які може захоплювати струмінь газу) зважте. Хлоркальцієву трубку заповніть прожареним гранульованим CaCl_2 . Трубку 2 зважте. Трубка 3 необхідна для затримання вологи, що може потрапити у трубку 2 з ванни.

Перевірте герметичність зібраного приладу (рис. 32) і підведіть газовідвідну трубку під циліндр, наповнений водою. Пробірку 1 обережно нагрівайте, слідкуючи за рівномірним виділенням газу, щоб не було бурхливого газовиділення. Після припинення виділення газу від'єднайте газовідвідну трубку. Якщо біля пробки пробірки 1 сконденсувалася вода, то обережним нагріванням переженіть її у хлоркальцієву трубку 2, після чого від'єднайте її і зважте. Пробірку 1 прогрійте і після охолодження у лапках штатива також зважте. Виміряйте об'єм газу в циліндрі — V_{N_2} , висоту стовпчика води — h , мм (від поверхні води у ванні до поверхні її в циліндрі), атмосферний тиск і температуру повітря в лабораторії.

4. Дані досліду

Маса порожньої пробірки $m_{\text{пр}}$, г.Маса $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $m_{\text{сум}}$, г.Маса пробірки із сумішшю $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SiO}_2$ і ватою $m_{\text{сум}}$, г.Маса хлоркальцієвої трубки до нагрівання m_{CaCl_2} , г.Маса хлоркальцієвої трубки з H_2O $m_{\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}}$, г.Об'єм газу в циліндрі V_{N_2} , мл.Висота стовпчика води в циліндрі h , мм.Атмосферний тиск у лабораторії P , мм рт. ст.Температура повітря в лабораторії t , °С.Маса порожньої пробірки з продуктами розкладу $m'_{\text{сум}}$, г.З таблиць візьміть $P_{\text{H}_2\text{O}}$ при t , °С, атомні маси Н, N, O, С.

5. Розрахунки

1. Маса води $(m_{\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}} - m_{\text{CaCl}_2})$, г.2. Парціальний тиск азоту p_{N_2} , мм: $p_{\text{N}_2} = P_{\text{сум}} - (p_{\text{H}_2\text{O}} + h/13,6)$.3. Об'єм азоту за нормальних умов $V_{0\text{N}_2}$, мл:

$$V_{0\text{N}_2} = \frac{p_{\text{N}_2} \cdot V_{\text{N}_2} \cdot 273}{(273 + t)760}$$

4. Маса азоту, що виділилася m_{N_2} , г.5. Маса хром(III) оксиду $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}$, г:

$$m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = m'_{\text{сум}} - (m_{\text{пр}} + m_{\text{SiO}_2} + m_{\text{H}_2\text{O}});$$

$$m_{\text{SiO}_2} + m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{сум}} - (m_{\text{пр}} + m_{\text{сум}}).$$

Визначивши таким чином $m_{\text{H}_2\text{O}}$, m_{N_2} , $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}$ і розрахувавши їхні молекулярні маси, можна з'ясувати, в якому мольному співвідношенні утворюються ці речовини при розкладі $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} : \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} : \frac{m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}$$

Відповідно до рівняння розкладу (1) це співвідношення має бути рівним 4 : 1 : 1 (або близьким до нього).

□ **Проведення досліду.** Для $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ — купрум(II) гідроксокарбонату схема приладу і методика проведення досліду аналогічні попередній роботі. Термічний розклад солі відбувається спокійно, тому додавання піску не потрібне. Оскільки вуглекислий газ досить

добре розчиняється у воді, її попередньо насичують CO_2 чи NaCl або підкислюють хлоридною кислотою, щоб знизити розчинність вуглекислого газу.

Наважку солі візьміть у кількості 1,5...1,8 г з точністю 0,01 г. За різницею маси пробірки до нагрівання і після закінчення розкладу знайдіть масу купрум(II) оксиду. Результати експерименту обробіть за схемою, що запропонована для $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Визначення кристалізаційної води у $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Кристалогідрат купрум сульфату втрачає воду поступово. Вже у сухому повітрі сіль частково переходить у $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Зневоднену сіль — CuSO_4 — білого кольору одержують прожарюванням кристалогідрату при температурі 258...300 °С. Розклад CuSO_4 починається вище 650 °С.

□ **Проведення досліду.** Прожарте порцеляновий тигель, охолодіть його у ексікаторі і зважте на технічних терезах. Розітріть у порошок мідний купорос і візьміть наважку близько 1,0...1,3 г із точністю 0,01 г. Поставте тигель із сіллю на піщану баню і нагрівайте при температурі 250...300 °С до повного зневоднення солі, спостерігаючи за зміною її кольору. Коли сіль стане білою, зніміть тигель, дайте йому охолонути в ексікаторі і зважте.

Повторно прогрійте тигель на бані протягом 10...15 хв, охолодіть і зважте. Розходження двох зважувань має не перевищувати 0,01...0,02 г (доведення до постійної маси). Якщо різниця більша, то прожарювання слід повторити.

4. Дані досліду

Маса тигля m , г.Маса тигля з кристалогідратом m_1 , г.

Маса тигля з сіллю після нагрівання: перше зважування m'_2 , г; друге зважування m''_2 , г.

5. Розрахунки

1. Знайдіть масу кристалогідрату: $m_{\text{кр}} = m_1 - m$.2. Знайдіть масу зневодненої солі: $m_{\text{сн}} = m'_2 - m$.3. Маса води $m_{\text{H}_2\text{O}} = m_1 - m_2$.

4. Знаючи $m_{\text{H}_2\text{O}}$ та m_{CuSO_4} , розрахуйте співвідношення в молях, розділивши їхні маси на мольні:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} : \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4}}$$

5. Розрахуйте кількість молей води, що припадає на 1 моль безводної солі. Кількість молей H_2O дорівнює $x/18$:

$$m_{H_2O}, \text{ г} = m_{CuSO_4}, \text{ г},$$

$$x_{H_2O}, \text{ г} = M_{CuSO_4}, \text{ г}.$$

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

1. Що таке хімічний еквівалент?
2. Чи завжди еквіваленти елементів та хімічних сполук є сталими величинами?
3. Яким принципом слід керуватися при визначенні еквівалента сполуки в окисно-відновному процесі?
4. У яких випадках атомна маса елемента збігається з еквівалентною?
5. Як перейти від густини газу за воднем до густини за повітрям?
6. Дайте визначення атомної теплосмості.
7. Які дані треба мати, щоб визначити молекулярну формулу речовини?
8. Яка найменша часточка зберігає властивості речовини?
9. Що слід розуміти під термінами: молекулярна маса, маса молекули, моль?
10. Як можна розрахувати радіус молекули води?
11. При відновленні 4,64 г вольфрам (VI) оксиду воднем утворилося 1,08 г води. Чому дорівнює еквівалент вольфраму в оксиді? *Відп.: 30,67.*
12. Еквівалент металу дорівнює 9. Яку кількість оксиду одержимо при окисненні 6 г металу киснем? *Відп.: 11,33 г.*
13. 1 л суміші вуглекислого газу і кисню за нормальних умов важить 1,75 г. Який об'ємний склад суміші? *Відп.: 40 % і 60 %.*
14. Сполука металу з йодом містить 76,45 % I, а сполука цього ж металу з киснем — 16,99 % O. Знайдіть еквівалент йоду. *Відп.: 126,9.*
15. Водяний газ складається з 50 % H_2 і 50% CO за об'ємом. Яка його середня молекулярна маса та густина за воднем? *Відп.: $M = 15$, $D_{H_2} = 7,5$.*
16. Після випаровування 0,76 г речовини при 20 °C і тиску 1,02 атм (103,35 кПа) його пара зайняла об'єм 235 мл. При спалюванні цієї самої кількості речовини одержано 0,44 г CO_2 і 1,28 г SO_2 . Знайдіть молекулярну формулу речовини. *Відп.: CS_2 .*
17. Густина алотропічної модифікації вуглецю 3,5. Знайдіть радіус атома карбону. *Відп.: $0,1105 \cdot 10^{-7}$ см або $1,105 \cdot A$.*

НАЙВАЖЛИВІШІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

Оксиди. Одержання та властивості

1. Взаємодія простих речовин із киснем

1.1. Невеличку кількість червоного фосфору помістіть у залізну ложечку, підпаліть його в полум'ї пальника і внесіть у банку з киснем, поступово посуваючи її донизу. Порівняйте інтенсивність горіння фосфору на повітрі та у кисні. До речовини, що утворилася після горіння, додайте 2...3 мл води і збовтайте. Одержаний розчин розлийте у дві пробірки. До однієї порції розчину додайте лакмус. Як змінилося його забарвлення? До іншої частини розчину влийте 1...2 мл баритової або вапняної води. Що при цьому спостерігається? Аналогічні досліди можна провести, використавши замість фосфору сірку, вугілля. Як довести, що при горінні сірки у кисні утворюється SO_2 , а не SO_3 ?

1.2. Тоненьку стрічку мідної фольги (або ошурок) візьміть у щипці і нагрійте в окисному полум'ї пальника до її почорніння. Поясніть зміни, написавши рівняння реакції процесу.

1.3. Ошурок заліза візьміть у щипці, прикріпіть до протилежного кінця сірник, підпаліть його і внесіть у банку з киснем. Спостерігайте за горінням заліза в кисні й утворенням продукту горіння. Який його колір, чи розчинний він у воді?

Так само вивчіть взаємодію магнію, кальцію з киснем і властивості продуктів, що утворюються.

2. Розклад гідроксидів

У стакан (або пробірку) налійте приблизно 5 мл розчину купрум(II) сульфату і додайте, перемішуючи, 10 %-й розчин натрій гідроксиду до утворення блакитного осаду. Розчин з осадом доведіть до кипіння. Спостерігайте за його почорнінням. Осад промийте декілька разів гарячою водою (декантацією), відфільтруйте на лінійці Бюхнера і знову промийте. Осад висушіть і вивчіть його властивості.

Чи взаємодіє він із розчинами лугів, аміаку, нітратною та сульфатною кислотами як на холоді, так і при нагріванні? Запишіть рівняння процесів, що відбуваються.

3. Розклад солей

3.1. У суху пробірку помістіть декілька кристаликів амоній дихромату, закріпіть пробірку в ланках штатива і трохи нагрійте до по-

чатку розкладу (реакція екзотемічна). Доведіть амфотерний характер хром(III) оксиду шляхом сплавлення його з натрій гідроксидом (або содою), а потім з калій гідросульфатом. Запишіть спостереження та рівняння реакцій.

3.2. Сушу пробірку з невеличкою кількістю плумбум(II) нітрату, закріпіть у лапках штатива у витяжній шафі і нагрійте. Виділення кисню перевірте тліючою скалочкою, а нітроген(IV) оксиду — за допомогою синього лакмусового папірця, змоченого водою. Вивчіть відношення плумбум(II) оксиду до нітратної кислоти та лугу. На підставі виконаних реакцій зробіть висновки про хімічну природу плумбум(II) оксиду.

3.3. У пробірку з газовідвідною трубкою внесіть невелику кількість купрум(II) гідроксокарбонату — $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Кінчик газовідвідної трубки держіть над поверхнею баритової (або вапняної) води. Нагрійте пробірку з сіллю. Спостерігайте за зміною забарвлення речовини, конденсацією води на холодних частинах приладу і утворенням осаду в баритовій воді. Напишіть рівняння реакцій.

4. Взаємодія солей із лугами та кислотами

4.1. До розчину аргентум нітрату додайте 3...4 краплини розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням бурого осаду Ag_2O . Чи розчиняється осад у нітратній кислоті та в надмірі лугу? Який його хімічний характер?

4.2. До 2...3 мл насиченого розчину калій дихромату обережно (по стінках пробірки) долийте 2...3 мл концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку охолодіть. Який колір має осад, що виділився? Відфільтруйте його за допомогою скляного фільтра. Докажіть кислотний характер хром(VI) оксиду. Для цього до порції кристалів додайте розчину лугу, випаруйте розчин і виділіть із нього кристали натрій хромату. Невеличку кількість хром(VI) оксиду покладіть у порцелянову чашку і додайте за допомогою піпетки декілька краплин етилового (або метилового) спирту. Спостерігайте за спалахом спирту і утворенням хром(III) оксиду. Які властивості виявляє хром(VI) оксид у цьому процесі?

5. Взаємодія кислот окиснювачів з металами та неметалами

5.1. У пробірку з газовідвідною трубкою покладіть мідні ошурки і прилийте 2...3 мл концентрованої нітратної кислоти, злегка підігрійте. Газ, що виділяється, пропустіть у пробірку з водою. За допомогою лакмусу виявіть у розчині наявність кислоти. Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються, та зробіть висновки щодо хімічного характеру оксиду.

5.2. У пробірку з газовідвідною трубкою покладіть 2...3 мікрошпатель деревного вугілля, додайте 2...3 мл концентрованої сульфатної кислоти і підігрійте. До кінця газовідвідної трубки піднесіть синій лакмусовий папірець, змочений водою. Зберіть газ, що виділяється, у пробірку (опустивши газовідвідну трубку до дна пробірки) і внесіть до неї запалену скалочку. Пропустіть газ крізь баритову воду та підкислений розчин калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Який кислотно-основний та окисно-відновний характер мають газоподібні оксиди? Напишіть рівняння реакцій.

Одержання та властивості розчинних і нерозчинних основ

1. Взаємодія металів з водою

1.1. Невеличкий шматочок кальцію за допомогою сіточки з ручкою підведіть під широку пробірку, зановнену водою і закріплену в перевернутому стані у кристалізаторі з водою. Спостерігайте взаємодію металу з водою і витіснення води з пробірки. Доведіть, що зібраний у пробірку газ — водень. Якщо пробірку (отвором донизу) піднести до полум'я, то газ спалахне з різким вибухом.

У кристалізаторі утворюється білий осад. Якщо до розчину додати декілька крапель фенолфталеїну, він набуває малинового забарвлення. Запишіть рівняння реакцій і поясніть спостереження.

1.2. Магнієвий порошок прокип'ятіть із дистильованою водою протягом 3...5 хв. До розчину додайте 1...2 краплини фенолфталеїну. Спостерігайте за появою малинового забарвлення. Запишіть рівняння реакцій.

1.3. У порцелянову чашку налийте дистильованої води і пінцетом внесіть шматочок натрію (одержіть його у лаборанта). Після закінчення реакції розлийте розчин у три пробірки і визначте реакцію розчину лакмусовим папірцем, фенолфталеїном, універсальним індикатором. Спостереження та рівняння реакцій запишіть у протокол.

2. Взаємодія основних оксидів з водою

До невеличкої кількості барій або кальцій оксиду додайте 2...3 мл води і перемішайте. Одержаний розчин випробуйте червоним лакмусовим папірцем та фенолфталеїном.

3. Синтез натрій гідроксиду

Приготуйте 25 г 10 %-го розчину $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Помістіть його у маленький стакан об'ємом 50 мл, нагрійте до кипіння і додайте

2,5 г кальцій гідроксиду. Розчин кип'ятить, час від часу перемішуючи його скляною паличкою і додаючи порціями воду. Об'єм розчину має бути приблизно постійним. Через 5...8 хв відфільтруйте 1...2 мл розчину в пробірку і додайте 1...2 мл хлоридної кислоти. Якщо весь натрій карбонат прореагував з кальцій гідроксидом, то при додаванні кислоти пухирці вуглекислого газу не виділяються. При утворенні їх у стакан необхідно додати ще порцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і продовжувати нагрівання. Через 5...8 хв пробу слід повторити. Досягнувши повного перетворення натрій карбонату, відфільтруйте весь розчин, випаруйте його у порцеляновій чашці до сухого стану. З одержаним натрій гідроксидом проведіть наступні випробовування: розчинність у воді, реакцію розчину з фенолфталеїном, лакмусом, взаємодію при нагріванні з солями амонію. Спостереження і рівняння запишіть у робочий журнал.

4. Нерозчинні основи

У окремі пробірки налийте 0,5...1,0 мл розчинів солей: NiSO_4 , MnSO_4 , BiCl_3 . У кожену пробірку додайте по 0,5...1,0 мл натрій гідроксиду. Спостерігайте за виділенням гідроксидів металів та їхнім кольором. Докажіть основний характер осадів, відділивши їх від маточних розчинів за допомогою центрифугування. Кожний осад розділіть на дві частини. До однієї додайте розчин сульфатної або хлоридної кислоти, до іншої — натрій гідроксиду. Запишіть спостереження, реакції та зробіть висновки.

Амфотерні гідроксиди

У п'ять пробірок налийте по 0,5...1,0 мл розчинів солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, SbCl_3 . До кожного розчину додайте краплями, перемішуючи, розбавлений розчин натрій гідроксиду до одержання густого осаду гідроксиду. Розділіть кожний осад на дві частини. До однієї додайте розбавленої сульфатної або нітратної кислоти, а до іншої — розчин лугу до повного розчинення осадів. Спостереження та рівняння реакцій запишіть у робочий журнал.

Розчини, що містять $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (розчинення гідроксидів у надмірі лугу), підкисліть, обережно додаючи маленькими порціями розбавлену сульфатну кислоту. Спостерігайте за виділенням гідроксидів $\text{Al}(\text{OH})_3$ та $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Одержання та властивості кислот

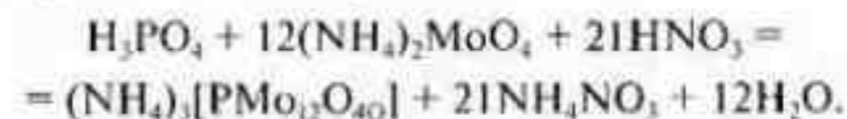
1. Взаємодія ангідридів з водою

1.1. У чашку з дистильованою водою внесіть мікрошпатель фосфор(V) оксиду і перемішайте. В одержаному розчині докажіть наявність фосфатної кислоти: за допомогою індикатора (розчин лакмусу або метилоранжу) і утворення важкорозчинних солей $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ та Ag_3PO_4 при додаванні до розчину BaCl_2 і AgNO_3 та NaCH_3COO .

1.2. У дві пробірки внесіть невеличку кількість CrO_3 та I_2O_5 , прилийте по 1...2 мл води і спостерігайте розчинення оксидів. У одержаних розчинах виявіть кислоти за допомогою індикатора (лакмусовий папірець, метилоранж). До розчинів хроматної і йодатної кислот додайте розчин барій хлориду або нітрату. Спостерігайте за утворенням жовтого осаду барій хромату, який рясно виділяється при підвищенні рН розчину (додавання натрій ацетату), і білого осаду барій йодату. На підставі виконаних дослідів та спостережень запишіть рівняння реакцій.

2. Взаємодія солей з кислотами

2.1. Одержання ортофосфатної кислоти. Згідно з рівнянням реакції $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$ обчисліть кількість кальцій фосфату та 2 н сульфатної кислоти (розчин приготуйте з 96 %-ї H_2SO_4 , $\rho = 1,86$), що необхідні для одержання певної маси фосфатної кислоти. Розтертий і зважений кальцій фосфат обробіть у стакані об'ємом 100 мл розчином сульфатної кислоти. Ретельно перемішайте, дайте осад $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ осісти і відфільтруйте його. У невеличкій кількості фільтрату визначте наявність ортофосфатної кислоти за допомогою індикатора та аргентум нітрату (випадає жовтий осад Ag_3PO_4 у нейтральному середовищі). Наявність у розчині іонів PO_4^{3-} підтвердіть за допомогою молибденової рідини у азотно-кислому середовищі. Спостерігайте за виділенням жовтого кристалічного осаду відповідно до рівняння:



2.2. Одержання розчинів сульфитної, оцтової і хлоридної кислот. У пробірку з газовідвідною трубкою покладіть (по черзі) невеличку кількість натрій сульфіту, натрій ацетату, натрій хлориду і прилийте 1...2 мл концентрованої сульфатної кислоти. Швидко закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої тримайте над поверх-

нею дистильованої води. У разі слабого газовиділення пробірку злегка підігрійте. Гази, що виділяються при цьому, поглинаються водою. У розчинах визначте відповідні кислоти за допомогою лакмусу і утворення осадів $BaSO_4$ та $AgCl$ при введенні у розчини барій хлориду і аргентум нітрату. Напишіть рівняння реакцій.

3. Гідроліз галогенангідридів

До 3...4 мл води у порцеляновій чашці додайте мікрошпатель фосфор(V) хлориду або фосфор(V) бромиду. Спостерігайте за взаємодією речовин з водою. Наявність кислот у розчинах виявіть за допомогою лакмусового папірця, реакціями на йони Cl^- , Br^- з аргентум нітратом та на йони PO_4^{3-} з молібденовою рідиною.

4. Окисно-відновні процеси

У невеличкій стакан об'ємом 25...50 мл покладіть шматочок фосфору або сірки чи селену, додайте 2...4 мл концентрованої нітратної кислоти і підігрійте. Спостерігайте розчинення простих речовин і доведіть наявність у розчинах відповідних кислот (H_3PO_4 , H_2SO_4 , H_2SeO_3) шляхом проведення характерних реакцій на йони PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , SeO_3^{2-} та H^+ . На підставі дослідів запишіть рівняння реакцій.

Одержання середніх солей

1. Взаємодія оксиду з кислотою

1.1. Розрахуйте за рівнянням реакції $CuO + H_2SO_4 + 4H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O$ кількість грамів купрум(II) оксиду і 25 %-го розчину сульфатної кислоти, що необхідна для одержання певної кількості солі. Розчин кислоти приготуйте з 95,6 %-ї H_2SO_4 , $\rho = 1,84$. Зважте купрум(II) оксид, прилийте сульфатну кислоту, перемішайте і нагривайте до повного розчинення купрум(II) оксиду. Профільтруйте розчин і випаруйте його на піщаній бані до насичення (появи на стінках стакана кристаликів або плівки на поверхні розчину). Охолодіть, відділіть кристали від маточного розчину, відфільтрувавши їх на скляному фільтрі або лійці Бюхнера. Висушіть кристали між аркушами фільтрувального паперу і зважте. Запишіть спостереження.

1.2. У пробірку помістіть біля 0,5 г плюмбум(II) оксиду, прилийте 5...6 мл розбавленої хлоридної кислоти і нагрійте до кипіння. Після кип'ятіння розчину протягом 2...3 хв злийте прозору його час-

тину в іншу пробірку й охолодіть. Спостерігайте за виділенням білих кристалів плюмбум(II) хлориду.

2. Взаємодія оксиду з основою

2.1. Крізь розчин барій або кальцій гідроксиду пропустіть струмінь вуглекислого газу (з апарата Кінпа) до виділення осаду карбонату.

2.2. У розчин барій гідроксиду внесіть декілька кристалів хром(VI) оксиду і спостерігайте за утворенням жовтого осаду барій хромату.

3. Взаємодія кислот з металами

У три пробірки, що містять ошурки магнію, цинку та нікелю, прилийте по 5...6 мл розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3). Відзначте інтенсивність взаємодії. Пробірки з цинком та нікелем нагрійте до кипіння, прокип'ятивши 2...3 хв. Відфільтруйте розчини у порцелянові чашки і випаруйте до насичення (скляна паличка, змочена розчином, охолоджуючись на повітрі, вкривається плівкою кристалів). Спостерігайте за кристалізацією сульфатів при охолодженні розчинів: $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$. Кожний студент виділяє один із наведених вище сульфатів.

4. Взаємодія між солями

4.1. До 0,5...1,0 мл розчину плюмбум(II) нітрату додайте рівний об'єм розчину калій йодиду. Спостерігайте за виділенням плюмбум(II) йодиду.

4.2. У пробірку налейте 0,5...1,0 мл розчину барій хлориду і додайте розчин калій хромату. Барій хромат осаджується.

4.3. До невеличкої кількості розчину плюмбум(II) нітрату додайте 0,5...1,0 мл натрій сульфату. В результаті цього виділяється осад плюмбум(II) сульфату.

4.4. До розчину барій хлориду прилийте розчин калій сульфату. Що при цьому спостерігається?

5. Взаємодія кислот з основами (нейтралізація)

У порцелянову чашку налейте 10 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти, додайте 9 мл 2 н. розчину лугу і ретельно перемішайте. Перевірте рН розчину індикаторним папірцем. Продовжуйте додавати краплями основу, поки рН розчину не дорівнюватиме 7. Випаровуючи розчин до сухого стану, одержите натрій хлорид.

Кислі солі**1. Одержання кальцій гідрокарбонату**

У пробірку з вапняною водою пропустіть з апарата Кіппа вуглекислий газ. Спостерігайте за утворенням осаду кальцій карбонату та наступне його повне розчинення у надмірі карбонатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій. Одержаний розчин розділіть на дві частини, до однієї додайте вапняної води, а іншу прокип'ятіть. Спостереження залишіть у робочий журнал і зробіть висновки.

2. Одержання натрій гідрокарбонату

Приготуйте розчин натрій карбонату у 80 %-му етанолі. Візьміть 4...5 мл розчину і пропустіть крізь нього струмінь вуглекислого газу. Спостерігайте утворення натрій гідрокарбонату, що має низьку розчинність у спирті.

3. Одержання плюмбум(II) гідросульфату

До 1...2 мл плюмбум(II) нітрату додайте розчин сульфатної кислоти. Відцентрифугуйте білий осад плюмбум(II) сульфату і злийте маточний розчин. До осаду додайте 2...3 мл концентрованої сульфатної кислоти і злегка нагрійте. Спостерігайте розчинення осаду.

Оснóвні солі**1. Одержання купрум(II) гідроксосульфату**

До розчину купрум(II) сульфату при перемішуванні додавайте маленькими порціями розчин лугу до утворення зелено-блакитного аморфного осаду $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$. Вміст пробірки нагрійте. Нагрівання дає змогу розрізнити оснóвну сіль (не розкладається) і купрум(II) гідроксид (розкладається при нагріванні). Спостерігайте за коагуляцією осаду і збереженням його кольору. Запишіть рівняння реакції.

2. Одержання кобальт(II) гідроксонітрату

У пробірку налийте 0,5...1,0 мл кобальт(II) нітрату і, перемішуючи, додайте 5...8 краплин розчину натрій гідроксиду, після чого спостерігайте за виділенням синьо-фіалкового осаду. Розділіть осад на дві частини. До однієї додайте надмір лугу, а до іншої — розбавлену кислоту (HNO_3 , H_2SO_4). Спостерігайте при додаванні лугу перетворення синьо-фіалкового осаду на рожевий і його розчинення,

а в разі додавання кислоти — розчинення осаду й утворення рожевого розчину. Поясніть спостереження, записавши рівняння реакцій.

3. Одержання магній оксохлориду

До 5 мл насиченого розчину магній хлориду додайте при перемішуванні 0,5 г магній оксиду. Через 8...10 хв суміш густішає і тужавіє. Який хімічний процес відбувається?

Комплексні та змішані солі**1. Одержання гексаамінонікель(II) хлориду**

До насиченого розчину нікель хлориду або нітрату прилийте рівний об'єм 25 %-го розчину амоніаку. У прозорий блакитний розчин (за необхідності профільтруйте) додайте насичений при 30 °С розчин амоній хлориду. Спостерігайте за виділенням з розчину фіалкового кристалічного осаду — $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.

2. Одержання тетраамінокупрум(II) сульфату

До 3...5 мл насиченого розчину купрум(II) сульфату прилийте 3...5 мл 25 %-го розчину амоніаку і додайте рівний об'єм метанолу або етанолу. Спостерігайте за виділенням синьо-фіалкових кристалів комплексної солі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

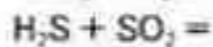
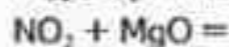
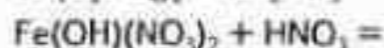
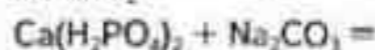
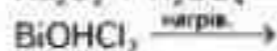
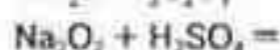
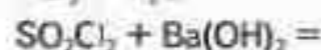
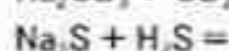
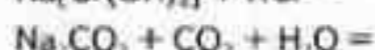
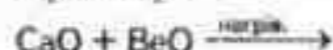
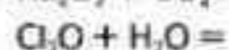
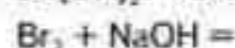
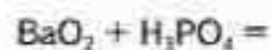
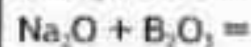
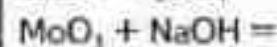
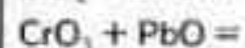
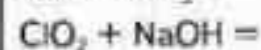
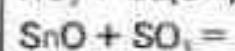
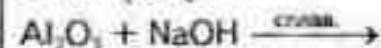
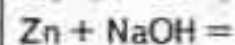
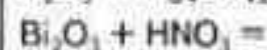
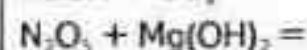
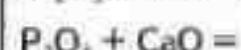
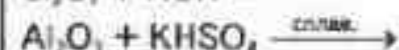
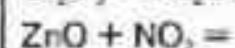
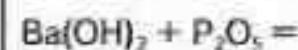
3. Одержання змішаних солей

3.1. $\text{CuSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Налийте у дві пробірки по 2...3 мл насичених при 50 °С розчинів купрум сульфату й амоній сульфату. Злийте обидва гарячі розчини у співвідношенні 3:1 (еквімолярні кількості), перемішайте і залиште кристалізуватися, переливши їх у порцелянову чашку. Через деякий час (можна на наступному занятті) відділіть маточний розчин, промийте кристали невеличкою кількістю охолодженої дистильованої води та висушіть між аркушами фільтрувального паперу. Скориставшись мікроскопом, порівняйте їх із кристалами вихідних речовин.

3.2. $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. До насиченого розчину алюміній сульфату додайте рівний об'єм насиченого розчину калій сульфату (при 20 °С, еквімолярні кількості). Розчини добре перемішайте і залиште кристалізуватися. Злийте маточний розчин, промийте кристали невеличкою кількістю холодної води, висушіть на повітрі. Скориставшись мікроскопом, спостерігайте за формою кристалів, порівняйте її з формою кристалів вихідних речовин.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

1. Допишіть рівняння реакцій:

КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ
ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Кінетика гомогенних хімічних реакцій

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм хімічних процесів, а також їхню залежність від різних чинників — природи речовин, їх концентрації, температури, наявності каталізаторів, середовища, в якому відбувається реакція, та інших параметрів.

Хімічні реакції бувають гомогенні й гетерогенні. До *гомогенних* належать реакції, під час яких вихідні речовини і продукти їхньої взаємодії знаходяться в одній фазі — газоподібній або рідкій. *Гетерогенними* називають реакції, при яких речовини, що реагують, знаходяться в різних фазах, а сам процес хімічної взаємодії відбувається на межі розділу цих фаз.

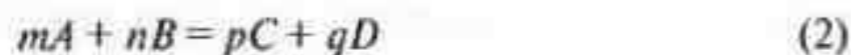
Швидкість реакції залежить від зміни концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. Оскільки швидкість реакції змінюється в часі, то розрізняють середню і справжню швидкість реакції. *Середньою швидкістю реакції* \bar{v} називається відношення зменшення концентрації вихідної речовини або збільшення концентрації продукту реакції до інтервалу часу, протягом якого це зменшення або збільшення відбулося:

$$\bar{v} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

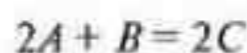
Справжня швидкість реакції \bar{v} в даний момент — це зміна концентрації за нескінченно малий відтинок часу

$$\bar{v} = \pm \frac{dC}{d\tau} \quad (1)$$

Швидкість реакції завжди вважається позитивною. Відношення $\frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$ і похідна $\frac{dC}{d\tau}$ можуть бути позитивними залежно від того, чи вивчають швидкість за зміною концентрації однієї з вихідних речовин, чи одного з продуктів реакції, оскільки концентрація вихідних речовин із часом зменшується, а продуктів реакції — збільшується. Наприклад, для реакції



концентрація речовини $B(C_B)$ зменшується в часі, а концентрація речовини $D(C_D)$ збільшується (рис. 33). Швидкість реакції можна виразити як похідну від концентрації в часі для будь-якої речовини, що брала участь у реакції. Наприклад, для реакції



кожна похідна $\frac{dC_A}{d\tau}$, $\frac{dC_B}{d\tau}$ і $\frac{dC_C}{d\tau}$ є швидкістю реакції відповідно за компонентами A , B , C . При цьому похідні поєднуються між собою з допомогою стехіометричних коефіцієнтів хімічної реакції:

$$-\frac{dC_A}{d\tau} = -\frac{2 \cdot dC_B}{d\tau} = \frac{dC_C}{d\tau}$$

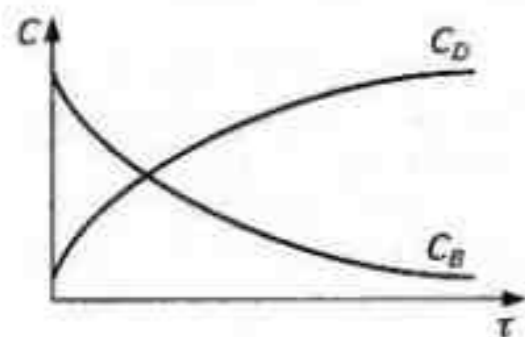


Рис. 33. Зміна концентрації вихідних речовин та продуктів реакції з часом

Оскільки речовини вступають у хімічні реакції і в результаті останніх продукти реакції утворюються в еквівалентних кількостях, то при визначенні швидкості реакції нема потреби слідкувати за зміною концентрації всіх речовин.

Згідно із законом діючих мас, швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій діючих мас реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам. Швид-

кість хімічної реакції (2) можна виразити рівнянням

$$v = k [A]^m [B]^n, \quad (3)$$

яке називають *кінетичним рівнянням реакції*, де $[A]$ і $[B]$ — концентрації речовин, що реагують, у даний відтинок часу, виражені в моль/л; k — коефіцієнт пропорційності, який називають *константою швидкості хімічної реакції*.

Величина константи швидкості реакції залежить не від концентрації речовин, що реагують, а від їхньої природи і температури. Чисельне значення константи швидкості реакції дорівнює кількості речовини, що прореагувала за одиницю часу при концентрації вихідних речовин, що дорівнюють одиниці. Константа швидкості хімічної

реакції показує, яка кількість із загального числа молекул A і B здатна до хімічної взаємодії.

Оскільки швидкість реакції в даний інтервал часу можна виразити і як похідну в часі (1), то можна записати

$$-\frac{dA}{d\tau} = k [A]^m [B]^n. \quad (4)$$

Це рівняння називається *диференціальним рівнянням швидкості хімічної реакції*.

Розрізняють молекулярність реакції та її порядок. Молекулярність реакції визначається числом молекул, що беруть участь в одному елементарному акті хімічної взаємодії, при цьому враховують тільки кількість молекул, що реагують, а не продуктів реакції. Враховуючи це, розрізняють реакції *мономолекулярні*, до яких належать процеси типу $A = C$ або $A = B + C$ (стехіометричний коефіцієнт близько A в цих рівняннях дорівнює одиниці), *бімолекулярні*, до яких відносять процеси типу $2A = C$; $A + B = C$ або $A + B = C + D$, *тримолекулярні*, в яких беруть участь три молекули однієї або різних речовин, наприклад $3A = C$ або $A + B + C = M + N$. Про молекулярність реакції можна зробити висновок лише після детального вивчення механізму хімічного процесу.

Порядок реакції визначається показником степеня при концентрації в диференційному рівнянні швидкості реакції. Якщо порядок реакції дорівнює одиниці, то реакція називається *реакцією першого порядку*, якщо двом — *другого порядку*, якщо трьом — *третього порядку*. Розрізняють повний і частковий порядки реакції. Показник степеня при концентрації однієї з реагуючих речовин у диференційному рівнянні швидкості реакції визначає частковий порядок реакції за даним компонентом. Сума показників степенів при концентраціях усіх реагуючих речовин визначає повний або сумарний порядок реакції. Тобто в рівнянні (4) m і n — часткові порядки реакції відповідно за компонентами A і B ; $(m+n)$ — сумарний порядок реакції. Якщо швидкість реакції описується рівнянням (4), то для того, аби знайти порядок реакції відносно компонента A , її проводять при значному надмірі речовини B , а для того, щоб знайти порядок реакції відносно компонента B , її проводять при надмірі компонента A . За такої умови зміною концентрації речовини, що взята в надмірі, практично можна знехтувати і вважати її сталою

величиною. Тоді, після внесення цієї величини до константи швидкості, рівняння (4) можна переписати у спрощеному вигляді:

$$-\frac{dA}{d\tau} = k'[A]^m \quad (5)$$

Якщо реакція має перший порядок відносно A , тобто

$$-\frac{dA}{d\tau} = k[A]^1, \quad (6)$$

то, інтегруючи рівняння (6), одержимо

$$\begin{aligned} -\int \frac{dA}{[A]} &= k'd\tau; \\ -\ln [A] &= k'\tau + C; \\ \ln [A] &= -\frac{k'\tau}{2,3} + C. \end{aligned} \quad (7)$$

Рівняння (7) є рівнянням прямої, побудованої в координатах $\lg [A] - \tau$. Визначивши тангенс кута нахилу цієї прямої до осі τ , можна обчислити константу швидкості реакції

$$\operatorname{tg} \alpha = -\frac{k'}{2,3}; \quad k' = -2,3 \operatorname{tg} \alpha. \quad (8)$$

Якщо реакція має другий порядок відносно A , тобто

$$-\frac{dA}{d\tau} = k[A]^2, \quad m=2, \quad (9)$$

то, виконавши аналогічні обчислення, одержимо рівняння

$$-\int \frac{d[A]}{[A]^2} = k'd\tau + C; \quad \frac{1}{[A]} = -k'\tau + C, \quad (10)$$

яке є рівнянням прямої в координатах $\frac{1}{[A]} - \tau$, а

$$k' = -\operatorname{tg} \alpha. \quad (11)$$

Оскільки зміну в концентрації одного з компонентів реакції, наприклад A , легко можна визначити експериментально, то зазна-

чені вище рівняння використовуються для знаходження порядку швидкості реакції. Залежно від вигляду рівняння прямої роблять висновок про порядок реакції, а за тангенсом кута нахилу цієї прямої визначають константу швидкості. Такий метод знаходження порядку реакції і константи швидкості називається *графічним*.

Константу швидкості реакції першого порядку можна також визначити за рівнянням (6), котре після відповідних перетворень можна записати як

$$k = -\frac{2,3}{\tau} \lg \frac{[A_0]}{[A]}, \quad (12)$$

де $[A_0]$ — початкова концентрація речовини A , а $[A]$ — концентрація цієї речовини в даний момент часу. Обчислюючи праву частину цього рівняння з експериментальних даних для різних відтинків часу, одержують константу швидкості хімічної реакції. Величина її при цьому має зберігати постійне значення.

Швидкість хімічної реакції залежить від температури, збільшуючись при її підвищенні. Ця залежність наближено виражається правилом Вант-Гоффа: при нагріванні на кожні 10°C константа швидкості збільшується у 2...4 рази, тобто

$$\frac{k_{t+10}}{k_t} = \gamma = 2...4, \quad (13)$$

де k_{t+10} і k_t — відповідно константи швидкості при температурах $t+10$ і t , γ — число, що показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на 10°C (так званий температурний коефіцієнт швидкості реакції).

Залежність швидкості реакції від температури описується рівнянням Арреніуса

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{E}{RT^2}, \quad (14)$$

де T — температура; R — універсальна газова стала; E — енергія активації.

Енергія активації — це надлишок внутрішньої енергії порівняно з середньою енергією для даної температури, якою мають володіти

молекули, що реагують, для того щоб їх зіткнення призвело до хімічної взаємодії. Після інтегрування рівняння (14) перетворюється:

$$\lg k = -\frac{E}{2,3 \cdot RT} + C. \quad (15)$$

Це — рівняння прямої, побудованої в координатах $\lg k - \frac{1}{T}$. Визначивши тангенс кута нахилу цієї прямої до осі $1/T$, обчислюють енергію активації

$$E = -2,3 \cdot R \operatorname{tg} \alpha. \quad (16)$$

Хімічна рівновага

Розрізняють два типи хімічних реакцій — необоротні та оборотні. *Оборотними* називають такі реакції, які водночас проходять у двох протилежних напрямках. *Необоротними* називають реакції, що проходять практично до кінця в одному напрямі й завершуються повним перетворенням вихідних речовин. Якщо проходить оборотна хімічна реакція



то, згідно із законом діючих мас, швидкість прямої реакції можна виразити рівнянням

$$v_1 = k_1 [A]^m [B]^n,$$

а швидкість зворотної реакції

$$v_2 = k_2 [C]^p [D]^q.$$

З часом швидкість прямої реакції зменшується, а оборотної — збільшується і в якийсь момент часу швидкості стають однаковими. Такий стан називається *станом рухомої хімічної рівноваги*. Таким чином,

$$v_1 = v_2; \quad k_1 [A]^m [B]^n = k_2 [C]^p [D]^q,$$

звідки

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}.$$

Якщо замінити відношення двох сталих величин k_1/k_2 сталою величиною k , одержимо

$$k = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n},$$

де k — константа рівноваги; $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ — концентрації речовин A , B , C , D в стані рівноваги, моль/л.

Це рівняння є рівнянням константи хімічної рівноваги. Воно свідчить, що для оборотних хімічних реакцій, які перебувають у динамічній хімічній рівновазі, відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює сталій величині — константі хімічної рівноваги.

Поведінка рівноважної системи залежно від умов визначається принципом Ле Шательє: *якщо на систему, що перебуває в хімічній рівновазі, подіяти ззовні, змінюючи яку-небудь з умов (концентрація, температура, тиск), то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка зменшує цю дію.*

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

1. Вплив концентрації на швидкість реакції натрій тіосульфату з сульфатною кислотою

В три пробірки налийте 0,1 н. розчин натрій тіосульфату, мл: у першу — 5, в другу — 10, в третю — 15. Після цього в першу пробірку додайте 10, а в другу — 5 мл дистильованої води. Потім у три інші пробірки налийте по 5 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти. Злийте попарно виготовлені розчини, внаслідок чого відбувається реакція



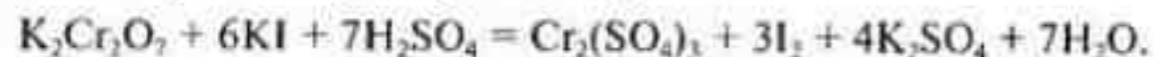
За допомогою секундоміра відзначте, через який відтинок часу з'являється сірка в кожній пробірці. Результати запишіть у таблицю:

Номер дослід	Об'єм, мл				Час, с
	розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	розчину H_2SO_4	води	загальний	

Який висновок можна зробити з одержаних даних?

2. Вплив концентрації на швидкість виділення йоду при взаємодії калій йодиду з дихроматом у кислому середовищі

В три стакани налейте 5; 10 і 15 мл 1 %-го розчину калій йодиду. В інші три стакани налейте відповідно 5; 10 і 15 мл 0,01 %-го розчину калій дихромату. В першій і другій стакани як з розчином калій йодиду, так і з розчином калій дихромату додайте по 10 і 5 мл дистильованої води, щоб у кожному стакані був однаковий об'єм рідини — 15 мл. У стакани з розчином калій дихромату додайте також по 5 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти і по 1 мл 10 %-го розчину крохмалю. Розчини попарно злийте і перемішайте скляною паличкою. При цьому відбувається реакція:



У момент виділення йоду розчин забарвлюється у синій колір. Через який відтинок часу з'являється синє забарвлення в кожному розчині? Результати досліду запишіть у таблицю:

Номер досліду	Об'єм, мл					Час, с
	розчину KI	розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	розчину H_2SO_4	розчину крохмалю	загальний	

3. Залежність швидкості реакції від температури

3.1. *Вплив температури на швидкість реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою.* Приготуйте шість однакових стаканів. У три стакани налейте по 15 мл 0,1 н. розчину натрій тіосульфату, а в інші три — по 15 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти. Нагрійте на водяній бані протягом 15...20 хв одну пару стаканів з розчинами натрій тіосульфату і сульфатної кислоти до температури, що на 10 °С вища, а другу пару стаканів до температури, що на 20 °С вища за кімнатну (контролюйте температуру води термометром). Поки розчини нагріваються, злийте розчини натрій тіосульфату та сульфатної кислоти, що мають кімнатну температуру. Відзначте час появи сірки. Те саме зробіть із підігрітими розчинами. Одержані дані запишіть у таблицю:

Номер досліду	Об'єм, мл		Температура, °С	Час, с
	розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	розчину H_2SO_4		

Які висновки можна зробити щодо впливу температури на швидкість реакції на основі одержаних даних?

3.2. *Вплив температури на швидкість реакції калій йодату з натрій сульфатом в сірчано-кислому середовищі.* В три стакани об'ємом 100 мл налейте по 20 мл 0,4 %-го розчину калій йодату, а в інші три — по 20 мл розчину натрій сульфату, 1 мл 1 %-го розчину крохмалю і 5 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти. Нагрійте на водяній бані одну пару розчинів калій йодату і натрій сульфату до температури на 10 °С, а іншу — на 20 °С вище за кімнатну. Розчини, що мають кімнатну температуру, злийте і відмітьте час появи синього забарвлення. Те саме зробіть і з підігрітими розчинами. Відбувається реакція:



Одержані дані запишіть у таблицю:

Номер досліду	Об'єм, мл					Температура, °С	Час, с
	розчину KIO_3	розчину Na_2SO_3	розчину H_2SO_4	розчину крохмалю	загальний		

Які висновки можна зробити з цих результатів?

Каталізатор (інгібітор) і швидкість реакції

1. Каталітична дія іонів купруму на швидкість окиснення калій йодиду пероксидом водню в кислому середовищі

В два стакани об'ємом 100 мл налейте по 30 мл 0,001 н. розчину калій йодиду і по 0,2 мл 0,001 н. розчину сульфатної кислоти. В один з них додайте 2...3 краплі 1 %-го розчину купрум(II) сульфату. Перемішайте ці розчини і додайте до них по 0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакції і зробіть відповідні висновки.

2. Каталітична дія іонів купруму на відновлення іонів ферум(III) тіосульфатом натрію

В два стакани об'ємом 100 мл налейте по 15 мл 0,01 н. розчину калій або амоній тіоціанату і по 1 мл 0,01 М розчину ферум(III) хлориду. Що при цьому спостерігається? В один із стаканів налейте 1 мл 0,1 н. розчину купрум(II) сульфату. До одержаних розчинів до-

дайте по 10 мл 0,1 н. розчину натрій тіосульфату. При цьому відбувається реакція



внаслідок якої розчини знебарвлюються. В якому стакані забарвлення зникає раніше і чому?

3. Уповільнення взаємодії нітратної кислоти з міддю за допомогою тіосечовини. (Дослід виконуйте у витяжній шафі.)

В дві пробірки налійте по 5 мл розчину нітратної кислоти (1 : 1) і в одну з них додайте кілька кристалів тіосечовини. В кожний розчин занурте стружку міді. Чи однаково взаємодіє мідь з нітратною кислотою в цих двох розчинах? Напишіть рівняння реакції та зробіть необхідні висновки.

Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

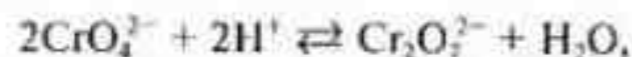
1. Зміщення рівноваги взаємодії ферум(III) хлориду з амоній тіоціанатом

Візьміть чотири великі пробірки і розлійте в них порівну суміш, виготовлену зливанням 20 мл 0,002 М розчину ферум(III) хлориду і 20 мл 0,006 М розчину амоній тіоціанату. В першу пробірку додайте 2 мл 0,25 М розчину ферум(III) хлориду, в другу — 2 мл 0,6 М розчину амоній тіоціанату, в третю — 2 мл розчину амоній хлориду. Четверту пробірку, для порівняння, залиште без змін.

Спостерігайте за зміною забарвлення розчинів. Чим це зумовлено? Напишіть рівняння реакції та поясніть явище, що спостерігається.

2. Оборотноість зміщення хімічної рівноваги реакції перетворення хромат-іонів у дихромат-іони

В розчині хроматів існує рівновага:



стан якої залежить від концентрації іонів водню. В пробірку налійте 5 мл 10 %-го розчину калій дихромату і додайте до нього краплями 10 %-й розчин натрій гідроксиду. Після зміни забарвлення розчину додайте до нього краплями розчин сульфатної кислоти (1 : 3). Що при цьому спостерігається?

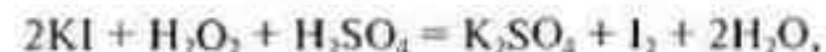
Вплив температури на хімічну рівновагу

1. Зміщення рівноваги утворення амоній гідроксиду

В пробірку налійте 5 мл води і додайте 1...2 краплі розчину фенолфталеїну і кілька крапель концентрованого розчину амоніаку. Нагрійте цю суміш і спостерігайте за зміною кольору. Потім розчин охолодіть. Що при цьому відбувається?

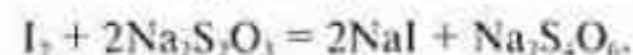
2. Визначення порядку і константи швидкості реакції взаємодії пероксиду водню з калій йодидом у кислому середовищі

Метою роботи є кінетичне дослідження реакції взаємодії гідроген пероксиду з калій йодидом



визначення порядку реакції відносно гідроген пероксиду і константи швидкості реакції при кімнатній температурі.

Методика вивчення кінетики цієї реакції полягає в тому, що до реакційної суміші гідроген пероксиду та калій йодиду додають певну кількість розчину натрій тіосульфату. Йод, що утворюється внаслідок перебігу основної реакції, взаємодіє з натрій тіосульфатом:



Швидкість цієї реакції значно більша за швидкість основної. Як тільки весь натрій тіосульфат перетвориться на тетраціанат, нові порції йоду, що утвориться, спричинять забарвлення розчину в синій колір. Якщо кількість введенного натрій тіосульфату відома, можна розрахувати кількість виділеного йоду до моменту появи забарвлення, тобто і кількість гідроген пероксиду, що прореагував. Якщо відняти цю кількість гідроген пероксиду від початкової концентрації, знайдемо його концентрацію в даний момент.

Кожний дослід виконують два студенти: один готує реакційні суміші та слідкує за перебігом реакцій, інший визначає час і записує дані досліду в лабораторний журнал.

□ Проведення досліду

1. Приготуйте 250 мл 0,05 М розчину гідроген пероксиду з 3 %-го розчину гідроген пероксиду, вважаючи, що густина останнього дорівнює одиниці. Виготовлений розчин добре перемішайте.

2. Налійте в бюретки 0,1 М розчин натрій тіосульфату і 0,02 М — калій перманганату.

3. Визначте точну молярну концентрацію виготовленого розчину гідроген пероксиду. Для цього 2...3 рази відтитруйте 25 мл гідроген пероксиду розчином калій перманганату в присутності 10 мл 3 М розчину сульфатної кислоти до появи незникаючого рожевого забарвлення від 1...2 крапель калій перманганату. Напишіть рівняння реакції.

4. Після титрування приготуйте реакційну суміш, попередньо переконавшись, що всі розчини мають кімнатну температуру. В конічну колбу об'ємом 500 мл налейте, користуючись мірним циліндром, 150 мл води, 20 мл 1 М розчину калій йодиду, 10 мл 3 М розчину сульфатної кислоти, додайте з бюретки 2 мл розчину натрій тіосульфату і 5 мл 10 %-го розчину крохмалю. Суміш добре перемішайте і визначте її температуру.

5. Точно відміряйте циліндром 20 мл 0,05 М розчину гідроген пероксиду і швидко влийте його, при перемішуванні у приготовлену суміш. Від цього моменту починайте відлік часу за секундоміром або годинником. Упродовж усього дослідження секундомір не зупиняйте.

6. Зафіксуйте момент появи синього забарвлення і запишіть час, що минув від початку реакції. Зразу після цього додайте в суміш нову порцію (2 мл) натрій тіосульфату, перемішайте суміш і знову запишіть час появи синього забарвлення. У зв'язку зі збільшенням інтервалу часу між двома послідовними забарвленнями розчину п'яту і подальші порції натрій тіосульфату зменшіть до 1 мл. Зробіть сім вимірювань.

7. Розрахуйте кількість йоду, що виділяється на всіх стадіях реакції між появою забарвлення розчину, та кількість гідроген пероксиду, що залишається в розчині на цих стадіях. Враховуючи збільшення об'єму суміші внаслідок добавок розчину натрій тіосульфату, визначте молярну концентрацію пероксиду водню на початку кожної стадії реакції, а також її десятковий логарифм. Запишіть ці дані в таблицю:

Сумарний об'єм суміші, мл	Кількість $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Сумарна кількість молів			$[\text{H}_2\text{O}_2]$, моль/л	$\lg[\text{H}_2\text{O}_2]$	Час, с
		введеного $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	йоду, що виділився	H_2O_2 , що залишився в розчині			
207	2,0	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$				

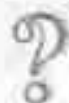
8. За одержаними даними побудуйте графік, відкладаючи на осі абсцис час, а на осі ординат $\lg[\text{H}_2\text{O}_2]$. Якщо через одержані експери-

ментальні точки можна провести пряму, то це є доказом того, що порядок реакції відносно гідроген пероксиду дорівнює одиниці.

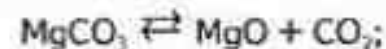
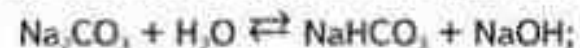
9. Знайдіть тангенс кута нахилу прямої до осі часу, продовживши для цього пряму до перетину з осями і взявши відношення відрізка, що відсікається на осі $\lg[\text{H}_2\text{O}_2]$, до відрізка на осі часу.

10. Обчисліть константу швидкості реакції за рівнянням (8). Зазначте температуру, при якій виконувалося дослідження.

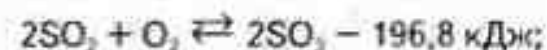
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



- Сформулюйте закон діючих мас.
- Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції?
- Від чого залежить швидкість хімічної реакції?
- Що називається порядком хімічної реакції?
- Чому у більшості випадків швидкість хімічної реакції збільшується при підвищенні температури?
- Який фізичний зміст константи рівноваги?
- Що таке зміщення рівноваги хімічної реакції і як його досягти?
- В яких випадках оборотні хімічні реакції можуть стати практично необоротними?
- Вкажіть, які з наведених систем є гомогенними, а які гетерогенними:



10. В якому напрямі зміщується рівновага з підвищенням температури та тиску для наступних оборотних реакцій:



РОЗЧИНИ

Залежність розчинності карбон(IV) оксиду та повітря від тиску. В колбу Бунзена ємністю 1 л налейте до половини води та з апарата Кіппа пропускайте крізь воду помірний струмінь карбон(IV) оксиду протягом 5...10 хв. Припиніть пропускання CO_2 , щільно закрийте колбу гумовою пробкою та приєднайте її до водоструминного насоса. Увімкніть насос та спостерігайте за виділенням з води пухирців CO_2 внаслідок зменшення тиску в колбі Бунзена.

Колбу Бунзена заповніть наполовину охолодженою льодом водою і добре збовтайте її (навіщо це треба робити?). Закрийте колбу гумовою пробкою, приєднайте до водоструминного насоса й увімкніть його. Що при цьому відбувається?

Розчинність рідин у воді. В пробірку налейте 1 мл гліцерину та по стінках пробірки обережно додайте такий самий об'єм води. Спостерігайте за утворенням двох шарів рідини: нижнього – гліцерину та верхнього – води. Потім змішайте скляною паличкою. Відбувається взаємна розчинність рідин з утворенням гомогенного розчину.

За допомогою піпетки налейте в пробірку 5 мл води та відзначте на пробірці рівень рідини (це можна зробити гумовим кільцем).

До відміряного об'єму води додайте ще 5 мл і знову відмітьте рівень води у пробірці. Вилійте з пробірки воду і обережно налейте в неї воду до першої позначки (5 мл). Потім додайте в пробірку такий самий об'єм етилового спирту (краще абсолютного). Закрийте пробірку та перемішайте. Після охолодження змісту пробірки відмітьте рівень розчину. Чому при змішуванні води та спирту спостерігається нагрівання розчину?

Дайте пояснення цьому явищу та зміні об'єму водно-спиртового розчину.

Рідини, що змішуються обмежено. Верхня та нижня критична температура розчинення. У пробірку налейте по 3 мл води та діетилового ефіру (*дослід проводьте подалі від палум'я!*). Закрийте пробірку і збовтайте її. Після цього поставте пробірку в штатив для розшарування рідини. Верхній ефірний шар містить 1,3 % води.

Перевірте наявність води в ефірному шарі, для чого в суху пробірку внесіть кілька безбарвних кристалів безводного купрум(II)

сульфату. Піпеткою обережно, щоб до неї не потрапив водний шар, відберіть 0,5 мл верхнього ефірного шару і перенесіть до пробірки з CuSO_4 . Поясніть, що при цьому відбувається?

У пробірку налейте 1 мл води та внесіть до неї 0,5 г кристалів фенолу (*пам'ятайте, фенол отруйний, тому брати його руками забороняється!*). Збовтайте зміст пробірки і спостерігайте за утворенням двох шарів рідини: нижній – насичений розчин води у фенолі, верхній – насичений розчин фенолу у воді. Трохи нагрійте пробірку до утворення гомогенного розчину.

Температура, при якій обмежена розчинність переходить у необмежену, називається **критичною температурою розчинення**. Верхня критична температура розчинення для системи фенол–вода дорівнює $68,5^\circ\text{C}$ і відповідає такому складові: 34 % фенолу та 66 % води.

У пробірку налейте по 0,5 мл води і триметиламіну, змішайте і дайте відстоятися. Спостерігайте за розшаруванням рідини. Верхній шар складається з насиченого водою триметиламіну, а нижній – з води, насиченої триметиламіном.

Система вода–триметиламін має нижню критичну температуру розчинення, що дорівнює $12,5^\circ\text{C}$. Потім пробірку охолодіть сумішшю льоду та снігу і спостерігайте при цьому за переходом двофазної системи в однофазну.

Приготування насичених розчинів. У суху пробірку помістіть приблизно 1 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Пробірку з сіллю повільно нагрійте у скляниці з теплою водою до розчинення натрій тіосульфату у власній кристалізаційній воді. Закрийте пробірку ватним тампоном і залиште розчин для охолодження до кімнатної температури. Потім обережно, не струшуючи пробірку, внесіть до неї маленький кристал вихідної речовини. Що при цьому спостерігається?

Зважте 6 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова сіль) і перенесіть до пробірки. Додайте 3...4 мл води. Зміст пробірки нагрійте у скляниці з теплою водою. Завершіть дослід так само, як і дослід з приготування насичених розчинів натрій тіосульфату.

Визначення розчинності калій дихромату у воді. Користуючись таблицею розчинності солей в залежності від температури, розрахуйте кількість грамів $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, яка необхідна для насичення цією сіллю 20 мл води при кімнатній температурі. На технічних терезах зважте розраховану кількість солі з 10 %-м надлишком та перенесіть її до склянки. До солі додайте 20 мл дистильованої води і нагрійте

вміст склянки до повного розчинення солі, перемішуючи його час від часу скляною паличкою.

Охолодіть розчин до кімнатної температури (контролюйте цей процес за допомогою термометра).

Після повного випадіння кристалів солі на дно склянки обережно злийте більшу частину зовсім прозорого розчину до сухої чистої пробірки. Виміряйте температуру розчину. Сухою піпеткою відберіть 10 мл насиченого розчину $K_2Cr_2O_7$ і, уникаючи розбрикування розчину, обережно, краплинами, вилийте його у порцелянову чашку, яку перед цим зважте. Коли відбираєте розчин піпеткою, занурюйте її кінець майже до дна пробірки, в якій міститься насичений розчин $K_2Cr_2O_7$. Зважте чашку з розчином і помістіть її на водяну або піщану баню для випарювання.

Уникайте розбрикування розчину. Чашку, що містить сухий залишок солі, висушіть при $130\text{--}140^\circ\text{C}$ у сушильній шафі протягом $20\text{--}30$ хв. Перенесіть чашку до екскатора і після охолодження її до кімнатної температури зважте.

Повторіть висушування та зважування. Сіль можна вважати сухою лише тоді, коли результати обох зважувань практично збігаються ($\pm 0,02$ г). Результати досліду занесіть до таблиці.

Дані досліду

Температура насиченого розчину $K_2Cr_2O_7$, $^\circ\text{C}$.

Об'єм насиченого розчину, який було взято для досліду, мл.

Маса порожньої чашки m , г.

Маса чашки з розчином m_1 , г.

Маса розчину m_2 , г.

Маса чашки з сухою сіллю m_3 , г.

Маса солі, що міститься в об'ємі розчину, m_4 , г.

Маса води в об'ємі, який було взято, m_5 , г.

Розчинність солі (г/100 г води) при температурі досліду, $^\circ\text{C}$.

Концентрація насиченого розчину $K_2Cr_2O_7$, моль/л.

Густина насиченого розчину, $\text{кг}/\text{м}^3$.

Дані розчинності та густини насиченого розчину $K_2Cr_2O_7$ при температурі досліду, які було одержано, порівняйте з даними таблиці з розчинності солей.

Перекристалізація калій дихромату

Калій дихромат одержують із калій хромату, підкислюючи його розчин сульфатною кислотою:



Тому калій дихромат досить часто містить домішки калій сульфату. Для вилучення домішок з основної маси калій дихромату його перекристалізують.

Залежно від розчинності $K_2Cr_2O_7$ у воді при різних температурах розрахуйте, в якому об'ємі води необхідно розчинити 20 г калій дихромату для того, щоб одержати його насичений розчин при 90°C .

Зважте на технохімічних терезах 40 г $K_2Cr_2O_7$ і перенесіть його до склянки ємністю 100 мл. Мірним циліндром відміряйте розрахований об'єм води і вилийте його у склянку, в якій міститься калій дихромат. Нагрійте вміст склянки до кипіння, перемішуючи його скляною паличкою до повного розчинення солі. Потім на лійці для гарячого фільтрування швидко відфільтруйте нагрітий до кипіння розчин.

Фільтрат охолодіть крижаною водою і залиште його на $5\text{--}10$ хв до повного виділення кристалів солі. Кристали, що випали, відфільтруйте на лійці Бюхнера, перенесіть їх на аркуш фільтрувального паперу та кілька разів віджміть їх між аркушами фільтрувального паперу.

Маточний розчин залиште для визначення в ньому іонів SO_4^{2-} .

Майже сухі кристали $K_2Cr_2O_7$ пересипте у порцелянову чашку, яку попередньо зважте та висушіть остаточно у сушильній шафі при 100°C протягом $20\text{--}30$ хв. Охолодіть чашку на повітрі (*калій дихромат не гігроскопічний*) та зважте. Визначте вихід солі в грамах та у відсотках від теоретичного.

Якісну реакцію на наявність іонів SO_4^{2-} у кристалах солі та в маточному розчині проведіть таким чином. Візьміть три пробірки: в першу налійте 1 мл маточного розчину, в другу внесіть кілька кристалів перекристалізованого $K_2Cr_2O_7$, а в третю — кілька кристалів неперекристалізованого $K_2Cr_2O_7$. Розчиніть кристали у другій та третій пробірках у 1 мл дистильованої води. В кожну пробірку внесіть по $2\text{--}3$ краплини концентрованої хлоридної кислоти, щоб запобігти осадженню $BaCrO_4$, і декілька краплин розчину барій нітрату або барій хлориду. Порівняйте інтенсивність помутніння розчинів у пробірках, що спричинене утворенням білого осаду барій

сульфату, та зробіть висновок про ефективність очищення $K_2Cr_2O_7$ після перекристалізації.

**Приготування розчину сульфатної кислоти
та визначення його нормальності**

Визначення нормальності розчину сульфатної кислоти ґрунтується на реакції нейтралізації між розчином сульфатної кислоти, який було виготовлено і нормальність якого слід визначити, з розчином лугу відомої концентрації (нормальності).

Закінчення реакції нейтралізації визначають за допомогою одного з індикаторів, відомості про які наведено нижче.

□ **Проведення досліду.** Спочатку розрахуйте, який об'єм концентрованої сульфатної кислоти ($C = 96\%$; $\rho = 1,84$) треба взяти для приготування 250 мл 0,1 н. розчину кислоти. В мірну колбу ємністю 250 мл налейте 20...30 мл дистильованої води і з мікrobюретки (під наглядом лаборанта) додайте до цієї самої колби розрахований об'єм концентрованої сульфатної кислоти. В колбу з промивалки долийте дистильованої води до $4/5$ її об'єму та добре перемішайте розчин. Після цього долийте воду до позначки, закрийте отвір колби пробкою і ретельно перемішайте її вміст. Для цього колбу перевертайте догори дном і збовтуйте розчин, аби концентрація кислоти була однаковою в усій масі розчину.

Розчин кислоти, що приготували, приблизно 0,1 н. Далі визначте точну його концентрацію (нормальність).

У бюретку ємністю 25 або 50 мл налейте кілька мілілітрів розчину кислоти, який приготували, та промийте ним бюретку. Вилийте розчин з бюретки, закріпіть її в лапці штатива вертикально і крізь невелику лійку налейте розчин кислоти вище нульової позначки. Лійку вставте в отвір колби з кислотою. Вилийте надлишок кислоти з бюретки, слідкуючи за тим, щоб кінчик бюретки був заповнений розчином.

У лаборанта отримайте приблизно 10 мл розчину лугу точної нормальності. За допомогою мірної піпетки (ємністю від 10 до 25 мл) відберіть певний об'єм розчину лугу і перелийте його в чисту конічну колбу або колбу Ерленмейєра ємністю 100...200 мл.

Попередньо піпетку промийте розчином лугу. До колби з лугом додайте 1...2 краплі метилоранжу, покладіть під неї білий аркуш паперу (щоб краще був помітним перехід забарвлення індикатора) та

додавайте розчин кислоти лівою рукою. Вміст колби весь час перемішуйте обертальними рухами правої руки. Титрування припиняють тоді, коли жовте забарвлення розчину набуває трохи рожевого відтінку. Відзначте показання на шкалі бюретки з точністю до 0,05 мл та запишіть дані в робочий зошит. Після цього додайте ще 1...2 краплі розчину кислоти. Посилення інтенсивності рожевого забарвлення розчину свідчить про те, що реакція нейтралізації лугу кислотою відбулася повністю. Знову заповніть бюретку розчином кислоти до нульової позначки. Вилийте відтитрований розчин лугу до раковини, промийте декілька разів колбу дистильованою водою та двічі повторіть титрування. Допустиме розходження між двома паралельними дослідом має не перевищувати 0,1...0,2 мл.

Знаючи об'єм і нормальність розчину лугу, який було взято, а також об'єм кислоти, використаної на нейтралізацію розчину лугу, визначте нормальність розчину кислоти N (до четвертого знака):

$$V_a N_a = V_k N_k,$$

$$N_k = \frac{V_a N_a}{V_k},$$

де V_a — об'єм лугу, мл; V_k — об'єм кислоти, мл; N_a — нормальність лугу.

Дані досліду занесіть до таблиці:

Номер досліду	Об'єм лугу, мл	Нормальність лугу	Об'єм кислоти, мл	Нормальність кислоти
1				
2				
3				

Розрахуйте середнє арифметичне значення нормальності кислоти та її відносну похибку.

Отримайте у викладача розчин лугу та визначте його концентрацію (нормальність) за допомогою розчину сульфатної кислоти, нормальність якої Ви визначили експериментально. Вважається, що нормальність кислоти визначена правильно, якщо розходження між значенням нормальності контрольного розчину лугу та її експериментальною величиною не перевищує 1...2 % (відносна похибка).

Екстракція йоду толуолом та визначення коефіцієнта розподілу йоду в системі йод—толуол—вода

Розподіл тієї самої речовини між двома рідинами, що змішуються обмежено, здійснюється у відповідності із законом розподілу, який характеризує двофазну систему у стані рівноваги. При постійній температурі та тиску на момент рівноваги відношення концентрації речовини в органічній фазі до її концентрації у водній фазі є величиною постійною, яка не залежить від кількості розчиненої речовини (за умов, коли не змінюється його молекулярний стан — асоціація, дисоціація тощо). Математично закон розподілу записується так:

$$K = C_{\text{орг}} / C_{\text{вод}} \quad (1)$$

де K — коефіцієнт розподілу; $C_{\text{орг}}$ та $C_{\text{вод}}$ — концентрації речовини, що розподілена між органічною та водною фазами, г/л.

Крім коефіцієнта розподілу K , для характеристики процесу екстракції досить часто використовують величину, яка має назву ступінь вилучення речовини R , %:

$$R = \frac{m_{\text{орг}}}{m_{\text{заг}}} 100, \quad (2)$$

де $m_{\text{орг}}$ — маса речовини, яка переходить до органічної фази; $m_{\text{заг}}$ — загальна маса речовини у двофазній системі.

□ **Проведення досліду.** Під час визначення коефіцієнта розподілу K екстракцію в системі йод—толуол—вода проводять за різних співвідношень об'ємів водної та органічної фаз:

- 1) $v_{\text{вод}} = 50$ мл; $v_{\text{орг}} = 25$ мл;
- 2) $v_{\text{вод}} = 50$ мл; $v_{\text{орг}} = 15$ мл.

Вихідна концентрація йоду у водній фазі в обох дослідах 0,02 н.

У два мірних циліндри (з притертими пробками) ємністю 100 мл налийте послідовно по 50 мл 2 н. водного розчину йоду, потім у перший циліндр налийте 25 мл толуолу, а в другий — 15 мл. Закрийте обидва циліндри пробками та енергійно збовтуйте суміш упродовж 5 хв. Залиште циліндри до повного розшарування його вмісту на нижню (водну) і верхню (толуольну) фази. Заповніть бюретку

ємністю 25...50 мл титрованим 0,01 розчином натрій тіосульфату та установіть його рівень на нульовій позначці. Слідкуйте, щоб носик бюретки був заповнений розчином. Після того як водна і толуольна фази стануть повністю прозорими, запишіть у таблицю об'єм водної та органічної фаз та зробіть їх аналіз.

Аналіз органічної фази. Сухою мірною піпеткою відберіть у конічну колбу 5 мл толуольного розчину. При цьому слідкуйте, щоб кінчик піпетки містився вище поверхні поділу фаз. До колби прилийте 20 мл води, 10...15 мл розчину KI, 1 мл розчину крохмалю та при енергійному збовтуванні додайте з бюретки (по декілька крапель) розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до зникнення характерного синього забарвлення. Якщо йод не повністю прореагував з натрій тіосульфатом, то при збовтуванні розчину знову може з'явитися синє забарвлення. Тому до розчину слід ще додати кілька крапель розчину натрій тіосульфату. Реакція між йодом та натрій тіосульфатом відбувається за рівнянням



У наведеному рівнянні всі речовини, окрім йоду, безбарвні. Повторіть аналіз органічної фази та запишіть в таблицю, який об'єм розчину натрій тіосульфату пішов на титрування йоду.

Аналіз водної фази. Сухою мірною піпеткою відберіть 20 мл водної фази. Для цього щільно затисніть вказівним пальцем верхній отвір піпетки, опустіть її до дна циліндра, відкрийте верхній отвір піпетки та наберіть заданий об'єм водної фази. Слідкуйте, щоб краплі органічної фази не потрапили до піпетки, оскільки це може призвести до помилки при визначенні коефіцієнта розподілу. Перенесіть водну фазу, яку відібрали, до конічної колби, додайте 10...20 мл води і 1 мл розчину крохмалю та відтитруйте 0,01 н. розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до зникнення синього забарвлення. Повторіть аналіз водної фази та запишіть результати дослідів у таблицю:

Фаза	Об'єм фази, мл	Номер досліду	Об'єм взятого для аналізу розчину	Об'єм 0,01 н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Нормальність розчину йоду	Концентрація йоду, г/л	K	R , %
Водна			1					
Органична			2					
			3					
			4					

Концентрацію йоду в кожній фазі $C_{\text{орг}}$ та $C_{\text{вод}}$ (г/л) визначте за формулою

$$C = N \cdot 126,9, \quad (3)$$

де N — нормальність розчину йоду у водній та органічних фазах; 126,9 — величина еквіваленту йоду.

Знаючи концентрації йоду в органічній та водній фазах, за формулою (1) визначте значення коефіцієнта розподілу K для обох дослідів та обчисліть його середню арифметичну величину.

Ступінь вилучення йоду в толуольну фазу при одноразовому процесі екстракції визначте за формулою (2). Маса йоду (г) в органічній фазі

$$m_{\text{орг}} = N \cdot 126,9 v_{\text{орг}}$$

де N — нормальність йоду в органічній фазі; $v_{\text{орг}}$ — вимірний об'єм органічної фази (л) після встановлення рівноваги. Загальна маса йоду в системі (г)

$$m_{\text{заг}} = N \cdot 126,9 v_{\text{заг}}$$

де N — нормальність вихідного розчину йоду (в конкретному досліді — 0,02 н.); $v_{\text{вод}}$ — вихідний об'єм водного розчину, тобто 0,05 л.

Порівняйте величини коефіцієнтів розподілу K , що були одержані для різних співвідношень водної та органічної фази, та зробіть висновок про причину зміни величини K .

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Що таке дисперсійне середовище та дисперсійна фаза?
2. Що називається розчином?
3. В чому суть гідратної (сольватної) теорії Д. І. Менделєєва?
4. Розчинність яких речовин зменшується зі збільшенням температури?
5. Розчинність калій та кальцій гідроксидів у воді супроводжується виділенням теплоти. Що необхідно зробити, щоб збільшити їхню розчинність?
6. Напишіть формули аквакомплексів для іонів Be^{2+} , Al^{3+} та Fe^{3+} .
7. Які причини зумовлюють зміну об'єму розчину в разі розчинення у воді сульфатної кислоти або етанолу?

8. Чому такі гази як водень і кисень розчиняються у воді погано, а хлороводень і амоніак — добре?
9. Які властивості розчинів називаються колігативними?
10. Які розчини називаються ізотонічними?
11. Змішайте 300 мл 1,2 М та 200 мл 2 М розчинів якоїсь речовини. Обчисліть молярну концентрацію розчину, що утворився. Відп.: 1,52 М.
12. У скільки разів треба розбавити 6 н. розчин ортофосфорної кислоти для того, щоб одержати 1 М її розчин?
13. Скільки калій нітрату слід додати до 200 мл 0,1 н. розчину його, щоб довести концентрацію до 0,15 н. Відп.: 1,01 г.
14. Які об'єми 36 %-го розчину хлоридної кислоти ($\rho = 1,18$) та води треба взяти для приготування 500 г 0,5 молярного розчину? Відп.: 21,1 та 475,1.
15. Визначте молярність та молярність 60 %-го розчину нітратної кислоти.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Визначення електропровідності розчинів кислот, основ та солей

Зберіть установку для визначення електропровідності, яка складається з двох графітових електродів однакової довжини, амперметра на 3...5 А, посудини для розчину, що досліджується, з'єднаних послідовно (рис. 34). На електроди надіньте по шматку гумової трубки так, щоб нижня частина електродів (~1 см) залишалась відкритою. В посудину налейте таку кількість рідини, що досліджується, щоб при зануренні в неї електродів їх відкрита частина була повністю занурена у розчин. Таким чином, поверхня електродів, яка контактує з розчином, буде однаковою в усіх дослідах. Перед кожним наступним дослідом промийте посудину та електроди дистильованою водою та висушіть фільтрувальним папером.

! *Будьте обережні! Не торкайтеся руками електродів при ввімкненій установці. Заміну розчинів у посудині для вимірювання електропровідності проводьте лише після вимкнення установки з електромережі.*

Показання амперметра при вимірюванні електропровідності та результати спостережень запишіть у таблицю:

Речовина	Концентрація розчинів	Показання амперметра	Формула речовини	Схема дисоціації

1. Визначте електропровідність дистильованої та водопровідної води, розчину цукру. Простежте в кожному разі за показаннями амперметра та зробіть висновки про електролітичні властивості води та розчину цукру.

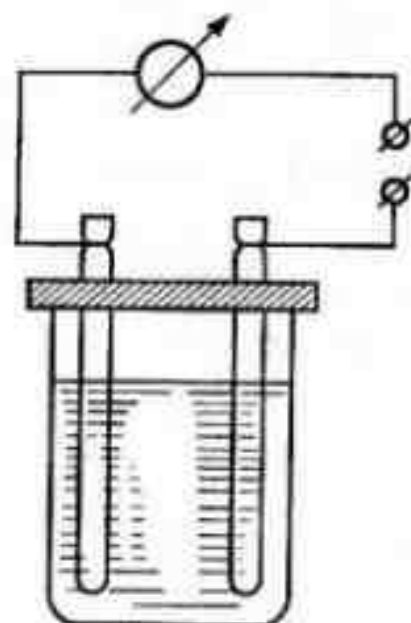


Рис. 34. Схема установки для виміру електропровідності розчинів

2. Порівняйте електропровідність 2 н. розчинів хлоридної та ацетатної кислот. У посудину налейте 2 н. розчин ацетатної кислоти, опустіть у розчин електроди, підключіть прилад до джерела струму та запишіть показання амперметра. Вимкніть прилад, видаліть з посудини розчин оцтової кислоти, що досліджується, промийте посудину та електроди дистильованою водою, видаліть з електродів краплі води фільтрувальним папером і виміряйте електропровідність 2 н. розчину хлоридної кислоти. Показання амперметра запишіть у таблицю.

3. Аналогічно з дослідом 2 проведіть вимірювання та порівняйте електропровідність 2 н. розчинів амоніаку та натрій гідроксиду.

4. Налийте в стакан однакові об'єми (по 25 мл) 4 н. розчинів оцтової кислоти та амоніаку і перемішайте їх чистою скляною паличкою. Виміряйте електропровідність от-

риманого розчину ацетату амонію, що утворився в результаті взаємодії розчинів оцтової кислоти та амоніаку.

На підставі показань амперметра порівняйте електропровідності розчинів оцтової кислоти, амоніаку та амоній ацетату однакової концентрації (2 н.). Поясніть, чому розчин ацетату амонію є кращим електропровідником струму ніж розчини оцтової кислоти та амоніаку?

Вплив концентрації розчину слабого електроліту на його ступінь дисоціації

Приготуйте чотири розчини (по 100 мл) оцтової кислоти різної концентрації: перший розчин — 100 %-ва (льодяна) оцтова кислота. *(Будьте обережні! Під час роботи з льодяною оцтовою кислотою при потраплянні її на шкіру рук можуть з'явитися опіки у вигляді пухирів!)* Інші три розчини приготуйте так: розведіть оцтову кислоту будь-якої концентрації дистильованою водою, щоб об'ємні співвідношення

оцтової кислоти та води дорівнювали 1 : 10; 1 : 50 та 1 : 250. Об'єм безводної оцтової кислоти можна зменшити, якщо місткість посудини для вимірювання електропровідності значно менша за 100 мл. Визначте електропровідність безводної оцтової кислоти та її розчинів і на підставі показань амперметра зробіть висновок про збільшення ступеня дисоціації кислоти після розведення. Розчини кислот збережіть для наступного дослідю.

Залежність швидкості реакції від ступеня розведення та хімічної природи кислоти

1. У чотири пробірки внесіть приблизно однакові за розміром шматочки мармуру та в кожен пробірку налейте по 1 мл оцтової кислоти (візьміть розчини кислот, які залишились від попереднього дослідю): в першу пробірку — концентровану (100 %-ву) оцтову кислоту, в другу, третю та четверту пробірки налейте розведені розчини кислоти, відповідно 1 : 10; 1 : 50 та 1 : 250. За інтенсивністю виділення бульбашок вуглець(IV) оксиду зробіть висновок про вплив ступеня розведення кислоти на швидкість її взаємодії з мармуром.

2. Візьміть чотири пробірки. В перші дві внесіть однакові за розміром шматочки мармуру, в третю й четверту внесіть по гранулі цинку. В першу та третю пробірки налейте по 2 мл 2 н. розчину оцтової кислоти, а в другу та четверту — по 2 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти. За інтенсивністю виділення бульбашок вуглець(IV) оксиду (перша й друга пробірки) та волню (третя й четверта пробірки) зробіть висновок про активність розчинів оцтової та хлоридної кислот однакових концентрацій. Напишіть рівняння реакцій в йонній формі.

Вплив природи розчинника на електролітичні властивості речовин

Приготуйте по 50 мл 0,1 н. водного і спиртового розчинів калій гідроксиду та виміряйте їх електропровідність. Як впливає величина діелектричної проникності розчинника на електропровідність одного й того самого електроліту однакової концентрації, якщо $\epsilon_{\text{H}_2\text{O}} = 81$; $\epsilon_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 24,3$?

Визначення константи дисоціації оцтової кислоти рН-метричним методом

Для такого слабого електроліту, яким є оцтова кислота, вираз для її константи дисоціації

$$K_{\text{дис}} = [\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}].$$

У розчині оцтової кислоти концентрацію іонів водню $[\text{H}^+]$, точніше його активність — a_{H^+} , а як наслідок, і концентрацію іонів CH_3COO^- , оскільки $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$, можна визначити експериментально рН-метром (рис. 35).

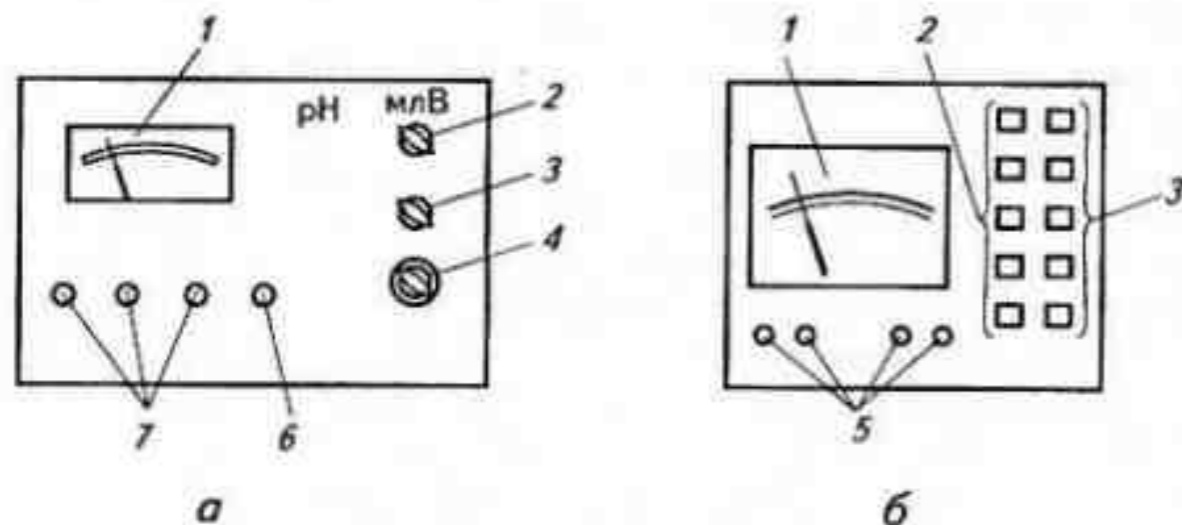


Рис. 35. Розміщення деталей на панелі лабораторних рН-метрів рН 340 (а) та рН 121 (б):

1 — шкала вимірюваного приладу; 2 — ручка (кнопки) вибору режиму роботи; 3 — ручка (кнопки) вибору діапазону виміру; 4 — ручний термокомпенсатор; 5 — ручка калібрування та настроювання приладу; 6 — регулювання інтервалу шкали; 7 — ручки калібрування і перевірки приладу

Для розрахунку константи дисоціації оцтової кислоти експериментально визначають рН низки її розчинів різної концентрації. Оскільки $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, а $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ то, припустивши, що $[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx C_{\text{заг}}$ ($C_{\text{заг}}$ — загальна концентрація оцтової кислоти), одержуємо вираз для розрахунку константи дисоціації кислоти:

$$K_{\text{дис}} \approx [\text{H}^+]^2 / C_{\text{заг}}$$

Більш точне значення константи дисоціації одержують за умови, що рівноважна концентрація оцтової кислоти $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_{\text{заг}} - [\text{H}^+]$, а константа дисоціації

$$K_{\text{дис}} = [\text{H}^+]^2 / (C_{\text{заг}} - [\text{H}^+]).$$

□ **Проведення досліду.** Разом із лаборантом підготуйте рН-метр до роботи (встановіть відповідний інтервал вимірювання рН, температуру та ін.). Отримайте у лаборанта чотири розчини оцтової кис-

лоти таких концентрацій: 1,0; 0,1; 0,01 та 0,001 М. Визначте рН кожного розчину. Складний електрод після кожного вимірювання промийте кілька разів дистильованою водою та висушіть шматочками фільтрувального паперу. Дані виміру рН розчинів запишіть у таблицю та проведіть відповідні розрахунки:

Концентрація кислоти	рН розчину	$[\text{H}^+]$	$[\text{H}^+]^2$	$C_{\text{заг}} - [\text{H}^+]$	$K_{\text{дис}}$
1,0					
0,1					
0,01					
0,001					

Розрахуйте середнє значення величини $K_{\text{дис}}$ як середнє арифметичне з чотирьох вимірювань та розрахуйте відносну похибку досліду (в %) як

$$\Delta = [(K_{\text{теор}} - K_{\text{експ}}) / K_{\text{теор}}] \cdot 100.$$

Розрахуйте також константи дисоціації за формулою закону розведення Оствальда:

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C / (1 - \alpha),$$

приймавши, що $\alpha = [\text{H}^+] / C$, та порівняйте результати обох розрахунків.
Хімічна рівновага в розчинах електролітів

1. У дві пробірки помістіть по шматочку гранульованого цинку та в кожену прилийте по 1 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти. Після того як встановиться рівномірне виділення бульбашок водню, в першу пробірку додайте 1 мл розчину натрій ацетату, а в другу — 1 мл води. Чому в першій пробірці інтенсивність виділення водню різко зменшилася? Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

2. У дві пробірки налейте по 1 мл 0,1 н. розчину оцтової кислоти, а в дві інші — по 1 мл 0,1 н. розчину амоніаку. В перші дві пробірки додайте по 1 краплі метилоранжу, а в третю та четверту — по 1 краплі фенолфталеїну. Як змінилося забарвлення обох індикаторів? Потім у першу пробірку внесіть кілька кристалів натрій ацетату, а в третю — амоній ацетату. Чи змінилась інтенсивність забарвлення індикаторів в першій та третій пробірках порівняно з інтенсивністю в другій та четвертій? Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

3. У дві пробірки внесіть по кілька кристалів гексааквокобальт(II) хлориду $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. У першу пробірку додайте 1 мл води, а в другу — 1 мл ацетону. Який колір мають розчини? Неоднаковий колір розчинів зумовлюється тим, що октаедричний аквакомплекс $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ має рожевий колір, а тетраедричний, сольватований двома молекулами ацетону, комплекс $[\text{CoCl}_2\text{S}_2]$ — синій (S — молекула ацетону). До розчину ацетону додайте стільки води, щоб синій колір перейшов у рожевий. Поясніть явище, яке ви спостерігаєте, напишіть рівняння реакції.

4. У три пробірки налейте по 1 мл насичених при кімнатній температурі прозорих розчинів натрій та барій хлоридів і барій нітрату. В перші дві пробірки додайте по 1 мл концентрованої хлоридної кислоти, а в третю — концентрованої нітратної кислоти. Що при цьому спостерігається? Як впливає збільшення концентрації однієї іонної частинки на розчинність солі?

Властивості буферних розчинів

1. В окремих стаканах приготуйте по 20 мл ацетатного та амонійного буферних розчинів. Для приготування ацетатного буферного розчину налейте в стакан по 10 мл 0,1 М розчинів оцтової кислоти та натрій ацетату та перемішайте їх скляною паличкою. Так само приготуйте амонійний буферний розчин з 0,1 М розчинів амоніаку та амоній хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу або рН-метра визначте рН приготовлених розчинів. Експериментальні значення рН буферних розчинів порівняйте з їх розрахованими величинами:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \lg(C_{\text{кисл}}/C_{\text{соль}}) \text{ (для ацетатного буферного розчину);}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \lg(C_{\text{осн}}/C_{\text{соль}}) \text{ (для амонійного буферного розчину),}$$

де $\text{p}K_a = -\lg K_{\text{дис. кис}}$ та $\text{p}K_b = -\lg K_{\text{дис. осн}}$. Значення $K_{\text{дис}}$ для CH_3COOH та $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ візьміть з таблиці.

2. В одну пробірку налейте 1 мл води, а в іншу — 1 мл ацетатного буферного розчину та за допомогою універсального індикаторного папірця визначте їх рН. У кожену пробірку додайте по одній краплі 0,1 н. розчину хлоридної кислоти і знову визначте рН розчинів. Чи змінилась величина рН води та ацетатного буферного розчину після додавання до них хлоридної кислоти?

Аналогічний дослід проведіть з водою та ацетатним буферним розчином, додавши в кожену пробірку замість хлоридної кислоти по

одній краплі 0,1 н. розчину натрій гідроксиду. Порівняйте рН води та буферного розчину до і після додавання до них лугу. Поясніть та проілюструйте рівняннями реакції дію буферних розчинів.

3. Повторіть дослід 2, замінивши ацетатний буферний розчин на амонійний. Як змінюється рН амонійного буферного розчину від однієї краплі 0,1 н. розчинів хлоридної кислоти та натрій гідроксиду?

4. У дві мірні колби місткістю 100 мл налейте по 1 мл ацетатного та амонійного буферних розчинів, рН яких відомі (досліди 1 та 2). В кожену колбу прилийте приблизно по 50 мл дистильованої води, енергійно перемішайте вміст колб та визначте рН шойно одержаних розчинів. Далі в обох колбах доведіть розчини водою до мітки та знову ретельно їх перемішайте. Визначте рН. Як впливає розбавлення на величину рН буферних розчинів? Відповідь мотивуйте, використовуючи для цього рівняння, наведені в досліді 1.

Гідроліз солей

Реакція середовища розчинів солей

Приготуйте п'ять ретельно вимитих дистильованою водою пробірок та налейте в них по 3...5 мл дистильованої води. Першу пробірку залиште як контрольну, а в інші чотири внесіть приблизно по 0,2...0,3 г кристалів солей: Na_2CO_3 , AlCl_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ та KCl . Перемішайте їхній вміст і визначте рН одержаних розчинів і води за допомогою універсального індикатора. Дані досліду запишіть у таблицю:

Формула солі	рН розчину	Рівняння реакції гідролізу солі в йонній формі

Поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають $\text{pH} \approx 7$?

Зворотність реакцій гідролізу

У дві пробірки налейте по 1 мл води та внесіть у першу кілька кристалів станум(II) хлориду, а в другу — стибій(III) хлориду. Розчини перемішайте. Спостерігайте в обох пробірках за утворенням білих осадів основних солей. Як приглушити процес гідролізу? Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

Повний гідроліз солей

1. У дві пробірки внесіть по 5...6 крапель розчину алюміній нітрату та додайте в першу такий самий об'єм розчину амоній сульфід, а в другу — натрій карбонату. Які гази виділяються? Доведіть дослідним шляхом, що осад, які випали, не є солями сірководневої та карбонатної кислот.

2. До 5...6 крапель розчину солі заліза(III) додайте такий самий об'єм розчину натрій карбонату. Яка сполука заліза(III) утворюється в результаті гідролізу? Чи можна з водних розчинів одержати алюміній карбонати, залізо(III) та алюміній сульфід? Відповідь мотивуйте рівняннями реакцій. Наведіть інші приклади повного гідролізу солей.

Вплив температури та розведення на ступінь гідролізу

1. У дві пробірки налейте по 1 мл розчину натрій ацетату та внесіть в кожен по одній краплі розчину фенолфталеїну. Чи змінився колір індикатора і чому? Підігрійте одну з цих пробірок, а іншу залиште для порівняння. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатора при нагріванні розчину солі?

Охолодіть пробірку. В якому напрямі зміщується рівновага реакції гідролізу при охолодженні розчину?

2. У пробірку налейте 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду та розведіть його водою до 1/2 об'єму пробірки. Гідроліз проходить через стадії утворення $Sb(OH)Cl_2$ та $Sb(OH)_2Cl$ з відщепленням води та перетворенням у малорозчинний стибій(III) оксохлорид $SbOCl$, про що свідчить поява білого осаду. Напишіть рівняння реакцій гідролізу $SbCl_3$ в молекулярній та йонній формах.

Взаємозв'язок між силою слабкого електроліту, який утворює сіль, та ступенем гідролізу солі

У дві пробірки насипте по одному мікрошпателю натрій сульфід та карбонату і в кожен пробірку прилийте до 1/2 їхнього об'єму дистильованої води. Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою та додайте до розчинів солей по одній краплі фенолфталеїну. Порівняйте інтенсивність кольору індикатора в обох пробірках. Яка з солей гідролізує більшою мірою? Відповідь мотивуйте, зіставивши значення констант дисоціації кислот H_2SO_3 та H_2CO_3 .

Визначення константи та ступеня гідролізу натрій карбонату й амоній хлориду

Кількісно процес гідролізу солі характеризується ступенем h та константою гідролізу K_h . Для солей, утворених слабкою кислотою та

сильною основою або слабкою основою та сильною кислотою (якщо ступінь гідролізу солі незначний — $h < 10\%$), ступінь гідролізу солі пов'язаний з її константою гідролізу простим співвідношенням:

$$K_h = Ch^2, \quad (1)$$

де C — концентрація солі. Оскільки

$$K_h = K_w / K_{\text{дис}}, \quad (2)$$

то

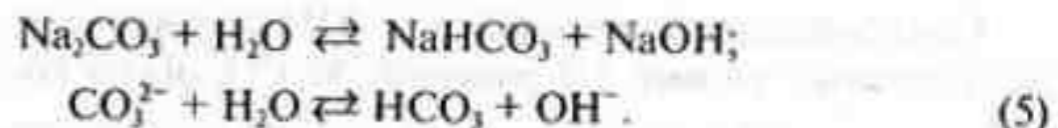
$$h = \sqrt{K_h C} \quad (3)$$

або

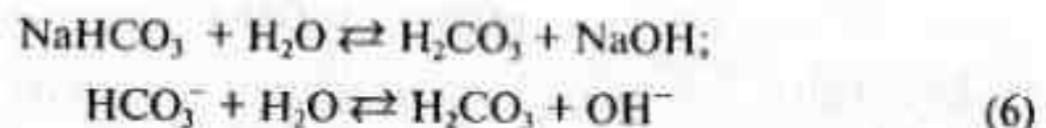
$$h = \sqrt{K_w / CK_{\text{дис}}}, \quad (4)$$

де $K_{\text{дис}}$ — константа дисоціації слабкого електроліту (кислоти або основи), який утворився в результаті гідролізу.

1. *Гідроліз натрій карбонату.* Гідроліз натрій карбонату переважно відбувається за рівняннями (перша стадія):



Друга стадія гідролізу (гідроліз $NaHCO_3$):



практично не відбувається.

Дисоціація карбонатної кислоти відбувається ступінчасто:



та



З урахуванням рівнянь гідролізу (5) і (6) та рівнянь дисоціації (7) і (8) ступінчасті константи можна записати як

$$K_{h(1)} = ([HCO_3^-][OH^-]/[CO_3^{2-}]) \cdot ([H^+]/[H^+]) = K_w / K_{\text{дис}(2)}; \quad (9)$$

$$K_{h(2)} = ([H_2CO_3][OH^-]/[HCO_3^-]) \cdot ([H^+]/[H^+]) = K_w / K_{\text{дис}(1)}. \quad (10)$$

Підставивши в рівняння (9) та (10) числові значення ступінчастих констант дисоціації карбонатної кислоти, одержуємо

$$K_{r(1)} = 10^{-14} / 4,8 \cdot 10^{-11} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

та

$$K_{r(2)} = 10^{-14} / 4,5 \cdot 10^{-7} = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Відношення $K_{r(1)} / K_{r(2)} = 2,1 \cdot 10^{-4} / 2,2 \cdot 10^{-8} = 9,5 \cdot 10^3$ свідчить, що гідролізом Na_2CO_3 на другій стадії можна знехтувати, тому розрахунок ступеня гідролізу h та константи гідролізу K_r цієї солі на підставі експериментальних даних слід розраховувати лише для першої стадії гідролізу.

Ступінь гідролізу h (в %) натрій карбонату розраховують за рівнянням

$$h = [\text{OH}^-] / C_{\text{солі}}$$

або

$$h = ([\text{OH}^-] / C_{\text{солі}}) \cdot 100. \quad (11)$$

Концентрацію гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$ розраховують за експериментальними даними рН розчинів Na_2CO_3 різної концентрації:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH};$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]. \quad (12)$$

Константу гідролізу з урахуванням рівняння першої стадії гідролізу (5) знаходять зі співвідношення

$$K_r = [\text{OH}^-]^2 / C_{\text{солі}}. \quad (13)$$

□ **Проведення досліду.** Отримайте у лаборанта три розчини натрій карбонату таких концентрацій: 0,1; 0,01 та 0,001 М і за допомогою рН-метра визначте рН розчинів. Після кожного вимірювання рН промийте скляний електрод кілька разів дистильованою водою та розчином Na_2CO_3 , рН якого треба буде визначити. Для 0,001 М розчину солі константу гідролізу обчисліть за формулою

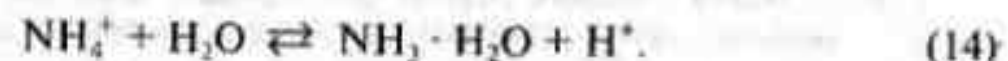
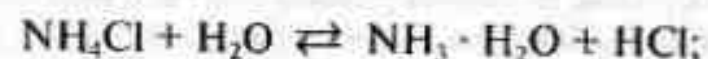
$$K_r = [\text{OH}^-]^2 / (C_{\text{солі}} - [\text{OH}^-]),$$

оскільки розбавлені розчини Na_2CO_3 більш схильні до гідролізу. Дані досліду та результати розрахунків запишіть у таблицю:

Номер досліду	Концентрація солі, моль/л	рН розчину	$C_{\text{солі}}$, моль/л	h , %	K_r

Порівняйте одержані експериментальним шляхом значення ступеня гідролізу h зі значеннями, які є в довідковій літературі: $C = 0,1$, $h = 2,7$ %, $C = 0,01$, $h = 11,3$ % та $C = 0,001$ М, $h = 34$ %. Порівняйте також отримане середнє значення K_r з його теоретичною величиною, розрахованою за рівнянням (9).

2. **Гідроліз амоній хлориду.** Гідроліз амоній хлориду відбувається за рівняннями



З урахуванням йонних рівнянь (14) вирази для ступеня і константи гідролізу цієї солі мають такий вигляд:

$$h = [\text{H}^+] / C_{\text{солі}} \quad (15)$$

та

$$K_r = [\text{H}^+]^2 / C_{\text{солі}}. \quad (16)$$

□ **Проведення досліду.** Дослід проводять так само як і гідроліз натрій карбонату. Концентрації розчинів солі такі самі: 0,1; 0,01; 0,001 М. Визначте рН розчинів. Для кожного досліду розрахуйте концентрацію іонів водню $[\text{H}^+]$ та, використовуючи вирази (15), (16), ступінь і константу гідролізу амоній хлориду. Дані досліду й результати запишіть у таблицю. Поясніть, чому величини ступеня й константи гідролізу амоній хлориду менші за відповідні значення для натрій карбонату? Чи залежить константа гідролізу від концентрації солі?

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. На скільки іонів дисоціює в розчині формульна одиниця солі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$?
2. Розташуйте вказані солі в ряд за мірою зростання електропровідності їхніх розчинів, якщо відомо, що вони мають однакову молекулярну концентрацію:

$K_2[Pt(NO_2)_4]$, $[Pt(NH_3)_2NO_2]NO_2$, $[Pt(NH_3)_4](NO_3)_2$, $K_3[Co(CN)_6]$, $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.

- До розчину гідрагірм(II) нітрату додали надлишок розчину калій йодиду. Яка сіль утворюється і як вона дисоціює у воді? Напишіть рівняння реакції.
- Розчинність PbI_2 в диметилсульфоксиді $(CH_3)_2SO$ більша, ніж у воді, однак у воді сіль дисоціює краще, ніж в органічному розчиннику. Поясніть це, знаючи, що значення діелектричних проникностей води та диметилсульфоксиду при $25^\circ C$ дорівнюють відповідно 81 та 47, а їхні дипольні моменти — $1,85 D$ та $3,9 D$.
- Як можна зменшити концентрацію іонів гідрогену в розчині хлоридної кислоти?
- Чому при нагріванні до кипіння розчину солі $FeCl_3$ вона може гідролізувати до $Fe(OH)_3$, а сіль $Fe_2(SO_4)_3$ при тих самих умовах до $Fe(OH)_3$ не гідролізує?
- Чи можна з водного розчину солі отримати: алюміній, залізо(III) та хром(III) карбонати; вісмут(III) та залізо(III) ацетати; алюміній та залізо(III) сульфати?
- Розчин NaH_2PO_4 має слабкоокислу, а розчин Na_2PO_4 — сильнолужну реакції. Поясніть ці факти та мотивуйте їх відповідними йонними рівняннями.
- Чи можна вважати, що нейтральна реакція середовища водного розчину солі свідчить про відсутність гідролізу цієї солі?
- Складіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу таких солей:
 CaS , $CrCl_3$, K_2CO_3 , $NiSO_4$;
 KCN , K_2S , Rb_2CO_3 , $ZnSO_4$;
 $Fe_2(SO_4)_3$, $Mn(NO_3)_2$, Na_2S , $TiCl_4$;
 $Fe_2(SO_4)_3$, $MnSO_4$, $Mg(ClO_4)_2$, Na_2SO_3 .
- Напишіть рівняння самоїонізації рідкого аміаку, метилового спирту та вирази їхніх констант автопротолізу. Як відбувається сольволиз $TiCl_4$ у метанолі? Напишіть молекулярне рівняння.
- Обчисліть рН і ступінь гідролізу $0,1 M$ розчину NH_4Cl . Відп.: $h = 7,5 \cdot 10^{-3}$.
- Для яких електролітів справедливе твердження, що значення рН підвищується на одиницю при розведенні розчину в 10 разів?
- Змішайте рівні об'єми розчинів лугу з рН 11 та рН 12. Обчисліть рН одержаного розчину. Відп.: рН 11,74.
- У скільки разів зменшиться розчинність AgI в $0,1 M$ розчині KI порівняно з його розчинністю в чистій воді? Відп.: $\approx 10^7$ разів.
- Скільки молів іонів стронцію залишаться в розчині після виділення осаду, якщо злити рівні об'єми $0,01 M$ розчину стронцій нітрату та $0,2 M$ розчину натрій сульфату? Відп.: $1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
- Змішайте рівні об'єми розчинів сильної кислоти та лугу з рН 2 та рН 11. Обчисліть рН одержаного розчину. Відп.: рН 2,35.

ЕЛЕКТРОЛІЗ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. КОРОЗИЯ МЕТАЛІВ

Рух іонів під дією електричного струму

1. Приготуйте $50 ml$ 10% -го розчину натрій хлориду та додайте до нього при нагріванні $1,5 \dots 2,0 g$ желатину або подрібненого агар-агару. Прослідкуйте, щоб желатин добре розчинився в гарячому розчині натрій хлориду. Додайте до нього декілька краплин метило-ранжу та залийте ще теплим розчином трубку з лійкоподібними посудинами так, щоб розчин частково заповнив ділянки трубки, що розширюються (рис. 36). Проконтролюйте, щоб під час заповнення трубки до неї не потрапили пухирці повітря. Після того як трубку заповнили розчином, залиште її в горизонтальному положенні, поки розчин не загусне.

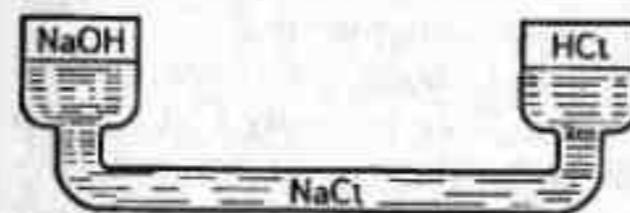


Рис. 36. Прилад для спостереження за рухом іонів H_3O^+ та OH^-

Драгледоподібний розчин $NaCl$, що містить желатин або агар-агар, добре проводить електричний струм. Після того як розчин загусне, налейте в одну посудину $1 M$ розчин натрій гідроксиду, а в іншу — $1 M$ розчин хлоридної кислоти.

До акумулятора присєднайте два мідних ізольованих дротики, зачищені на кінцях. Занурте кінець одного дротика до розчину $NaOH$ (від негативного електрода — катода), а кінець іншого — до розчину HCl (від позитивного електрода — анода).

При підключенні акумулятора іони водню хлоридної кислоти рухаються до негативного полюса (катода) та забарвлюють метило-ранж у рожевий колір, а іони гідроксиду — до позитивного полюса (анода) та забарвлюють індикатор у жовтий колір. Через деякий час порівняйте частини трубки, забарвлені в рожевий та жовтий кольори, й поясніть, чому рухливість одного (якого саме?) з іонів більша.

2. Змочіть смужку фільтрувального паперу розчином натрій хлориду, до якого попередньо додайте кілька краплин розчину фенолфталеїну, та покладіть її на чисте предметне скло. Закрийте кришкою акумулятор і прикладіть кінці підімкнених до акумулятора провідників до смужки паперу, змоченої розчином $NaCl$, на від-

стані 2 см один від одного. Спостерігайте за появою малинового забарвлення біля одного з полюсів. Який це полюс акумулятора? Відкрийте кришку акумулятора й переконайтеся в правильності відповіді.

Електроліз розчину купрум(II) хлориду

Зберіть прилад для електролізу (рис. 37). Для проведення електролізу водного розчину CuCl_2 використовуйте графітові електроди. На кожен кінець електрода надягніть шматок гумової трубки так, щоб незахищеною залишалася нижня частина електрода (2 см).

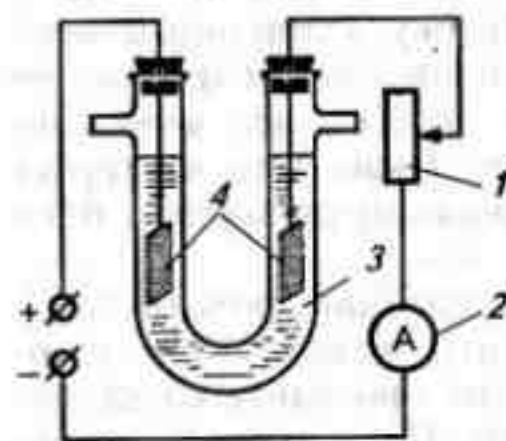


Рис. 37. Схема установки для електролізу водних розчинів електролітів

Закріпіть електроди у гумових пробках з отворами. Приєднайте провідники електродів 4 до джерела постійного струму напругою 10...20 В або до акумулятора напругою 4...6 В. До ланцюга ввімкніть реостат 1 на 10...20 Ом і 2...3 А, а також амперметр 2.

Налийте до U-подібного електролізера 3 стільки 5 %-го розчину CuCl_2 , щоб електроди були занурені до гумових трубок. До коліна електролізера, в якому міститься анод, додайте 1...2 краплі йод-крохмального розчину, що складається з калій йодиду та крохмалю.

Опустіть у розчин обидва електроди та нещільно закрийте коліна електролізера гумовими трубками з вмонтованими у них електродами.

Ввімкніть прилад і за допомогою реостата 1 встановіть у ланцюгу силу струму 2 А. Тривалість електролізу розчину приблизно 5...10 хв. Чому в анодній частині електролізера відбувається зміна забарвлення розчину? Яке забарвлення міді, що осаджується на катоді? По закінченні електролізу відімкніть прилад від джерела струму і промийте електроди 10 %-м розчином нітратної кислоти та декілька разів дистильованою водою. Напишіть рівняння електрохімічних реакцій, які протікають на електродах.

Електроліз розчину натрій сульфату

Для вивчення процесу електролізу водного розчину сульфату в електролізер налейте 1 М розчин натрій сульфату, до якого додайте кілька крапель розчину нейтрального фіалкового лакмусу. Занурте електроди в розчин, підімкніть прилад до джерела струму і за допо-

могою реостата встановіть силу струму в ланцюгу ≈ 2 А. Як змінюється забарвлення індикатора біля катода й анода та чим це зумовлене? Які речовини виділяються на катоді й аноді під час електролізу? Напишіть рівняння електрохімічних реакцій, які протікають на катоді та аноді.

Електроліз розчину титан(IV) сульфату

До електролізера налейте розчин титан(IV) сульфату, опустіть у нього графітові електроди та підімкніть їх до акумулятора. Біля анода і катода спостерігайте за зміною забарвлення розчину від безбарвного до фіалкового. Фіалкове забарвлення свідчить про наявність у розчині йонів аквакомплексу титану(III) — $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, що утворилися внаслідок відновлення на катоді йонів Ti^{4+} .

Анодне окиснення (електричне рафінування міді)

У приладі для електролізу замініть графітовий анод на мідний (мідна пластинка або шматок товстого мідного дроту). Графітовий електрод використайте як катод. До електролізера налейте 1 М розчин сульфатної кислоти та опустіть у нього обидва електроди. Приєднайте їх до акумулятора і через деякий час спостерігайте появу біля анода блакитного забарвлення, яке в процесі електролізу «поширюється» в усьому об'ємі розчину. Водночас графітовий електрод покривається червоним шаром металевої міді. Який газ виділяється на початку досліду на катоді й чому пізніше його виділення припиняється? Складіть рівняння анодного і катодного окисно-відновного процесів.

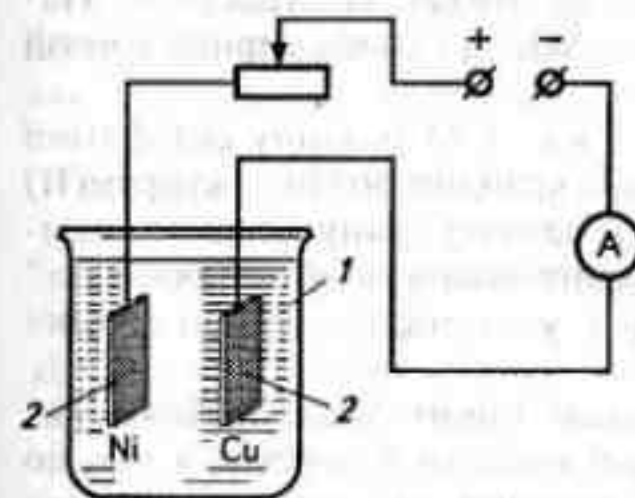


Рис. 38. Схема установки для електролітичного нікелювання міді

Електролітичне нікелювання міді

Зберіть прилад для електролітичного нікелювання міді (рис. 38). Як електролітичну ванну 1 використайте хімічну склянку ємністю 250 мл. Катодом слугуватиме мідна, а анодом — нікелева пластинки 2 розміром 2×4 см. Визначте площину катода (см^2) та запишіть результат у робочий зошит. Катод зачистіть тонким наждачним папером, знежирте його вапняною водою, промийте декілька разів дистильованою водою та висушіть

Катод зачистіть тонким наждачним папером, знежирте його вапняною водою, промийте декілька разів дистильованою водою та висушіть

фільтрувальним папером. Електроди закріпіть паралельно один до одного на відстані 3 см і опустіть у електролізер. Намагайтеся не торкатися зачищеного електрода руками, оскільки це зменшує адгезію нікелю до міді.

До електролізера налейте стільки електролітного розчину, щоб він повністю покривав електроди. Розчин для нікелювання міді має такий склад: 50 г $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, 40 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, 5 г H_3BO_3 та 250 мл води. Борну кислоту додають для того, щоб рН розчину був $\approx 5,2 \dots 5,8$.

Електроди приєднайте до джерела струму та за допомогою реостата встановіть на катоді густину струму $0,005 \dots 0,01 \text{ А/см}^2$. Час електролізу — 15...20 хв. Після цього відімкніть прилад від джерела живлення, вийміть мідний катод з електролітичної ванни, промийте його водою та висушіть фільтрувальним папером. Напишіть рівняння реакцій процесів, що відбуваються на електродах.

Хімічна та електрохімічна корозія металів

1. У дві пробірки налейте по 2 мл 0,5 М розчину купрум(II) сульфату, а в третю — стільки ж 0,5 М розчину купрум(II) хлориду. До кожної пробірки внесіть по шматочку алюмінію. В пробірці з розчином CuCl_2 відразу починається виділення водню, а поверхня алюмінію покривається шаром міді. В пробірках із CuSO_4 реакція практично не відбувається. Потім до однієї з цих пробірок додайте кілька кристалів сухого NaCl . Що при цьому відбувається? Наявність якого з іонів у розчині (Cl^- чи SO_4^{2-}) більше сприяє корозії алюмінію і чому?

2. У дві пробірки налейте по 1...2 мл 2 М розчину сульфатної кислоти. До однієї з них додайте кілька краплин розчину купрум(II) сульфату та у дві пробірки внесіть по шматочку гранульованого цинку. Чи однакова інтенсивність виділення водню в обох пробірках? Яке значення має купрум(II) сульфат у інтенсифікації кислотної корозії цинку?

Цей самий дослід проведіть ще таким чином. У дві пробірки налейте по 1 мл 2 М розчину сульфатної кислоти й опустіть у них по шматочку цинку. Першу пробірку залиште як контрольну (для порівняння), а дослід проведіть у другій пробірці. Візьміть шматочок зачищеного мідного дроту й опустіть його на дно пробірки так, щоб він торкався цинку. На поверхні якого металу, цинку чи міді, виділяється водень? Чому інтенсивність виділення водню в цій пробірці більша? Вийміть мідний дріт із розчину. Чому інтен-

сивність кислотної корозії цинку зменшилася й стала такою самою, як і в першій пробірці? Який метал (цинк чи мідь) кородує в контактній парі цинк — мідь і який із них є анодом, а який — катодом?

3. Візьміть по шматочку цинку та олова, попередньо зачищених наждачним папером, щільно обмотайте їх залізним дротом. Опустіть у дві пробірки, заповнені наполовину дистильованою водою. Додайте до кожної пробірки по 2...3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти і розчин калій гексацианоферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Через деякий час спостерігайте за появою синього забарвлення у тій пробірці, в яку помістили шматочок олова, обмотаний залізним дротом. Синє забарвлення розчину свідчить про появу в розчині іонів Fe^{2+} , що утворюють з аніоном $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ турбулєву синь $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]^-$. Чому синє забарвлення не з'являється у пробірці з кусочком цинку? Який метал кородує першим у контактних парах залізо — цинк та залізо — олово? Відповідь мотивуйте, зіставивши величини стандартних електродних потенціалів E^0 цих металів.

Дія інгібіторів корозії

В одну пробірку налейте 4...5 мл 1 М розчину сульфатної кислоти, а в іншу — таку саму кількість цієї кислоти та 0,02...0,03 г уротропіну. Перемішайте вміст другої пробірки до повного розчинення уротропіну. До обох пробірок додайте по шматочку гранульованого цинку.

Порівняйте інтенсивність кислотної корозії цинку в обох пробірках. Як впливає інгібітор на швидкість кислотної корозії металу і яке значення уротропіну в цьому досліді?

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

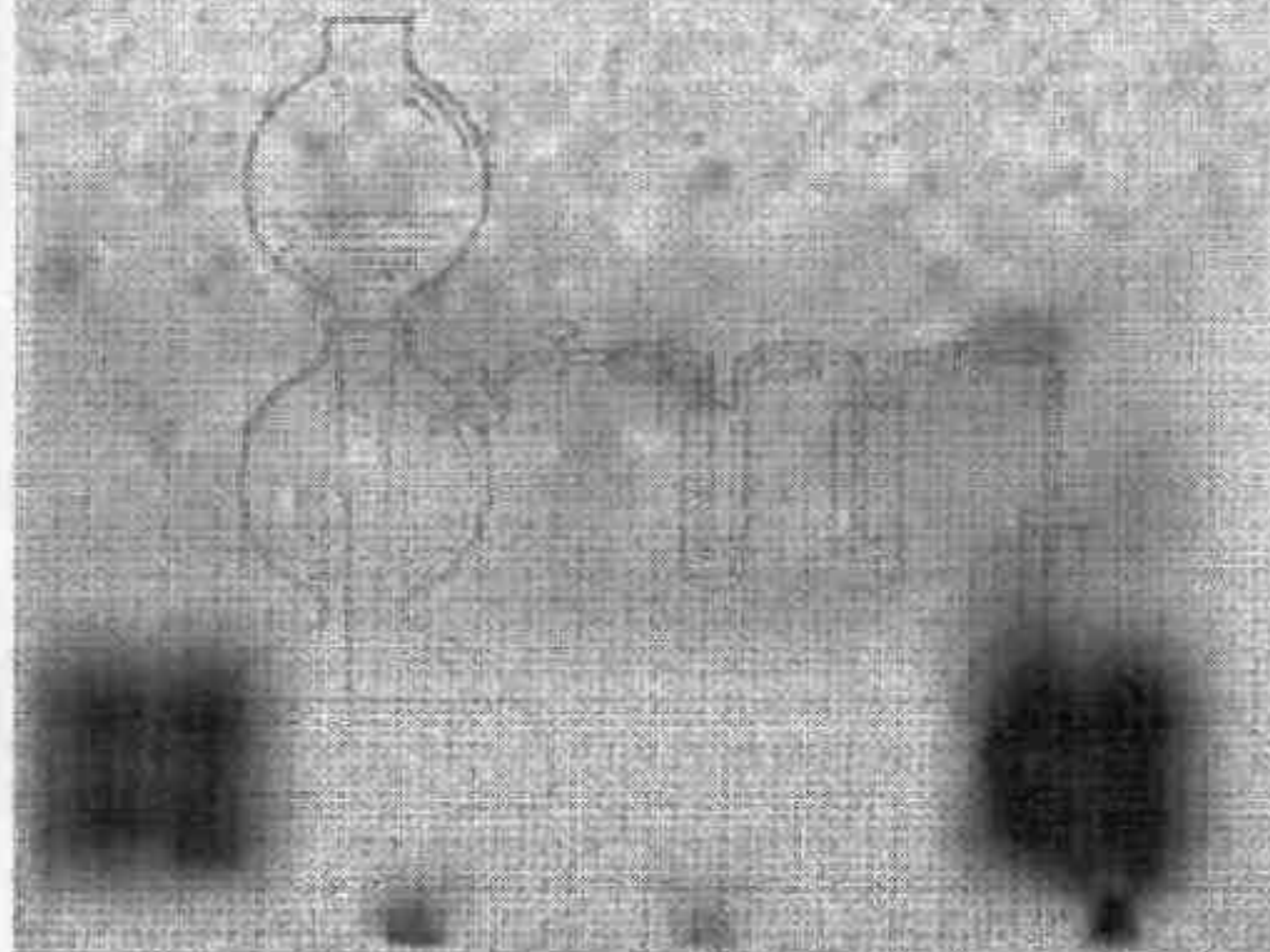


1. Чому частини алюмінієвих виробів не можна з'єднувати мідними заклепками?
2. Який метал у контактній парі залізо — кобальт першим розчиниться в оцтовій кислоті?
3. Цинк високої чистоти (х. ч. або ос. ч.) не реагує із хлоридною кислотою. Якщо ж до розчину кислоти додати кілька краплин розчину плюмбум нітрату, то починається бурхливе виділення водню. Як це пояснити?
4. У U-подібну трубку налили розчин натрій хлориду, а до нього додали декілька краплин фенолфталеїну. В одне коліно трубки опустили зачищені мідну, а в інше — цинкову пластинки, які потім з'єднали мідним дротом. Через деякий час у коліні з мідною пластинкою спостерігається поява рожевого, а

- потім малинового забарвлення. Поясніть це явище і напишіть рівняння реакцій.
- Крізь розчин електроліту протягом 44 хв пропускали струм силою 2 А. За час електролізу виділилося 2,3 г металу. Визначте еквівалентну масу та електрохімічний еквівалент металу. *Відп.: 56,16 г і 0,0006 г.*
 - Електричний струм послідовно пропускати крізь розчини купрум(II) сульфату та станум(II) хлориду. Через деякий час виділилося 3,176 г міді. Скільки олова виділилося за той самий час? Який об'єм хлору (н. у.) виділився на аноді? *Відп.: 5,93 г стануму і 1,12 л хлору.*
 - Обчисліть електрохімічний еквівалент заліза у FeSO_4 і $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. *Відп.: 0,0003 г і 0,0002 г.*

Розділ 3

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК



ВОДЕНЬ. ГІДРОГЕН ПЕРОКСИД

! Проводячи досліди з одержанням водню, слід пам'ятати, що запалювати водень, який виходить із приладу, можна тільки тоді, коли він чистий та не містить домішок кисню. Інакше суміш може вибухнути. При цьому вибух відбувається водночас у всьому приладі чи апараті, де містилася суміш кисню з воднем.

1. Одержання водню з кислот

У пробірку покладіть 3...4 шматочки цинку та прилийте на 1/3 її об'єму розведеної (1 : 5) сульфатної кислоти. Пробірку щільно закрийте корком з газовідвідною трубкою та обережно закріпіть вертикально в затискачі штативу. Спостерігаючи за ходом реакції, через 2...3 хв переконайтесь у повному витісненні повітря з пробірки. Для цього на газовідвідну трубку прикріпіть перевернуту догори дном невелику пробірку для заповнення її воднем. Через 1 хв пробірку зніміть та обережно піднесіть, не перевертаючи, до полум'я пальника. Якщо пробірка заповнена чистим воднем, він запалюється спокійно (при цьому можна почути слабкий звук) та горить блідим, ледь помітним блакитним полум'ям, яким можна запалити водень, що виходить з газовідвідної трубки приладу. За наявності в пробірці суміші водню з повітрям її згорання відбувається з вибухом, який супроводжується різким звуком.

В окремих пробірках проведіть досліди із взаємодії Mg, Al та Fe з розведеною хлоридною (1 : 6) або сульфатною (1 : 5) кислотою. Порівняйте між собою активність взаємодії окремих металів із розчином кислоти. Спостереження та рівняння реакцій запишіть у протокол.

2. Одержання водню в результаті дії алюмінію на лути

Аналогічно, як описано в попередньому досліді, здійсніть реакцію взаємодії алюмінію (стружки або гранули) з 30...40 %-м розчином луку КОН або NaOH. Поясніть, чому реакція спочатку відбувається дуже слабо, а потім значно активізується. При взаємодії яких металів із розчином луку можна ще одержати водень?

3. Відновні властивості водню

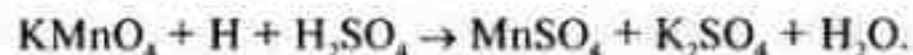
У невелику суху пробірку помістіть трошки купрум(II) оксиду та закріпіть її у затискачі штатива в горизонтальному положенні, трохи піднявши біля дна. В другу пробірку, призначену для одержання водню, помістіть кілька шматочків металу (на власний розсуд) та на-

лийте розведений розчин хлоридної кислоти. Закрийте пробірку корком з газовідвідною трубкою. Через деякий час перевірте водень на чистоту і кінець газовідвідної трубки внесіть у пробірку з купрум(II) оксидом. Через 20...30 с нагрійте пробірку невеликим полум'ям пальника в тому місці, де розташований купрум(II) оксид, продовжуючи пропускати в пробірку водень. Спостерігайте відновлення купрум(II) оксиду за зміною його кольору. Після закінчення досліду нагрівання припиніть, дайте пробірці охолонути, перекрийте струмінь водню. Залишок металу, який не прореагував, а також одержаний порошок міді здайте лаборанту.

4. Відновні властивості атомарного гідрогену

У дві пробірки з розбавленим розчином H_2SO_4 внесіть по одній краплі розчину $KMnO_4$. В одну з пробірок додайте кілька гранул цинку, в іншу пропустіть водень з апарата Кіппа. Поясніть різницю в швидкості знебарвлення розчинів.

Відновлення $KMnO_4$ атомарним гідрогеном відбувається за схемою



Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.

5. Одержання гідроген пероксиду

Розрахуйте, згідно з рівнянням реакції, кількість BaO_2 та 2 н. розчину сульфатної кислоти, необхідних для одержання 5...10 г гідроген пероксиду.

Розчин 2 н. кислоти влийте в стакан ємністю 100...200 мл і встановіть його в кристалізатор, заповнений снігом чи льодом. Зважте необхідну кількість BaO_2 та внесіть його дрібними порціями, безперервно помішуючи, в розчин кислоти. Після цього суміш залиште на 30...40 хв для охолодження, періодично помішуючи її. Одержаний розчин гідроген пероксиду відфільтруйте через складчастий фільтр і залиште для подальших дослідів.

6. Розкладання пероксиду гідрогену

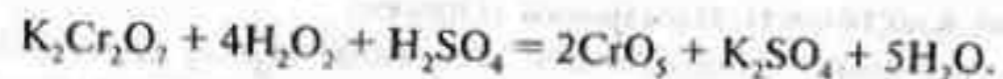
6.1. 1...2 мл одержаного розчину гідроген пероксиду трохи підігрійте в пробірці на полум'ї пальника, спостерігаючи за його розкладанням. Напишіть рівняння реакції процесу розкладання.

6.2. Проробіть аналогічний дослід, помістивши в пробірку з розчином гідроген пероксиду трохи манган(IV) оксиду. Чим пояснюється значна інтенсифікація процесу розкладу гідроген перокси-

ду в присутності манган(IV) оксиду? В пробірку внесіть запалену скалку. Спостереження та результати реакції запишіть у робочий журнал.

7. Якісна реакція на гідроген пероксид

У пробірку налейте по 2 мл розчинів H_2O_2 та H_2SO_4 (1 : 5), змішайте, додайте до розчину 0,5...1,0 мл ефіру. Чисту скляну паличку опустіть у розчин калій дихромату, а потім внесіть її в пробірку. В результаті реакції утворюється хром пероксид, який забарвлює шар ефіру в синій колір при обережному перемішуванні розчину. Реакція відбувається за рівнянням



8. Окисні властивості гідроген пероксиду

8.1. До 3...4 крапель розчину калій йодиду, підкисленого краплею сульфатної кислоти, додайте одну краплю розчину гідроген пероксиду. Спостерігайте за зміною кольору розчину. Додайте до нього ще 1...2 мл крохмального клейстеру. Результати спостережень та рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах запишіть у робочий журнал.

8.2. У пробірку до 5...6 крапель розчину хроміту лужного металу додайте кілька крапель розчину луку та стільки ж розчину гідроген пероксиду. Розчин трохи підігрійте. Поясніть зміну забарвлення розчину та напишіть рівняння реакції.

8.3. До 5...6 крапель розчину $Pb(NO_3)_2$ в пробірці додайте таку саму кількість розчину Na_2S . Суміш підігрійте та після відстоювання осаду PbS злийте з нього розчин, промивши осад кілька разів декантацією. За допомогою скляної палички перенесіть невелику кількість одержаного осаду плюмбум(II) сульфід у пробірку з розчином гідроген пероксиду. Поясніть зміну кольору осаду, напишіть рівняння реакції.

8.4. У пробірку внесіть 8...10 крапель свіжовиготовленого розчину ферум(II) сульфату. Підкисліть розчин 3...4-ма краплями розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3) та додайте до нього 5...6 крапель 5 %-го розчину гідроген пероксиду. Спостерігайте зміну забарвлення розчину від блідо-зеленого до жовтого. Присутність у розчині іонів Fe^{3+} можна виявити за допомогою розчину калій роданіду. Роданідні комплекси ферум(III) мають темно-червоне забарвлення. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

8.5. До 5...8 крапель розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ в пробірці додайте 3...4 краплі сульфатної кислоти та 5...6 крапель 3...5 %-го розчину гідроген пероксиду. Як змінюється колір розчину? Напишіть рівняння реакції.

8.6. У пробірку внесіть 6...8 крапель розчину $MnSO_4$ та додайте до нього 4...6 крапель розчину $NaOH$ та 5...6 крапель розчину гідроген пероксиду. Яка речовина випадає в осад? Напишіть рівняння реакції.

9. Відновні властивості гідроген пероксиду

9.1. У пробірку налейте 6...8 крапель концентрованого розчину $KMnO_4$, підкисліть його 3...4-ма краплями розчину H_2SO_4 та додайте до нього 5...6 крапель 5 %-го гідроген пероксиду. В пробірку внесіть запалену скалку. Результати спостережень та рівняння реакції запишіть у робочий журнал.

9.2. У пробірку до 5...10 крапель 3 %-го розчину гідроген пероксиду додайте мікрошпатель гідраргірум(II) оксиду. Спостерігайте за потемнінням розчину та виділенням із нього кисню. Напишіть рівняння реакції.

9.3. До 5...10 крапель розчину аргентум нітрату в пробірці додайте 4...6 крапель розчину луку та 5...6 крапель розчину гідроген пероксиду. Спостерігайте за утворенням чорного осаду металічного срібла та виділенням кисню. Складіть рівняння реакції.

10. Відбілювальні властивості гідроген пероксиду

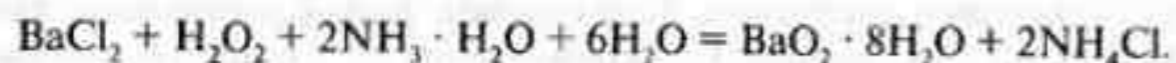
Пучок вовни обробіть розчином луку. Знежирений шматочок вовни занурте в пробірку з 3...5 %-м розчином гідроген пероксиду. Через кілька годин порівняйте колір вовни з початковим.

Синтез пероксидних сполук

Барій пероксид BaO_2

Білий порошок безводного BaO_2 при нагріванні до $800^\circ C$ виділяє половину кисню, переходячи в BaO . При взаємодії з водою барій пероксид утворює кристалогідрат $BaO_2 \cdot 8H_2O$, який являє собою лускоподібні кристали, погано розчинні у воді. При $130^\circ C$ $BaO_2 \cdot 8H_2O$ відщеплює 7,5 молекули води. Повне зневоднення настає лише при $200^\circ C$ і супроводжується частковим відщепленням кисню.

Барій пероксид можна одержати також за реакцією



Для цього до розчину $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (20 г в 50 мл води) додайте при перемішуванні 50 мл 30 %-го розчину H_2O_2 . До одержаної суміші прилийте 40 мл 25 %-го розчину NH_3 ($\rho = 0,91$) та ретельно перемішайте. Розчин, який відстоявся, обережно злийте, а осад $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ промийте 3...4 рази декантацією холодною водою. Осад відфільтруйте на лійці Бюхнера, промийте багаторазово холодною водою та висушіть у порцеляновій чашці при 50...70 °С.

Після того, як препарат стане розсипчастим, температуру слід підвищити до 75...80 °С. Висушений препарат зберігайте в посудині з притертою пробкою. Вихід препарату становить 11...12 г. Він містить близько 26 % BaO_2 . Чистота препарату визначається чистотою вихідних продуктів, якістю промивання, а також, у разі одержання речовини високої чистоти, застосуванням промивної води, яка не містить CO_2 .

Для видалення із дистильованої води CO_2 її тривалий час кип'ятять, а потім охолоджують без доступу вуглекислого газу.

Магній пероксид MgO_2

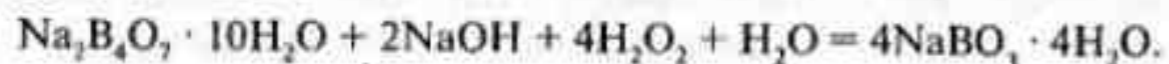
Магній пероксид — білий порошок, погано розчинний у воді. На повітрі за відсутності вологи витримує нагрівання без помітного розкладання до 120 °С. За наявності вологи повільно виділяє кисень.

Для одержання магній пероксиду в стакан до 35 мл 30 %-го розчину гідроген пероксиду внесіть, поступово перемішуючи механічною мішалкою, 10 г MgO . Слідкуйте за тим, щоб температура суміші не перевищувала 30 °С (контрольоване охолодження). Після внесення всієї наважки магній оксиду суміш перемішуйте ще протягом 1,5...2,0 год. Осад, що утворився, відфільтруйте, віджміть та висушіть, розклавши тонким шаром, при 50...60 °С. Вихід магній пероксиду становить близько 85 %.

Натрій пероксодобрат $\text{NaVO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

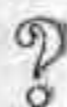
Натрій пероксодобрат — кристалічна речовина у вигляді прозорих моноклінних призм, погано розчинна у воді. При нагріванні розкладається.

Одержати натрій пероксодобрат можна за реакцією



Для цього до розчину 38,1 г бури та 8 г NaOH в 40 мл води додайте 270 мл 5 %-го розчину гідроген пероксиду. Через деякий час із розчину виділяється кристалічний пероксодобрат $\text{NaVO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Осад відфільтруйте на скляному фільтрі, послідовно промийте холодною водою, спиртом та ефіром, а потім висушіть на повітрі.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Чим відрізняється молекулярний водень від атомарного гідрогену?
2. За допомогою яких способів можна одержати водень?
3. Чому водень не можна зберігати в газометрі?
4. У скільки разів зменшиться об'єм газової суміші, яка складається з рівних об'ємів кисню та водню, після її вибуху?
5. Скільки літрів водню необхідно для повного відновлення 1 г купрум(II) оксиду?
6. Скільки води утворюється під час вибуху 9 л гримучого газу?
7. Напишіть графічні формули H_2O_2 , BaO_2 та PbO_2 .
8. Наведіть приклади реакцій, в яких гідроген пероксид є окисником.
9. Як можна одержати гідроген пероксид?
10. Які властивості виявляють пероксиди в наступних реакціях:



Розставте коефіцієнти в наведених рівняннях реакцій.

ГАЛОГЕНИ

! При виконанні лабораторної роботи більшість дослідів слід проводити у витяжній шафі. Уважно спостерігайте і записуйте зміни, що відбуваються: утворення осадів, зміну забарвлення, виділення газу, відзначайте їхній колір, вигляд, запах. На підставі спостережень напишіть рівняння реакцій.

Одержання та властивості галогенів

1. Одержання хлору

Одержують його окисненням хлоридної кислоти і хлоридів різними окисниками.

1.1. У пробірку внесіть невелику кількість манган(IV) оксиду (~ 0,1 г), додайте 1...2 мл концентрованої хлоридної кислоти та підігрійте. Спостерігайте за виділенням газу. Якого він кольору, як пахне?

1.2. Замість MnO_2 візьміть PbO_2 і проведіть аналогічний дослід.

1.3. Покладіть у пробірку декілька кристалів $KMnO_4$, прилийте 0,5...1,0 мл концентрованої HCl . Що при цьому спостерігається?

1.4. У пробірку внесіть трошки розтертого порошку калій дихромату (~ 0,1 г), прилийте 1...2 мл концентрованої HCl і підігрійте. Як впливає нагрівання на перебіг хімічного процесу?

1.5. У пробірку до суміші порошоків $NaCl$ та MnO_2 додайте 0,5 мл концентрованої H_2SO_4 і злегка підігрійте.

1.6. До хлорного вапна прилийте 1...2 мл концентрованої HCl . Спостерігайте за виділенням хлору.

Чи з однаковою інтенсивністю проходять процеси окиснення у виконаних Вами реакціях?

2. Властивості хлору

2.1. Зрідження хлору. Зберіть прилад за схемою (рис. 39), перевірте його на герметичність. У колбу 1 внесіть 10 г $KMnO_4$, а у крапельну лійку 2 налійте 37 %-й розчин HCl , у промивні склянки 3 — насичений розчин $NaCl$, у 4 — концентровану H_2SO_4 . Пробірку 5 занурте в охолоджувальну суміш (сухий лід, змочений ацетоном або рідким азотом). Порціями по 2...3 мл додавайте до $KMnO_4$ концентрований розчин HCl . Після одержання 1...2 мл рідкого хлору розлийте його у три циліндри, закрийте скельцями і залишіть у витяжній шафі для наступних дослідів.

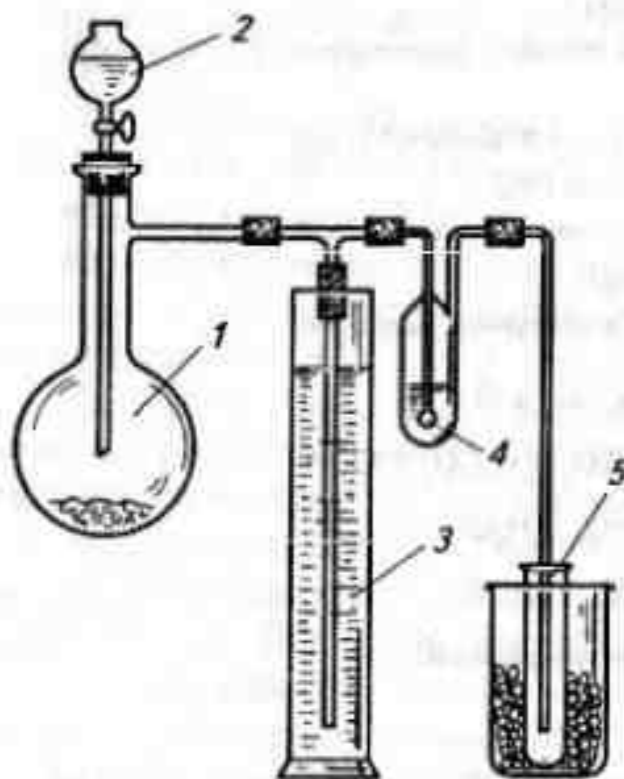


Рис. 39. Прилад для одержання та зрідження хлору

суміш (сухий лід, змочений ацетоном або рідким азотом). Порціями по 2...3 мл додавайте до $KMnO_4$ концентрований розчин HCl . Після одержання 1...2 мл рідкого хлору розлийте його у три циліндри, закрийте скельцями і залишіть у витяжній шафі для наступних дослідів.

2.2. *Взаємодія хлору з металами.* На кінчик шпателя візьміть порошок стибію і струшуйте його у циліндр із хлором. Щипцями візьміть стрічку мідної фольги, розжарте її у полум'ї пальника і внесіть у циліндр із хлором. Що при цьому спостерігається?

2.3. *Взаємодія хлору з неметалами.* У залізну ложечку для спалювання речовин покладіть трошки червоного фосфору, підпаліть його на повітрі й внесіть у циліндр із хлором. Візьміть дві пробірки. Одну заповніть хлором, іншу — воднем, з'єднайте отвори пробірок (пробірка з хлором має бути зверху). Пробірки роз'єднайте і швидко піднесіть отворами до полум'я пальника. Що при цьому спостерігається?

3. Хлорна вода та її властивості

3.1. Крізь дистильовану воду (10...15 мл) пропустіть струмінь хлору до насичення. Якого кольору вода, чи пахне вона? Які хімічні процеси можливі в розчині?

3.2. *Дія на органічні барвники.* У чотири пробірки налійте по 1 мл хлорної води. У першу додайте 1...2 краплі розчину лакмусу, в другу — індиго, в третю — калій броміду, в четверту — калій йодиду. Запишіть спостереження.

3.3. *Порівняння окиснювальної сили $NaClO$ та $HClO$.* До 2...3 мл хлорної води додавайте краплями розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи, до зникнення кольору та запаху хлору. Одержаний розчин розділіть на дві частини. До однієї додайте 1...2 краплі індиго, іншу підкисліть розбавленою H_2SO_4 і додайте 1...2 краплі індиго. Чи з однаковою швидкістю відбувається знебарвлення індиго? Що відбувається після додавання лугу до хлорної води?

4. Одержання бром. (Дослід виконуйте у витяжній шафі!)

Якщо рідкий бром потрапив на шкіру (опік!), зніміть його ватним тампоном і промийте уражену ділянку 10 %-м розчином Na_2CO_3 . У разі отруєння парами бромом (хлором) необхідно вийти на свіже повітря або подихати парами розчину амоніаку чи етилового спирту.

4.1. У пробірку внесіть декілька кристалів KBr , змішайте їх із невеличкою кількістю (~ 0,1 г) манган(IV) оксиду, додайте 0,5 мл концентрованої H_2SO_4 . Що при цьому спостерігається?

4.2. Внесіть у пробірку трошки MnO_2 , додайте 1...2 мл бромоводневої кислоти і злегка підігрійте. Запишіть спостереження і рівняння реакцій процесів, що відбуваються.

4.3. Крізь розчин калій броміду пропустіть хлор (або додайте хлорну воду). Поясніть витиснення бром у хлором.

5. Властивості бром у

5.1. *Взаємодія з металами та неметалами.* У дві пробірки обережно внесіть по 5...8 краплин рідкого бром у. Закріпіть пробірки у штативі. В одну внесіть шматочок алюмінієвої фольги. Якщо реакція не почнеться через 1...2 хв, підігрійте пробірку, зануривши її у стакан із теплою водою (~ 40 °С). В іншу пробірку додайте трошки червоного фосфору. Спостерігайте за процесами, що відбуваються, і дайте їм пояснення.

5.2. *Розчинність у воді.* В пробірку з 2...3-ма краплинами рідкого бром у додайте 2...3 мл води і перемішайте скляною паличкою. Чи добре розчиняється бром у воді, чи змінюється розчинність бром у при додаванні калій броміду?

5.3. *Взаємодія з лугом.* У пробірку до 1...2 мл бромної води додайте невеличкими порціями розбавлений розчин NaOH. Чи змінюється забарвлення бромної води? Які процеси відбуваються у розчині?

5.4. *Розчинність в органічних розчинниках.* У пробірку з розчином бромної води додайте 1 мл бензолу (або хлороформу чи бензину). Закрийте пробірку корком і добре струсіть. Спостерігайте за екстракцією бром у органічним розчинником.

6. Одержання йоду

6.1. До розчину калій йодиду додайте 1...2 мл хлорної води (або пропустіть крізь розчин струмінь хлору). Спостерігайте за виділенням йоду. Замість хлорної води візьміть бромну воду і зробіть аналогічний дослід.

6.2. У порцеляновий тигель помістіть трошки (~ 0,1 г) кристалів калій йодиду, додайте манган(IV) оксид, перемішайте і прилийте 4...5 краплин концентрованої H₂SO₄. Тигель накрийте колбочкою з холодною водою, поставте його на фарфоровий трикутник і злегка підігрійте. Спостерігайте за сублимацією йоду і його конденсацією на дні колби.

7. Властивості йоду

7.1. *Розчинність у воді.* У дві пробірки внесіть по декілька кристалів йоду. В одну налейте 2 мл води, в іншу — розбавлений розчин калій йодиду й обидві збовтайте. Чи однакова розчинність йоду в обох пробірках? Якщо ні, то чому?

7.2. *Відношення йоду до органічних розчинників.* До 1 мл йодної води, одержаної в попередньому досліді, додайте 0,5 мл органічного

розчинника (бензол, бензин або хлороформ) та збовтайте. Спостерігайте за вилученням йоду органічним розчинником і зміною його забарвлення.

7.3. *Взаємодія з лугом та властивості продуктів взаємодії.* До 2...3 мл йодної води, при перемішуванні додайте краплинами розчин луку до повного знебарвлення розчину. Розділіть розчин на дві частини. До однієї частини безбарвного розчину прилийте розбавлену H₂SO₄ і спостерігайте за появою жовтого забарвлення, а до іншої додайте розчин барій хлориду, перемішайте та охолодіть. Яка сіль виділяється з розчину?

Сполуки галогенів з водородом

8. Одержання та вивчення властивостей хлороводню

Зберіть прилад згідно з рис. 21. У реакційну колбу помістіть 10...15 г NaCl. Промивні склянки заповніть концентрованою сульфатною кислотою. За допомогою лійки налейте у колбу 20...25 мл 75 %-го розчину сульфатної кислоти (кінець лійки має бути занурений у кислоту). Склянку 4 заповніть хлороводнем (повноту наповнення перевіряйте за допомогою скляної палички, змоченої в розчині амоніаку). Закрийте склянку пробкою з капляром, повернутим усередину колби. Поставте колбу у ванну з водою (рис. 40). Чи добре розчиняється хлороводень у воді? Доведіть наявність у розчині хлоридної кислоти (реакція на йони Cl⁻ з AgNO₃ і з розчином лакмусу).

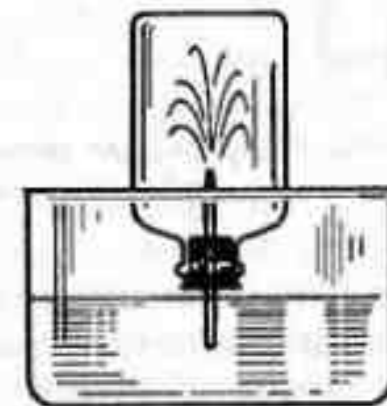


Рис. 40. Розчинення хлороводню у воді (фонтан)

9. Одержання бромоводневої кислоти та її властивості

9.1. У невеличку колбу Вюрца, або пробірку 1 з газовідвідною трубкою (рис. 41) покладіть близько 1 г червоного фосфору, змочіть його 1...2-ма краплинами води. У краплинну лійку 2 налейте 2...3 мл бром у. U-подібну трубку 3 заповніть скляною ватою з червоним фосфором. У пробірку 4 налейте 2...3 мл води і поставте її у стакан з льодом. Невеличкими порціями додавайте бром до фосфору. Після введення всього бром у пробірку 1 злегка підігрійте. Бромоводень звітрюється і поглинається водою у пробірці 4.

9.2. До 0,5 мл розчину бромоводневої кислоти додайте декілька краплин аргентум нітрату.

9.3. Проведіть реакцію взаємодії бромоводневої кислоти з магнієм або цинком.

9.4. Візьміть 0,5 мл одержаної бромоводневої кислоти і додайте 4...5 краплин концентрованої сульфатної кислоти. Запишіть спостереження та зробіть висновки.

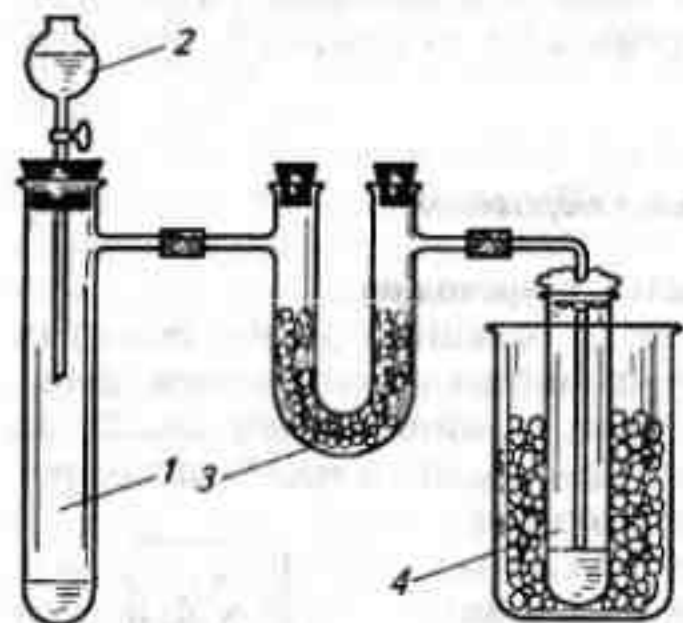


Рис. 41. Прилад для одержання бромідної та йодидної кислот

10. Одержання та властивості йодоводневої кислоти

10.1. Зберіть прилад згідно з рис. 41. У колбу або пробірку 1 помістіть приблизно 2 г розтертого йоду і 0,5 г червоного фосфору. З краплинної лійки додайте до суміші порціями 1,5...2,0 мл води. Після закінчення бурхливої взаємодії колбу (пробірку) 1 злегка підігрійте. З одержаним у пробірці 4 розчином йодоводневої кислоти проведіть наступні дослід.

10.2. Вивчіть дію кислоти на лакмусовий папірець та на метали (Mg, Zn).

10.3. У три пробірки налейте розчин йодоводневої кислоти. У першу додайте розчини натрій та

плюмбум ацетату, в другу — аргентум нітрату, в третю — 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти. Запишіть спостереження і зробіть висновки.

11. Одержання фтороводню та травлення скла

У свинцевий, мідний або порцеляновий тигель помістіть приблизно 1 г кальцій фториду, додайте 1...2 мл концентрованої сульфатної кислоти, закрийте приготованим заздалегідь склом, вкритим парафіном, із нанесеним на ньому візерунком, і злегка підігрійте тигель на піщаній бані у витяжній шафі. Через 10 хв зніміть скло, промийте його водою і зчистіть парафін. Чи залишився візерунок на склі? Відзначте хімічні процеси, що відбуваються.

Оксигеновмісні сполуки галогенів

12. Одержання хлорного вапна

12.1. У маленькому стакані змішайте 2 г гашеного вапна — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ з 10 мл води та охолодіть. Крізь суспензію пропустіть хлор протягом 10...20 хв. Додайте ще 10 мл води, перемішайте і профільтруйте розчин. З одержаним розчином хлорного вапна виконайте наступні дослід. До 1...2 мл розчину додайте 1...2 краплини індиго. Що в результаті цього відбувається?

12.2. Крізь розчин хлорного вапна пропустіть струмінь вуглекислого газу. Чи буде карбонатна кислота витискувати гіпохлоритну?

12.3. До частини розчину хлорного вапна додайте 1...2 мл розбавленої сульфатної кислоти й обережно понюхайте. Запишіть спостереження та рівняння процесів, що відбулися.

13. Одержання калій хлорату та його властивості

13.1. У стакан на 25...50 мл внесіть 5 мл 50 %-го розчину калій гідроксиду і пропустіть у нього хлор (очищений від хлороводню) до утворення кристалів KClO_3 . Осад відфільтруйте за допомогою скляного фільтру, промийте холодною водою і висушіть при 50 °С.

13.2. До порції одержаних кристалів KClO_3 додайте концентрованої хлоридної кислоти та злегка підігрійте. Спостерігайте за виділенням хлору.

13.3. На керамічній пластинці або порцеляновому черепку обережно змішайте невеличку кількість (~ 0,2 г) кристалів калій хлорату з рівною за об'ємом кількістю цукрової пудри. У витяжній шафі до суміші додайте з піпетки 2...3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Що при цьому відбувається? Про які властивості калій хлорату свідчить цей дослід?

14. Властивості калій бромату

До 1...2 мл розчину калій бромату додайте розбавлений розчин калій броміду. Чи відбувається взаємодія? Підкисліть розчин розбавленою сульфатною кислотою. Як впливає підкислення на взаємодію KBrO_3 з KBr ?

15. Одержання калій йодату

У пробірці приблизно до 0,2 г йоду прилійте 3...5 мл 40 %-го розчину калій гідроксиду та нагрійте до кипіння. Розчин випаріть до виділення білих кристалів KIO_3 , охолодіть та відокремте кристали декантацією. До підкисленої розбавленою сульфатною кислотою

розчину калій йодиду додайте невеличку кількість одержаного калій йодату. Що при цьому спостерігається?

16. Властивості йодатної кислоти

Візьміть три пробірки і в кожен з них налійте розчин йодатної кислоти (1...2 мл). У першу пробірку додайте розчин калій йодиду, в другу — ферум(II) сульфату, в третю — розчин сульфитної кислоти. Які властивості йодатної кислоти можна довести за допомогою цих дослідів?

Синтез сполук галогенів

Одержання безводних хлоридів. Ферум(III) хлорид — FeCl_3 — пелюстки з металевим блиском жовто-зеленого кольору, гігроскопічні. Вони легко розчинні у воді, етиловому спирті, ефірі, ацетоні; температура плавлення (в атмосфері хлору) становить 308°C .

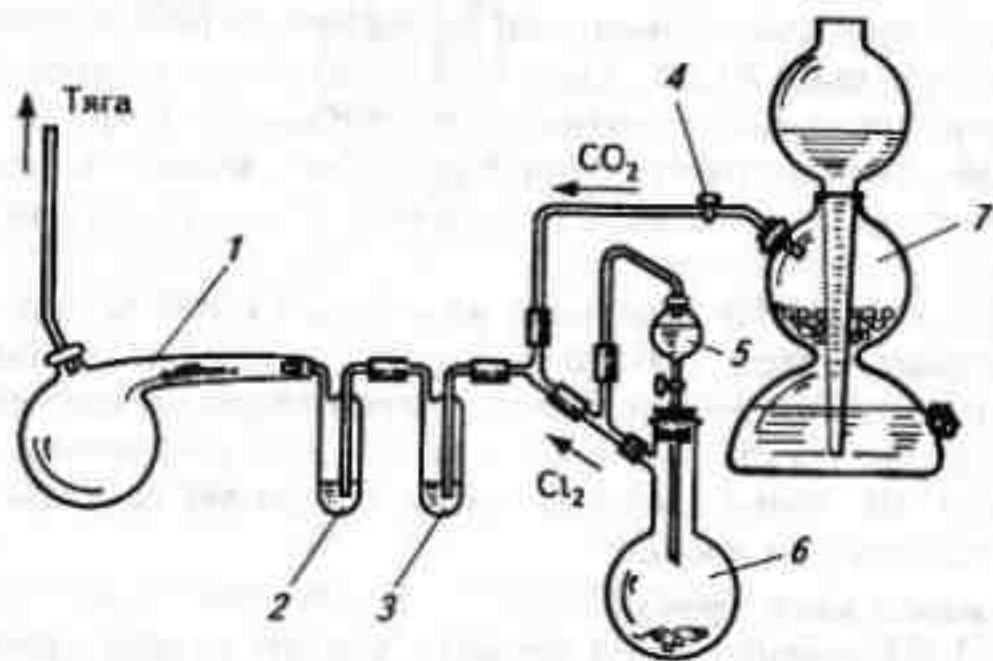


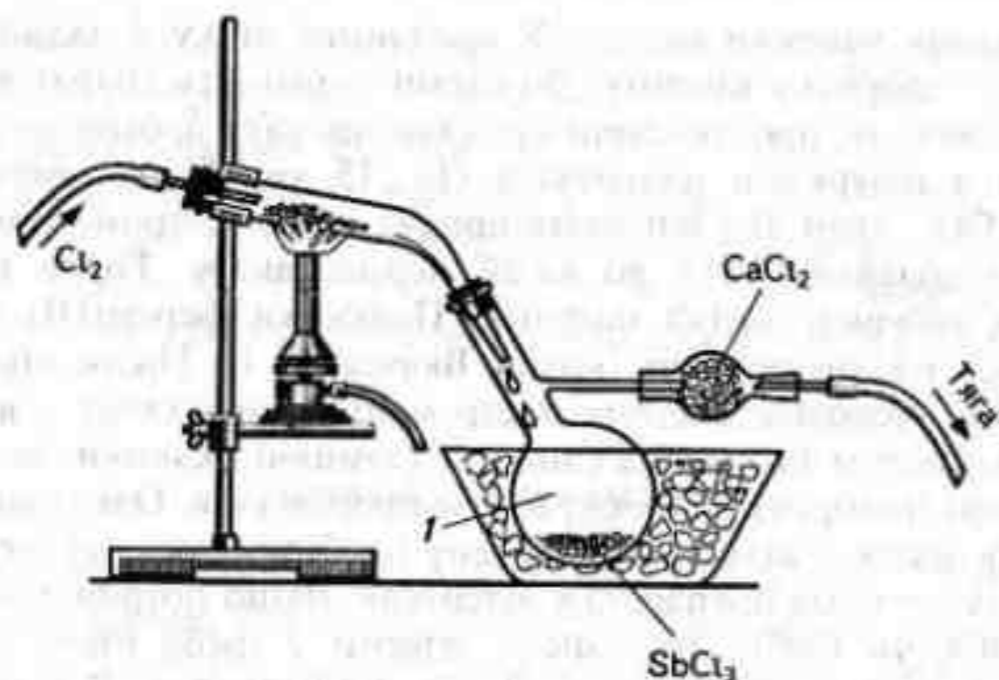
Рис. 42. Прилад для синтезу безводних хлоридів

Зберіть прилад за схемою, що наведена на рис. 42. У шийку колби Вюрца або реторти 1 покладіть наважку залізних ошурок. У промивні склянки 2 та 3 налійте концентровану H_2SO_4 (1/5 частини загального об'єму). У колбу Вюрца 6 помістіть калій перманганат. Кількість його і хлоридної кислоти візьміть із розрахунку одержання п'ятикратного надміру хлору, необхідного для проведення проце-

су хлорування наважки металу. У краплинну лійку 5 налійте концентровану хлоридну кислоту. До схеми підімкніть апарат Кіппа 7, висушіть систему, пропускаючи вуглекислий газ і прогриваючи шийку колби з ошурками пальником (10...15 хв). Потім перекрийте струмінь CO_2 (кран 4) і заповніть прилад сухим хлором, який одержите при додаванні HCl до калій перманганату. Горло реторти, де лежать ошурки, злегка нагрійте. Пелюстки ферум(III) хлориду збираються на дні реторти (колби Вюрца — 1). Після закінчення хлорування охолодіть систему в струмені сухого хлору і витісніть його вуглекислим газом. Від'єднайте промивні склянки, вийміть із горла колби (реторти) залишок, що не прореагував. Одержаний препарат перенесіть у заздалегідь зважену пробірку, закоркуйте і зважте. Розрахуйте вихід препарату у відсотках. Якщо потрібно одержати CrCl_3 , NiCl_2 чи CoCl_2 , то замість реторти 1 треба взяти трубку з тугоплавкого скла (пірекс, кварц) або порцелянову. В керамічний човник треба насипати порошок відповідного металу і помістити в середню частину трубки, котра обігриватиметься за допомогою трубчастої печі. Температура печі контролюється термопарою, регулюється латром і підтримується постійною в процесі хлорування. Для одержання CrCl_3 температура має становити 750°C , для NiCl_2 — $400...450^\circ\text{C}$, для CoCl_2 — 500°C .

Стибій(III) хлорид SbCl_3 — безбарвні ромбічні кристали, $t_{\text{роз}} = 73,3^\circ\text{C}$. Сіль гігроскопічна, на повітрі димить, у воді гідролізує, розчинна у холодному спирті, ефірі, сірковуглеці, добре розчиняє багато речовин. При одержанні SbCl_3 реторту 1 (див. рис. 42) замініть на зігнуту трубку (можна використати алонж), у яку помістіть стибій. З'єднайте її з невеличкою колбою Вюрца (рис. 43 — приймач продукту хлорування). Стибій(III) хлорид збігає у колбу 1, оскільки реакція хлорування супроводжується виділенням теплоти. Після закінчення хлорування у колбу Вюрца додайте трошки порошку стибію $3\text{SbCl}_5 + 2\text{Sb} = 5\text{SbCl}_3$, закрийте пробкою з термометром і здійсніть перегонку SbCl_3 ($t_{\text{пер}} = 216...233^\circ\text{C}$) з повітряним холодильником. Перегнаний SbCl_3 зберіть у зважену ампулу, де він, охолоджуючися, кристалізується у вигляді безбарвних голкоподібних кристалів. Ампулу запаяйте. *Зберігайте стибій(III) хлорид у запаяній ампулі.*

Калій бромат KBrO_3 — безбарвні ромбодричні кристали, $t_{\text{роз}} = 434^\circ\text{C}$. Розчинний у воді, погано розчинний у спирті.

Рис. 43. Прилад для одержання SbCl_3

Напишіть рівняння реакції взаємодії брому з розчином гарячого лугу і зробіть теоретичні розрахунки кількості бром у мілілітрах ($\rho = 3,14 \text{ г/см}^3$) і 40 %-го розчину KOH ($\rho = 1,41 \text{ г/см}^3$), що необхідні для одержання 5 г KBrO_3 . У стакан внесіть необхідну кількість 40 %-го розчину калій гідроксиду та нагрійте. З краплинної лійки повільно, при перемішуванні, додавайте порціями бром. Крізь одержаний розчин пропустіть хлор до насичення: $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$. Для того щоб визначити закінчення процесу взаємодії, відлійте 5 мл розчину, розбавте його водою, прокип'ятіть для вилучення хлору та бром у і додайте 1...2 краплини фенолфталеїну. При цьому фіалкового забарвлення не повинно бути. Розчин, що залишився, охолодіть, кристали KBrO_3 відфільтруйте, промийте холодною водою, висушіть на повітрі і зважте. Одержаний препарат перевірте на наявність у ньому іонів K^+ (натрій гексанітробальтіатом) і іонів BrO_3^- . Невеличку кількість кристалів нагрійте у пробірці і виявіть виділення кисню (проба тліючою скалочкою).

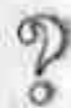
Йодатна кислота HIO_3 — сильна кислота, відома у вигляді безбарвних ромбічних кристалів, $t_{\text{пл}} = 110^\circ\text{C}$. Добре розчинна у воді, але нерозчинна у спирті, ефірі, хлороформі, чутлива до світла. При нагріванні вище 70°C відщеплює воду, а вище 220°C перетворюється на I_2O_5 .

10 г сублімованого йоду нагрійте у конічній колбі з 50 г чистої димучої нітратної кислоти при $70\text{--}80^\circ\text{C}$ до світло-жовтого забарвлення розчину: $3\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 = 6\text{HIO}_3 + 10\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Щоб уникнути випаровування розчину й звітрювання йоду, колбу прикрийте круглодонною колбою з циркулюючою холодною водою. Реакційну суміш випарте до сухого стану на водяній бані, додайте води і повторіть випаровування. Залишок розчиніть у концентрованій HNO_3 , прозорий безбарвний розчин охолодіть на льоду. Для одержання великих кристалів HIO_3 слід повільно випаровувати розчин HIO_3 у 20 %-му розчині HNO_3 при кімнатній температурі, або у вакуумексикаторі з кальцій хлоридом. Кристали HIO_3 відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера, промийте холодною дистильованою водою, висушіть і зважте.

Калій тетрахлоройодид KICl_4 — золотисто-жовті голкоподібні кристали, що плавляться у закритій трубці при 116°C і виділяють при кімнатній температурі на повітрі ICl_3 .

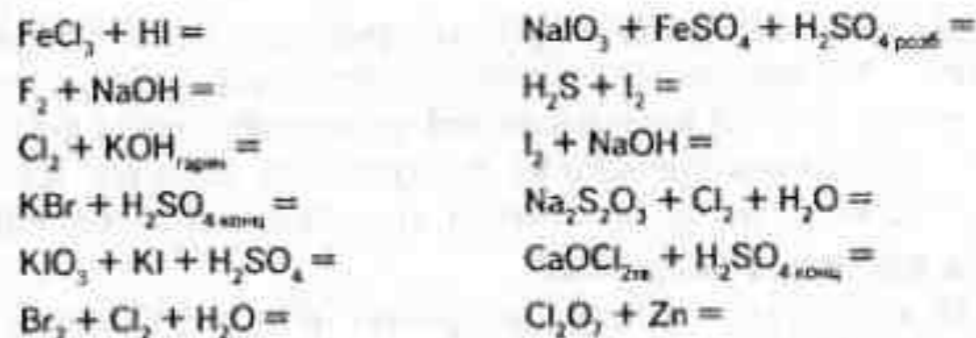
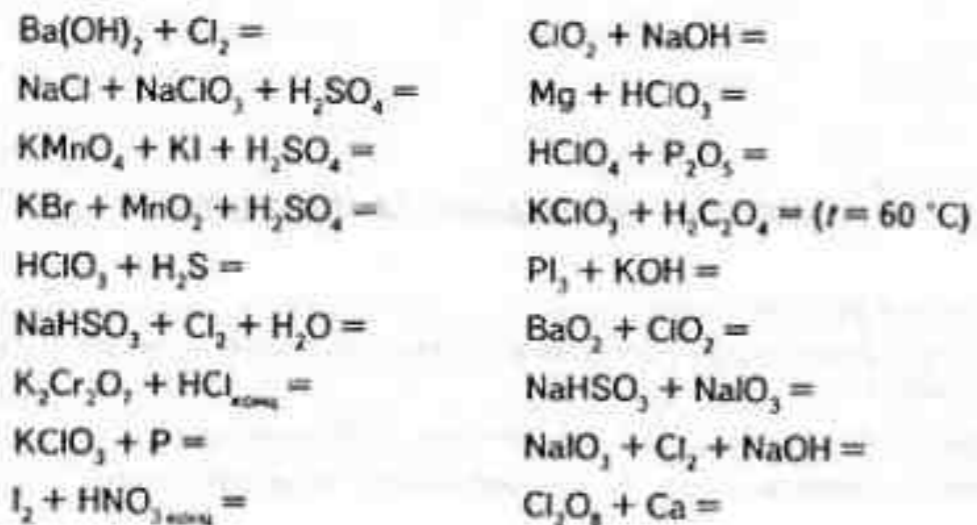
У колбу місткістю 50 мл налейте концентрований розчин калій йодиду, що містить 13 г KI , підкисліть його 2...3 мл концентрованої хлоридної кислоти й охолодіть до $5\text{--}10^\circ\text{C}$. Зважте на технічних терезах колбу з усім її вмістом. Крізь розчин пропустіть струмінь хлору. Його можна одержати при взаємодії калій перманганату з концентрованою хлоридною кислотою: $\text{KI} + 2\text{Cl}_2 = \text{KICl}_4$. Для того щоб уникнути введення надміру хлору (можлива взаємодія $\text{KICl}_4 + \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{KIO}_3 + 6\text{HCl}$), збільшення маси контролюйте зважуванням колби. Приріст маси має становити 11 г. Кристали, що виділилися, відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера на скляному фільтрі, промийте охолодженою концентрованою хлоридною кислотою, висушіть в ексикаторі, зважте і запаяйте в ампулу.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Як можна одержати фтор?
2. Поясніть зміну сили і відновних властивостей розчинів кислот у ряді HF , HCl , HBr , HI .
3. Чому розчини I_2 у CCl_4 і $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ мають різне забарвлення?
4. Чому розчинність йоду у калій йодиді значно вища, ніж у воді?

- При окисненні водного розчину, що містив йони Br^- або I^- , з'явилося жовте забарвлення. Як за допомогою додаткових дослідів довести, який із галогенів виділився при цьому — I_2 чи Br_2 ?
- Чи можна одержати йодоводень, діючи на KI концентрованою H_2SO_4 ?
- Крізь розчин KI тривалий час пропускали хлор. У розчині, що одержали, йоду не виявили. Які процеси мали місце в системі?
- Чи можуть співіснувати в розчині: • сірководень і хлорна вода; • хлороводень і бромна вода; • хлорна вода і бромоводень; • ферум(III) хлорид і калій йодид; • калій йодид і бромна вода?
- Як з I_2 можна одержати йодатну кислоту?
- Як змінюються окиснювальні властивості та сила кислот у ряді HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ?
- Як виявити домішки хлоридів у калій хлораті?
- Які оксиди йоду Ви знаєте?
- Розрахуйте ΔG утворення всіх HNaI . Як вона змінюється від HF до HI ?
- Які сполуки утворюються, якщо насичувати хлором розчин калій гідроксиду при 10 і 70 °C?
- Які з перелічених речовин містяться у бромній воді: Br_2 , HBr , HBrO , HBrO_2 ?
- Які галогеноводні окиснюються концентрованою H_2SO_4 ?
- Які речовини можна використати для висушування Cl_2 , HCl ?
- Як одержати чистий бромоводень?
- Молекула якого з галогеноводнів найбільш полярна і термічно найстійкіша?
- Чому галогеноводні димлять на повітрі?
- Як змінюється концентрація 10 % та 30 %-го розчину HCl при випаровуванні на повітрі?
- Чи можна витіснити йодом хлор і бром з їхніх кисневмісних сполук?
- Допишіть рівняння реакцій:



- Суміш водню та хлору об'ємом 134,7 мл прореагувала без зміни об'єму. Після проходження новоутвореної суміші газів крізь розчин KI виділилося 0,127 г йоду. Знайдіть об'ємний склад вихідної газової суміші. Відп.: $\text{H}_2 = 43,8\%$; $\text{Cl}_2 = 54,2\%$.
- Скільки грамів 5 %-го розчину йоду в спирті знебарвиться 4,7 мл 0,5 н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$? Відп.: 6 г.
- Скільки літрів хлору можна одержати з 2 кг хлорного вапна, що містить 80 % CaOCl_2 ? Відп.: 280 л.
- Визначіть концентрацію йодид-іонів у насиченому розчині плумбум(II) йодиді при 25 °C? D_{PbI_2} при 25 °C = $8,7 \cdot 10^{-9}$. Відп.: $2,59 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
- Для виконання синтезу необхідно одержати 67,2 л хлору (н. у.). Яка кількість $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ та 36 %-го розчину HCl потрібна для цього? Відп.: 294,22 г; 1,201 л HCl .
- Який об'єм 6,8 %-го розчину KClO_3 ($\rho = 1,04$) слід взяти для окиснення 250 мл 21 %-го розчину FeSO_4 ($\rho = 1,22$)? Відп.: 121,7 мл.
- Скільки мілілітрів 20 %-го розчину HCl ($\rho = 1,1$) слід додати до 4 л 0,6 н. HCl для одержання 1 н. розчину HCl ? Відп.: 318 мл.

МАНГАН

I. Одержання мангану алюмотермією

У порцеляновий тигель внесіть 10 г піролюзиту і прожарте його при 800 °C упродовж однієї години. Дайте речовині охолонути і перемішайте у ступці з трьома частинами порошкоподібного алюмінію. Суміш знову пересипте у тигель, ущільніть її, вставте посередині магнієву стрічку, зачищену наждачним папером, і зверху насипте 10 частин запальної суміші. Для одержання цієї суміші обережно змішуйте у стакані 10 частин барій пероксиду з однією частиною порошку магнію (або алюмінію). Тигель закрийте азбестовою кришкою з отвором для магнієвої стрічки, поставте на піщану баню

(дослід проводьте у витяжній шафі), зануривши тигель у пісок на 2/3 його висоти. За допомогою довгої дерев'яної скалки підпаліть магнієву стрічку (дослід виконуйте під контролем викладача). Спостерігайте за бурхливою реакцією відновлення мангану алюмінієм. Після охолодження тигель розбийте і дістаньте корольок мангану.

2. Взаємодія мангану з кислотами

Невеликі шматочки металу, одержані в попередньому досліді (подрібнення у металевій ступці), покладіть у три пробірки. У першу додайте 1...2 мл розбавленої хлоридної кислоти, у другу — розбавленої сульфатної кислоти, у третю — розчин лугу. Спостерігайте за розчиненням мангану в кислотах і відсутністю взаємодії з лугом. Вивчіть взаємодію мангану з розведеною та концентрованою нітратною кислотою. Запишіть спостереження та рівняння реакцій.

3. Одержання та властивості сполук мангану(II)

3.1. *Манган(II) оксид.* У трубку зі скла пірекс покладіть 0,5 г зневодненого манган оксалату і прожарте його у струмені сухого CO_2 або H_2 при 300...400 °С, дайте осаду охолонути. Чи взаємодіє одержаний оксид з кислотами, лугами, повітрям? Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

3.2. *Манган(II) гідроксид.* До 1...2 мл розчину манган(II) хлориду або сульфату додайте розчин лугу. Вивчіть властивості білого осаду, що випадає при цьому: швидке побуріння при контакті з повітрям, окиснення при додаванні бромної води, розчинення у розбавлених кислотах і пасивність до дії лугів. Чи розчиняється $\text{Mn}(\text{OH})_2$ у розчині амоній хлориду? Зробіть висновки відносно окисно-відновних та кислотно-основних властивостей $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

3.3. *Манган(II) сульфід.* До розчину солі мангану(II) додайте розчин амоній сульфід. Чи змінюється колір осаду манган(II) сульфід при тривалому контакті з повітрям? Як взаємодіє свіжоосаджений сульфід із розбавленими кислотами? Чи можна одержати манган(II) сульфід, пропускаючи крізь розчин солі мангану(II) сірководень? Дайте пояснення всім спостереженням.

4. Окиснення солей мангану (II) до семивалентного стану

Для виконання дослідів слід брати 1...3 краплини розведених розчинів солей мангану(II).

4.1. У пробірку помістіть приблизно 0,2 г плюмбум(IV) оксиду, прилийте 2...3 мл розбавленої нітратної кислоти (1 : 3) і 1...2 краплини розчину солі двовалентного мангану та прокип'ятіть суміш. Спостерігайте за зміною забарвлення розчину.

4.2. Налийте у пробірку 2...3 мл розбавленої сульфатної кислоти, додайте 2...3 краплини розчину мангану(II) сульфату, краплю аргентум нітрату і мікрошпатель амоній пероксодисульфату (~ 0,1 г) та нагрійте суміш. Як змінюється забарвлення розчину? Для чого потрібен аргентум нітрат?

4.3. У дуже розведений розчин мангану(II) сульфату, що містить сліди Mn^{2+} , внесіть мікрошпатель (~ 0,1 г) натрій бісмутату та підігрійте. Що в результаті цього спостерігається? Аналогічний дослід виконайте, взявши підкислений розчин манган(II) сульфату. Чи потрібне у цьому разі нагрівання для окиснення мангану? Запишіть рівняння реакцій.

4.4. Візьміть декілька краплин розчину, що містить дуже малі кількості іонів мангану(II), додайте натрій періодату і трохи підігрійте. Спостерігайте за швидкою появою фіалкового забарвлення.

4.5. До розчину, в якому є невелика кількість іонів мангану(II), додайте одну краплю купрум(II) сульфату, 3...4 мл лужного розчину натрій гіпоброміду і трохи підігрійте. Лужний розчин гіпоброміду одержить додаванням до охолодженої бромної води концентрованого розчину натрій гідроксиду. Поясніть перетворення, що відбуваються у розчинах.

5. Одержання та властивості манган(IV) оксиду

5.1. У порцеляновий тигель покладіть приблизно 0,5 г манган(II) нітрату, зневодьте його нагріванням і прожарте при температурі близько 300 °С до повного розкладу солі та припинення виділення нітроген(IV) оксиду. Запишіть рівняння розкладу, а одержаний MnO_2 залишіть для подальших дослідів.

5.2. *Окиснювальні властивості.* У дві пробірки з невеликою кількістю манган(IV) оксиду додайте: в одну — 2...3 мл концентрованої сульфатної кислоти, а в іншу — хлоридної. Обережно підігрійте суміш. Спостерігайте за виділенням із першої кисню (випробування тліючою скалочкою), а з другої — хлору.

5.3. *Відновні властивості.* У тигель покладіть декілька гранул калій гідроксиду та 0,5...1,0 г калій нітрату, суміш розплавте і, не припиняючи нагрівання, внесіть у розплав на кішчику мікрошпателя трошки манган(IV) оксиду. В який колір забарвлюється розплав? Запишіть рівняння процесу, що відбувається.

6. Синтез калій манганату та його окисно-відновні властивості

6.1. В порцеляновий тигель внесіть приблизно 0,1 г калій хлорату, додайте близько 0,2 г калій гідроксиду і нагрійте суміш до одер-

жання розплаву. В розплав обережно внесіть невеличкими порціями 0,1 г манган(IV) оксиду, перемішайте скляною паличкою і прогрійте 2...5 хв. Після охолодження розплаву обробіть його у тиглі невеличкою кількістю води. Прозорий зелений розчин злийте в пробірку і закрийте корком.

6.2. *Властивості калій манганату.* Одержаний розчин калій манганату розлийте у шість пробірок. До розчину в першій пробірці додайте розбавленої оцтової кислоти, розчин у другій пробірці розбавте дистильованою водою і пропустіть крізь нього вуглекислий газ. До розчину в третій пробірці додайте 1...2 мл розчину натрій сульфату і спостерігайте за змінами кольору та випадінням осадів у всіх трьох пробірках. До порції розчину калій манганату у четвертій пробірці додайте сульфатну кислоту або підкислений розчин натрій сульфату і злегка підігрійте, а до розчину у п'ятій — по краплинах додайте хлорну воду. Як змінюється колір розчинів?

У шосту пробірку з розчином калій манганату прилийте насичений розчин барій хлориду. Спостерігайте за утворенням осаду. Напишіть рівняння реакцій усіх процесів.

Сполуки мангану(VII)

1. Термоліз калій перманганату

У пробірці нагрійте декілька кристалів калій перманганату. Який газ виділяється і які тверді речовини залишаються у пробірці? Залишок після охолодження пробірки обробіть невеличкою кількістю води. Чи повністю він розчиняється? Якого кольору розчин? На підставі попередніх дослідів доведіть наявність у розчині калій манганату, а в осаді — манган(IV) оксиду.

2. Одержання і властивості манган(VII) оксиду

Декілька кристалів калій перманганату розітріть у порцеляновій чашці. За допомогою піпетки обережно (у витяжній шафі) додайте 2...3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Кінчик скляної палички змочіть виготовленою сумішшю і піднесіть до чашки з етиловим ефіром. Спостерігайте за його спалахом.

3. Окиснювальні властивості калій перманганату

3.1. *Залежність ступеня відновлення $KMnO_4$ від кислотності середовища.* У три пробірки налийте по 0,5 мл розчину калій перманганату. В першу додайте 0,5 мл 2 н. розчину сульфатної кислоти, у

другу — стільки ж води, а у третю — 40 %-й розчин калій гідроксиду (або натрій гідроксиду). Розчини перемішайте і до кожного додайте приблизно 1 мл натрій сульфату. Чи однаковими є продукти відновлення перманганату? Аналогічні досліди виконайте, взявши замість натрій сульфату натрій йодид. Другу пробірку злегка підігрійте. В усі три пробірки додайте по 0,5 мл бензолу, струсіть їх і дайте постояти. Поясніть спостереження та зробіть висновки, напишіть рівняння реакцій.

3.2. *Утворення сполуки мангану з проміжним ступенем окиснення.* До 1 мл розчину манган(II) сульфату додайте краплинами розчин калій перманганату. Спостерігайте, як утворюється осад і змінюється рН середовища (проба синім лакмусовим папірцем). Запишіть рівняння реакцій.

3.3. *Окиснення різних відновників за допомогою $KMnO_4$ у кислому середовищі.* До невеличкої кількості розчину калій перманганату, підкисленого розбавленою сульфатною кислотою, в окремих пробірках додайте розчини заліза(II) сульфату, калій сульфіду, оксалатної кислоти. Останню пробірку з $H_2C_2O_4$ злегка підігрійте. Що в результаті цього відбувається? Поясніть спостереження та напишіть рівняння відповідних реакцій.

Синтез сполук мангану

Манган оксалат $MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$ — білий кристалічний порошок, погано розчинний у воді. При 100 °С втрачає кристалізаційну воду.

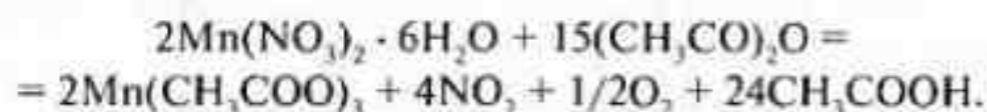
При 60 °С приготуйте насичені розчини калій перманганату та оксалатної кислоти. Влийте 15 мл розчину оксалатної кислоти у колбу, додайте 2 мл 10 %-го розчину оцтової кислоти і 10 мл розчину калій перманганату. Після коагуляції осаду, що виділився, злийте маточний розчин, а осад тричі промийте декантацією дистильованою водою. Відфільтруйте кристали на лійці Бюхнера і висушіть при температурі 80...90 °С. Обчисліть вихід препарату у відсотках.

Калій манганат K_2MnO_4 — чорно-зелені ромбічні кристали, розчинні у розбавленому розчині калій гідроксиду.

У розчин (3 г KOH на 50 мл води), що міститься у конічній колбі ємністю 250 мл, внесіть 10 г калій перманганату і кип'ятіть його до утворення чисто-зеленого забарвлення. Об'єм розчину під час кип'ятіння підтримуйте постійним, періодично додавайте дистильовану воду. Зелений розчин охолодіть до 0 °С (лід), а чорно-зелені

кристали, що випали, відфільтруйте на скляному фільтрі, промийте їх 1 н. розчином калій гідроксиду. Препарат сушіть в ексікаторі над P_2O_5 .

Манган(III) ацетат $Mn(CH_3COO)_3$ — бурі, шовковисті кристали, що легко гідролізують. Одержують його з манган(II) нітрату і оцтового ангідриду:



Суміш із 20 г $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ та 80 г оцтового ангідриду злегка підігривають, збонтовуючи весь час у відкритій круглodonній колбі до початку реакції. (Обережно! Під час реакції йде сильне газовиділення та піноутворення.) Після закінчення реакції й охолодження маслоподібної рідини утворюється коричневий кристалічний порошок. Його необхідно відфільтрувати на скляному фільтрі, промити спочатку оцтовим ангідридом, а потім невеличкою кількістю ефіру. Зберігати в закритому посуді, уникаючи проникнення вологи.

Калій перманганат $KMnO_4$ — чорно-фіалкові кристали з металічним блиском, добре розчинні у воді, етанолі, ацетоні. Калій перманганат — сильний окисник. При нагріванні вище $200^\circ C$ розкладається.

Синтез калій перманганату з відходів його термічного розкладу. 50 г відходів (суміш MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$) розітріть у ступці, перенесіть у колбу ємністю 500 мл, додайте 200 мл води і кип'ятіть, пропускаючи вуглекислий газ, до утворення розчину фіалково-малинового забарвлення. Після осідання осаду відфільтруйте його за допомогою скляного фільтра. Перелийте фільтрат у порцелянову чашку, випаруйте на водяній бані до початку кристалізації та охолодіть. Кристали перманганату відфільтруйте та висушіть. Осад манган(IV) оксиду промийте на фільтрі, висушіть і зважте. Розрахуйте вихід $KMnO_4$ та MnO_2 .

Синтез $KMnO_4$ з MnO_2 . Сплавте у залізному тиглі 40 г КОН з 20 г $KClO_3$. Припиніть нагрівання і внесіть порціями, при перемішуванні залізним дротом, 40 г порошкоподібного MnO_2 . (Обережно! Можливе піноутворення.) Потім прогрійте сплав до затвердіння, прожарте його протягом 5 хв. Після цього одержану масу охолодіть, подрібніть у ступці, перенесіть у стакан чи конічну колбу, додайте до неї 750 мл води і прокип'ятіть у струмені вуглекислого газу:



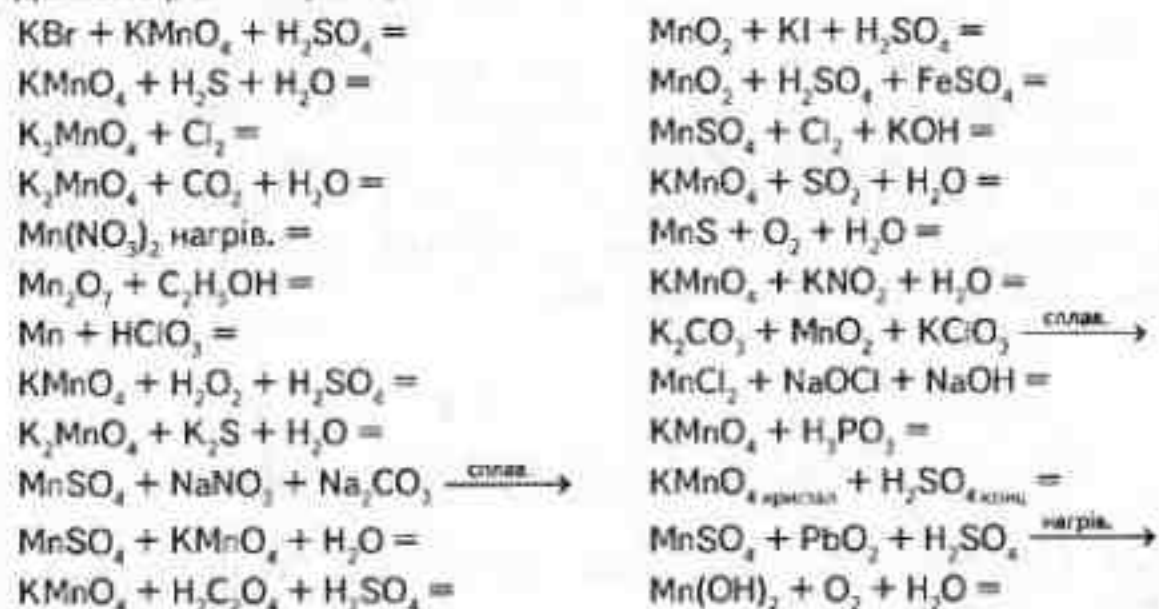
Після осідання осаду MnO_2 розчин профільтруйте крізь лійку зі скляним фільтром. Маточник випаріть на 50 %, знову профільтруйте, перелийте у порцелянову чашку та випарте до початку кристалізації. Проведіть постадійну кристалізацію, відфільтруйте кристали і промийте їх охолодженою водою (перша порція кристалів може бути забруднена калій хлоридом).

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Поясніть, чому манган утворює декілька оксидів, які мають різний хімічний характер.
2. У якому середовищі окиснювальні властивості перманганату виражені сильніше за все?
3. Що спостерігається при додаванні гідроген пероксиду до підкисленого розчину перманганату?
4. Які реакції використовуються для виявлення у розчині слідів мангану(II)?
5. Чи можна одержати калій перманганат, якщо в лабораторії є: калій хлорат, хлор, калій гідроксид, нітратна кислота, калій нітрат, манган(IV) оксид? Якщо можна, то як саме?
6. Який об'єм сульфур(IV) оксиду слід пропустити крізь 200 мл 0,1 М розчину $KMnO_4$ для його знебарвлення ($t = 20^\circ C$, тиск 750 мм рт. ст., або — 100 кПа)?
7. Які процеси відбуватимуться у розчинах калій перманганату з рН, що дорівнює 13; 7; 2, якщо до них додати етиловий спирт?
8. Які реакції і з якою швидкістю відбуваються в розчинах калій манганату після додавання до нього H_2O , CH_3COOH , H_2SO_4 ?
9. Чи може $KMnO_4$ у кислому середовищі окислити: $MnSO_4$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Bi_2(SO_4)_3$, KNO_3 ? Відповідь обґрунтуйте, використавши значення окисно-відновних потенціалів.
10. Які відновники використовують для одержання мангану з оксидів?
11. Яке значення рН водного розчину $MnSO_4$?
12. Як можна одержати Mn_2O_3 ?
13. Які з указаних гідроксидів ($Mn(OH)_2$, $Mn(OH)_3$, $Mn(OH)_4$, $HMnO_3$) взаємодіють із концентрованою HCl та з лугами?
14. У якому середовищі сильніше виявляються окиснювальні властивості MnO_2 ?
15. Які сполуки мають яскраво виражені окиснювальні властивості: $KMnO_4$, MnO_2 , Re_2O_7 , Mn_2O_7 , $MnCl_2$, K_2MnO_4 , $KReO_4$?

16. Допишіть рівняння реакцій:



СІРКА (СУЛЬФУР)

1. Алотропні модифікації сірки

Одержання ромбічної сірки. В суху пробірку налийте 2 мл сірковуглецю CS_2 та внесіть у пробірку приблизно 1 г сірки. Попередньо розітріть її у порцеляновій ступці. Закрийте пробірку пробкою та збовтуйте доти, доки не утвориться насичений розчин сірки в сірковуглеці. Розчинність ромбічної сірки, яка утворюється в CS_2 , становить приблизно 30 г на 100 г розчинника.

Сухою піпеткою відберіть та перенесіть декілька крапель цього розчину на предметне або годинникове скельце. Після випарювання розчинника роздивіться під лупою кристали ромбічної сірки, що утворилися.

! Пам'ятайте! Сірковуглець – рідина, яка легко спалахує. Отрута! Тому всі роботи з цією речовиною слід проводити у витяжній шафі та подалі від відкритого вогню.

Для одержання ромбічної сірки замість сірковуглецю можна взяти бензол, але розчинність сірки в ньому при кімнатній температурі значно нижча, ніж у сірковуглеці. В пробірку помістіть 0,5 г сірки, додайте 2...3 мл бензолу, обережно підігрійте вміст пробірки до початку кипіння бензолу ($80^\circ C$), після чого розчинність сірки в цьому розчиннику значно збільшується. Злийте бензольний розчин сірки в

суху пробірку і спостерігайте за утворенням у ньому кристалів ромбічної сірки. Потім роздивіться їх під лупою.

Одержання моноклінної (призматичної) сірки. Порцеляновий тигель ємністю 3...4 мл заповніть шматочками сірки і встановіть його на порцеляновому трикутнику на тринозі або на кільці штативу. Обережно нагрійте тигель, слідкуйте, щоб сірка не потемнішала (температура плавлення моноклінної сірки $112,2^\circ C$). Після того як вся сірка розплавиться, припиніть нагрівання і при охолодженні розплаву слідкуйте за утворенням на стінках тигля кристаліків моноклінної сірки. Залишки розплавленої сірки злийте в склянку з холодною водою, а голчасті кристали моноклінної сірки, що залишилися на стінках склянки, роздивіться під лупою.

Одержання пластичної сірки. Пробірку наповніть на $1/3$ її об'єму шматочками сірки та обережно нагрівайте. Слідкуйте за зміною в'язкості та кольору розплавленої сірки. Спочатку (до $160^\circ C$) утворюється рухлива жовта рідина, в'язкість якої різко збільшується з підвищенням температури вище $160^\circ C$ і досягає максимуму при $187^\circ C$. Розплавлена маса темнішає внаслідок розкриття кілець молекул сірки й утворення ланцюгів макромолекул сірки. При температурі $445^\circ C$ сірка кипить з утворенням жовто-помаранчової пари.

Киплячу сірку вилийте тонкою цівкою в стакан з холодною водою. Застигла маса і є аморфною пластичною сіркою, яка з часом при кімнатній температурі переходить у стійку ромбічну сірку.

2. Взаємодія сірки з лугами

У пробірку помістіть 0,1 г порошку сірки та налийте 1...2 мл концентрованого розчину натрій гідроксиду. Суспензію, що одержали, кип'ятіть до повного розчинення сірки. Пробірку з розчином охолодіть холодною водою та додайте до нього 1...2 краплі калій перманганату. Що при цьому відбувається з калій перманганатом?

Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

3. Сірководень. Сірководнева кислота. Сульфід

3.1. Одержання сірководню та його горіння. Пробірку наповніть на $1/5$ його об'єму дрібними шматочками залізо(II) сульфідіду та закріпіть її на штативі. Налийте в пробірку 2...3 мл концентрованої хлоридної кислоти та швидко закрийте пробкою з вмонтованою в неї газовідвідною конусоподібною трубкою. Сірководень, який виділяється, підпаліть та піднесіть до полум'я дно порцелянної чашки, наполовину заповненої водою. Спостерігайте за утворенням на поверхні чашки жовтого нальоту елементарної сірки. Залишіть

чашку і над полум'ям сірководню потримайте змочену водою смужку синього лакмусового паперу. Чи змінює забарвлення індикаторний папір? Напишіть рівняння реакцій повного згоряння сірководню. Чому для одержання сірководню не можна використовувати нітратну кислоту?

3.2. *Одержання сірководневої кислоти (сірководневої води).* Наповніть пробірку наполовину водою та пропустіть крізь неї сильний струмінь сірководню з апарату Кіппа або зі змонтованого приладу для одержання сірководню — пробірки з газовідвідною трубкою (див. рис. 21).

За допомогою індикаторів доведіть наявність кислотних властивостей одержаного розчину. Запишіть рівняння реакцій дисоціації сірководневої кислоти, вирази для констант дисоціації та їх чисельне значення (див. додаток, табл. 5). Яка це кислота — сильна чи слабка?

Відлийте частину розчину в іншу пробірку та залиште її до кінця заняття. Поясніть появу білої каламуті в цій пробірці.

3.3. *Якісна реакція на сульфід-іони.* Змочіть смужку фільтрувального паперу розчином нітрату або плюмбум(II) ацетату та спрямуйте на неї струмінь сірководню з апарата Кіппа. Чому папір чорніє?

3.4. *Відновні властивості сірководневої кислоти.* В три пробірки налейте по 0,5 мл підкислених 0,2 н. розчином сульфатної кислоти розчинів калій перманганату і дихромату та бромну воду. В кожну пробірку додайте сірководневу воду до зникнення забарвлення калій перманганату, переходу оранжевого забарвлення калій дихромату в зелене та до знебарвлення бромної води. В усіх пробірках спостерігайте за утворенням вільної сірки. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

3.5. *Одержання сульфідів металів.* У пробірки налейте по 0,5...1,0 мл розчинів солей кадмію(II), купруму(II), плюмбуму(II), стануму(II), мангану(II), феруму(II) та бісмуту(III).

У кожну пробірку налейте по 1 мл сірководневої води або пропустіть крізь розчини струмінь сірководню. Спостерігайте за утворенням осадів сульфідів кадмію, купруму, плюмбуму, стануму та бісмуту. Як реагує сіль феруму(III) з сульфід-іонами? Чому не утворюються осаді манган(II) і ферум(II) сульфідів? Мотивуйте відповідь, розраховавши таку рівновагу:



Під час розрахунку користуйтеся такими даними: концентрація йонів водню, які утворилися внаслідок реакції обміну, дорівнює

0,1 моль/л; значення добутків розчинності MnS та FeS , а також $K_{\text{дис}}$ сірководневої кислоти візьміть в табл. 4 та табл. 5 додатка. Розчини в пробірках із солями мангану(II) та феруму(II) нейтралізуйте розчином амоніаку. Чому з'являються осаді сульфідів цих металів?

Проведіть досліди з одержання сульфідів тих самих металів, використовуючи амоній сульфід як джерело сульфід-іонів. Відмітьте різницю у поведінці солей мангану(II) та феруму(II) під час їхньої взаємодії з $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ і H_2S . Напишіть рівняння реакцій одержання сульфідів у молекулярній та йонній формах. Який колір мають одержані сульфідні?

Вивчіть розчинність сульфідів у хлоридній та нітратній кислотах. Для цього поділіть осаді сульфідів на дві частини. До однієї з пробірок прилийте 1...2 мл концентрованої хлоридної, а до іншої — такий самий об'єм концентрованої нітратної кислот. Залишіть результати спостережень та поясніть різницю в механізмах розчинення сульфідів металів у різних кислотах.

3.6. *Одержання сульфідів прямою взаємодією металу з сіркою.* Насипте 2...3 г сірки в суху пробірку, закріпіть її в лапці штатива та нагрійте до кипіння. Візьміть шипцями шматочок мідної фольги, нагрійте її на полум'ї та внесіть у отвір пробірки. Спостерігайте за інтенсивним горінням міді у парах сірки внаслідок утворення купрум(I) сульфідів.

На технічних терезах зважте 0,5 г порошку сірки та 1 г цинкового пилу і приготуйте з них на паперовому фільтрі суміш, перемішуючи компоненти скляною паличкою. Суміш перенесіть у порцеляновий тигель, на металеву пластинку або на азбестову сітку та запаліть її нагрітою скляною паличкою. Спостерігайте за інтенсивним горінням суміші з утворенням білого диму цинк сульфідів. Який ще продукт сірки утворюється за цих умов? Визначте його за запахом.

3.7. *Одержання і гідроліз натрій сульфідів.* В промисловості Na_2S одержують відновленням натрій сульфату коксом. Зважте 3 г безводного Na_2SO_4 і 1 г деревного вугілля. Суміш розітріть у порцеляновій ступці та перенесіть її у порцеляновий тигель. Поставте тигель на трикутник, закрийте його кришкою і нагрівайте протягом 20 хв. Охолодіть тигель, знову розітріть продукт у ступці та перенесіть його у стакан ємністю 50 мл. Налийте 10...15 мл дистильованої води й добре перемішайте скляною паличкою. Відфільтруйте вугілля, яке не прореагувало, а розчин залиште для наступних дослідів.

Доведіть, що одержаний розчин містить сіль сірководневої кислоти. Для цього у пробірку відлийте 1 мл розчину та додайте до нього хлоридну кислоту. За запахом, а також за реакцією з розчином солі п्लомбуму доведіть виділення H_2S .

Відлийте частину розчину в іншу пробірку та визначте середовище розчину солі за допомогою універсального індикаторного паперу або фенолфталеїну. Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу натрій сульфідру. Розчин натрій сульфідру, що залишився, збережіть для інших дослідів.

4. Гідроліз алюмінію та хром(III) сульфідів

У дві пробірки налійте по 1 мл розчинів алюмінію та хром(III) сульфатів і в кожен додайте по 1 мл розчину натрій сульфідру.

До отвору пробірки піднесіть смужку фільтрувального паперу, змоченого розчином п्लомбум(II) нітрату. Який склад осадів, що утворюються внаслідок гідролізу алюмінію та хром(III) сульфідів?

5. Одержання та властивості натрій персульфідру (полісульфідру)

5.1. У стакан ємністю 50 мл внесіть приблизно 1 г сірчаного цвіту, додайте до нього кілька краплин етанолу (для кращого змочування сірки водним розчином) і 10...15 мл концентрованої розчину натрій сульфідру. Поставте стакан на азбестову сітку та обережно кип'ятіть суспензію доти, доки не утвориться темно-коричневий розчин натрій полісульфідру (переважно це Na_2S_2). Гарячий розчин натрій полісульфідру відфільтруйте від сірки, яка не прореагувала, і використайте його в наступних дослідів.

5.2. У пробірку налійте 0,5 мл розчину натрій полісульфідру і додайте до нього 2 н. розчин хлоридної кислоти до кислої реакції. Спостерігайте за виділенням вільної сірки та сірководню (проба з розчином солі п्लомбуму).

5.3. Внаслідок реакції обміну між амоній сульфідом та станум(II) хлоридом утворюється станум(II) сульфід. Яке забарвлення сульфідру, що одержали? Розділіть осад на дві частини. До першої пробірки додайте розчин натрій сульфідру, а до другої — натрій полісульфідру з попереднього дослідів. Якщо осад станум(II) сульфідру в розчині натрій полісульфідру розчиниться не повністю, обережно злийте розчин з осаду SnS в іншу пробірку та додайте до нього хлоридну кислоту. Яке забарвлення має осад і який його склад?

Напишіть рівняння реакцій. Які властивості проявляє натрій полісульфід під час взаємодії його зі станум(II) сульфідом?

Сульфур(IV) оксид. Сульфатна кислота

Всі дослідів проводьте у витяжній шафі!

1. Одержання сульфур(IV) оксиду

У пробірку помістіть декілька кристалів натрій сульфідру і додайте кілька краплин розведеної сульфатної кислоти. Який запах газу, що виділяється? Піднесіть до отвору пробірки змочену водою смужку синього лакмусового папірця. Чи змінився його колір?

2. Окиснення магнію сульфур(IV) оксидом

Зберіть прилад для одержання газоподібних речовин (див. рис. 21). У колбу Вюрца 1 помістіть розраховану кількість мідних ошурок для одержання 2...3 л SO_2 . Промивну склянку 2 заповніть на 1/5 об'єму водою, а склянку 3 — на 1/3 об'єму концентрованою сульфатною кислотою. Для збирання SO_2 використайте суху склянку 4 ємністю 0,5 л. Через лійку в колбі Вюрца налійте розрахований за масою міді об'єм концентрованої сульфатної кислоти з 20 %-м надлишком. Поставте колбу 1 на азбестову сітку, закріпіть її на штативі й нагрівайте. Після початку інтенсивного виділення газу зменшіть полум'я пальника, однак слідкуйте, щоб виділення газу не припинялося. *Задля безпеки опустіть раму витяжної шафи.* Після наповнення склянки сульфур(IV) оксидом кінець газовідвідної трубки опустіть майже до дна склянки та закрийте її скляною пластинкою. Щоб запобігти всмоктуванню води з промивної склянки 2 до колби 1 вимкніть газовий пальник та від'єднайте промивну склянку від колби. Прилад залиште розібраним для наступних дослідів.

Відкрийте склянку, яка наповнена оксидом сірки(IV), візьміть щипцями ошурку магнію, підпаліть її і швидко опустіть у склянку. Магній продовжує горіти в атмосфері SO_2 . Напишіть рівняння реакції окиснення магнію сульфур оксидом. Які властивості — окиснювальні чи відновні — проявляє SO_2 у цій реакції?

3. Одержання рідкого сульфур(IV) оксиду

3.1. Для одержання рідкого SO_2 (температура кипіння якого становить $-10^\circ C$) використайте прилад з попереднього дослідів. Якщо необхідно, внесіть до колби Вюрца 1 додатково 5...7 г мідних ошурок та 12...15 мл концентрованої сульфатної кислоти.

Від'єднайте промивну склянку 2 від колби Вюрца та промивної склянки 3 із сульфатною кислотою (див. рис. 21). До склянки 3 з концентрованою сульфатною кислотою приєднайте U-подібну труб-

ку та помістіть її в склянку з охолоджуючою сумішшю (рис. 44), температура якої має бути нижчою за -10°C .

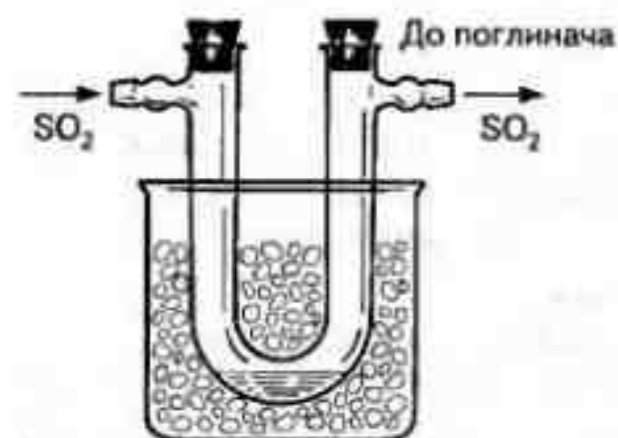


Рис. 44 Прилад для одержання рідкого SO_2

Якщо U-подібна трубка відсутня, до промивної склянки з H_2SO_4 приєднайте за допомогою гумової трубки скляну трубку та опустіть її до дна пробірки, яку помістіть в охолоджуючу суміш. Слідкуйте за тим, щоб температура охолоджуючої суміші не перевищувала -10°C . Через деякий час у U-подібній трубці почне конденсуватися рідкий сульфур(IV) оксид.

Рідкий сульфур(IV) оксид добре розчиняє багато органічних і неорганічних сполук. У ньому, наприклад,

добре розчиняється стибій(III) хлорид, йодиди та тиоціанати амонію.

Рідкий SO_2 , що одержали, розлийте у дві пробірки та знову помістіть їх в охолоджуючу суміш.

3.2. Дослідіть розчинність калій йодиду в рідкому сульфур(IV) оксиді (розчинність KI в SO_2 становить 2,5 моль на 1000 г). Калій йодид частково взаємодіє з розчинником:



Для цього в пробірку, що містить рідкий SO_2 , внесіть кристали калій йодиду; вміст пробірки перемішайте скляною паличкою.

3.3. В іншу пробірку, що містить рідкий SO_2 , додайте краплями такої самий об'єм води. Перемішайте вміст пробірки. Чи розчиняється вода в рідкому SO_2 , чи утворюється двофазна система (розчинність води у рідкому SO_2 становить 3 г води на 100 г оксиду).

4. Одержання сульфїтної кислоти

Основна маса розчиненого у воді сульфур оксиду перебуває у вигляді гідрату $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Утворення та дисоціацію сульфїтної кислоти можна записати так:



Для одержання розчину сульфїтної кислоти використайте прилад для одержання газів (див. рис. 21). Наповніть $3/4$ об'єму пробірки дистильованою водою і пропустіть у неї струмінь сульфур(IV) оксиду. При цьому опустіть на дно пробірки скляну газовідвідну трубку приладу для одержання газів (див. рис. 21). Отвір пробірки закрийте жмутом вати. Воду насичуйте сульфур(IV) оксидом протягом 5...7 хв і слідкуйте, щоб розчин із пробірки не затягнуло в промивну склянку з концентрованою сульфатною кислотою.

Після завершення пропускання SO_2 закрийте пробірку пробкою та збережіть розчин для наступних дослідів. У дві пробірки налийте по 1 мл розчину сульфїтної кислоти і додайте до одної кілька крапель розчину нейтрального лакмусу, а до іншої — шматочок магнієвого ошурка. Напишіть рівняння взаємодії магнію з кислотою та вираз для її поетапних констант дисоціації, чисельні значення яких наведені вище.

5. Одержання солей сульфїтної кислоти

У три пробірки налийте по 1 мл розчинів сульфїтної кислоти, натрій сільфїту та натрій сульфату. В кожну з них додайте по декілька крапель барій хлориду. Спостерігайте за утворенням білих осадів. До кожної пробірки додайте по 1 мл розведеної хлоридної кислоти. Відзначте різницю у взаємодії барій сульфїту та сульфату з хлоридною кислотою. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах. Поясніть (можливе) неповне розчинення BaSO_3 в хлоридній кислоті.

Налийте в пробірку 1 мл розчину кальцій гідроксиду. Додайте до нього трошки розчину сульфїтної кислоти до появи осаду. Додайте до осаду надлишок кислоти і пропустіть струмінь SO_2 до розчинення осаду. Чим пояснити розчинення осаду кальцій сульфїту?

6. Відновні властивості сульфїтної кислоти та її солей

6.1. У чотири пробірки налийте по 0,5 мл розчинів йодної та бромної води, калій перманганату та дихромату. До останньої пробірки додайте декілька крапель розведеної сульфатної кислоти. Потім до всіх пробірок долийте розчин H_2SO_3 або Na_2SO_3 . Спостерігайте за знебарвленням розчинів у перших трьох пробірках та перехідом оранжевого забарвлення калій дихромату в зелене в останньому досліді. Напишіть рівняння реакцій.

6.2. В одну пробірку налийте 1...2 мл розчину сульфїтної кислоти, а в іншу внесіть декілька грамів плюмбум нітрату і закрийте

пробкою з вмонтованою в неї газовідвідною трубкою, зігнутою під кутом 90° . Закріпіть пробірку з плюмбум нітратом на штативі під кутом 45° та нагрівайте до розкладу солі. Заповніть пробірку з розчином H_2SO_4 нітроген(IV) оксидом бурого кольору, який виділяється. (*Увага! Газовідвідну трубку не слід занурювати в розчин кислоти.*) Коли пробірка наповниться нітроген(IV) оксидом, закрийте її пробкою та добре збовтайте розчин H_2SO_4 до повного зникнення бурого забарвлення NO_2 . До одержаного розчину додайте декілька крапель розчину барій хлориду і перевірте розчинність осаду, що випав, у концентрованій хлоридній кислоті. Чи пройшло окиснення сульфат-іонів до сульфат-іонів під дією нітроген(IV) оксиду на розчин сульфатної кислоти?

7. Окиснювальні властивості сульфур(IV) оксиду та сульфатної кислоти

7.1. До 1 мл розчину сульфатної кислоти додайте 1...2 мл сірководневої води. Чому розчин мутніє? Чим пояснити, що з часом білий опалесцентний осад перетворюється на жовтий? Яка формула молекули сірки при кімнатній температурі та яка її будова?

7.2. У пробірку налийте 1...2 мл розчину хлоридної кислоти (1 : 1), пропустіть крізь нього струм сульфур(IV) оксиду і внесіть у пробірку 1...2 шматочки гранульованого цинку. Через кілька хвилин частину розчину злийте в іншу пробірку та доведіть наявність у ньому сірководню. Яке значення цинку в цій реакції?

Сполуки сульфуру (VI)

1. Взаємодія сульфатної кислоти з металами

1.1. *Взаємодія розведеної сульфатної кислоти з металами.* В три пробірки внесіть шматочки міді, заліза та цинку. В кожен з них додайте по 2 мл розведеної (1 : 3) сульфатної кислоти. Якщо реакція протікає повільно, підігрійте вміст пробірки. Чому мідь не реагує з розведеною сульфатною кислотою?

Відповідь умотивуйте, порівнюючи величини стандартних електродних потенціалів водню та металів, які було використано в досліді.

1.2. *Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з металами.* Як і в попередньому досліді, внесіть у три пробірки по кілька шматочків тих самих металів (Zn, Fe, Cu). Додайте до них по 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. *Зверніть увагу на те, що на холоді жоден із металів практично не реагує з концентрованою сульфатною кисло-*

тою. Підігрійте трохи пробірки і спостерігайте за енергійною взаємодією всіх металів із концентрованою сульфатною кислотою. Визначте за запахом, які газоподібні продукти виділяються (*при цьому будьте обережними!*). Свої припущення підтвердіть такими дослідями: піднесіть спочатку до отвору кожної пробірки синій лакмусовий папірець, змочений у воді, а потім — смужку фільтрувального паперу, змочену розчином плюмбум нітрату. В якому разі продуктом відновлення сульфатної кислоти є сірководень?

При взаємодії цинку з концентрованою сульфатною кислотою на холодніших частинах пробірки спостерігайте за утворенням жовтого нальоту вільної сірки. Напишіть рівняння реакцій цинку з концентрованою сульфатною кислотою, якщо можуть утворюватися такі продукти відновлення сульфатної кислоти: сірководень; елементарна сірка; сульфур(IV) оксид.

Сульфат якого заліза (дво- чи тривалентного) утвориться? Для відповіді на ці запитання одну пробірку з одержаним розчином охолодіть, а до іншої на $1/2$ її об'єму додайте дистильованої води. Злийте розчин солі заліза в пробірку з водою та проведіть із розчинами якісні досліді на йони Fe^{2+} та Fe^{3+} , використовуючи для цього розчини солей KSCN , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Які з розчинів цих солей є якісними реагентами на йони Fe^{2+} , а які — на йони Fe^{3+} ? Напишіть рівняння реакцій.

2. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з неметалами

У дві сухі пробірки покладіть по декілька шматочків сірки та вугілля, прилийте до них по 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. Пробірки обережно нагрійте та спостерігайте за поступовим окисненням неметалів. Які продукти утворюються внаслідок окиснення сірки та вугілля? Для реакції окиснення сірки концентрованою сульфатною кислотою продукт окиснення визначте за запахом.

3. Дегідратуючі властивості концентрованої сульфатної кислоти

3.1. На аркуші фільтрувального паперу скляною паличкою зробіть напис або малюнок розчином розведеної сульфатної кислоти. Висушіть папір, тримаючи його високо над полум'ям пальника. Чому папір чорніє в місцях, які змочили розчином сульфатної кислоти?

3.2. У широку пробірку насипте 1...2 г цукрової пудри, змочіть її при перемішуванні 10...15 краплями води до утворення густої маси, а потім додайте до неї 1...2 мл концентрованої сульфатної кислоти.

Спостерігайте, як чорніє цукрова маса і одночасно нагрівається. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що сульфатна кислота відщеплює від молекул цукру воду та водночас частково окиснює цукор до вуглецю та карбон(IV) оксиду. За запахом підтвердіть, що продукт відновлення сірки — сульфур(IV) оксид.

4. Термічна стійкість сульфатів та дисульфатів

У порцеляновий тигель помістіть 1 г гептагідрату залізо(II) сульфату та при поступовому збільшенні полум'я пальника інтенсивно прожарте тигель. Коли почнеться виділення газу, піднесіть до отвору тигля вологу смужку універсального індикатора. Як змінилося забарвлення індикатора і чому? Аналогічний дослід зробіть з пентагідратом купрум(II) сульфату. Як змінюється забарвлення мідного купоросу і чому? Напишіть рівняння дегідратації та термічної дисоціації обох солей.

Проведіть додатковий експеримент термічного розкладу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. У суху пробірку 1 помістіть 1 г солі та закріпіть її на штативі у вертикальному положенні. Другу пробірку 2 закріпіть отвором донизу під кутом $130^\circ \dots 150^\circ$ до першої так, щоб вона не торкалася пробірки з $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (рис. 45). Повільно нагрійте пробірку 1. Спочатку випаровується більша частина кристалізаційної води:



пара якої частково потрапляє в пробірку 2 і там конденсується. При температурі вище за 250°C сіль повністю зневоднюється та починається розклад безводного залізо(II) сульфату. Сульфур(VI) оксид теж частково потрапляє в пробірку 2 і утворює з водою сульфатну кислоту. Наявність сульфатної кислоти доведіть експериментально.

У порцеляновий тигель помістіть кілька грамів натрій або калій дисульфату та сильно нагрійте. Піднесіть до тигля вологу смужку універсального індикатора. Якого забарвлення вона набуває?

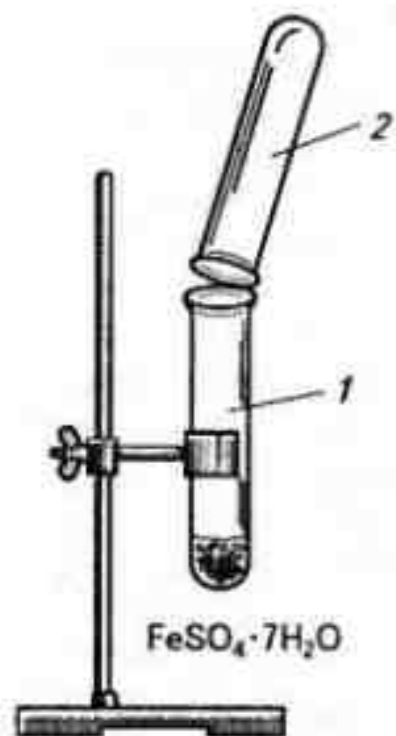


Рис. 45. Прилад для конденсації продуктів розкладу залізного купоросу

5. Одержання розчинних сульфатів металів із їхніх оксидів

5.1. У порцеляновий тигель помістіть 0,1...0,2 г купрум(II) оксиду і 1...2 г калій дисульфату та перемішайте їх. Тигель прожарюйте на газовому пальнику доти, доки весь купрум(II) оксид не прореагує з калій дисульфатом і не утвориться прозорий зелений розплав. Після охолодження тигля помістіть його в склянку з водою та прокип'ятіть до повного розчинення плаву. Потім проведіть досліди з визначення іонів Cu^{2+} у розчині: візьміть декілька краплин розчину та додайте до нього розчин амоніаку до утворення інтенсивного синього забарвлення. Яка сполука купруму утворюється? Напишіть рівняння реакції.

5.2. Аналогічний дослід взаємодії з калій дисульфату проведіть з оксидом цинку. Сплавлення ZnO з $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ слід проводити до одержання безбарвного прозорого розплаву. Після його охолодження розчиніть плав у воді і доведіть наявність іонів Zn^{2+} , осаджуючи цинк і сульфур гідроксид.

Якщо в лабораторії немає калій дисульфату, для перетворення купрум(II) та цинк оксидів у сульфати використовуйте KHSO_4 , який одержують при змінюванні еквімолярних кількостей калій сульфату і концентрованої сульфатної кислоти.

6. Властивості натрій тіосульфату

6.1. В пробірку налейте 1 мл розчину натрій тіосульфату і додайте до нього такий самий об'єм розведеної 2 н. хлоридної або сульфатної кислоти. Через деякий час спостерігайте утворення білого осаду (забарвлення осаду з часом переходить у жовте) елементарної сірки. Який газ при цьому виділяється? На підставі цього досліду зробіть висновок про стійкість тіосульфатної кислоти. До якого типу належить реакція розкладу цієї кислоти? Напишіть рівняння реакції.

6.2. У дві пробірки налейте по 0,5 мл бромної та йодної води. До кожної додайте розчин натрій тіосульфату до знебарвлення вмісту пробірок. У чому полягає зовнішня різниця цих дослідів? Які продукти утворюються при взаємодії натрій тіосульфату з бромом та йодом? Доведіть наявність сульфат-іонів, що утворюються внаслідок взаємодії з бромною водою. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

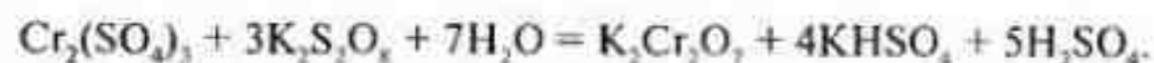
6.3. У двох пробірках за допомогою реакцій обміну між кількома краплинами розчинів аргентум нітрату та натрій або калій хлоридом і бромідом отримайте осад аргентум хлориду та броміду. Додайте до

них розчин натрій тіосульфату до їх повного розчинення. Напишіть рівняння реакцій розчинення галогенідів срібла, якщо внаслідок реакцій утворюються стабільні та розчинні у воді комплексні аніони $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$. Напишіть схему дисоціації та вираз повної константи утворення і константи нестійкості цього комплексного аніону. Величину константи нестійкості комплексу наведено в табл. 5 додатка.

7. Властивості пероксодисульфатів

7.1. У пробірку з кількома краплями калій йодиду додайте стільки ж розчину калій або амоній пероксодисульфату. Спостерігайте за зміною забарвлення розчину. Що утворюється внаслідок окиснення калій йодиду калій пероксодисульфатом? Поділіть вміст пробірки на дві частини. До однієї частини додайте 1 мл бензолу або чотирихлористого вуглецю та збовтайте. Дайте розчину відстоятися до розділення органічної та водної фаз. Що при цьому спостерігається? До іншої частини розчину прилийте розчин натрій тіосульфату до знебарвлення. Напишіть рівняння реакцій.

7.2. До 5...7 краплин розчину хром(III) сульфату, підкисленого розведеною сульфатною кислотою, додайте 1...2 краплі розчину аргентум нітрату (каталізатор). Пробірку нагрійте, внесіть кілька кристалів амоній або калій пероксодисульфату та знову нагрійте. При цьому спостерігається перехід зеленого забарвлення солі хрому(III) в оранжеве, який зумовлений окисненням хрому:



7.3. До пробірки внесіть одну краплю розчину солі мангану(II), розведіть водою до 1 мл та додайте 2...3 краплі розчину аргентум нітрату. Вміст пробірки нагрійте і внесіть до неї трохи сухого калій або амоній пероксодисульфату. Спостерігайте за появою забарвлення, характерного для іонів MnO_4^- . Цю реакцію використовують для якісного та кількісного визначення мангану.

Синтез деяких сполук сірки

Сульфур(II) хлорид S_2Cl_2 — олісподібна рідина золотистого кольору, у вологому повітрі димить внаслідок гідролізу, розчиняється у сірковуглеці, температура плавлення -77°C , температура кипіння 138°C ; використовується як розчинник при вулканізації гуми.

У витяжній шафі зберіть прилад, який складається з двох колб Вюрца, двох промивних склянок та приймача (рис. 46). Промивну склянку 2 заповніть на 1/3 об'єму дистильованою водою для поглинання хлороводню, а в склянку 3 налійте такий самий об'єм концентрованої сульфатної кислоти для осушення хлору, який надходить з колби 1. В колбу 4 ємністю 50...100 мл помістіть 5 г черенкової сірки і, обертаючи її, нагрійте, щоб розплавлена сірка вкрила стінки колби. Гумовими трубками з'єднайте колбу 4 з частиною приладу, яка призначена для одержання та осушення хлору (до склянки 3), та з колбою-приймачем 5 ємністю 50 мл, яку помістіть у склянку з водою. Приймач закрийте пробкою з двома отворами, в які перед цим вставлено дві оплавлені скляні трубки. Довшу трубку з'єднайте з колбою 4, а коротшу — з хлоркальцієвою трубкою 6, яку наповніть прожареним CaCl_2 . Газовідвідну трубку колби 4 опустіть майже до дна колби. Закріпіть усі частини приладу в лапках штативу, надавши йому жорсткої конструкції. В колбу 1 помістіть манган(IV) оксид, закрийте її пробкою, в яку вставте крапельну лійку 7, та налійте в колбу 1 концентровану хлоридну кислоту. Відрегулюйте полум'я пальника так, щоби при нагріванні колби 1 виділявся помірний та рівномірний струм хлору, і починайте потроху підігрівати полум'ям пальника ті частини колби 4, де міститься сірка. Через

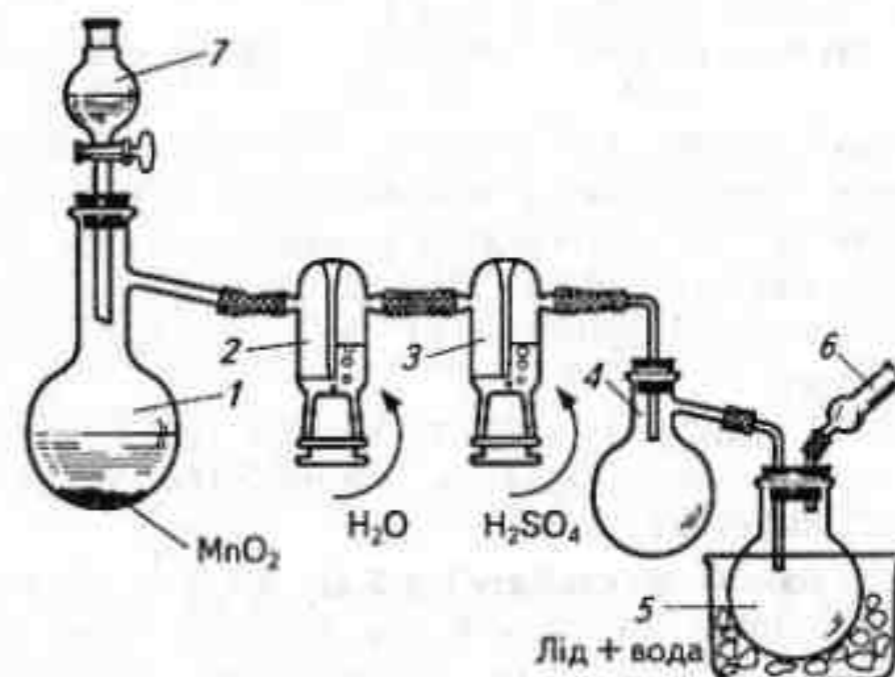


Рис. 46. Прилад для одержання S_2Cl_2

дифузією з колби 1. В колбу 4 ємністю 50...100 мл помістіть 5 г черенкової сірки і, обертаючи її, нагрійте, щоб розплавлена сірка вкрила стінки колби. Гумовими трубками з'єднайте колбу 4 з частиною приладу, яка призначена для одержання та осушення хлору (до склянки 3), та з колбою-приймачем 5 ємністю 50 мл, яку помістіть у склянку з водою. Приймач закрийте пробкою з двома отворами, в які перед цим вставлено дві оплавлені скляні трубки. Довшу трубку з'єднайте з колбою 4, а коротшу — з хлоркальцієвою трубкою 6, яку наповніть прожареним CaCl_2 . Газовідвідну трубку колби 4 опустіть майже до дна колби. Закріпіть усі частини приладу в лапках штативу, надавши йому жорсткої конструкції. В колбу 1 помістіть манган(IV) оксид, закрийте її пробкою, в яку вставте крапельну лійку 7, та налійте в колбу 1 концентровану хлоридну кислоту. Відрегулюйте полум'я пальника так, щоби при нагріванні колби 1 виділявся помірний та рівномірний струм хлору, і починайте потроху підігрівати полум'ям пальника ті частини колби 4, де міститься сірка. Через

деякий час у приймачі 5 конденсується жовта олієподібна рідина S_2Cl_2 з неприємним задушливим запахом. Оранжево-червоне забарвлення рідини свідчить про наявність у ній сульфур(II) хлориду. Чистий золотистий колір S_2Cl_2 можна одержати повторною дистиляцією. Якщо під час хлорування сірки не вистачить хлору, можуть утворитися сполуки S_3Cl_2 аж до $S_{100}Cl_2$.

Одягніть захисні окуляри і проведіть із сульфур(I) хлоридом такі досліди:

1. В пробірку внесіть 3...5 крапель S_2Cl_2 і додайте до нього трохи води. Спочатку гідроліз сірки(I) хлориду протікає з утворенням HCl , H_2S і SO_2 , а потім під час гідролізу утворюються різні продукти, в тому числі й вільна сірка, $H_2S_2O_3$, $H_2S_2O_4$. Напишіть рівняння реакції гідролізу S_2Cl_2 на його першій стадії і по можливості ідентифікуйте продукти гідролізу.

2. До 0,5 мл сульфур(I) хлориду додайте трохи порошку сірки. Чи спостерігається зміна забарвлення сульфур(I) хлориду, чи розчиняється сірка? Якщо так, то чому?

Пентагідрат натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ — прозорі призматичні кристали, добре розчинні в воді (41,2 % безводної солі при 20 °C). Натрій тіосульфат може утворювати пересичені розчини (реакція розчину слабколужна). Сіль стійка на повітрі, але при 100 °C зневоднюється. При 56 °C натрій тіосульфат плавиться в кристалізаційній воді.

У конічну колбу смістю 100...150 мл внесіть 3 г подрібненої сірки та змочіть її 1...2-ма мл спирту для поліпшення змочування водою. Окремо в склянці приготуйте розчин натрій сульфіту. Для цього візьміть 10 г безводної солі Na_2SO_3 або 20 г його кристалогідрату $Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$, розчиніть у 40...50 мл води, перелийте цей розчин у колбу з сіркою. Склографом відзначте рівень розчину. Поставте колбу на азбестову сітку, закрийте її порцеляновою кришкою або чистим склом. У горло колби можна вставити лійку відповідного діаметра, щоб запобігти випаровуванню води під час кипіння розчину. Кип'ятіть розчин при помірному нагріванні протягом 15...20 хв до майже повного розчинення сірки; періодично доливайте воду до рівня позначки на колбі. Кінець реакції можна контролювати за значенням рН розчину. Розчин натрій сульфіту має лужну реакцію, а розчин натрій тіосульфату — близьку до нейтральної. За допомогою скляної палички нанесіть краплю розчину на смужку універсально-

го індикаторного паперу та за рН розчину визначте закінчення реакції.

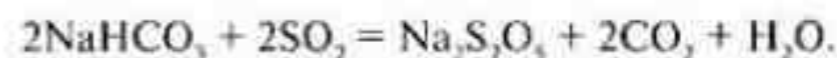
Гарячий розчин тіосульфату відфільтруйте від сірки, яка не про-реагувала, крізь паперовий фільтр у порцелянову чашку та випаруйте розчин на водяній бані до початку кристалізації. Після охолодження розчину снігом або льодом відфільтруйте кристали $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, що випали, за допомогою лійки Бюхнера, використовуючи для цього водоструминний насос. Оскільки тіосульфат може утворювати пересичений розчин, то в разі затримки початку кристалізації внесіть у розчин кілька кристалів $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$.

Відфільтровані кристали перенесіть на аркуш фільтрувального паперу. Спочатку підсушіть сіль між аркушами паперу, а потім нанесіть її тонким шаром на новий сухий аркуш фільтрувального паперу і періодично перемішуйте скляною паличкою доти, доки кристали не будуть налипати до палички. Зважте сухі кристали та визначте вихід натрій тіосульфату (у %).

На повітрі сіль вивірюється, тому її зберігають у щільно закритій склянці.

Натрій дисульфід $Na_2S_2O_5$ — біла порошкоподібна речовина з сильним запахом сульфур(IV) оксиду. При зберіганні препарат відщеплює SO_2 і поступово окиснюється до натрій сульфату. При нагріванні вище 65 °C сіль розкладається з утворенням Na_2SO_3 та SO_2 . Натрій дисульфід добре розчиняється у воді; водний розчин цієї солі розчиняє сірку, при цьому утворюється натрій тіосульфат.

Натрій дисульфід утворюється при взаємодії сухого натрій гідрокарбонату $NaHCO_3$ та сульфур(IV) оксиду SO_2 (дослід проводьте у витяжній шафі!):



У циліндричну лійку або широку скляну трубку діаметром 2...3 см, яка має відтягнутий кінець і в яку впаяна скляна пориста пластина, насипте розраховану кількість натрій гідрокарбонату (рис. 47, а). До відтягнутого кінця за допомогою гумової трубки приєднайте прилад для одержання сульфур(IV) оксиду. Лійку закрийте пробкою з конічним отвором для скляної палички, за допомогою якої перемішують реакційну суміш. Діаметр палички має бути дещо меншим за діаметр отвору для того, щоб залишалася щільна для виділення газоподібних продуктів реакції (CO_2 , H_2O) та надлиш-

ку SO_2 . Для синтезу натрій дисульфїту можна також використати колонку (рис. 47, б).

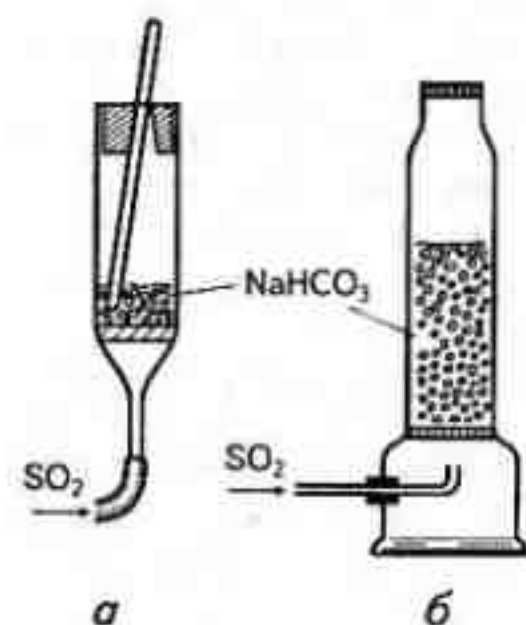


Рис. 47. Прилад для одержання $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Після того як склали прилад, пропускайте помірний струмінь сульфур(IV) оксиду і періодично перемішуйте суміш скляною паличкою. Оскільки невелика кількість води сприяє прискоренню реакції, то спочатку сульфур(IV) оксид сушити не обов'язково. Але наприкінці в реакційну суміш слід пропускати сухий SO_2 .

Недоліком цього методу одержання натрій дисульфїту є відсутність зовнішніх ознак кінця реакції, а також те, що синтезований продукт може містити деяку кількість натрій гідрокарбонату, який не прореагував. Можна контролювати закінчення реакції зважуванням приладу з реакційною сумішшю. Якщо реакція закінчилася, то маса реакційної

суміші не повинна збільшуватися. Після закінчення реакції перенесіть продукт реакції у склянку, яка щільно закривається.

Дигідрати барій дитіонату $\text{BaS}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і натрій дитіонату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. (Синтез барій дитіонату проводьте у витяжній шафі!)

Барій дитіонат — стійкі на повітрі безбарвні призматичні кристали. При нагріванні до 120°C втрачають кристалізаційну воду, а вище за 140°C починають розкладатися з виділенням SO_2 та утворенням BaSO_4 . Барій дитіонат легко розчиняється у воді, але не розчиняється у спирті.

У колбу ємністю 150...200 мл налійте 120 мл води, помістіть її в кристалізатор із льодом і насичуйте воду помірним струменем сульфур(IV) оксиду протягом 10...15 хв. Газовідвідну трубку опустіть на дно колби, а отвір закрийте ватним тампоном.

До охолодженої та насиченої сульфур(IV) оксидом води внесіть невеликими порціями (по 1...2 г) 20 г подрібненого манган(IV) оксиду. Кожну наступну порцію вносьте тільки після розчинення попередньої. Водночас пропускайте струм SO_2 .

Для того щоб прискорити розчинення MnO_2 , періодично перемішуйте вміст колби обертовими рухами рук або за допомогою електромішалки.

Оскільки реакція взаємодії SO_2 з MnO_2 є процесом екзотермічним, слідкуйте, щоб температура не перевищувала 10°C . Пропускайте струм SO_2 оксиду до повного розчинення манган(IV) оксиду. Якщо ж MnO_2 повністю не розчиняється, закрийте колбу пробкою і залиште до наступного заняття або відфільтруйте манган(IV) оксид, що не прореагував. У цьому разі вихід продукту буде меншим.

Розчин манган дитіонату перелийте у порцелянову чашку та нагрійте до $40...50^\circ\text{C}$ для видалення надлишку SO_2 . Окремо приготуйте насичений розчин барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($40...50$ г $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$) та при перемішуванні порціями протягом 15...20 хв приливайте його до розчину манган дитіонату до слабколужної реакції розчину. В пробірку відфільтруйте 1...2 мл розчину і додайте до нього розчин натрій сульфїду.

Якщо реакція обміну відбулася повністю, то манган(II) сульфїд в осад не випаде. В іншому разі до розчину додайте ще розчин барій гідроксиду, інтенсивно перемішайте його і ще раз перевірте повноту осадження манган(II) у вигляді його гідроксиду.

$\text{Mn}(\text{OH})_2$, що виділився, відфільтруйте і промийте осад кілька разів 1 %-м гарячим розчином $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Для видалення з розчину барій дитіонату залишку $\text{Ba}(\text{OH})_2$ пропустіть крізь розчин струмінь CO_2 . Осад барій карбонату відфільтруйте, а розчин, який містить BaS_2O_6 , випарюйте на водяній бані до початку кристалізації. Розчин охолодіть, а кристали $\text{BaS}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, які випали, відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера, потім висушіть між двома аркушами фільтрувального паперу та зважте. Обчисліть вихід продукту від маси манган(IV) оксиду, який було взято.

Натрій дитіонат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ отримують реакцією обміну між розчинами барій дитіонату та натрій карбонатом (або сульфатом):



Натрій дитіонат — це прозорі кристали, стійкі на повітрі. При нагріванні до 100°C сіль відщеплює кристалізаційну воду, а вище за 200°C розкладається на Na_2SO_4 та SO_2 . Ця сіль добре розчинна у воді, але нерозчинна у спирті.

З наважок солей $\text{BaS}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і Na_2CO_3 або Na_2SO_4 , попередньо розрахованих за рівнянням реакції, готують їх концентровані розчини та нагрівають до $40...50^\circ\text{C}$. До розчину барій дитіонату додають порціями, при інтенсивному перемішуванні, розчин натрій карбона-

ту. Після додавання розчину Na_2CO_3 дайте осад BaCO_3 осісти на дно та перевірте рН розчину дитіонату, який має бути слабколужним. Якщо необхідно, до розчину додайте ще трошки сухого карбонату до лужної реакції.

Для збільшення кристалів барій карбонату задля поліпшення процесу фільтрування, дайте розчину з осадом постояти на гарячій водяній бані протягом 1 год. Після цього відфільтруйте осад Ba_2CO_3 та промийте його кількома порціями гарячої води.

Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ випарюйте на водяній бані та відфільтруйте осад, який виділяється на початку випарювання. Прозорий фільтрат охолодіть крижаною водою і дайте йому постояти при цій температурі 10...15 хв до повного виділення кристалів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, які відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера та висушіть на фільтрувальному папері.

Ферум(II) сульфат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, або залізний купорос, — це призматичні моноклинні кристали зелено-блакитного кольору. Зелений колір солі свідчить про наявність у ній іонів Fe^{2+} . При $64,4^\circ\text{C}$ сіль втрачає шість молекул води і перетворюється на білий моногідрат $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Вище за 250°C сіль втрачає останню молекулу води та розкладається з виділенням SO_3 . Сіль добре розчинна у воді та нерозчинна у спирті. За наявності сульфатної кислоти розчинність солі помітно зменшується.

Кристалогідрат ферум(II) сульфату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ можна одержати розчиненням металевого заліза у 15...20 %-му розчині сульфатної кислоти. Для цього залізо беруть у вигляді ошурок, дроту або стружки. Для повного розчинення заліза кількість сульфатної кислоти має перевищувати стехіометричну на 10...20 %. Тоді після закінчення реакції концентрація H_2SO_4 в розчині залізного купоросу не перевищуватиме 3...5 % (мас.) і суттєво не впливатиме на розчинність $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Розчинення заліза в сульфатній кислоті слід проводити при температурі 50°C , оскільки при більш високій температурі крім $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ можливе утворення кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ і далі $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

У конічну колбу помістіть наважку заліза у вигляді ошурок або стружок та залийте їх розрахованою кількістю 20 %-го розчину сульфатної кислоти. Колбу поставте на азбестову сітку або піщану баню та обережно нагрійте так, щоб температура розчину підіймалася не вище за $50...60^\circ\text{C}$ (температуру контролюйте термометром). Оскільки

ки ошурки або стружки, крім заліза, містять різні домішки (вуглець, фосфор, кремній та ін.), то в процесі розчинення можуть утворюватися газоподібні продукти з неприємним запахом або отруйні сілани, фосфіни. Тому дослід треба проводити у витяжній шафі.

По закінченні реакції за допомогою універсального індикаторного паперу перевірте кислотність розчину карбон(II) сульфату. Якщо середовище розчину близьке до нейтрального, додайте 1...2 мл 20 %-го розчину сульфатної кислоти, щоб запобігти гідролізу. Крім того, кислі розчини ферум(II) сульфату менше окиснюються.

Одержаний розчин відфільтруйте за допомогою лійки для гарячого фільтрування в конічну колбу з вузьким горлом. Колба має бути заповнена карбон(IV) оксидом з апарата Кіппа для запобігання окиснення феруму(II). В процесі фільтрування періодично пропускайте CO_2 крізь відфільтрований розчин солі та над лійкою для фільтрування. Фільтрат перевірте на вміст у ньому іонів Fe^{3+} (проба з KSCN або NH_4SCN). Якщо розчин містить лише сліди феруму(III), то перелийте його в порцелянову чашку та випаровуйте на піщаній бані в атмосфері карбон(IV) діоксиду до початку кристалізації. Якщо вміст іонів Fe^{3+} в розчині значний, тоді утворюється інтенсивно-червоний розчин при додаванні розчину KSCN . Для відновлення іонів феруму(III) в ферум(II) додайте до розчину 0,3...0,5 г порошку чистого реактивного заліза і додатково 1...2 мл 20 %-го розчину сульфатної кислоти.

Насичений розчин охолодіть льодом або крижаною водою протягом 15...20 хв, періодично перемішуючи його скляною паличкою. Кристали $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, що випали, відфільтруйте на лійці Бюхнера, віджміть між аркушами фільтрувального паперу та висушіть на повітрі або в сушильній шафі при температурі $40...50^\circ\text{C}$. *Пам'ятайте! Вище за 64°C сіль втрачає воду та переходить у монокристалогідрат $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ білого кольору.* Висушені кристали $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ не повинні прилипати до скляної палички. Зважте сіль на технічних терезах і визначте вихід відносно маси заліза, що була взята. На повітрі $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ вивірюється і поступово окиснюється, тому слід зберігати сіль у щільно закритій склянці.

Гексагідрат діамоній-ферум(II) сульфату $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (сіль Мора) — моноклинні синьо-зелені кристали, стійкі при зберіганні. Приблизно при 100°C сіль втрачає кристалізаційну воду; добре розчинна у воді.

Ферум(II), цинк, кадмій, манган(II), кобальт(II), нікель(II) сульфати та деякі інші двовалентні метали утворюють солі загально-го складу $(\text{NH}_4)_2\text{Me}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Склад цих солей можна представити як $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot [\text{Me} \cdot (\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$. Найчастіше їх добувають одно-часною кристалізацією амоній та метал(II) сульфатів. Розглянемо синтез солі Мора.

В окремих склянках приготуйте насичені розчини солей $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (27,8 г) та $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (13,2 г) (див. додаток, табл. 3). Розчини нагрівають до 50...60 °С і, якщо необхідно, фільтрують. Обидва розчини злийте та додайте 0,5...1,0 мл розведеної сульфатної кислоти (1 : 2). Розчин охолодіть крижаною водою або снігом, весь час перемішуючи паличкою. Блакитні кристали подвійної солі, які випали, відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера, віджміть між аркушами фільтрувального паперу та висушіть при 50...60 °С. Сіль зважте та розрахуйте її вихід (у %).

Калій пероксодисульфат $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ — безбарвні призматичні кристали, стійкі лише в сухому вигляді. На вологому повітрі та в розчині сіль розкладається з виділенням кисню. При нагріванні — виділяється кисень.

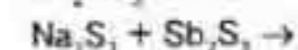
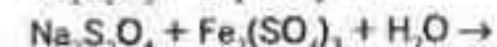
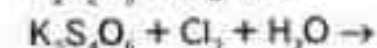
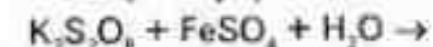
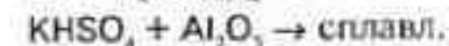
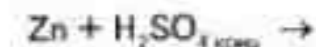
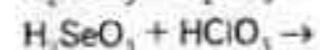
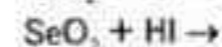
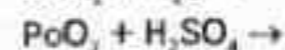
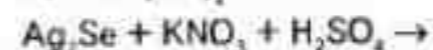
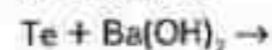
Для синтезу $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ використайте амоній пероксодисульфат і калій сульфат, оскільки суттєва різниця в розчинності пероксодисульфатів дає змогу одержати $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ внаслідок реакції обміну. Розчинність $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ та $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ при 0 °С дорівнює, відповідно, 58,2 і 1,62 г на 100 г води.

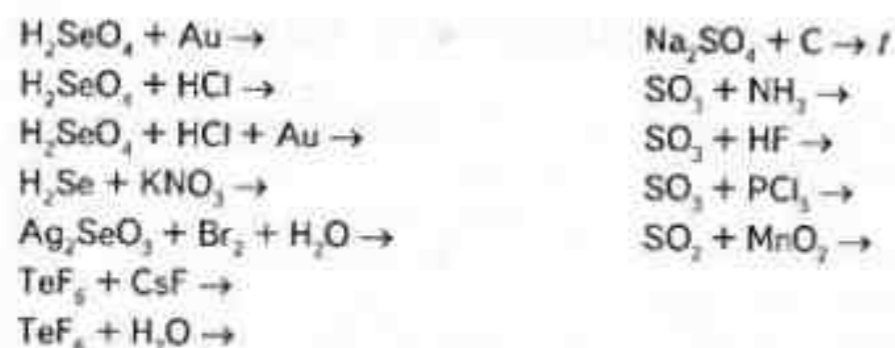
Приготуйте насичені при кімнатній температурі розчини амоній пероксодисульфату (11,4 г) і калій сульфату (8,7 г). Розчинність останнього при 0 °С дорівнює 7,35 г на 100 г води. Запобігайте нагріванню розчинів, особливо амоній пероксодисульфату, оскільки при нагріванні він розкладається. Злийте приготовані прозорі розчини та охолодіть стакан льодом або льодяною водою. Спостерігайте утворення білого дрібнокристалічного осаду калій пероксодисульфату. Амоній сульфат залишається в розчині (див. додаток, табл. 3). Відфільтруйте кристали на лійці з пористим скляним дном і висушіть їх на повітрі. Перевірте окиснювальні властивості отриманої солі (досліди з окиснення $\text{Mn}(\text{II}) \rightarrow \text{Mn}(\text{VII})$, $\text{Cr}(\text{III}) \rightarrow \text{Cr}(\text{VI})$ та ін.).

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



- Як відокремити селен від телуру? Які властивості селену для цього можна використати? Наведіть рівняння реакцій.
- В чому виявляється різниця при взаємодії телуру та полонію з кислотами? Які продукти утворюються при взаємодії полонію з нітратною, хлоридною та сульфатною кислотами?
- Як змінюються відновні властивості йонів S^{2-} , Se^{2-} і Te^{2-} ? Чи можна окиснити селенід-іони до елементарного селену розчином сульфиту в лужному середовищі? Умотивуйте відповідь, використавши значення стандартних окиснювально-відновних потенціалів відповідних напівреакцій.
- Як взаємодіють між собою такі сполуки, розчинені в рідкому сульфур(IV) оксиді: тіоніл-хлорид та натрій сульфід, амоній хлорид та тетраметиламоній сульфід, алюміній сульфід та цезій сульфід, стибій(V) нітрозил-хлорид та хлорид? Наведіть рівняння реакцій.
- Чи можна одержати алюміній сульфід з водного розчину та чи буде взаємодіяти Al_2S_3 з сульфідами лужних металів? Якщо так, то наведіть рівняння реакції.
- Яка з кислот — H_2SO_4 чи H_2SeO_4 — є сильнішим окисником? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
- Які конфігурації (геометричні) мають молекули SOF_4 та SF_6 ?
- Стійкість халькогенід(VI) фторидів та хлоридів зменшується в такій послідовності: $\text{SHal}_6 < \text{SeHal}_6 > \text{TeHal}_6$. Поясніть відсутність закономірності у стійкості цих сполук. Що таке вторинна періодичність та як її пояснити?
- Чому сульфур(VI) фторид, на відміну від телур(VI) фториду, не гідролізує? Наведіть рівняння реакції гідролізу TeF_6 . Чи взаємодіє він з фторидами лужних металів?
- Селен(IV) та телур(IV) оксиди — полімерні речовини, а сульфур(IV) оксид — мономер. Чому?
- Допишіть рівняння реакцій:





12. При 30 °С константа рівноваги реакції термічної дисоціації $\text{SOCl}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2(g) + \text{Cl}_{2(g)}$ дорівнює $2,9 \cdot 10^{-2}$. Обчисліть ступінь дисоціації хлориду сульфурину, якщо загальний тиск суміші становить 50 кПа. Відп.: 23 %.
13. Константа автопротолізу безводної сульфатної кислоти при 25 °С дорівнює $2,7 \cdot 10^{-4}$. Розрахуйте ступінь реакції самоїонізації кислоти, що протікає за такою схемою: $2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{SO}_4^+ + \text{HSO}_4^-$, якщо її густина дорівнює 1,8269. Відп.: $8,8 \cdot 10^{-2}$ %.
14. Крізь розчин, що містить 0,3 моль цинк хлориду та 0,1 моль хлоридної кислоти, пропустили струмінь сірководню. Скільки грамів цинк сульфід вийшло в осад? Дані, необхідні для розв'язання задачі, візьміть з таблиць додатку.
15. Змішали рівні об'єми розчинів сульфатної кислоти, що мають рН 2 та рН 3. Яким буде значення рН розчину після змішування? Відп.: рН 2,26.
16. Змішали рівні об'єми розчинів барій нітрату та натрій сульфату з однаковою концентрацією $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Чи випаде осад барій сульфату, якщо добуток його розчинності дорівнює $8 \cdot 10^{-7}$?
17. Для поглинання всього хлору з 1 л його суміші з азотом (н.у.) витратили 1,58 г натрій тіосульфату. Який склад газової суміші (% об.)?

ХРОМ. МОЛІБДЕН. ВОЛЬФРАМ

Хром

Сполуки хрому(II)

1. Взаємодія хрому із хлоридною та розведеною сульфатною кислотами

У дві пробірки помістіть по 0,1 г порошку хрому та додайте в першу пробірку концентровану хлоридну, а в другу — розведену сульфатну кислоту. Вміст пробірки трохи підігрійте та спостерігайте інтенсивну взаємодію металу з кислотою. Яке забарвлення мають розчини та чи відповідає воно забарвленню солей хрому(II)? Якщо ні, то чому?

В окремій пробірці визначте розчинність хрому в концентрованій нітратній кислоті. Поясніть явище, що спостерігаєте? Злийте нітратну кислоту та промийте порошок хрому декілька разів дистильованою водою. Після цього прилийте 2...3 мл 20 %-го розчину хлоридної кислоти і трохи підігрійте пробірку. Чи реагує хром із хлоридною кислотою після попередньої обробки його концентрованою нітратною кислотою? Напишіть рівняння реакцій.

2. Одержання хрому(II) хлориду відновленням хрому(III) хлориду

В пробірку налійте 2...3 мл розчину хрому(III) хлориду, додайте до нього такий самий об'єм концентрованої хлоридної кислоти та приблизно 0,5 мл бензолу або толуолу. Потім внесіть у пробірку кілька шматочків гранульованого цинку. Слідкуйте за зміною забарвлення вихідного розчину внаслідок відновлення хрому(III) до синьо-блакитного хрому(II). Розчин солі хрому(II) збережіть для наступних дослідів. Під шаром органічного розчинника, який запобігає окисненню CrCl_2 киснем повітря, розчин хрому(II) хлориду досить добре зберігається.

3. Одержання хрому(II) гідроксиду та ацетату

3.1. В пробірку налійте 1 мл концентрованого розчину натрій гідроксиду. Піпеткою відберіть такий самий об'єм розчину хрому(II) хлориду, як у попередньому досліді, та прилийте до розчину луку. При цьому утворюється жовтий осад хрому(II) гідроксиду. Розділіть осад на дві частини та перевірте його розчинність у надлишку концентрованого розчину луку та в хлоридній кислоті.

3.2. До 0,5 мл розчину натрій ацетату додайте 0,5 мл розчину хрому(II) хлориду. Випадає червоний осад дигідрату хрому(II) ацетату $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Ця сполука є однією з найбільш стійких солей хрому(II).

4. Відновні властивості хрому(II) хлориду

У дві пробірки введіть по 5...7 краплин калій перманганату і калій дихромату та підкисліть їх кількома краплями розведеної сульфатної кислоти, в третю пробірку внесіть 5...7 крапель йодної води. Піпеткою, по краплях, додайте розчин хрому(II) хлориду до знебарвлення KMnO_4 в першій пробірці, переходу оранжевого забарвлення $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в зелене, що характерно для сполук хрому(III), — у другій та знебарвлення йодної води — у третій пробірці.

Сполуки хрому(III)**1. Одержання та властивості хром(III) оксиду**

1.1. Приготуйте суміш, що складається з подрібнених калій дихромату (2,5 г) та сірки (0,5 г). Суміш помістіть у порцеляновий тигель, установіть його в порцеляновому трикутнику у витяжній шафі та нагрійте на полум'ї газового пальника. Реакція взаємодії $K_2Cr_2O_7$ з сіркою екзотермічна, тому, коли почнеться саморозігрівання маси, заберіть пальник. Охолодіть сплав, перенесіть тигель у склянку з гарячою водою та прокип'ятіть. Осад Cr_2O_3 відфільтруйте, промийте водою, висушіть та зважте. Визначте вихід продукту (в %) від теоретичного.

1.2. Покладіть на стіл або під витяжну шафу великий аркуш паперу та поставте на нього триногу з порцеляновим трикутником. У порцеляновий тигель насипте 3...5 г амоній дихромату і трохи нагрійте тигель. Запаліть сірник і піднесіть його до порошку $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Спостерігайте за бурхливою екзотермічною реакцією розкладу амоній дихромату з утворенням пухкого порошку хром(III) оксиду сіро-зеленого забарвлення. До оксиду, що одержали, додайте концентровані розчини хлоридної кислоти та натрій гідроксиду і визначте його розчинність. Частину Cr_2O_3 збережіть для наступного досліду.

1.3. У порцеляновий тигель помістіть 0,3...0,5 г хром(III) оксиду та декілька грамів калій (або натрій) дисульфату або гідросульфату. Вміст тигля перемішайте скляною паличкою та установіть його на триногу у витяжній шафі. Суміш нагрійте газовим пальником до утворення прозорого зеленуватого сплаву. Після охолодження тигля перенесіть його в склянку з гарячою водою та прокип'ятіть. Якщо хром(III) оксид у суміші прореагував повністю, то утворюється розчин зеленого кольору. Напишіть рівняння реакцій.

2. Амфотерні властивості хром(III) гідроксиду

До 1 мл розчину солі хрому(III) краплинами додайте розчин амоніаку або розведеного розчину луку до утворення осаду хром(III) гідроксиду. Осад розділіть на дві частини, дослідіть його взаємодію з розчинами кислот і натрій гідроксидом. Яке забарвлення хром(III) гідроксиду та продуктів його взаємодії з лугом і кислотою? Напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

3. Гідроліз солей хрому(III)

3.1. В пробірку внесіть декілька кристалів солі хрому(III) та розчиніть їх у воді. Який рН цього розчину? Напишіть рівняння реакцій

гідролізу в молекулярній та йонній формах. Чи можуть під час гідролізу солей хрому(III) утворюватися багатоядерні гідроксоаквакомплекси та яка їхня будова?

3.2. У дві пробірки налийте по 1 мл розчину солі хрому(III). До першої пробірки прилийте такий самий об'єм розчину сульфиду лужного металу або амонію, а до другої – розчину натрій карбонату.

Що Ви спостерігаєте в обох пробірках та які газоподібні речовини при цьому виділяються? Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формах. Чи є процес гідролізу у наведених вище дослідах оборотним?

3.3. Отримайте осад хром(III) гідроксиду та розчиніть його у мінімальній кількості розчину натрій гідроксиду. Нагрійте цей розчин. Як протікає реакція гідролізу хроміту натрію при нагріванні?

Отримайте розчин натрій хроміту та додайте до нього концентрований розчин амоній хлориду. Чому з'являється осад? Напишіть рівняння реакції.

4. Відновні властивості хром(III) хлориду

4.1. Внаслідок взаємодії надлишку розчину гідроксиду натрію та розчину солі хрому(III) утворюється розчин хроміту натрію. Розділіть його на дві рівні частини у дві пробірки. До першої пробірки додайте розчин гідроген пероксиду та нагрійте його до зміни зеленого забарвлення хроміту на жовте забарвлення натрій хромату. В другу пробірку додайте бромної води та нагрійте розчин до утворення жовтого забарвлення. Якщо окиснення натрій хроміту неповне, додайте до розчину ще бромної води та знову нагрійте. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

4.2. До 0,5 мл розчину солі хрому(III) додайте кілька крапель розведеної сульфатної кислоти і невеликими порціями додайте розчин амоній пероксодисульфату до переходу зеленого забарвлення в оранжеве (вміст пробірки можна нагріти). Напишіть рівняння реакції окиснення хрому(III) до хрому(VI).

5. Гідратна ізомерія хром(III) хлориду

У дві пробірки внесіть по кілька кристалів солі $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ і до кожної додайте по 5...7 крапель води. Вміст одної з них нагрійте до кипіння та порівняйте забарвлення холодного і гарячого розчинів хрому(III) хлориду. Розведені холодні розчини $CrCl_3$ мають синьо-фіалкове забарвлення. В них йони хрому перебувають у формі гексааквахром(III)-іонів $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, а в зеленому розчині містяться $[Cr(H_2O)_5Cl]^{2+}$ -іони.

Сполуки хрому(VI)**1. Одержання та властивості хром(VI) оксиду**

1.1. В склянку ємністю 50 мл помістіть 5 г калій дихромату та розчиніть його у 12...13 мл води. У мірний циліндр обережно налейте 20 мл концентрованої сульфатної кислоти та при перемішуванні скляною паличкою прилийте її до розчину калій дихромату. Спостерігайте виділення темно-червоних кристалів хром(VI) оксиду (хромового ангідриду). Після охолодження склянки за допомогою водоструминного насоса відфільтруйте кристали CrO_3 та віджміть їх скляною пробкою. Чому кристали CrO_3 не можна фільтрувати крізь паперовий фільтр? Кристали CrO_3 збережіть до наступного досліду.

1.2. Декілька кристалів CrO_3 помістіть у порцелянову чашку або тигель, піпеткою додайте кілька крапель етилового спирту. Спостерігайте за енергійним окисненням спирту хромовим ангідридом (зі спалахом) до оцтового ангідриду (визначте його за запахом). Який продукт відновлення хром(VI) оксиду утворюється за цих умов?

1.3. Розчиніть у пробірці декілька кристалів хром(VI) оксиду та прилийте до утвореного розчину кілька крапель розчину калій гідроксиду. Чому змінюється забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакції.

2. Пероксидні сполуки хрому

В пробірку налейте по 1 мл 10 %-го розчину сульфатної кислоти, 3 %-го розчину гідроген пероксиду, діетилового ефіру та додайте декілька крапель розчину калій дихромату. Вміст пробірки перемішайте скляною паличкою та спостерігайте утворення в шарі ефіру синьої пероксидної сполуки хрому(VI) $[\text{CrO}_5(\text{O}_2)_L]$, де L — молекула води або ефіру. Чому з часом водний шар набуває зеленого забарвлення? Напишіть рівняння реакції утворення пероксидної сполуки хрому(VI) та його розкладу в сірчанокислому середовищі, якщо при цьому виділяється вільний кисень.

3. Вивчення рівноваги в розчинах хроматів і дихроматів

У пробірку внесіть декілька крапель розчину калій хромату та додайте декілька крапель розведеної сульфатної кислоти. Чи змінюється забарвлення розчину? В цю саму пробірку налейте розчин калій гідроксиду до зміни забарвлення. Напишіть рівняння відповідних перетворень у молекулярній та йонній формах.

4. Одержання малорозчинних хроматів

4.1. У три пробірки внесіть по 5...7 крапель розчину калій або натрій хромату та краплями додавайте розчини нітратів: в першу

— барію, в другу — плюмбуму, в третю — аргентуму. Чому інтенсивність забарвлення розчинів збільшується в ряду йонів $\text{Ba}^{2+} < \text{Pb}^{2+} < \text{Ag}^{2+}$?

4.2. Аналогічні досліди проведіть з розчином калій дихромату. Порівняйте забарвлення осадів, одержаних у цьому та попередньому досліді. Які солі, дихромати чи хромати, утворюються в досліді 1 та 2? Відповідь мотивуйте, порівнявши значення добутків розчинності аргентум хромату та дихромату (див. додаток, табл. 4). Напишіть рівняння реакції перетворення аргентум дихромату в аргентум хромат.

5. Окиснювальні властивості сполук хрому(VI)

5.1. У три пробірки внесіть по декілька крапель розчину калій дихромату та підкисліть їх однією-двома краплями розчину розведеної сульфатної кислоти. В першу пробірку додайте кілька крапель розчину калій йодиду, в другу — ферум(II) сульфату, в третю — калій або натрій нітриту. Останню пробірку трохи підігрійте. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

5.2. До розчину калій дихромату прилийте розчин амоній сульфідру. Як довести, що осад, який випав, є хром(III) гідроксидом? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

5.3. У пробірку внесіть кілька кристалів калій дихромату або 5...7 крапель його насиченого розчину та прилийте 0,5...1,0 мл концентрованої хлоридної кислоти. Вміст пробірки нагрівайте у витяжній шафі доти, доки забарвлення розчину не стане зеленим. Який газ виділяється? *Дотримуйтесь правил техніки безпеки, коли нюхаєте газ!*

Молібден. Вольфрам**1. Одержання та властивості молібден(VI) і вольфрам(VI) оксидів**

У невеликий порцеляновий тигель або чашку помістіть приблизно 1 г амоній молібдату. Спочатку підігрійте тигель на невеликому полум'ї пальника, а потім його сильно прожарюйте. Який газ виділяється? Визначте його за запахом та універсальним індикаторним папірцем, змоченим у воді.

Під час розкладу амоній молібдату можливе потемніння білого молібден(VI) оксиду внаслідок його часткового відновлення до Mo_2O_5 (фіалковий) або навіть до MoO_2 (коричнево-фіалковий). Тому після охолодження тигля для окиснення нижчих оксидів молібдену змочіть осад MoO_2 одною-двома краплями концентрованої

нітратної кислоти та знову прожарте. Яке забарвлення має MoO_3 ? Аналогічно проведіть дослід термічного розкладу амоній вольфрамату або вольфрамової кислоти. Чи однакове забарвлення молібден(VI) і вольфрам(VI) оксидів? Вивчіть розчинність цих оксидів у воді та розчині лугу. Напишіть рівняння реакцій.

2. Одержання та властивості молібденової та вольфрамової кислот

2.1. У дві пробірки налийте по 1 мл насиченого розчину амоній молібдату та додайте краплями в одну пробірку концентровану хлоридну, а в іншу — концентровану нітратну кислоти до утворення осадів гідрату молібденової кислоти $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Однак слід пам'ятати, що утворення осаду $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ при кімнатній температурі іноді уповільнюється. При нагріванні осад утворюється швидше. Склад його відповідає формулі $\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, але він практично не містить аніонів MoO_4^{2-} . Дайте осадкам відстоятися та декантуйте з них рідину. Вивчіть розчинність молібденової кислоти у розведених сульфатній (1:3) та хлоридній (1:1) кислотах на холоді та при нагріванні, а також у концентрованих хлоридній, сульфатній та нітратній кислотах. Окремо перевірте розчинність молібденової кислоти у розчині лугу та амоніаку. Напишіть рівняння реакцій, прийнявши до уваги, що при розчиненні молібденової кислоти у концентрованих кислотах утворюються сполуки катіону молібденілу MoO_2^{2+} .

2.2. У дві пробірки внесіть по 1 мл насиченого розчину натрій вольфрамату і додайте краплями в першу пробірку розчин 2 М хлоридної або сульфатної кислоти, а в другу — концентровану хлоридну або сульфатну кислоту. Вміст другої пробірки нагрійте. Спостерігайте утворення білої модифікації $\text{H}_2\text{W}_6\text{O}_{41} \cdot \text{H}_2\text{O}$ в першій пробірці та світло-жовтої — в другій. Жовта модифікація вольфрамової кислоти є менш стійкою порівняно з її білою модифікацією. Вивчіть розчинність вольфрамової кислоти в розчині лугу і в концентрованих хлоридній та сульфатній кислотах.

3. Одержання малорозчинних молібдатів і вольфраматів

3.1. У дві пробірки внесіть по 5...7 крапель концентрованого розчину амоній молібдату і додайте до першої пробірки такий самий об'єм розчину плюмбум нітрату, а до другої — розчину кальцій нітрату. Яке забарвлення має осад? Напишіть рівняння реакцій в іонній формі.

3.2. Аналогічно проведіть два досліди з одержання малорозчинних кальцій та манган(II) вольфраматів. Напишіть рівняння їх утворення в іонній формі.

4. Одержання тіосолей та молібден(VI) і вольфрам(VI) сульфідів

4.1. До 1 мл розчину амоній молібдату додайте 1...2 краплі розчину амоніаку і краплями розчин амоній полісульфіду або у витяжній шафі крізь розчин амоній молібдату пропустіть струмінь сірководню з апарата Кіппа. Якщо довго пропускати струм сірководню, можливе утворення червоних кристалів амоній тетратіомолібдату $(\text{NH}_4)_2\text{MoS}_4$.

До розчину амоній тетратіомолібдату краплями прилийте 10 %-й розчин хлоридної кислоти до утворення червоного осаду MoS_3 . Осад розділіть на дві частини та вивчіть розчинність молібден(VI) сульфід у розчинах сульфідів лужного металу або амонію та натрій гідроксиду. Напишіть рівняння реакцій.

4.2. У пробірку налийте 1 мл розчину амоній або натрій вольфрамату, додайте до нього кілька крапель розчину амоніаку та пропустіть крізь розчин струм сірководню до появи жовтого забарвлення. Підкисліть розчин хлоридною кислотою до випадіння бурого осаду вольфрам(VI) сульфід. Злийте з осаду розчин, розділіть його на дві частини і проведіть досліди так, як описано у п. 4.1.

5. Гетерополісполуки молібдену(VI) та вольфраму(VI)

5.1. У пробірку внесіть кілька крапель розчину будь-якої солі ортофосфорної кислоти або розчин самої кислоти, додайте 2...3 краплі концентрованої нітратної кислоти та прилийте 1...2 мл розчину амоній молібдату. Вміст пробірки можна трохи підігріти, після чого випадає важкорозчинний у воді жовтий осад солі $(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, яку застосовують для якісного визначення фосфору. Визначте розчинність цієї солі у розчині лугу й напишіть рівняння реакцій утворення солі та розчинення її у розчині натрій гідроксиду.

5.2. У пробірку налийте 1 мл насиченого розчину амоній вольфрамату та додавайте в пробірку при перемішуванні скляною паличкою невеликими порціями кристали борної кислоти H_3BO_3 доти, доки на дні пробірки не залишаться кристали, що не прореагували. Піпеткою відберіть кілька крапель розчину, який одержали, перенесіть його до іншої пробірки та перевірте, чи утворюється осад MnWO_4 під час дії солі мангану(II) на цей розчин. Якщо утворюється осад манган вольфрамату, то першу пробірку підігрійте і додайте

до розчину ще трохи H_3BO_3 . Повторіть пробу на наявність вільних іонів WO_4^{2-} із сіллю мангану(II). Якщо на цей раз осад не утворюється, то в розчині вольфрам перебуває у вигляді розчинної солі гетерополікислоти $(\text{NH}_4)_3[\text{BW}_{12}\text{O}_{40}]$. Яке забарвлення має ця сіль? Напишіть рівняння реакцій.

6. Пероксосолі та пероксокислоти молібдену(VI) й вольфраму(VI)

6.1. До 5...7 краплин насиченого розчину амоній молібдату додайте 1...2 краплини розчину амоніаку та 3 %-го розчину гідроген пероксиду до переходу безбарвного розчину в жовтий, а потім до набування розчином темно-оранжевого забарвлення внаслідок утворення амоній пероксомолібдатів. Розчин, що одержали, підкисліть сульфатною кислотою до зміни забарвлення на лимонно-жовте. Жовте забарвлення розчину зумовлене утворенням пероксомолібденової кислоти $\text{H}_2[\text{MoO}_3(\text{O}_2)]$. Напишіть рівняння реакцій та графічні формули пероксомолібдатів.

6.2. До кількох краплин насиченого розчину натрій вольфрамату додайте краплинами 30 %-й розчин гідроген пероксиду (пергідроль). Спостерігайте утворення жовтого розчину натрієвої солі натрій пероксовольфрамату $\text{Na}[\text{WO}_{4-n}(\text{O}_2)_n]$ ($n = 1...4$).

7. Ізотіонатні комплекси молібдену(VI) та вольфраму(VI)

У дві пробірки внесіть: у першу 1...2 краплини розчину амоній молібдату, в другу — 1...2 краплини натрій вольфрамату. У кожну додайте по 3...5 краплин хлоридної кислоти і по 0,5 мл розчину калій тіоціанату. В обидві пробірки краплями додавайте щойно виготовлений розчин станум(II) хлориду до появи червоного тіоціанатного комплексу молібдену(V) та жовто-зеленого комплексу вольфраму(V). Дослідіть екстракцію тіоціанатного комплексу молібдену(V) діетиловим ефіром. Для цього до розчину комплексу додайте 1 мл ефіру, енергійно перемішайте і дайте розшаруватися водній та органічній фазам. Спостерігайте зменшення інтенсивності забарвлення водної фази і перехід комплексу в ефірний шар. Склад ізотіоціанатних комплексів Mo та W(V) — $\{\text{EO}(\text{NCS})_3\}^{2-}$. Ці комплекси широко використовують для кількісного визначення молібдену і вольфраму. Напишіть рівняння їх утворення.

8. Відновлення сполук молібдену(VI) та вольфраму(VI)

8.1. У пробірку внесіть 4...5 крапель насиченого розчину амоній молібдату, підкисліть його кількома краплинами концентрованої хлоридної кислоти та додайте краплинами розчин станум(II) хлориду до появи синього забарвлення. Під час відновлення сполук

молібдену(VI) станум(II) хлоридом утворюється так звана «молібденова синь». Вона не є індивідуальною сполукою, а містить молібден проміжних ступенів окиснення від +5 до +6. Приблизний склад «молібденової сині» — $\text{Mo}_5\text{O}_{10}(\text{OH})_2$, формулу якого записують ще й так: $\text{Mo}_2\text{O}_5 \cdot \text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. У кристалічному вигляді виділені також $\text{Mo}_6\text{O}_{15}(\text{OH})_{16}$ (5,75); $\text{MoO}_2(\text{OH})_{0,5}$ (5,50); $\text{MoO}_{2,6} \cdot x\text{H}_2\text{O}$ (5,20) і $\text{MoO}_2(\text{OH})$ (5,0) (у дужках зазначено середній ступінь окиснення молібдену). Крім станум(II) хлориду, для одержання «молібденової сині» з молібдатів як відновники можна використати сульфур(IV) оксид, гідразин та деякі інші відновники.

8.2. У пробірку налейте по 1 мл розчину амоній молібдату і концентрованої хлоридної кислоти та внесіть 1...2 гранули цинку. Спочатку розчин синіє («молібденова синь»), потім набуває зеленого забарвлення внаслідок утворення комплексного аніону $[\text{MoOCl}_5]^{2-}$ або $[\text{MoCl}_6]^{2-}$ і нарешті стає бурим (утворюється MoCl_5). Напишіть рівняння реакцій відновлення молібдену(VI) до сполук молібдену(IV) і молібдену(III).

8.3. У пробірку внесіть 3...5 крапель натрій вольфрамату, додайте 1 мл концентрованої хлоридної кислоти та 1...2 гранули олова. Спостерігайте утворення «вольфрамової сині» змінного складу $\text{WO}_n(\text{OH})_m$, наприклад $\text{WO}_{2,5}(\text{OH})_{0,5}$. Виділено також $\text{WO}_{2,67}(\text{OH})_{0,33}$ та $\text{WO}_{2,7}(\text{OH})_{0,1}$. Синє забарвлення «молібденової та вольфрамової сині» зумовлене, мабуть, наявністю кластерних угруповань типу Mo_7 .

Перевірте утворення «вольфрамової сині» в такому досліді: в пробірку налейте 1 мл концентрованої хлоридної кислоти, внесіть 1...2 гранули цинку та декілька крупинок вольфрам(VI) оксиду.

8.4. До 5...7 краплин підкисленої сульфатною кислотою насиченого розчину натрій вольфрамату додайте кілька кристалів солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ або залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Нагрійте розчин до появи бурого осаду вольфрам(IV) оксиду. Напишіть рівняння реакції відновлення Na_2WO_4 сіллю феруму(II).

Синтез сполук хрому, молібдену та вольфраму

Хромокалієві галуни $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — октаедричні темно-фіалкові кристали; у світлі, що проходить, мають темно-рубінове забарвлення, вивітрюються на повітрі та покриваються бузковим нальотом, добре розчинні у воді. Галуни повністю втрачають воду (зневоднюються) тільки при 350°C . З водного насиченого розчину

можна одержати кристали правильної октаедричної форми великого розміру.

У склянці ємністю 150...200 мл приготуйте розчин, який складається з 10 г калій дихромату та 100 мл води, і невеликими порціями додайте, перемішуючи, 15 мл концентрованої сульфатної кислоти. Розчин охолодіть до кімнатної температури і помістіть склянку в кристалізатор, наповнений льодом або крижаною водою. Піпеткою відберіть 10 мл етилового спирту та краплинами додайте до підкисленого розчину калій дихромату. Слідкуйте, щоб температура розчину у склянці не перевищувала 40 °С. Після додавання всього спирту розчин має набути зеленого забарвлення. В протилежному разі додайте ще кілька мілілітрів спирту доти, доки не скінчиться піноутворення. Якщо немає етилового спирту, використайте сульфур(IV) оксид як відновник. Його пропускають крізь розчин калій дихромату до переходу оранжевого забарвлення в зелене.

Темно-зелений розчин хромокалієвих галунів випаруйте, пропускаючи повітря, до зникнення запаху оцтової кислоти та залиште для кристалізації на кілька днів. Кристали, що випали, відфільтруйте на лійці Бюхнера, промийте їх 2...3 рази невеликими порціями холодної води та віджміть кристали між аркушами фільтрувального паперу. Розрахуйте вихід солі (у %) і напишіть рівняння реакції одержання галунів із калій дихромату та етанолу.

Виберіть добре сформований кристал галунів, перев'яжіть тонкою ниткою та опустіть його у склянку з маточним розчином. Кінець нитки закріпіть на скляній паличці, яку покладіть горизонтально на склянку та залиште на декілька днів для вирощування монокристалу хромокалієвих галунів більших розмірів.

Калій пероксохромат(V) K_2CrO_8 — дрібні октаедричні кристали червоно-коричневого кольору, стійкі за звичайних умов, але розкладаються з вибухом при температурі вище 170 °С.

У конічній колбі змішайте 60 мл 30 %-го розчину H_2O_2 , 5 мл 30 %-го розчину H_2O_2 і 5 мл 50 %-го розчину KOH та охолодіть розчин, який приготували в охолоджуючій суміші (лід + кухонна сіль). До маси, яку одержали, додайте 5 г подрібненого в порошок калій хромату та залиште колбу в цій суміші на 2 год. Слідкуйте за тим, щоб температура вмісту колби не перевищувала 0 °С. Червоно-коричневі кристали K_2CrO_8 , що випали, відфільтруйте крізь фільтр із пластиною з пористого скла, промийте етанолом, потім дістиловим ефіром і висушіть в ексікаторі над кальцій хлоридом.

Дихлородіоксохром(VI) (хлористий хроміл) CrO_2Cl_2 — темно-червона рідина, яка сильно димить на повітрі. Розчинна у хлороформі та тетрахлор-метані. Під час розчинення в горючих органічних розчинниках (спирти, ацетон) може реагувати з ними з вибухом. У воді повністю гідролізує. *Препарат слід зберігати у темряві.*

У порцелянових чашках висушіть при 110...120 °С 20 г калій дихромату і 12,5 г натрій хлориду. Зберіть у витяжній шафі прилад для одержання CrO_2Cl_2 , як показано на рис. 48. Заповніть хлоркальцієву трубку 2 безводним кальцій хлоридом та приєднайте до форштоса 3. До нього ж приєднайте чисту суху пробірку 4 зі шліфом.

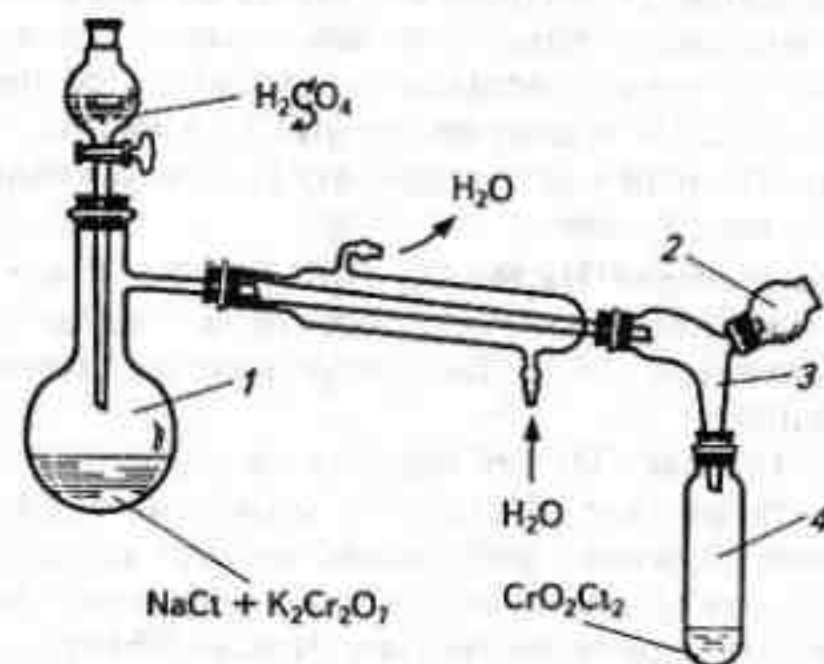


Рис. 48. Прилад для одержання CrO_2Cl_2

Солі $K_2Cr_2O_7$ і NaCl після висушування перемішайте у порцеляновій ступці і перенесіть до колби 1. Закрийте її крапельною лійкою і налейте до неї 22...24 мл концентрованої сульфатної кислоти. Обережно краплинами додавайте сульфатну кислоту до реакційної суміші. Коли реакція суміші солей $K_2Cr_2O_7$ + NaCl із сульфатною кислотою, яка проходить досить бурхливо, уповільниться, починайте підігрівати колбу 1 полум'ям газового пальника до повної відгонки темно-червоної рідини CrO_2Cl_2 .

! Пам'ятайте, CrO_2Cl_2 є сильним окисником, реагує з багатьма органічними та неорганічними речовинами з вибухом! Запакувати в ампулу CrO_2Cl_2 не можна.

Калій дихромат $K_2Cr_2O_7$ — оранжево-червоні пластинчасті або гольчасті кристали. Розчинність у воді при 20 °С — 11,1%, при 100 °С — 50,5 %. Вище за 500 °С калій дихромат розкладається на K_2CrO_4 , Cr_2O_3 та O_2 .

У порцеляновій ступці ретельно подрібніть 5 г хром(III) оксиду, 5 г натрій нітрату, 10 г калій карбонату та перенесіть суміш до порцелянового тигля. Встановіть тигель у трикутник і нагрівайте полум'ям газового пальника до початку плавлення суміші, а потім сильно прожарте її 10...15 хв. Охолодіть тигель і розчиніть плав у дистильованій воді. Якщо необхідно, розчин відфільтруйте.

Розчин підкисліть сульфатною кислотою до переходу жовтого забарвлення в оранжеве та випарюйте його у порцеляновій чашці на водяній бані до початку кристалізації. Охолодіть розчин, відфільтруйте кристали $K_2Cr_2O_7$ за допомогою лійки Бюхнера, висушіть їх та зважте. Розрахуйте вихід калій дихромату (у %) та напишіть рівняння реакцій його одержання.

Натрій парамолібдат $Na_6Mo_7O_{24} \cdot 38H_2O$ або $5Na_2O \cdot 12MoO_3 \cdot 38H_2O$ — блискучі призматичні кристали, які легко вивітрюються та добре розчиняються у воді. Водний розчин парамолібдату натрію має кислу реакцію.

У склянці ємністю 100 мл приготуйте розчин з 8 г NaOH у 30...35 мл води та додайте до нього 8 г молібден(VI) оксиду. Розчин нагрійте до кипіння, якщо треба, відфільтруйте та упарюйте на водяній бані до появи на поверхні розчину кристалів солі. Охолодіть розчин і блискучі кристали натрій парамолібдату, що випали, відфільтруйте та висушіть між аркушами фільтрувального паперу. Сіль зберігають у закритій склянці, оскільки на повітрі вона вивітрюється.

Амоній тетрагіомолібдат $(NH_4)_2MoS_4$ — темно-червоні кристали з металевим блиском на поверхні, погано розчиняються в етиловому спирті, але добре розчинні у воді.

У конічній колбі ємністю 100 мл приготуйте розчин, що складається з 15 мл води, 50 мл розчину амоніаку ($\rho = 0,94$) та 5 г амоній парамолібдату $(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4H_2O$. Замість парамолібдату можна взяти еквівалентну кількість амоній молібдату. У витяжній шафі крізь приготований розчин з аларата Кіппа пропустіть сильний струм сірководню. Отвір колби закрийте тампоном вати. Спостерігайте, як змінюється забарвлення розчину в міру пропускання сірководню. Приблизно через 30 хв із розчину починають випадати чер-

воні з металевим блиском кристали тіосолі. Струм сірководню пропускайте ще 10...15 хв, а потім кристали, що випали, відфільтруйте крізь лійку зі скляним пористим дном і промийте їх невеликими порціями (по 10...15 мл) етанолу. Висушіть сіль у сушильній шафі при 60...70 °С та зважте. Розрахуйте вихід амоній тетрагіомолібдату.

Амоній паравольфрамат $(NH_4)_6W_7O_{24} \cdot 6H_2O$ — кристалізується у вигляді прямокутних пластинок. Сіль порівняно добре розчиняється у воді. Склад солі іноді записують у вигляді $5(NH_4)_2O \cdot 12WO_3 \cdot 6H_2O$. Вміст води в солі може бути змінним і залежить від умов її кристалізації.

У невеликій кількості води розчиніть 5 г натрій вольфрамату і з крапельниці невеликими порціями додайте концентровану хлоридну кислоту до повного осадження вольфрамової кислоти. Відфільтруйте її крізь паперовий фільтр та промийте кілька разів холодною дистильованою водою.

Вольфрамову кислоту перенесіть разом із фільтром в ту саму склянку і при перемішуванні скляною паличкою додавайте концентрований розчин амоніаку до повного розчинення вольфрамової кислоти. Розчин відфільтруйте та випарюйте у порцеляновій чашці на водяній бані при 70...80 °С до початку кристалізації. Після цього розчин охолодіть, кристали, що випали, відфільтруйте та висушіть на повітрі.

Натрій-вольфрамова бронза Na_2WO_3 — інтенсивно забарвлені кубічні кристали. Забарвлення бронзи змінюється від золотисто-жовтого ($x = 0,93$) крізь оранжево-червоний ($x = 0,64$) і червоно-фіалковий ($x = 0,46$) до темно-фіалкового ($x = 0,32$).

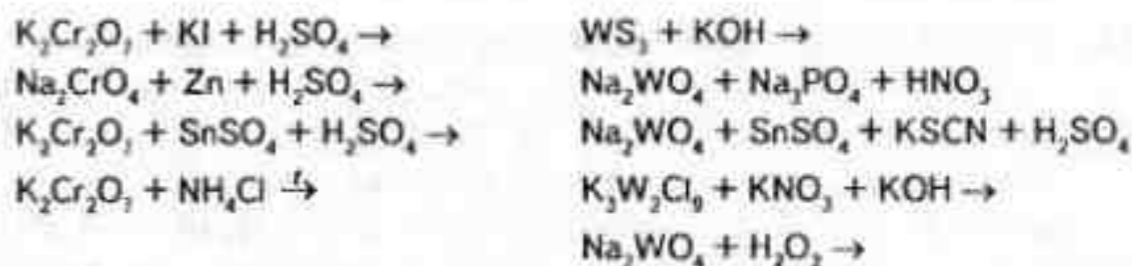
Приготуйте та сплавте 40 г суміші Na_2WO_4 з WO_3 , взятої у молярному співвідношенні 2 : 1. До розплаву додайте 15 г олов'яної фольги і витримайте суміш в розплавленому стані протягом 1...2 год. Для того, щоб забезпечити добру кристалізацію бронзи, дуже повільно охолодіть тигель із розплавом. Для вилучення залишків компонентів суміші, які не прореагували, прокип'ятіть сплав у порцеляновій чашці по черзі з розчином натрій гідроксиду та хлоридною кислотою. Промийте кристали водою, відфільтруйте та висушіть у сушильній шафі при 110...120 °С.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Чим зумовлена подібність властивостей сполук молібдену та вольфраму?
2. Чому сполуки молібдену(III) і вольфраму(III) є сильними відновниками, тоді як сполуки хрому(III) проявляють відновні властивості лише за наявності сильних окисників (H_2O_2 , Br_2 та ін.)?
3. Напишіть електронні формули атомів хрому, молібдену та вольфраму для основного (незбудженого) стану. В атомах яких елементів, крім хрому і молібдену, спостерігається «провал» електронів та чим він викликаний?
4. Чому розчин нейтрального лакмусу червоніє після додавання його до розчину калій дихромату?
5. Які продукти утворюються під час взаємодії хром(VI) оксиду з хлоридною кислотою та хлороводнем?
6. Чи взаємодіють хром і молібден із концентрованою нітратною кислотою?
7. Чи можна одержати молібден(VI) та вольфрам(VI) сульфід?
8. Чому під час взаємодії молібдену з галогенами утворюються різні за складом продукти: MoF_6 , $MoCl_5$, $MoBr_4$ і Mo_6I_{12} ? До якого типу сполук належить і яку будову має Mo_6I_{12} ? Як реагує аналогічний за складом Mo_6Cl_{12} з розчинами аргентум нітрату та лугу?
9. Яким буде склад осадів, якщо до розчинів солей хрому(III) та калій дихромату прилити розчин плюмбум нітрату?
10. Якщо для галогенідів WF_6 , WCl_6 і WBr_6 характерні низькі температури плавлення і висока леткість, то до якого класу сполук їх треба віднести? Напишіть рівняння реакцій взаємодії галогенідів(VI) з водою та розчином лугу.
11. Парамагнітні чи діамагнітні сполуки $Cr(CO)_6$, $K_2[Cr(CN)_6]$ та $K_3[Cr(CN)_6]$? Який тип зв'язку між металом та лігандом в цих сполуках?
12. Які сполуки називаються парамолібдатами і паравольфраматами та який їхній склад?
13. Допишіть рівняння реакцій:

$CrCl_2 + HClO \rightarrow$	$Mo + HNO_3 \rightarrow$
$CrCl_2 + KNCS \rightarrow$	$MoCl_3 + KNO_3 + H_2O \rightarrow$
$CrSO_4 + H_2O \rightarrow$	$MoC + KClO_3 + KOH \rightarrow$
$Cr_2O_3 + KHSO_4 \xrightarrow{\text{сплава}}$	$MoS_2 + HNO_3 \rightarrow$
$CrCl_3 + NH_3 \rightarrow$	$MoBr_4 + KNO_3 + KOH \rightarrow$
$Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{\text{сплава}}$	$Mo_6Cl_{12} + KOH \rightarrow$
$Cr_2(SO_4)_3 + PbO_2 + KOH \rightarrow$	$MoCl_3 + KCN \rightarrow$
$KCrO_2 + KClO + KOH \rightarrow$	$(NH_4)_2Mo_2O_7 + KOH \rightarrow$
$Cr_2(SO_4)_3 + Rb_2SO_4 + H_2O \rightarrow$	$(NH_4)_2MoO_4 + H_2S \rightarrow$
$K_2Cr_2O_7 + Pb(CH_3COO)_2 + H_2O \rightarrow$	$W_2C + HNO_3 + HF \rightarrow$



14. За якого значення pH концентрації хромат- та дихромат-іонів будуть однакові в 1 М розчині натрій хромату, якщо константа рівноваги реакції $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$ $K_p = 4,2 \cdot 10^{-4}$? Концентрація води є величиною постійною і не входить до виразу константи рівноваги. Відп.: pH = 7,2.
15. За величиною добутку розчинності $BaCrO_4$ розрахуйте розчинність цієї солі (г/л) в $1 \cdot 10^{-2}$ М розчині $Ba(NO_3)_2$.
16. Чи випаде в осад Ag_2CrO_4 , якщо змішати рівні об'єми розчинів срібла нітрату $1 \cdot 10^{-5}$ М та натрій хромату $1 \cdot 10^{-3}$ М?
17. Скільки кілограмів калій дихромату можна одержати з 1 т хромітного залізняку (вміст основної речовини 80 %)? Напишіть рівняння відповідних перетворень.

НІТРОГЕН

Азот. Сполуки нітрогену з гідрогеном

1. Одержання азоту розкладом амоній нітриту

В колбу місткістю 50...100 мл налейте по 5 мл насичених розчинів амоній хлориду та натрій нітриту, закріпіть її у вертикальному положенні на штативі та обережно нагрійте до витиснення повітря азотом, що утворюється. Після цього зберіть чистий азот над водою у пробірку. Доведіть, що це азот.

2. Одержання азоту окисненням амоніаку хлорним вапном

Суміш 5 г сухого подрібненого хлорного вапна, 2...3 мл 25 %-го розчину амоніаку та 5...10 мл води старанно перемішайте та помістіть у колбу, закрийте її корком з газовідвідною трубкою. Нагрійте колбу і після витиснення з неї повітря зберіть азот над водою у пробірку. Дослідіть його за допомогою палаючої скалки. Амоніак, що частково виділяється при нагріванні цієї суміші, розчиняється у воді.

В робочому журналі відмітьте спостереження та напишіть рівняння реакції.

3. Одержання азоту відновленням калій нітрату залізом

Ретельно перемішайте 2...3 мікрошпателі порошку заліза з 1...2 мікрошпателями калій нітрату та помістіть цю суміш у суху пробірку, закривши її корком з газовідвідною трубкою.

Закріплену в штативі пробірку обережно нагрійте до витіснення повітря. Азот, що виділяється, зберіть у пробірку над водою. Після цього нагрівання припиніть, розгерметизуйте прилад. Доведіть, що одержаний газ — азот.

4. Одержання амоніаку з амоній хлориду

Суміш з 1...2 мікрошпателів амоній хлориду та 2...3 мікрошпателів кальцій гідроксиду нагрійте у пробірці. Для виявлення амоніаку, що виділяється, до отвору пробірки піднесіть червоний лакмусовий папірець, або скляну паличку, змочену концентрованою хлоридною кислотою.

5. Одержання амоніаку на холоді

Зберіть прилад, який зображено на рис. 21. У колбу об'ємом 100 мл помістіть 15...20 гранул калій гідроксиду та закрийте її пробкою, в яку вмонтовано лійку та газовивідну трубку. Кінець воронки повинен майже торкатися дна колби. На зовнішній кінець газовідвідної трубки надіньте суху колбу догори дном, закріпіть її в такому положенні на штативі з допомогою кільця. Через лійку налийте в колбу порціями 10...15 мл 25 %-го розчину амоніаку. Калій гідроксид, розчиняючись, зміщує рівновагу реакції вліво:



Зберіть амоніак, що виділяється в колбу, переконавшись в тому, що вона повністю наповнена. Для цього до отвору колби піднесіть червоний лакмусовий папірець, який має посиніти. Вийміть газовідвідну трубку, закрийте колбу корком, зніміть зі штатива та збережіть для подальшого дослідження.

6. Розчинення амоніаку у воді («фонтан»)

Колбу з сухим амоніаком закрийте пробкою із скляною трубкою зі звуженим капіляром усередину, як показано на рис. 40, і занурте корком униз у кристалізатор з водою. У воду додайте попередньо декілька крапель фенолфталеїну. Для полегшення проникнення першої краплі води крізь капіляр у колбу злегка погойдайте її вертикально. Після проникнення краплі води в колбу активно заб'є фонтан, що вривається в колбу з амоніаком крізь звужений капіляр.

Спостереження та висновки занотуйте в робочий журнал.

7. Взаємодія розчину амоніаку з солями заліза(III), алюмінію

У дві пробірки налейте по 1 мл розчинів солей феруму(III) та алюмінію. Додайте в кожен пробірку по 0,5 мл 10 %-го розчину амоніаку.

Опишіть спостереження та рівняння реакції відповідних процесів.

8. Розклад амоній дихромату («вулкан»)

В фарфоровий тигель або на азбестову сітку покладіть 1...2 г подрібненого амоній дихромату у вигляді гірки і палаючим сірником підігрійте її зверху.

Напишіть рівняння реакції та опишіть спостереження. Хром(III) оксид, що утворився, зберіть і збережіть для наступного дослідження.

9. Каталітичне окиснення амоніаку

9.1. Змочіть внутрішню сторону великої плоскодонної колби 25 %-м розчином амоніаку. Колбу закрийте на деякий час корком. Наберіть в залізну ложечку хром(III) оксиду і сильно нагрійте його в полум'ї газового пальника. Відкрийте колбу та швидко внесіть в неї ложечку з хром(III) оксидом, струшуючи її та розсипаючи хром(III) оксид. На розжарених часточках хром(III) оксиду відбувається каталітичне окиснення амоніаку до нітроген(I) оксиду. Внаслідок виділення тепла при протіканні цієї реакції часточки хром оксиду спалахують.

Напишіть рівняння реакції. Поясніть появу білого диму в колбі.

9.2. В суху пробірку помістіть 1 мікрошпатель манган(IV) оксиду, закріпіть її в горизонтальному положенні на штативі і прожарте протягом 2...3 хв в полум'ї газового пальника. В другу пробірку налейте 1...2 мл 25 %-го розчину амоніаку, закрийте її пробкою з газовідвідною трубкою, зігнутою під прямим кутом, та введіть у пробірку з нагрітим манган(IV) оксидом таким чином, щоб кінець трубки майже торкався дна. Припиніть нагрівання манган(IV) діоксиду. Підігрійте розчин амоніаку, пропускаючи струмінь NH_3 над манган(IV) оксидом. У результаті екзотермічного окиснення амоніаку MnO_2 розжарюється і відбувається реакція: $4\text{NH}_3 + 15\text{MnO}_2 = 4\text{NO} + 5\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$. В умовах повільного проходження струменя амоніаку можна одержати нітроген(IV) оксид.

Запишіть спостереження в робочому журналі.

10. Відновлення бромиду та калій перманганату амоніаком

10.1. В пробірку до 2...3 крапель бромної води додайте таку саму кількість 25 %-го розчину амоніаку. Запишіть спостереження та рівняння реакції.

10.2. До 2...3 крапель розчину калій перманганату в пробірці додайте 3...5 крапель 25 %-го розчину амоніаку і підігрійте суміш.

Напишіть рівняння реакції та опишіть спостереження в робочому журналі.

11. Відновлення купрум(II) оксиду амоніаком

У суху пробірку насипте 1 мікрошпателю порошку купрум(II) оксиду і закріпіть її на штативі. Пробірку розігрійте до розжарювання CuO . В другу пробірку помістіть близько 10 гранул калій гідроксиду, внесіть 3...5 мл 25 %-го розчину амоніаку, швидко закрийте пробкою з газовідвідною трубкою. Введіть її в пробірку з розжареним купрум(II) оксидом та прикрийте ватним тампоном. Протягом 2...3 хв пропустіть інтенсивний струмінь амоніаку. Спостерігайте за зміною забарвлення порошку купрум(II) оксиду. Напишіть рівняння реакції.

12. Контрольні реакції на йон амонію

12.1. В пробірку з 3...5 краплями розчину солі амонію додайте 2...3 краплі розчину лугу і нагрійте. Для виявлення амоніаку піднесіть до отвору пробірки мокрий (!) червоний лакмусовий папірець, змочений розчином фенолфталеїну, не торкаючись стінок пробірки. Утворення амоніаку можна також визначити за запахом.

12.2. На фільтрувальний папірець, змочений розчином купрум(II) сульфату капніть кілька крапель розчину амоніаку. Папірець забарвлюється в характерний синій колір.

12.3. У пробірку з 4...5 краплями лужного розчину K_2HgI_4 (реактив Несслера) додайте 1...2 краплі розчину солі амонію. Спостерігайте випадіння забарвленого осаду.

Допишіть рівняння реакції: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} + \text{K}_2\text{HgI}_4 \rightarrow$

13. Утворення комплексних амоніакатів купруму, цинку та нікелю

В три пробірки налейте окремо по 5 крапель розчинів купрум, цинк та нікель сульфатів. У кожну з пробірок додайте 1 мл концентрованого розчину амоніаку, відмітивши зміну кольору. Напишіть рівняння реакцій утворюваних комплексних аміакатів.

14. Утворення комплексного аміакату купруму сухим методом

У суху пробірку насипте 1 мікрошпателю безводного купрум сульфату і закріпіть її на штативі таким чином, щоб дно її було трохи ви-

ще отвору. В другу пробірку помістіть 10...15 гранул калій гідроксиду, налейте в неї 3...5 мл 25 %-го розчину амоніаку, швидко закрийте її корком з газовідвідною трубкою та введіть у пробірку з купрум сульфатом, закривши її ватним тампоном. Упродовж 2...3 хв пропустіть інтенсивний струмінь амоніаку. Спостерігайте за утворенням забарвленого купрум аміакату.

15. Відновні властивості солей гідразонію

15.1. В пробірку з декількома кристаликами солі гідразонію додайте по 0,5 мл розчинів солі купруму та лугу. На холоді відбувається відновлення купрум сульфату до купрум(I) оксиду, а при нагріванні — до металічної міді.

15.2. До декількох крапель йодної води додайте стільки ж розчину солі гідразонію.

15.3. Декілька крапель розчину калій дихромату підкисліть розчином сульфатної кислоти (1:3) і додайте невеличку кількість розчину солі гідразонію.

15.4. До 0,5 мл розчину йодату калію додайте 3...5 крапель розчину гідразоній сульфату.

Напишіть рівняння реакції та опишіть спостереження.

16. Властивості гідразину як ліганду

16.1. До невеличкої кількості солі гідразонію в пробірці долийте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. Суміш збовтайте і залиште на 2...3 хв для утворення гідразин гідрату. Після цього в пробірку додайте 2...3 краплі розчину солі нікелю. Спостерігайте утворення нерозчинної забарвленої в бузковий колір координаційної сполуки нікелю(II) з гідрaziном складу $[\text{Ni}(\text{N}_2\text{H}_4)_6](\text{OH})_2$.

16.2. У пробірку налейте 0,5 мл розчину кадмій сульфату і додайте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. До осаду, що утворився, долийте 0,5 мл концентрованого розчину солі гідразонію. Спостерігайте розчинення осаду внаслідок утворення координаційної сполуки складу $[\text{Cd}(\text{N}_2\text{H}_4)_6](\text{OH})_2$.

Напишіть рівняння реакції в робочому журналі.

17. Відновнювальні властивості солей гідроксиламонію

17.1. В пробірку налейте 3...5 крапель розчину гідроксиламонію, додайте 0,5 мл 10 %-го розчину лугу та 5...7 крапель розчину купрум сульфату. Купрум сульфат відновлюється при цьому до купрум(I) оксиду.

17.2. До декількох крапель йодної води додайте розчин солі гідроксиламонію.

17.3. Підкисліть 5...7 крапель розчину калій перманганату, сульфатною кислотою (1 : 3) і додайте 3...5 крапель розчину солі гідроксиламонію.

17.4. До 0,5 мл розчину гідроксиламоній сульфату додайте розчин калій йодату. Напишіть рівняння реакції та опишіть свої спостереження в робочому журналі.

18. Окиснювальні властивості солей гідроксиламонію

В пробірку покладіть 1 мікрошпатель гідроксиламоній хлориду, прилийте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду і додайте декілька ошурок алюмінію. Через 3...4 хв доведіть виділення амоніаку.

19. Координаційні сполуки гідроксиламонію

19.1. В пробірку до 1...2 мікрошпателів сухого гідроксиламоній сульфату або хлориду налійте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. Збовтайте суміш до розчинення кристалів і через 2...3 хв додайте 2...3 краплі розчину солі нікелю. При цьому утворюється забарвлена в ділово-синій колір розчинна координаційна сполука нікелю з гідроксиламіном $[\text{Ni}(\text{NH}_2\text{OH})_6](\text{OH})_2$, інтенсивність забарвлення якої підсилюється з часом.

19.2. У пробірку налійте 0,5 мл розчину кадмій сульфату і додайте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. Випадає осад кадмій гідроксиду. Додайте до нього 0,5 мл концентрованого розчину солі гідразонію. При цьому спостерігається розчинення осаду внаслідок утворення координаційної сполуки $[\text{Cd}(\text{NH}_2\text{OH})_6](\text{OH})_2$. Напишіть рівняння реакції та опишіть свої спостереження в робочому журналі.

Синтез деяких сполук амоніаку, гідразину та гідроксиламонію

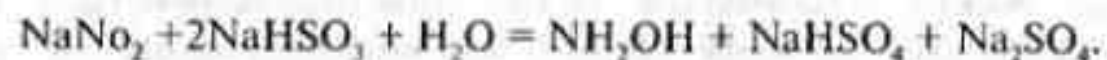
Гідразоній сульфат $[\text{N}_2\text{H}_6]\text{SO}_4$ — безбарвні блискучі кристали, що мають форму товстих пластинок або призм. Розчинність його в 100 г води становить 3,05 г при 22 °С і 27,65 г при 60 °С. Препарат не розчиняється в етанолі. Плавиться з розкладом при температурі 254 °С.

Гідразоній сульфат одержують окисненням амоніаку натрій гіпохлоритом

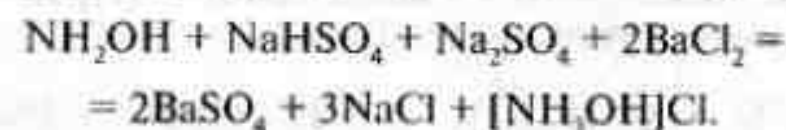


У конічну колбу об'ємом 500 мл налійте 100 мл 20 %-го розчину амоніаку, 3 мл 1 %-го розчину желатину і 50 мл 1 н. розчину натрій гіпохлориту. Розчин швидко нагрійте до кипіння і кип'ятіть упродовж 30 хв, упаривши рідину до половини об'єму. Надмір амоніаку при цьому звітряється. Одержаний гарячий розчин швидко охолодіть до теплого стану і нейтралізуйте розбавленою сульфатною кислотою (1 : 3) до рН 7...8. Розчин залишіть до виділення сірих пластівців желатину. Відфільтруйте розчин, а фільтрат інтенсивно підкисліть сульфатною кислотою. Залиште фільтрат до наступного лабораторного заняття. Гідразоній сульфат, що випав, відфільтруйте і просушіть. Сіль можна перекристалізувати з водного розчину.

Гідроксиламоній хлорид $[\text{NH}_2\text{OH}]\text{Cl}$ — безбарвні моноклінні кристали. В 100 г води при 17 °С розчиняється 83,3 г солі. Препарат розчиняється в етанолі, плавиться при температурі 151 °С. Гідроксиламоній одержують відновленням натрій нітриту гідросульфатом:



По закінченні реакції до розчину додайте барій хлорид для осадження сульфат-іонів і одержання гідроксиламоній хлориду:



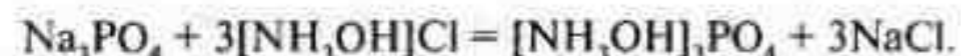
Розчиніть 7 г натрій гідроксиду в 30 мл води і через одержаний розчин пропустіть сульфур діоксид до кислої реакції, після чого ще 5...10 хв насичуйте розчин сульфур діоксидом. Приготуйте розчин із 5,5 г нітрату і 9 мл води, охолодіть його сумішшю льоду з сіллю і додайте краплями попередньо одержаний розчин натрій гідросульфату, постійно перемішуючи. Слідкуйте за тим, щоб температура не піднімалась вище 0 °С. Розчин перелийте в круглодонну колбу, додайте води до об'єму 150 мл і нагрійте до кипіння на електроплитці. До нагрітої суміші додайте розчин $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (37 г у 45 мл води). Відфільтруйте барій сульфат і випарюйте розчин у фарфоровій чашці спочатку на газовому полум'ї до 1/4 початкового об'єму, а після цього — на водяній бані до сухого залишку. Для екстракції гідроксиламоній хлориду твердий залишок подрібніть, перенесіть у колбу зі зворотним холодильником, додавши 30 мл етанолу, і нагрійте до кипіння. Рідину злийте в стакан, а твердий залишок повторно обробіть 15 мл етанолу. Розчини етанолу злийте, профільтруйте крізь скля-

ний фільтр і випаруйте на водяній бані до початку кристалізації. Кристали, що утворилися, відфільтруйте на скляному фільтрі, зважте, розрахуйте вихід за рівнянням реакції. При виконанні синтезу дотримуйтесь правил техніки безпеки, оскільки гідроксиламін і його солі токсичні!

Тетраамінокупрум(II) сульфат $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — темно-сині кристали. Розчинність їх у 100 г води становить 18,5 г при 21,5 °С. На повітрі і при нагріванні розкладаються, втрачаючи воду і амоніак. Повний розклад відбувається при температурі 260 °С. До 10 мл насиченого розчину мідного купоросу додавайте при перемішуванні скляною паличкою невеличкими порціями 25 %-й розчин амоніаку до розчинення осаду основного купрум сульфату, який утворився спочатку. Одержаний розчин обробіть 15...20 мл етанолу, перемішайте і охолодіть водою з льодом. Осад, що випав, відфільтруйте і промийте на фільтрі розчином амоніаку. Препарат висушіть на повітрі, зважте і розрахуйте вихід. Доведіть наявність у ньому амоніаку та сульфат-іонів. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

Гідроксиламоній фосфат $[\text{NH}_3\text{OH}]\text{PO}_4$ — біла кристалічна сіль. При нагріванні розкладається з відщепленням гідроксиламіну.

Сіль одержують шляхом реакції обміну:



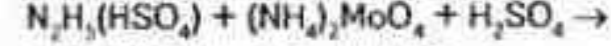
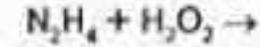
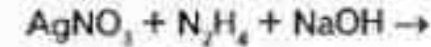
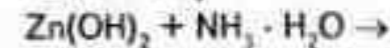
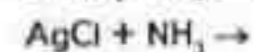
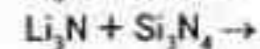
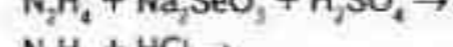
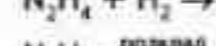
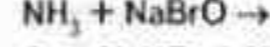
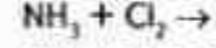
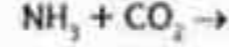
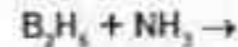
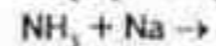
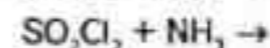
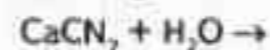
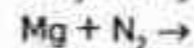
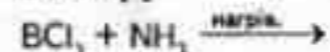
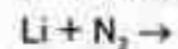
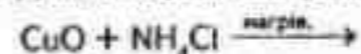
Розчиніть 20 г $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ у 40 мл гарячої води, профільтруйте і додайте до цього розчину профільтрований розчин, що складається з 11 г $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ і 24 мл гарячої води. Після охолодження суміш відфільтруйте на скляному фільтрі. При цьому одержите 8 г гідроксиламоній фосфату. З маточного розчину після випарювання можна одержати додаткову кількість $[\text{NH}_3\text{OH}]\text{PO}_4$. Загальний вихід препарату становить 90 %. Препарат висушіть на повітрі.

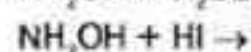
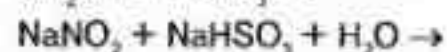
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Як з позиції методу ВЗ узгодити валентні можливості атомів нітрогену та ступенів їх окиснення у N_2O ; N_2O_4 ; N_2O_5 ; HNO_3 та HN_3 ?
2. Чому для нітрогену не характерно утворення гомоланцюгів зі зв'язками N—N?

3. Чому для нітрогену, на відміну від фосфору, арсену та стихію не характерна алотропія?
4. У яких випадках водний розчин амоніаку не може бути використаний для осадження нерозчинних гідроксидів металів?
5. Чому нітроген та фосфор не утворюють комплексів, що так характерні для бісмуту: M_3SbHal_3 , MSbHal_4 та MSbHal_6 ?
6. Чому для нітрогену, стихію та бісмуту, на відміну від фосфору та арсену, не характерні гідроксиди складу H_2EO_4 ?
7. Допишіть рівняння реакцій:





Оксигенові сполуки нітрогену

1. Одержання і вивчення властивостей нітроген(I) оксиду

Пробірку із сумішшю тонко подрібнених сухих 2 г натрій нітрату та 1,8 г амоній сульфату закрийте пробкою з газовідвідною трубкою та закріпіть її на штативі в нахиленому положенні. Кінець газовідвідної трубки помістіть в кристалізатор з водою, нагрітою до 60...80 °С (для зменшення розчинності нітроген(I) оксиду). Нагрійте пробірку полум'ям пальника для висушування солей, а після розплавлення суміші відрегулюйте вогонь так, щоб забезпечити рівномірний і повільний струмінь газу.

Через декілька хвилин після витіснення з приладу повітря зберіть газ, що виділяється, у дві баночки над водою. Випробуйте зібраний газ гліючою скалочкою. В іншу баночку внесіть в залізній ложечці підпалений на повітрі фосфор або сірку. Напишіть рівняння реакції та опишіть свої спостереження.

2. Одержання нітроген(II) оксиду

2.1. *Відновлення нітратів солями заліза в кислому середовищі.* Зберіть прилад, як показано на рис. 21. У колбу об'ємом 200 мл помістіть 10 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і при нагріванні розчиніть сіль у 15 мл води. Після цього до гарячого розчину додайте 10 мл концентрованої хлоридної кислоти і закрийте колбу пробкою з газовідвідною трубкою і лійкою, кінець якої має бути занурений в рідину. Газовідвідну трубку з'єднайте з промивною склянкою, заповненою на 1/4 об'єму 10 %-м розчином лугу.

Через лійку порціями заливайте насичений розчин амоній нітрату (5...7 г натрій нітрату розчиніть у мінімальній кількості води) і зберіть газ, що утворюється, в три баночки над водою.

Напишіть рівняння реакції і опишіть спостереження в робочому журналі.

2.2. *Відновлення розбавленої нітратної кислоти міддю.* В цьому досліді скористайтеся приладом, показаним на рис. 21. У колбу помістіть 5 г мідних стружок, додайте 30 мл розбавленої нітратної кислоти (1 : 1) і підігрійте. Нітроген(II) оксид, що утворюється, використайте в наступному досліді.

3. Вивчення властивостей нітроген(II) оксиду

3.1. *Окиснювальні властивості.* В три банки з нітроген(II) оксидом, одержаним в попередньому досліді, внесіть окремо в залізній ложечці запалені на повітрі фосфор, сірку та вугілля.

3.2. *Відновні властивості.* Підготуйте три пробірки. В одну з них налійте 1...2 мл розчину калій дихромату, а в другу — таку саму кількість розчину калій перманганату. Підкисліть розчини розбавленою сульфатною кислотою. В третю пробірку налійте 2 мл концентрованої нітратної кислоти і нагрійте її. В кожний розчин пропустіть струмінь нітроген(II) оксиду (див. попередній дослід).

3.3. *Якісна реакція на NO.* У пробірку налійте 3...4 мл свіжо-насиченого розчину ферум(II) сульфату і пропустіть через нього струмінь нітроген(II) оксиду. При цьому спостерігається забарвлення розчину внаслідок утворення координаційної сполуки. Розчин нагрійте, інтенсивність забарвлення зменшується через руйнування сполуки.

4. Одержання нітроген(III) оксиду

4.1. *Одержання нітроген(III) оксиду з нітритів.* До 1 мл охолодженого насиченого розчину натрій нітриту додайте 0,5 мл розчину розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3). Спостерігайте утворення і розклад нітроген(III) оксиду.

4.2. *Відновлення нітратної кислоти крохмалем.* У досліді використайте прилад (рис. 21). Газовідвідну трубку з'єднайте з U-подібною посудиною, що охолоджується ззовні сумішшю льоду із сіллю. Помістіть в колбу 2 г крохмалю і налійте порціями через лійку 7 мл 50 %-го розчину нітратної кислоти. Концентрацію нітратної кислоти визначте за густиною, користуючись ареометром. Колбу трохи підігрійте. В U-подібній посудині збирається рідкий нітроген(III) оксид.

5. Одержання нітроген(IV) оксиду

В колбу (див. рис. 21) помістіть 2 г мідних стружок і крізь лійку порціями налійте 10 мл концентрованої нітратної кислоти. Колбу нагрійте, бурий газ, що виділяється, зберіть в три банки, опустивши в них до дна газовідвідну трубку від приладу. Крім цього, протягом 1...2 хв пропустіть нітроген(IV) оксид у пробірку з 2 мл води. Збережіть зібраний газ і пробірку з одержаною рідиною для наступного досліді.

6. Вивчення властивостей нітроген(IV) оксиду

6.1. *Окиснювальні властивості.* В дві залізні ложечки помістіть окремо сірку і червоний фосфор. Запаліть їх на повітрі і внесіть у банки з нітроген(IV) оксидом. У третю банку внесіть з допомогою щипців стружку міді, попередньо нагріту в полум'ї газового пальника.

6.2. *Взаємодія нітроген(IV) оксиду з водою.* Розчин в пробірці, який одержано в попередньому досліді, випробуйте за допомогою лакмусового папірця. Після цього додайте до неї розчин ферум(II) сульфату.

7. Відновні властивості нітритної кислоти та її солей в кислому середовищі

7.1. В пробірку внесіть 4...5 крапель розчину калій перманганату, підкисліть його розчином розбавленої сульфатної кислоти (2 : 5) і додайте 4...5 крапель розчину натрій нітриту.

7.2. До підкисленого розчину калій дихромату прилийте розчин натрій нітриту.

7.3. До розчину натрій нітриту додайте 1...2 краплі бромної води.

7.4. Нагрійте підкислений розчин натрій нітриту з невеличкою кількістю твердого плюмбум(IV) оксиду.

Напишіть рівняння реакцій і поясніть явища, що відбуваються.

8. Окиснювальні властивості нітритної кислоти та її солей в кислому середовищі

8.1. У пробірку налейте 5 крапель розчину калій йодиду, підкисліть його розбавленою сульфатною кислотою (1 : 5) і додайте 3...4 краплі розчину нітриту лужного металу.

8.2. Через розчин натрій нітриту пропустіть струмінь сірководню або додайте до нього такий самий об'єм сірководневої води.

8.3. У пробірку з 3...5 краплями розчину ферум(II) сульфату додайте декілька крапель розбавленої сульфатної кислоти (1 : 5) і поступово нагрійте, додаючи 10...15 крапель розчину натрій нітриту. При цьому розчин спочатку стає темно-бурим внаслідок утворення $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6-x(\text{NO})_x]\text{SO}_4$, а потім знебарвлюється при цілковитому використанні солі феруму(II). Відлийте частину розчину і додайте до нього розбавлений розчин натрій гідроксиду. Для порівняння додайте цей розчин і до початкового розчину ферум(II) сульфату.

8.4. В пробірку налейте 5 мл розчину натрій нітриту, підкисліть його розбавленою сульфатною кислотою (1 : 5) і внесіть мідну стружку.

9. Відновлення нітритів у лужному середовищі

В пробірку до 1...2 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду додайте 3...5 крапель розчину натрій нітриту і помістіть у цю суміш 2...3 шматочки металічного алюмінію або 1 мікрошпатель порошкоподібного цинку. Через деякий час за запахом або посинінням червоного лакмусового папірця, піднесеного до отвору пробірки, виявіть амоніак. Напишіть рівняння реакції і поясніть утворення амоніаку, користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів.

10. Якісні реакції на нітрит-іони і відміна їх від нітрат-іонів

10.1. У пробірку помістіть 1 мікрошпатель натрій нітриту і розчиніть його при нагріванні в 5...7 краплях води. Підкисліть розчин розбавленою сульфатною кислотою (1 : 5) і знову нагрійте. Спостерігайте за утворенням бурого газу. Напишіть рівняння реакції розкладу нітритної кислоти.

10.2. Для виявлення іонів NO_2^- використайте реакції, описані в попередніх дослідях (7.1, 7.2, 7.3, 8.1).

11. Нітрит-іон як ліганд

У пробірку внесіть 3...5 крапель розчину плюмбум нітрату і додайте 7...10 крапель насиченого розчину натрій або калій нітриту. Внаслідок реакції утворення нітритного комплексу плюмбуму спостерігається забарвлення розчину в жовтий колір. Напишіть рівняння реакції з урахуванням того, що координаційне число плюмбуму(II) дорівнює чотирьом.

12. Одержання нітратної кислоти окисненням амоніаку

Зберіть прилад, що зображено на рис. 49. У колбу 1 налейте 5...10 %-й розчин амоніаку, в колбу 3 — нейтральний розчин лакмусу. Всередину трубки 2, що сполучає ці колби, помістіть хром(III) оксид так, щоб він заповнив 5 см довжини трубки, інтенсивно нагрійте цю частину трубки і приєднайте прилад через коротку трубку колби 3 до водоструминного насоса 4. Спостерігайте за зміною забарвлення розчину лакмусу.

Напишіть рівняння реакції й поясніть утворення нітратної кислоти.

13. Якісні реакції на нітрат-іони

13.1. У пробірку налейте 10 крапель насиченого розчину ферум(II) сульфату і додайте 5 крапель розчину натрій нітрату. Розчин розмішайте збовтуванням, після чого обережно по стінці пробірки додайте до нього 10 крапель концентрованої сульфатної кислоти так, щоб вона опинилася на дні пробірки під розчином

ферум(II) сульфату і натрій нітрату. На межі дотику цих розчинів з'являється буре забарвлення («буре кільце»), яке зникає при збовтуванні та нагріванні розчину.

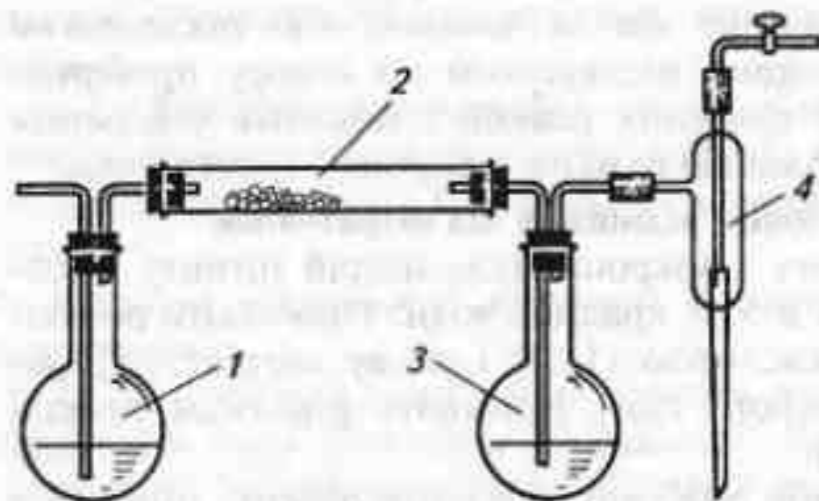


Рис. 49. Прилад для одержання нітратної кислоти окисненням амоніаку

13.2. У пробірку з 5 краплями нітратної кислоти по стінці пробірки обережно додайте 3 краплі розчину дифеніламіну ($C_6H_5)_2NH$ так, щоб ці рідини не змішалися. На межі дотику їх виникає синє кільце.

14. Окиснювальні властивості нітратної кислоти

В три пробірки налейте по 1 мл концентрованої нітратної кислоти. В першу пробірку

додайте декілька крапель розчину фуксину, в другу — шматочок сірки, в третю — кілька крупинок купрум сульфіді. Пробірку з сіркою нагрійте у витяжній шафі і, коли вся сірка прореагує, доведіть наявність в розчині сульфат-іонів. Пробірку з сульфідом міді також нагрійте у витяжній шафі. Що при цьому відбувається?

15. Взаємодія концентрованої і розбавленої HNO_3 з металами

15.1. В одну пробірку помістіть гранулу цинку, в іншу — шматочок олова. В обидві пробірки додайте по 1 мл концентрованої нітратної кислоти.

15.2. В одну пробірку помістіть гранулу цинку, в іншу — шматочок олова, додайте в кожен пробірку по 1 мл розбавленої нітратної кислоти (1:20). Впродовж 5...10 хв рідини збовтуйте, потім відфільтруйте розчин від залишків металів і доведіть наявність в них іонів амонію. Напишіть рівняння реакцій.

16. Термічний розклад безводної нітратної кислоти

Налійте 2 мл безводної нітратної кислоти в пробірку, закріпіть її на штативі у витяжній шафі і нагрійте. Через 1...2 хв внесіть у пробірку тліючу скалку. Що при цьому відбувається?

Напишіть рівняння розкладу нітратної кислоти і опишіть спостереження.

17. Термічний розклад нітратів

У витяжній шафі нагрійте в трьох пробірках солі нітратів калію, плюмбуму та аргентуму. Доведіть виділення кисню при їх розкладі. Напишіть рівняння розкладу нітратів калію, плюмбуму, аргентуму і опишіть спостереження.

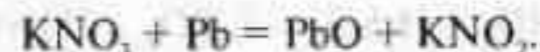
18. Нітрати як окисники (в сухому вигляді)

У фарфоровий тигель помістіть по одному мікрошпателью солей калій нітрату та карбонату, перемішайте їх і нагрійте суміш до розплавлення. Додайте до розплаву кілька крупинок хром(III) оксиду і сильно прожарте цю масу. Суміш охолодіть, відберіть від неї невелику частку, обробіть її водою і доведіть наявність у розчині хромат-іонів.

Синтез оксигеновмісних сполук нітрогену

Калій нітрит KNO_2 — безбарвні призматичні гігроскопічні кристали. Розчинність його в 100 г води становить 281 г при $0^\circ C$ і 413 г при $100^\circ C$. Сіль плавиться при температурі $440^\circ C$.

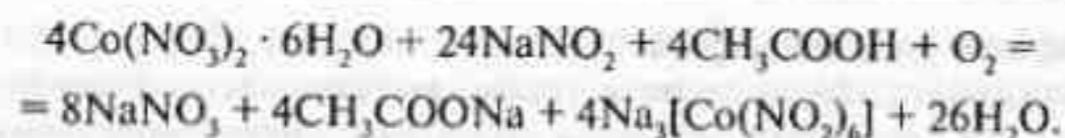
Калій нітрит можна одержати відновленням калій нітрату плюмбумом:



У заліжному тиглі розплавте 10 г калій нітрату і в розплавлену масу додайте при перемішуванні 20 г сухого губчастого свинцю, одержаного шляхом взаємодії цинку з ацетатом плюмбуму. Після прожарювання протягом 90 хв, коли свинець окислиться, масу охолодіть, відливши її на керамічну плитку, подрібніть і обробіть водою. Розчин відфільтруйте і пропустіть через нього струмінь вуглекислого газу для осадження плюмбуму, який у невеликій кількості перейшов у розчин. Відфільтруйте розчин знову і фільтрат випарте досуха. Суху масу розплавте при нагріванні і розплав вилийте на керамічну плитку, подрібніть і зважте. Обчисліть вихід калій нітриту за рівнянням реакції. Доведіть за допомогою відомих реакцій наявність у препараті нітрит-іонів.

Натрій гексанітрокобальтат(III) — $Na_2[Co(NO_2)_6]$ — жовтий кристалічний порошок, добре розчинний у воді. Водні розчини цього реактиву з часом поступово розкладаються.

В основі синтезу лежить реакція



Натрій нітрит при цьому є комплексоутворювачем.

15 г натрій нітрит розчиніть в 15 мл нагрітої до 80 °С води, охолодіть розчин до 50...60 °С і додайте 5 г $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. В одержану суміш при перемішуванні долийте порціями 5 мл 50 %-го розчину оцтової кислоти і протягом 30 хв пропустіть крізь розчин сильний струмінь повітря, скориставшись для цього водоструминним насосом. Через 2 год відфільтруйте коричневий осад $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Для осадження $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ до фільтрату додайте 25 мл 96 %-го етанолу. Осад має відстоятися протягом 1...2 год, потім відфільтруйте його на скляному фільтрі та промийте етанолом або ефіром. Препарат висушіть на повітрі. Вихід його становить 75 %.

Безводна нітратна кислота — HNO_3 — безбарвна рідина. Оксидами азоту забарвлюється в жовто-бурий колір, кипить при 83 °С, плавиться при -41,1 °С. При зберіганні, особливо при освітленні, розкладається.

Безводну нітратну кислоту одержують шляхом взаємодії калій нітрату з сульфатною кислотою:

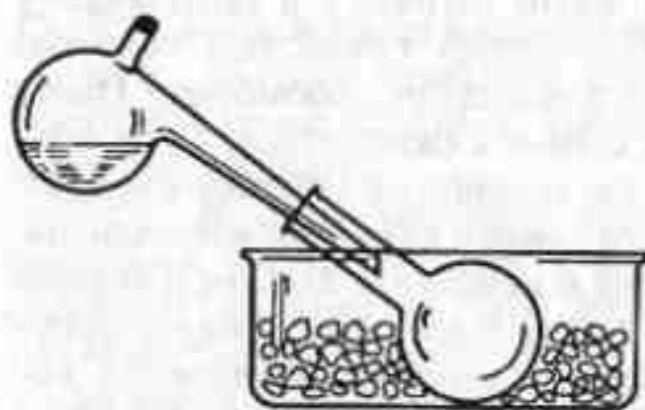
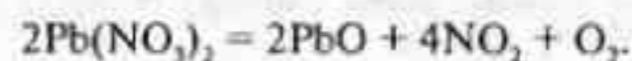


Рис. 50. Прилад для одержання безводної нітратної кислоти

Зберіть прилад, як показано на рис. 50 (витяжна шафа). В реторту помістіть 15 г попередньо висушеної і розтертої в ступці калійної селітри KNO_3 та 10 мл концентрованої сульфатної кислоти. Полум'ям газового пальника нагрійте суміш і зберіть нітратну кислоту, що виділяється, в колбу-приймач, яку охолоджуйте в кристалізаторі льодом або сумішшю льоду з водою. Коли через 20...30 хв почнеться

виділення бурого газу, нагрівання припиніть і вийміть реторту з приймача. Синтезовану нітратну кислоту перелийте в склянку з притертою пробкою.

Нітроген(IV) оксид — NO_2 — червоно-бурий отруйний газ, плавиться при -10,8 °С, кипить при 21,2 °С. Нітроген(IV) оксид одержують розкладом п्लумбум нітрату:



Зберіть прилад, як показано на рис. 51. Помістіть в тугоплавку пробірку 1 суміш, що складається з 8 г подрібненого і попередньо висушеного при температурі 150...200 °С п्लумбум нітрату і 3 г сухо-

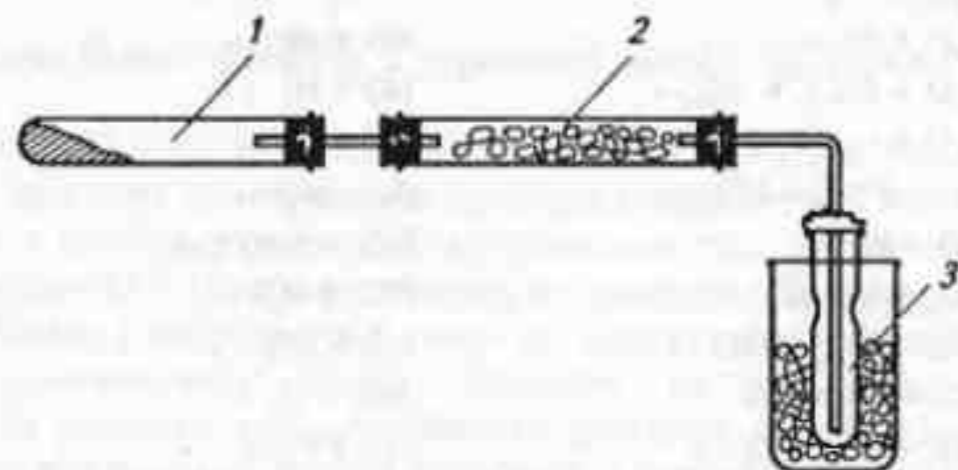
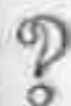


Рис. 51. Прилад для одержання рідкого нітроген(IV) оксиду

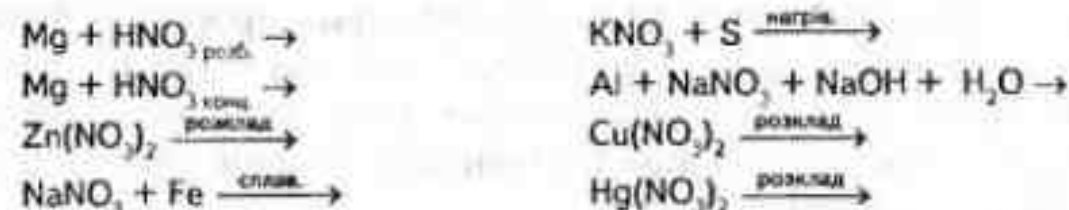
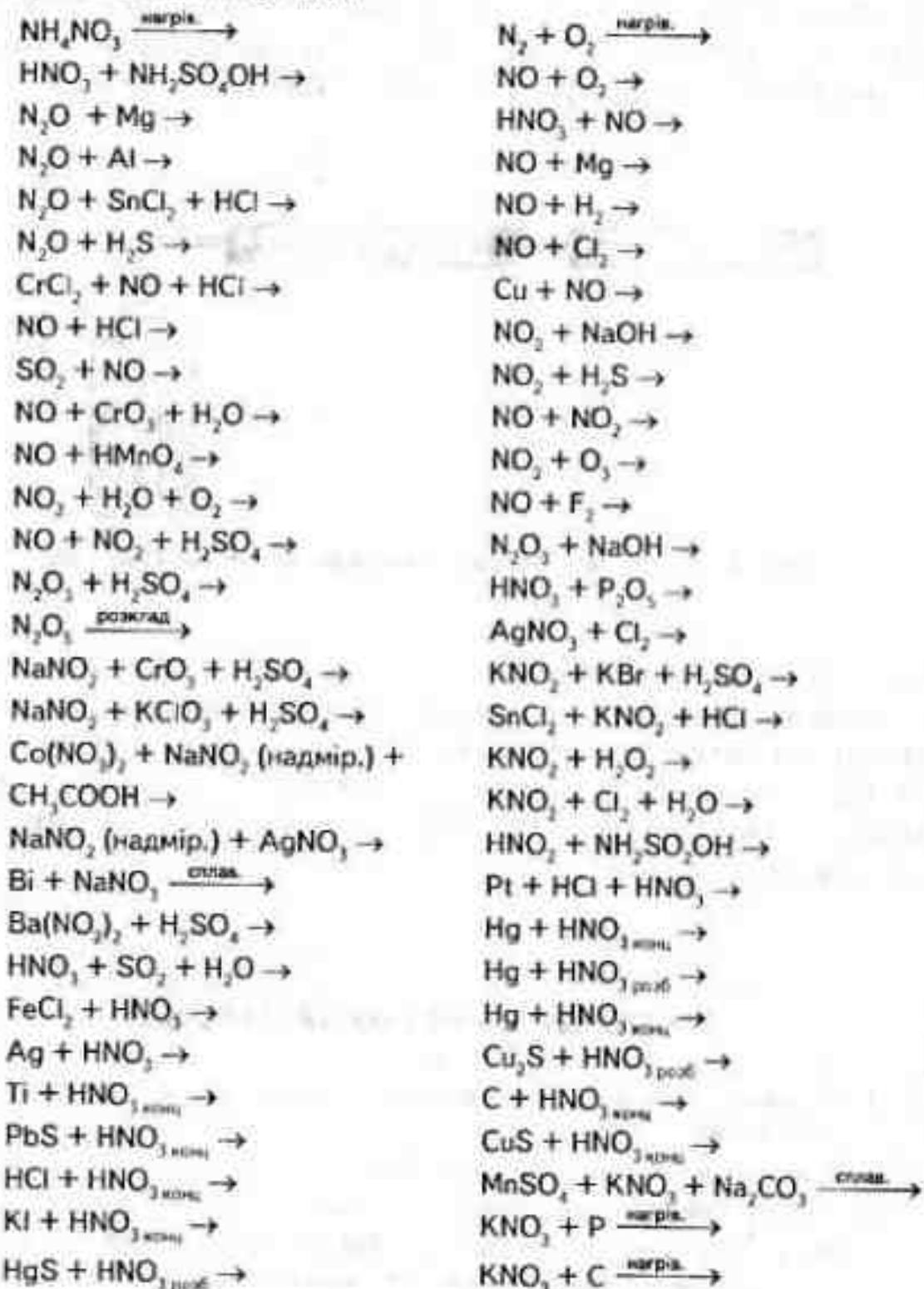
го піску. До пробірки приєднайте горизонтальну трубку 2, заповнену безводним кальцій хлоридом або фосфорним ангідритом. Добре висушену приймач-ампулу 3 помістіть у стакан із сумішшю льоду і солі в масовому співвідношенні 3 : 1. Нагрійте пробірку з п्लумбум нітратом, зберіть рідкий нітроген(IV) оксид у приймач-ампулу, після чого її запаяйте.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Як можна одержати оксиди нітрогену з найнижчим та найвищим ступенем окиснення?
2. Поясніть причину парамагнітності NO ?
3. Чому при зберіганні концентрована нітратна кислота жовтіє?
4. Які зі сполук нітрогену NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , HN_3 , NO , N_2O_3 , NO_2 та N_2O_5 можуть бути одержані як продукти відновлення нітратної кислоти металами?

- Як пояснити, що HNO_3 та нітрати важких металів менш стійкі, ніж нітрати лужних металів?
- Яке середовище мають розбавлені розчини солей KNO_3 , KNO_2 та KN_3 ?
- Як проходить термоліз солей $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; AgNO_3 ; NH_4NO_3 та $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$?
- Допишіть рівняння реакцій:



ФОСФОР ТА ЙОГО СПОЛУКИ

1. Одержання білого фосфору з червоного (дослід проводьте у витяжній шафі)

На дно сухої пробірки помістіть 0,3...0,5 г сухого червоного фосфору так, щоб він не потрапив на стінки пробірки. Протягом 1 хв пропустіть у пробірку осушений вуглекислий газ. Закріпіть пробірку в лапках штатива в горизонтальному положенні. Пробірку нещільно закрийте ватою і нагрійте ту її частину, де міститься фосфор. Спостерігайте конденсацію білого фосфору на холодних частинах пробірки. В темряві можна побачити світіння, котре пояснюється повільним окисненням білого фосфору. Одержаний фосфор зберіть для наступного дослідів.

2. Відновні властивості білого фосфору

2.1. У пробірку до 5...8 крапель підкисленою розбавленою сульфатною кислотою (1 : 5) розчину додайте калій перманганат і висіть за допомогою скляної палички невеличку кількість білого фосфору.

2.2. Подібний дослід проробіть з нейтральним розчином купрум сульфату. Напишіть рівняння реакцій.

3. Одержання та самозаймання фосфіну

В стакан з водою, підкисленою хлоридною кислотою, помістіть декілька шматочків кальцій фосфіду. Внаслідок його розкладу виділяються пухирці фосфіну, котрі при виділенні з води самоспаляються, утворюючи кільця білого диму.

Напишіть рівняння реакції і запишіть спостереження в робочому журналі.

4. Одержання гіпофосфітної кислоти

В пробірку налийте 3...5 мл розчину барій гіпофосфіту $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ і додайте 2...3 мл розчину розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3). Злийте прозорий розчин гіпофосфітної кислоти в іншу пробірку і зберіть його для наступного дослідів.

5. Порівняння розчинності кальцій гіпофосфіту, фосфіту і фосфату

В три пробірки налейте окремо розчини натрій гіпофосфіту, фосфіту та фосфату і додайте в кожен з них по кілька крапель розчину кальцій хлориду. Напишіть рівняння реакцій та запишіть спостереження в протокол.

6. Відновні властивості гіпофосфітної кислоти та її солей

6.1. До 0,5 мл підкисленого розчину натрій гіпофосфіту додайте кілька крапель розчину купрум сульфату. Що при цьому відбувається?

6.2. У пробірку налейте 0,5 мл підкисленого сульфатною кислотою розчину натрій гіпофосфіту і додайте кілька крапель розчину бісмуту(III) хлориду.

6.3. До підкисленого розчину натрій гіпофосфіту додайте кілька крапель бромної води. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакцій.

7. Диспропорціонування фосфітної кислоти

В фарфорову чашку помістіть кілька кристаликів фосфітної кислоти і нагрійте її у витяжній шафі полум'ям газового пальника. Кислота плавиться і починає розкладатися. Фосфін, що утворився, займається на повітрі у вигляді окремих спалахів. Напишіть рівняння реакції диспропорціонування H_3PO_3 .

8. Відновні властивості фосфітної кислоти

8.1. До 0,5 мл фосфітної кислоти додайте 3...5 крапель розчину калій перманганату. Суміш нагрійте.

8.2. Аналогічний дослід проведіть з бромною водою. Напишіть рівняння реакцій.

9. Одержання фосфорного ангідриду

В фарфоровий тигель помістіть 1 мікрошпатель червоного фосфору і закріпіть над ним на висоті 2...3 см суху скляну ліжку кінцем вгору. На кінець ліжки надіньте суху пробірку. Запаліть фосфор. Коли реакція закінчиться, зберіть утворений фосфорний ангідрид у сухий бокс і збережіть для наступного дослідів.

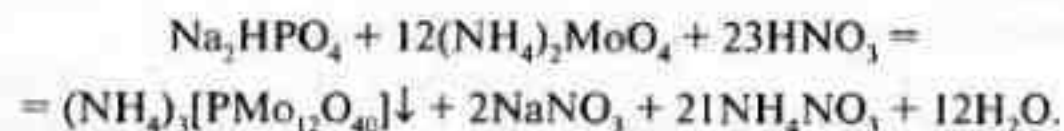
10. Якісні реакції PO_4^{3-} , PO_3^- і $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ іонів

10.1. У три пробірки налейте окремо розчини натрій ортофосфату, метафосфату і діфосфату. В кожен пробірку додайте по 2...3 краплі розчину нітрату срібла.

Напишіть рівняння реакцій і відзначте в робочому журналі колір осадів одержаних аргентум фосфатів.

10.2. У три пробірки налейте по 0,5 мл розчинів натрій орто-, мета і діфосфату і додайте в кожен пробірку таку саму кількість альбуміну і розчину оцтової кислоти. В пробірці з натрій метафосфатом спостерігається осідання альбуміну, що характерно для іонів PO_3^- .

10.3. У пробірку налейте 2...3 краплі розчину натрій ортофосфату або ортофосфатної кислоти і додайте 1 мл молібденової рідини (суміш 50 г амоній сульфату, 450 мл 68 %-ї нітратної кислоти, 150 г амоній молібдату і 400 мл дистильованої води). Нагрійте пробірку до 40 °С і спостерігайте утворення жовтого кристалічного осаду:



Це характерна реакція на йони PO_4^{3-} .

11. Одержання метафосфатної кислоти

11.1. Взаємодія фосфорного ангідриду з водою. В фарфорову чашку помістіть 1 мікрошпатель фосфорного ангідриду і розчиніть його в дистильованій воді. Спочатку одержують каламутний розчин, але через деякий час або після слабкого нагрівання він стає прозорим. До розчину фосфорного ангідриду додайте водний розчин альбуміну.

11.2. Зневоднення ортофосфатної кислоти.

У фарфорову чашку налейте 2 мл 95 %-го розчину ортофосфатної кислоти і впродовж 5...7 хв нагрівайте його на піщаній бані при температурі ~ 350 °С. Розчин охолодіть і визначте наявність у ньому іонів PO_3^- . Напишіть рівняння реакцій.

12. Одержання ортофосфатної кислоти

12.1. У пробірку помістіть 1 мікрошпатель фосфорного ангідриду і додайте 3...5 мл води. Одержаний розчин розлийте у дві пробірки, в одну додайте кілька крапель сульфатної кислоти, в іншу — нітратної і нагрійте до кипіння. Виявіть наявність іонів PO_4^{3-} у цих розчинах.

12.2. У пробірку помістіть 1...2 мікрошпателі кальцій фосфату, налейте 2...3 мл розбавленої сульфатної кислоти (1 : 2) і прокип'ятіть цю суміш. Дайте відстоятися осаду і злийте з нього прозору рідину в іншу пробірку. До злитого розчину додайте кілька крапель молібденової рідини.

12.3. Половину мікрошпателю червоного фосфору в фарфоровій чашці обробіть 10...15 мл концентрованої нітратної кислоти. Суміш нагрійте у витяжній шафі до припинення реакції. Доведіть утворення ортофосфатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій і запишіть спостереження в робочому журналі.

13. Одержання дифосфатної кислоти

Нагрійте в фарфоровій чашці на пісочній бані 2 мл 95 %-го розчину ортофосфатної кислоти при температурі 240 °С протягом 5...7 хв, охолодіть і доведіть наявність іонів $P_2O_7^{4-}$. Напишіть рівняння реакцій.

14. Одержання мета- і дифосфатів з гідрофосфатів

Помістіть окремо в маленькі фарфорові тиглі по 2 мікрошпателі натрій дигідро- та гідроортофосфату і прожарте їх на газовому полум'ї протягом 3...5 хв. Після охолодження невелику кількість сухих залишків розчиніть окремо у воді і доведіть наявність в одному з них PO_3^- , а в іншому — $P_2O_7^{4-}$ іонів. Напишіть рівняння реакцій розкладу кислих фосфатів натрію.

15. Гідроліз середнього і кислих ортофосфатів

У три пробірки налейте окремо по 2 мл розчинів середнього, натрій гідро- і дигідроортофосфатів однакової молярної концентрації. За допомогою універсального індикатора визначте рН кожного розчину. Напишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей і поясніть відмінність у рН цих розчинів.

16. Гідроліз орто-, ди- та трифосфатів

У три пробірки налейте окремо по 2 мл розчинів натрій орто-, ди- та трифосфатів однакової молярної концентрації і визначте їх рН, користуючись універсальним індикаторним папером. Напишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей. Порівняйте значення рН цих розчинів і зробіть висновок про силу відповідних ізополіфосфорних кислот.

17. Розчинність середнього і кислих кальцій фосфатів

В три пробірки налейте по 0,5...1,0 мл розчину кальцій хлориду: в першу додайте розчин середнього ортофосфату, в другу — гідроортофосфату і в третю — натрій дигідроортофосфату.

У першій і другій пробірках спостерігається утворення осадів, котрі розчиняються при доливанні до них розчину ортофосфатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

18. Утворення забарвлених змішаних фосфатів («перли фосфорної солі»)

Залізний дротик, вплавлений в скляну паличку, занурте в розчин купрум нітрату, потім у порошкоподібний натрій метафосфат. Прожарте дротик у верхній частині газового полум'я. Те саме зробіть з розчинами нітратів кобальту, нікелю та хрому. Напишіть рівняння реакцій розкладу нітратів і взаємодії оксидів зазначених металів з натрій метафосфатом. Спостереження запишіть у журнал, позначивши колір утворених сполук.

19. Властивості ортофосфат-іона як ліганду

В пробірку налейте 1...2 мл розчину ферум(III) хлориду і додайте 3...5 крапель розчину ортофосфатної кислоти ($\rho = 1,4...1,7$). Спостерігайте знебарвлення розчину внаслідок утворення фосфатного комплексу ферум(III) складу $FeHPO_4^+$.

20. Властивості трифосфат-іона $P_3O_{10}^{5-}$ як ліганду

20.1. У пробірку налейте 1...2 мл розчину кальцій гідроксиду і пропустіть в нього струмінь вуглекислого газу. До утвореного осаду $CaCO_3$ долийте 1...2 мл розчину натрій трифосфату. Спостерігайте розчинення осаду внаслідок утворення комплексу кальцію з трифосфат-іонами складу 1 : 1 та 1 : 2.

20.2. До кількох крапель розчину амоній тiocіанату додайте 1...2 краплі розчину солі феруму(III). Відбувається утворення забарвленого в темно-червоний колір комплексу $[Fe(NCS)_n]^{3-n}$ ($n = 1...4$). До одержаного розчину додайте 3...5 крапель розчину натрій трифосфату. Розчин знебарвлюється внаслідок утворення комплексів феруму(III) з трифосфат-іонами складу 1 : 1 або 1 : 2.

21. Гідроліз фосфор(III) хлориду

В пробірку налейте 1...2 мл води і додайте 1...3 краплі фосфор(III) хлориду. За допомогою синього лакмусового папірця випробуйте реакцію розчину. Доведіть утворення фосфітної кислоти. Напишіть рівняння реакцій гідролізу фосфор(III) хлориду.

22. Гідроліз фосфор(V) хлориду

В пробірку з дистильованою водою внесіть кілька крупинок фосфор(V) хлориду. За допомогою синього лакмусового папірця визначте реакцію розчину і доведіть наявність у ньому ортофосфат-іонів.

Синтез сполук фосфору

Амоній дигідроортофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — безбарвні тетрагональні кристали, добре розчинні у воді, але не розчиняються в оцтовій кислоті. В 100 г води при 0 °С розчиняється 22,7 г солі, при 100 °С — 174 г. При зберіганні солі з неї поступово вивітрюється амоніак.

Сіль одержують шляхом взаємодії амоніаку з фосфатною кислотою:



У конічну колбу налейте 20 мл 25 %-го розчину амоніаку ($\rho = 0,91$), помістіть її для охолодження в кристалізатор, в якому циркулює холодна вода, додавайте невеликими порціями 60 %-й розчин фосфатної кислоти ($\rho = 1,44$) доти, доки в окремій пробі розчину не утворюватиметься осад барій фосфату при доливанні до неї розчину барій хлориду. Одержаний розчин випаровуйте в фарфоровій чашці на водяній бані до початку кристалізації і охолодіть. Кристали, що випали, відіжміть між аркушами фільтрувального паперу і висушіть на повітрі.

Амоній гідрофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — безбарвні кристали, розчинність яких у 100 г води при 20 °С становить 68,6 г, при 60 °С — 97,6 г. При зберіганні на повітрі з солі поступово вивітрюється амоніак.

Амоній гідрофторофосфат одержують шляхом взаємодії амоніаку з фосфатною кислотою:

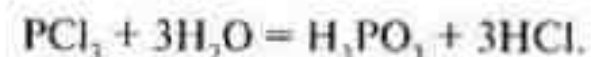


У конічну колбу (у витяжній шафі) налейте 35 мл 60 %-го розчину фосфатної кислоти ($\rho = 1,44$) і нейтралізуйте її при охолодженні невеликими порціями 25 %-го розчину амоніаку до рН 7. Після цього додайте надмір амоніаку до появи різкого запаху (рН 8). Одержаний розчин упарюйте в фарфоровій чашці на водяній бані до початку кристалізації, після чого охолодіть. Кристали, що випали, відфільтруйте, промийте на фільтрі концентрованим розчином амоніаку і висушіть на повітрі. Оскільки з амоній гідрофосфату на повітрі відлітас амоніак, після висушування його необхідно помістити в добре закорковану пробірку.

Фосфітна кислота H_3PO_3 — безбарвна кристалічна гігроскопічна маса. Розчинність її в 100 г води при 0 °С становить 307,3 г, а при

40 °С — 730 г. При нагріванні диспропорціонує з утворенням фосфіну і фосфатної кислоти.

Фосфітна кислота утворюється при взаємодії фосфор(III) хлориду з водою:



Зберіть прилад, як показано на рис. 52. У колбу 1 помістіть 15...20 мл трихлориду фосфору. Кінець довгої трубки цієї колби має бути занурений в рідину. В колбу 2 налейте 30...50 мл дистильованої води і занурте її в охолоджувальну суміш із льоду і води. Цю колбу приєднайте до водострумного насоса через дві запобіжні склянки 3 і 4. Одну з них наполовину заповніть водою, іншу залишіть порожньою. Слабко нагрійте колбу 1. Пара фосфор(III) хлориду при цьому переходить у реакційну колбу 2. Після утворення кашоподібної маси, що складається з фосфітної кислоти та невеличкої кількості хлоридної кислоти, перенесіть її на скляний фільтр, промийте невеличкою кількістю льодяної води і висушіть у вакуум-ексикаторі над твердим калій гідроксидом.

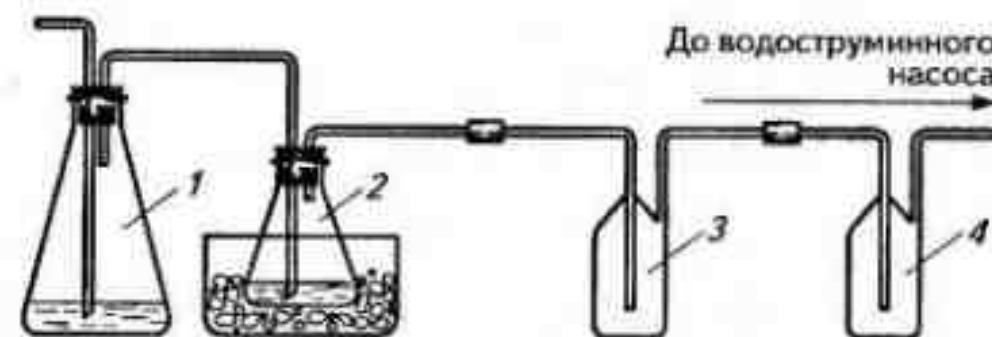
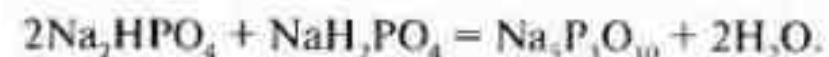


Рис. 52. Прилад для одержання фосфітної кислоти

Натрій трифосфат $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_{10}$ — білий порошок, який плавиться при 622 °С із розкладом. З водних розчинів кристалізується у вигляді гексагідрату. Сіль одержують шляхом взаємодії Na_2HPO_4 з NaH_2PO_4 :

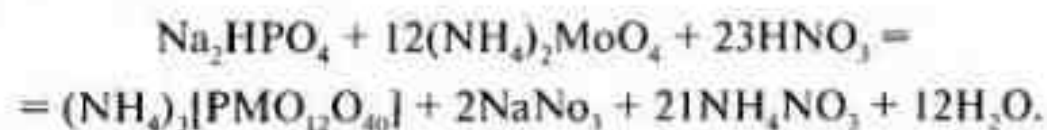


Підготуйте суміш, що складається з тонкоподрібнених натрій гідрофосфату (14,2 г) і дигідрофосфату (6 г). Солі мають бути безводні. Суміш помістіть у фарфоровий тигель і нагрівайте в електропечі упродовж 2 год при температурі 540...580 °С. Після охолодження тигля дістаньте з нього одержаний препарат. Натрій трифосфат

можна перекристалізувати з водного розчину, осаджуючи його ацетоном.

Амоній 40-оксододекамолібдатофосфат(V) — $(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}]$ — жовтий мікрокристалічний порошок, нерозчинний у воді та етанолі. При нагріванні розкладається.

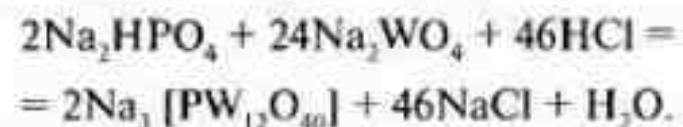
Синтез базується на реакції:



Розчиніть 5 г $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ у суміші, що складається з 30 мл концентрованої нітратної кислоти та 30 мл води. В холодний розчин влийте тонким струменем холодний розчин 20 г амоній пара-молібдату ($5(\text{NH}_4)_2\text{O} \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) у невеликій кількості води. Осад, що утворився, відфільтруйте на скляному фільтрі і промийте гарячою водою, що містить кілька крапель концентрованої нітратної кислоти.

Натрій 40-оксододекавольфраматофосфат(V) — $\text{Na}_3[\text{PW}_{12}\text{O}_{40}]$ — безбарвні або зеленкуваті кристали, що мають форму стовпчиків. Кристалогідрат містить 30 молекул води.

Сіль одержують за реакцією:



Розчиніть 10 г $\text{Na}_2\text{WO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і 5 г $2\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ в 20 мл дистильованої води і упарюйте в фарфоровій чашці на водяній бані до утворення на поверхні розчину кристалічної плівки. Після цього при перемішуванні обробіть суміш 25 мл 24 %-го розчину хлоридної кислоти ($\rho = 1,12$). Утворюється осад, який незабаром розчиняється. Розчин упарюйте на водяній бані у витяжній шафі до утворення кристалічної плівки. Після цього охолодіть розчин і відфільтруйте кристали, що випали. Препарат перекристалізуйте.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



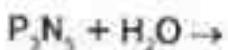
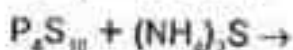
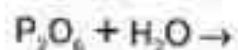
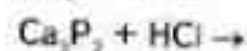
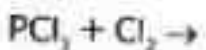
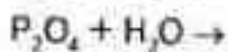
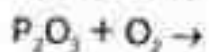
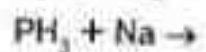
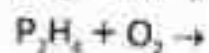
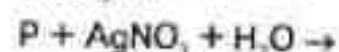
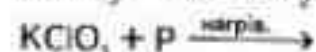
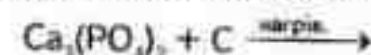
1. В яких сполуках фосфор має максимальну валентність?
2. З позиції теорії хімічного зв'язку поясніть просторову будову нітрат- та фосфат-іонів.
3. Чому в стандартних умовах здійснюється самодовільне утворення

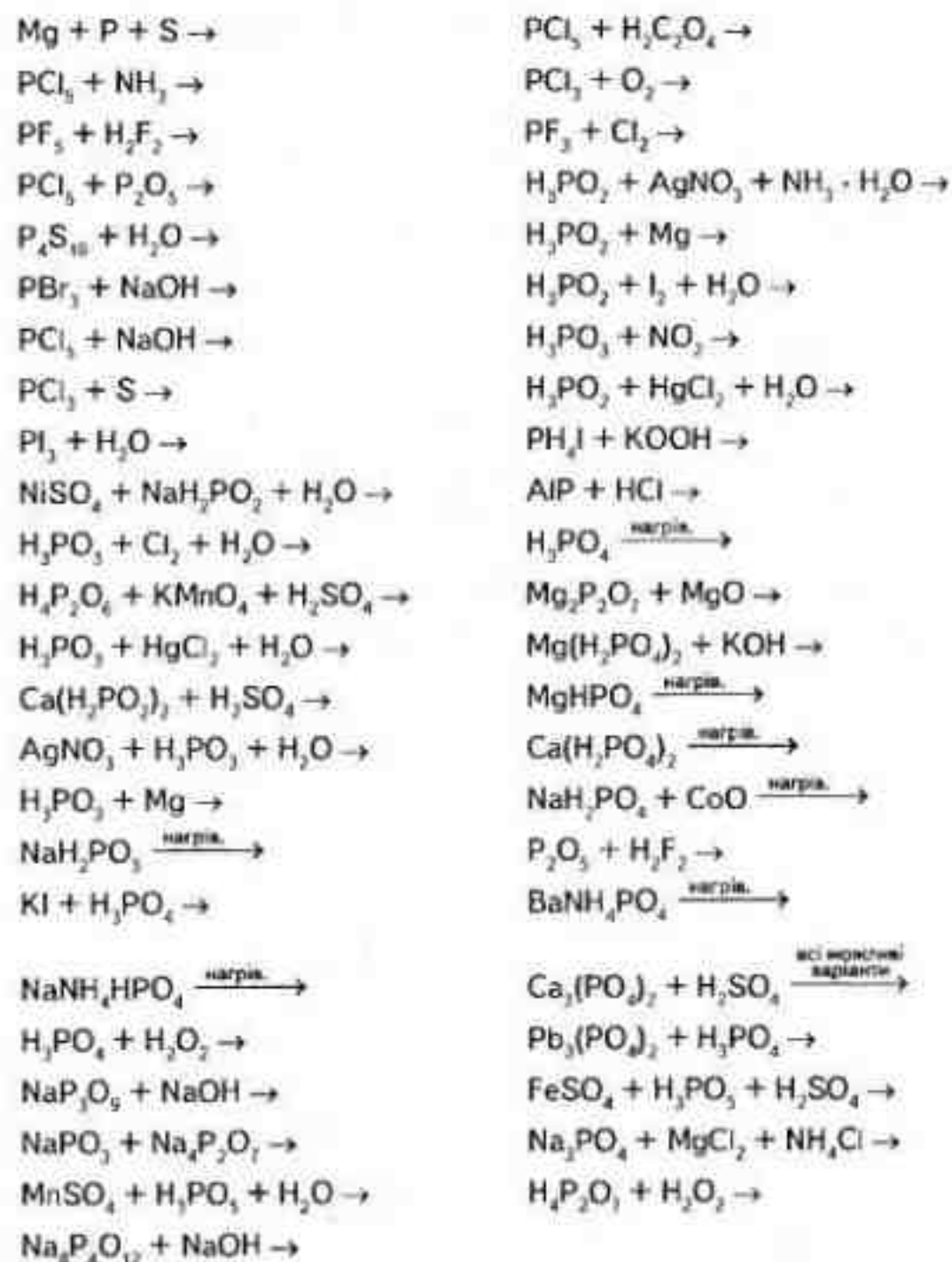


але не здійснюється самодовільно



4. Напишіть рівняння реакції взаємодії Ca_3P_2 з H_2O , HCl та HClO .
5. Чи відрізняються структури $(\text{NaPO}_3)_x$, $(\text{NaPO}_3)_4$ та полімегафосфату натрію $(\text{NaPO}_3)_n$?
6. Чому H_3PO_2 на відміну від HNO_2 та H_3AsO_2 не має окисних властивостей?
7. Яке середовище мають розбавлені водні розчини середнього фосфату та кальцій дигідрофосфату?
8. Які з кислот фосфору H_3PO_7 , H_7PO_7 , $\text{H}_5\text{P}_2\text{O}_7$, H_3PO_4 , HPO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_7$ мають відновні властивості?
9. Допишіть рівняння реакцій:





ПІДГРУПА АРСЕНУ

Арсен та його сполуки

1. Одержання арсену відновленням натрій арсеніту цинком

У пробірку налийте 3...5 крапель натрій арсеніту, додайте 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти і кілька гранул цинку. Через 5...10 хв спостерігайте утворення арсену. Замість натрій арсеніту і хлоридної кислоти можна брати арсен(III) хлорид. Напишіть рівняння реакції та запишіть спостереження в робочий журнал.

2. Одержання арсен(III) йодиду

До 5...8 крапель натрій арсеніту додайте 0,5 мл концентрованого розчину калій йодиду, підкисленого 1...2 мл концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігайте утворення рясного осаду. Напишіть рівняння реакції, відзначивши колір йодиду арсену.

3. Відновні властивості натрій арсеніту

3.1. До 5...6 крапель розчину натрій арсеніту додайте 2...3 краплі розбавленої сульфатної кислоти і 3...5 крапель калій перманганату.

3.2. До 3...5 крапель розчину натрій арсеніту додайте 1...2 краплі фенолфталеїну і 3...5 крапель розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3) до зникнення забарвлення фенолфталеїну, після чого долийте 5...6 крапель розчину натрій гідрокарбонату. До цієї суміші додайте кілька крапель йодної воли. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакції і запишіть спостереження в робочому журналі.

4. Арсен(III) сульфід і амоній тіоарсеніт

У пробірку налийте 3...5 крапель натрій арсеніту, додайте таку саму кількість концентрованої хлоридної кислоти і пропустіть струмінь сірководню.

Злийте з осаду рідину і додайте до нього розчин амоній сульфіду до розчинення осаду. До одержаного і прозорого розчину долийте хлоридну кислоту. Знову випадає осад арсен(III) сульфіду. Як це пояснити? Напишіть рівняння реакцій.

5. Одержання і властивості арсену

Дослід виконуйте у витяжній шафі, низько опустивши скляні дверцята. В пробірку налийте 3...4 мл розбавленої хлоридної кислоти (1 : 1), помістіть в неї кілька гранул цинку і додайте 0,5 мл розчину натрій арсеніту або будь-якої іншої сполуки арсену. Пробірку

закрийте пробкою, в яку вмонтована скляна трубка, зігнута під прямим кутом. Зовнішній кінець цієї трубки має бути звуженим (рис. 53). Пробірку закріпіть в лапці штативу. Перевірте герметичність приладу. Через 2...3 хв після початку реакції нагрійте горизонтальну частину відповідної трубки.



Рис. 53. Приклад для одержання арсену

Спостерігайте утворення арсенового дзеркала поруч із місцем обігріву. Закінчивши дослід, охолодіть прилад, від'єднайте трубку, пробірку залийте водою і вилийте рідину в банку для відходів сполук арсену. Арсен, що утворився в трубці, залийте при нагріванні, невеличкою кількістю концентрованої нітратної кислоти, а трубку промийте водою. Розчин і промивні води також злийте в спеціальну банку. Напишіть рівняння реакцій.

6. Одержання кальцій ортоарсенату
До 3...5 крапель натрій арсенату додайте 3...5 крапель розчину кальцій хлориду.

7. Якісні реакції на арсенат-іони

7.1. До 1...3 крапель натрій арсенату додайте 0,5 мл молибденової рідини і нагрійте. Спостерігайте за утворенням кристалічного осаду натрій-амоній-4(0)-оксодолекамолібденоарсенату(V).

7.2. У пробірку до 1...3 крапель розчину натрій арсенату додайте 1...2 краплі розчину аргентум нітрату. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

7.2. У пробірку до 1...3 крапель розчину натрій арсенату додайте 1...2 краплі розчину аргентум нітрату. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

8. Окиснювальні властивості арсенатної кислоти
В пробірку налейте 3...5 крапель розчину калій йодиду, підкисліть його розбавленою хлоридною кислотою (1 : 1) і додайте 4...5 крапель розчину натрій арсенату. Спостерігайте за виділенням йоду. Додайте насичений розчин натрій гідрокарбонату до слабколужної реакції (контроль за фенолфталеїном). Реакція піде в зворотному напрямку. Як це пояснити? Напишіть рівняння реакцій.

9. Арсен(V) сульфід і амоній тіоарсенат

У пробірку налейте 3...5 крапель розчину натрій арсенату, підкисліть його декількома краплями концентрованої хлоридної кислоти, нагрійте і пропустіть струмінь сірководню. Утворюється осад.
Дайте осадку відстоятися, злийте з нього рідину і додайте 0,5 мл розчину амоній сульфїду, після чого осад почне розчинятися. До

9. Арсен(V) сульфід і амоній тіоарсенат

У пробірку налейте 3...5 крапель розчину натрій арсенату, підкисліть його декількома краплями концентрованої хлоридної кислоти, нагрійте і пропустіть струмінь сірководню. Утворюється осад.

Дайте осадку відстоятися, злийте з нього рідину і додайте 0,5 мл розчину амоній сульфїду, після чого осад почне розчинятися. До

прозорого розчину додайте кілька крапель розчину хлоридної кислоти — осад знов утворюється. Напишіть рівняння реакцій і поясніть їх.

Стибій та його сполуки

1. Відновлення стибій(III) хлориду цинком

У пробірку з 1...2 мл підкисленого розчину стибій(III) хлориду додайте кілька гранул цинку. Через деякий час у розчині з'являється чорний осад металічного стибію.

2. Одержання стибію

Дослід виконайте у витяжній шафі, низько опустивши скляні дверці шафи. В пробірку налейте 3...4 мл розбавленої хлоридної кислоти (1 : 1), внесіть у неї кілька гранул металічного цинку, додайте 1...2 краплі розчину купрум сульфату, щоб прискорити виділення водню, і 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду. Пробірку закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, що зігнута під прямим кутом, з відтягнутим кінцем.

Закріпіть пробірку на штативі та перевірте герметичність з'єднання пробірки і трубки з пробкою. Через 2...3 хв після початку реакції нагрійте горизонтальну частину відповідної трубки в якомусь одному місці. Спостерігайте за утворенням дзеркала з металічного стибію в місці нагріву. Порівняйте колір цього дзеркала з арсеновим (див. попередній дослід). По закінченні реакції залишіть прилад у витяжній шафі, заповнивши його водою. Металічний стибій змийте концентрованою нітратною кислотою.

3. Амфотерність стибій(III) гідроксиду

В пробірку налейте 1...2 мл розчину стибій(III) хлориду і додайте краплями 10 %-й розчин натрій гідроксиду. Осад, що утворюється, поділіть на дві частини і доведіть амфотерність стибій(III) гідроксиду, доливши до однієї частини розбавлену хлоридну кислоту (1 : 3), а до іншої — розчин луку.

4. Гідроліз солей стибію(III)

До 3...5 крапель розчину стибій(III) хлориду додайте воду до утворення осаду основних солей, після цього долийте краплями розбавлену хлоридну кислоту (1 : 1) до зникнення осаду. Напишіть рівняння реакції гідролізу стибій(III) хлориду в молекулярному та йонному вигляді.

5. Відновні властивості сполук стибію(III)

5.1. До підкисленого хлоридною кислотою розчину стибій(III) хлориду додайте кілька крапель розчину калій перманганату. Що при цьому відбувається?

5.2. Такий самий дослід виконайте з калій дихроматом.

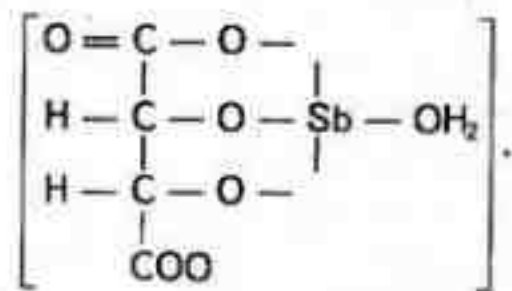
Напишіть рівняння реакцій і запишіть спостереження в робочому журналі.

6. Стибій(III) сульфід і амоній антимоант

У пробірку налейте 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду і пропустіть у нього у витяжній шафі струмінь сірководню. Що при цьому відбувається? Осад, що утворився, дайте відстоятися, злийте з нього рідину і додайте розчин амоній сульфід до його розчинення. Після цього додайте розбавлену хлоридну кислоту (1:1) і знову спостерігайте за утворенням осаду стибій(III) сульфід. Напишіть рівняння реакцій, поясніть їх і зазначте колір стибій(III) сульфід.

7. Утворення хелатного комплексу стибій(III)

До 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду налейте 2...3 мл дистильованої води. При цьому утворюється осад стибій оксохлорид. Промийте його водою методом декантаци і налейте в пробірку 2...3 мл гарячого насиченого розчину калій гідротартрату. Якщо необхідно, суміш нагрійте. Спостерігайте за розчиненням основної солі стибію внаслідок утворення хелатного комплексу стибію(III) з тартрат-іонами, в якому координаційне число стибію дорівнює 4.



8. Одержання антимоантної кислоти $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$

8.1. У пробірку помістіть 1 мікрошпатель поринкоподібного металічного стибію, налейте 5...7 мл концентрованої нітратної кислоти і нагрійте суміш у витяжній шафі до повного перетворення металічного порошку в нерозчинну антимоантну кислоту. Осад промийте водою методом декантаци і розділіть його на дві частини. До однієї частини додайте концентровану хлоридну кислоту, а до іншої — розчин калій гідроксиду. Що при цьому відбувається?

Розчин стибій хлориду розлийте у дві пробірки і збережіть для наступних дослідів.

8.2. У пробірку налейте 0,5...1,0 мл концентрованою розчину стибій(III) хлориду і додайте 1...2 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакцій.

9. Окисновальні властивості стибію(V)

В пробірку налейте 3...5 крапель розчину калій йодиду і додайте розчин стибій(V) хлориду, одержаний в попередньому досліді. Спостерігайте за утворенням йоду.

10. Стибій(V) сульфід і амоній антимоант

У ту частину розчину стибій(V) хлориду, що залишилася з попереднього досліді, пропустіть у витяжній шафі струмінь сірководню. Осад, що утворився, дайте відстоятися, злийте з нього рідину і додайте розчин амоній сульфід до його розчинення. Після цього долийте розбавлену хлоридну кислоту (1:1) і знову спостерігайте за утворенням осаду стибій(V) сульфід. Напишіть рівняння реакцій, поясніть їх і позначте колір стибій(V) сульфід в робочому журналі.

Бісмут і його сполуки

1. Одержання бісмуту відновленням його хлориду цинком

У пробірку налейте 3...4 мл розчину бісмут(III) хлориду і внесіть в нього 2...3 гранули цинку. Що при цьому відбувається? Відфільтруйте бісмут, що утворився, промийте його водою методом декантаци і випробуйте дію на нього концентрованої і розбавленої хлоридної, сульфатної і нітратної кислот.

2. Одержання бісмут(III) оксиду

Помістіть один мікрошпатель твердого бісмут нітрату в маленький тигель і прожарте його у витяжній шафі до припинення виділення газоподібних продуктів.

Напишіть рівняння реакції розкладу бісмут нітрату, опишіть спостереження і зазначте колір бісмут(III) оксиду в робочому журналі.

3. Одержання бісмут(III) гідроксиду

До 0,5 мл розчину бісмут(III) нітрату долийте 0,5 мл 10 %-го розчину лугу. Осад, що утворився, розділіть на дві частини і до однієї частини додайте розчин кислоти, до іншої — лугу. Що при цьому відбувається? Який висновок можна зробити щодо властивостей бісмут гідроксиду?

4. Окиснювальні властивості солей бісмуту(III)

До 3...5 крапель розчину станум(II) хлориду додайте 5 крапель 40 %-го розчину натрій гідроксиду до розчинення осаду станум(II) гідроксиду, що утворюється спочатку, і 2...3 краплі розчину солі бісмуту(III). Що при цьому відбувається?

5. Одержання бісмут(III) сульфід

В пробірку внесіть 5...6 крапель розчину бісмут нітрату і пропустіть в нього у витяжній шафі струмінь сірководню. Дайте відстоятися осаду, що утворився, злийте з нього рідину і додайте розчин амоній сульфід. Порівняйте властивості бісмут сульфід з властивостями арсен і стибій сульфідів.

Напишіть рівняння реакції одержання бісмут(III) сульфід, поясніть нерозчинність його в розчині амоній сульфід і зазначте в робочому журналі його колір.

6. Одержання йодидного комплексу бісмуту(III)

До 3...5 крапель розчину бісмут(III) хлориду або нітрату додайте 2...3 краплі розчину калій йодид. До осаду бісмут(III) йодид долийте надмір розчину калій йодид. Спостерігайте за розчиненням осаду.

Напишіть рівняння реакцій утворення простого і комплексного бісмут йодидів у молекулярному та йонному вигляді.

7. Одержання натрій і калій бісмутатів

У пробірку налейте 0,5 мл розчину калій гідроксиду і 0,5 мл хлорної води. Нагрійте цю суміш і спостерігайте утворення забарвленого калій бісмутату. Зробіть те саме, замінивши розчин калій гідроксиду розчином натрій гідроксиду. Порівняйте колір калій і натрій бісмутатів.

Напишіть рівняння реакції.

8. Окиснювальні властивості бісмуту(V)

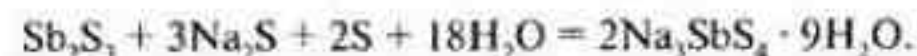
До 1...2 розчину манган сульфату або нітрату додайте 1...2 краплі концентрованої нітратної кислоти і 1 мікрошпатель порошку калій бісмутату. Одержану суміш прокип'ятіть протягом 1...2 хв, дайте відстоятися і спостерігайте утворення червоно-фіолетового розчину внаслідок окиснення мангану(II) до мангану(VII).

Напишіть рівняння реакції і зробіть висновок щодо окиснювальних властивостей сполук бісмуту(V).

Синтез сполук елементів підгрупи арсену

Натрій тіоантимонат $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, або сіль Шліппе, — світло-жовті тетраедричні кристали, котрі зневоднюються на повітрі.

Натрій тіоантимонат одержують у результаті таких реакцій:



Розчиніть 15 г стибій(III) хлориду в 60 мл розбавленої хлоридної кислоти (1:6). Якщо утворюються основні солі стибію, додайте кілька крапель концентрованої хлоридної кислоти. В прозорий розчин пропустіть струмінь сірководню протягом 5...7 хв, дайте відстоятися помаранчевому осаду стибій(III) сульфід, що утворився. Промийте його кілька разів декантацією дистильованою водою і відфільтруйте. Перенесіть стибій(III) сульфід у колбу, в котру попередньо налейте 60 мл 20 %-го розчину натрій гідроксиду і насипте 6 г сірки. Позначте рівень рідини в колбі і кип'ятіть цю суміш при постійному перемішуванні до зміни помаранчевого кольору на жовтий, час від часу доливаючи воду до початкового рівня в колбі. Якщо при нагріванні розчин каламутніє, додайте трохи 20 %-го розчину натрій гідроксиду. Розчин профільтруйте, упарте його на водяній бані до початку кристалізації й охолодіть. Кристали, що випали, відфільтруйте, промийте етанолом і висушіть між аркушами фільтрувального паперу.

Стибій(III) йодид SbI_3 — червоні пластинчасті кристали. Сіль плавиться при температурі 170 °С, кипить при 401 °С.

Стибій(III) йодид одержують шляхом взаємодії стибію з йодом:

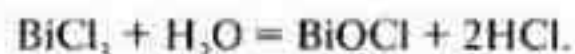


Помістіть 2 г металічного порошкоподібного стибію у колбу, додайте 200 мл бензолу, закрийте пробкою зі зворотним холодильником і нагрійте суміш на водяній бані до кипіння. Через холодильник внесіть порціями 7 г кристалічного йоду і продовжуйте нагрівання ще 1,5...2,0 год до повного розчинення стибію. Якщо стибій прореагував неповністю, відокремте його від розчину за допомогою лійки для гарячого фільтрування. Після охолодження відфільтруйте крист-

тали стибій(III) йодиду на скляному фільтрі, промийте від йоду, що не прореагував, невеликими порціями тетраклориду вуглецю, в якому стибій(III) йодид не розчиняється, й висушіть їх у вакуум-ексикаторі.

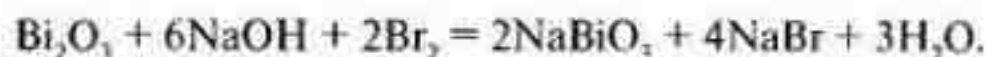
Бісмут оксохлорид BiOCl — білий малорозчинний у воді порошок, добре розчинний у кислотах.

Бісмут оксохлорид одержують шляхом гідролітичного розкладу бісмут(III) хлориду:



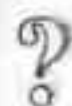
Розчиніть 3 г бісмут(III) оксиду у 300 мл розбавленої хлоридної кислоти (1 : 3) ($\rho = 1,05$). Розчин нагрійте до кипіння, додайте до нього 2,5 л киплячої води і продовжуйте кип'ятити до повного розчинення осаду, що утворився. Після цього припиніть нагрівання і поставте розчин на кристалізацію. Кристали, що випали, відфільтруйте, промийте водою й висушіть на повітрі.

Натрій бісмутат NaBiO_3 — жовті голчасті кристали. Сіль не розчиняється у воді, розкладається кислотами. Сильний окисник. Натрій бісмутат часто утворюється у вигляді жовто-коричневого порошку. Натрій бісмутат одержують за реакцією



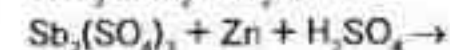
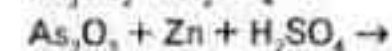
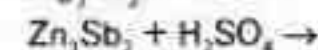
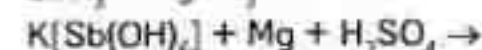
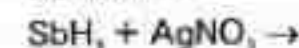
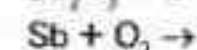
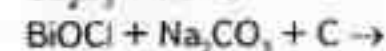
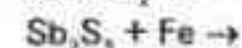
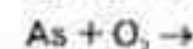
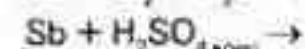
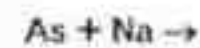
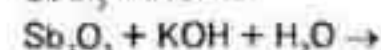
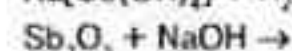
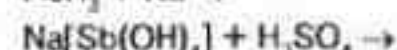
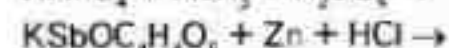
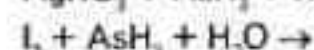
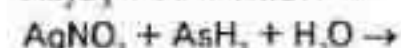
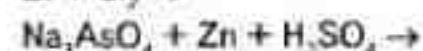
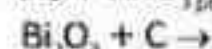
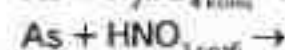
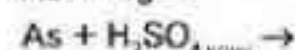
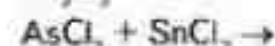
Змішайте 8,5 г бісмут(III) оксиду з 75 мл 40 %-го розчину натрій гідроксиду, нагрійте до кипіння і, енергійно перемішуючи, порціями долийте 15 г бром (3 мл), користуючись гумовими рукавицями. Бурий осад, що утворився, відфільтруйте, промийте 40 %-м розчином натрій гідроксиду, перенесіть у колбу, додайте 75 мл 53 %-го розчину натрій гідроксиду і кип'ятіть зі зворотним холодильником протягом 30 хв. Дайте осаду відстоятися і відфільтруйте його, промийте 56 %-м розчином натрій гідроксиду. Після цього перенесіть його в колбу зі 150 мл води. Впродовж деякого часу збовтуйте цю суміш до утворення осаду жовтого кольору. Дайте осаду відстоятися, відфільтруйте його, інтенсивно промийте водою та висушіть на повітрі.

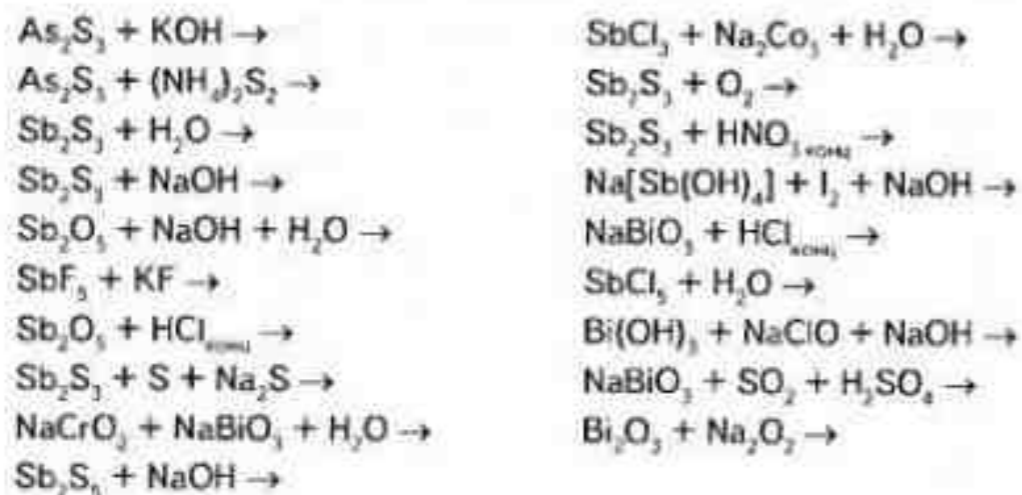
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Наведіть приклади, що демонструють подібність хімічних властивостей фосфору та арсену, а також відміну хімічних властивостей нітрогену від фосфору.
2. Як пояснити збільшення координаційного числа від чотирьох у нітрогену (max) і фосфору (найбільш характерне) до шести у стибію?
3. Охарактеризуйте загальні умови одержання сполук бісмуту(V).
4. Які з галогенідів PCl_5 , AsF_5 , SbBr_5 , BiI_5 належать до галоген ангідридів, а які до солей?
5. Яку просторову конфігурацію мають молекула AsCl_3 та йони AsCl_4^- і SbCl_5^{2-} ?
6. Поясніть відміну в процесах гідролізу нітроген, фосфор і бісмут хлоридів.
7. Порівняйте здатність до гідролізу таких сполук: AsCl_3 та NaAsO_2 ; AsCl_3 та BiCl_3 ; SbCl_3 та SbCl_5 .

8. Допишіть рівняння реакцій:





ВАНАДІЙ

1. Одержання ванадій(V) оксиду

В фарфоровий тигель помістіть мікрошпатель сухого амоній ванадату і нагрійте у верхній частині газового полум'я до перетворення його на червоно-коричневий порошок.

Напишіть рівняння реакції розкладу амоній ванадату, запишіть спостереження в робочому журналі, зазначте колір ванадій(V) оксиду.

2. Властивості ванадій(V) оксиду

В три пробірки насипте невелику кількість одержаного в попередньому досліді ванадій(V) оксиду і налейте в першу з них 2...3 мл дистильованої води, в другу — розбавленої хлоридної кислоти (1 : 2), а в третю — 10 %-й розчин лугу. Як взаємодіє ванадій(V) оксид із цими речовинами на холоді та при нагріванні?

3. Окиснювальні властивості сполук ванадію(V)

3.1. До 1 мікрошпателя ванадій(V) оксиду в пробірці долийте 1...2 мл концентрованої хлоридної кислоти, нагрійте суміш у витяжній шафі до зникнення порошку ванадій(V) оксиду і одержання розчину трав'янисто-зеленого кольору. Розчин удвоє розбавте водою і спостерігайте появу синього забарвлення внаслідок гідратації утвореної сполуки ванадію(IV). Яка сполука при цьому утворюється?

Напишіть рівняння реакції й запишіть спостереження в робочий журнал. Збережіть одержаний розчин для інших дослідів.

3.2. У пробірку налейте 2...3 мл розбавленої сульфатної кислоти (1 : 1), додайте в неї 3...4 гранули цинку і 0,5 мл розчину амоній або

натрій ванадату. Спостерігайте перебіг реакції і зміну забарвлення розчину при послідовному відношенні ванадію(V) до ванадію(IV) (синє забарвлення), ванадію(III) (зелене забарвлення) і ванадію(II) (фіалкове забарвлення).

Напишіть рівняння реакцій для цих трьох стадій і опишіть спостереження. Одержаний розчин ванадій(II) сульфату збережіть у пробірці над металічним цинком для інших дослідів.

3.3. У пробірку до 5...8 крапель розчину амоній або натрій ванадату додайте 2...3 краплі розбавленої сульфатної кислоти (1 : 6) і 5...6 крапель розчину калій йодиду.

Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що відбувається відновлення ванадію(V) до ванадію(IV). Доведіть утворення йоду в цій реакції.

4. Перетворення ванадатів залежно від pH

У пробірку налейте 0,5...1,0 мл жовтого розчину амоній метаванадату і додайте до нього 1...3 краплі концентрованої розчину натрій гідроксиду. При цьому утворюється безбарвний натрій ортованадат. Поступово доливайте до нього по декілька крапель розбавленої сульфатної кислоти (1 : 3), спостерігаючи за зміною забарвлення розчину. Безбарвний розчин спочатку стає жовтим, а потім — оранжевим. Якщо до одержаного помаранчевого розчину поступово додавати луг, то колір розчину змінюється в зворотному напрямку, що пояснюється зміною складу ванадат-іонів залежно від pH. У сильно лужному середовищі існують безбарвні ортованадат-іони VO_4^{3-} (pH 12) і диванадат-іони $V_2O_7^{4-}$ (pH 10...12). При pH 9 в розчині переважають тримета- та тетраметаванадат-іони ($V_3O_9^{3-}$ і $V_4O_{12}^{4-}$) жовтого кольору, а при pH 7...2 стійкими є декаванадат-іони $V_{10}O_{28}^{6-}$ помаранчевого кольору.

Напишіть рівняння реакцій перетворення монованадат-іонів на поліванадат-іони і навпаки, запишіть результати спостережень у робочий журнал.

5. Пероксидні сполуки ванадію

В дві пробірки налейте по 5...6 крапель концентрованої розчину амоній метаванадату або натрій ортованадату і додайте в першу пробірку 2...3 краплі 10 %-го розчину натрій гідроксиду, а в другу — 5...6 крапель розбавленої сульфатної кислоти (1 : 1). Після цього в кожену пробірку додайте по 5...6 крапель 3 %-го розчину гідроген пероксиду. В лужному середовищі з'являється жовте забарвлення, в

кислоту — червоне, що зумовлено утворенням відповідно іонів $[\text{VO}_2(\text{O}_2)]^{2-}$ і $[\text{VO}_2(\text{O}_2)]^{+}$.

Напишіть рівняння утворення пероксидних сполук ванадію в лужному і кислоту середовищах і запишіть результати спостережень у робочому журналі.

6. Одержання амоній тіованадату і ванадій(V) сульфід

До 5...10 крапель амоній ванадату додайте надмір розчину амоній сульфід. Що при цьому відбувається? Підкисліть утворений розчин розбавленою хлоридною кислотою (1:6) і спостерігайте за випадінням осаду ванадій(V) сульфід. Якого він кольору?

7. Одержання кальцій ортованадату

До 0,5 мл розчину кальцій хлориду додайте 0,5 мл розчину натрій ортованадату і спостерігайте за випадінням осаду.

Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження у робочому журналі, зазначивши колір осаду.

8. Одержання кальцій декаванадату

В пробірку налейте 1...2 мл розчину амоній метаванадату або натрій ортованадату і підкисліть його 1...2 краплями розбавленої сульфатної кислоти (1:1) до одержання стійкого помаранчевого кольору, зумовленого наявністю в розчині декаванадат-іонів $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6-}$. Якщо помаранчевий колір зникне, доведіть рН розчину за допомогою розчинів кислоти і лугу до значення 2...6. В цих межах значень рН декаванадат-іони є стійкими. Додайте частину одержаного розчину до 1 мл розчину кальцій хлориду і спостерігайте за утворенням жовтого кристалічного осаду $\text{Ca}_3\text{V}_{10}\text{O}_{28} \cdot 16\text{H}_2\text{O}$. Якщо осад не утворюється, перемішуйте розчин протягом 1...2 хв або потріть скляною паличкою об стінки пробірки.

Напишіть рівняння реакції і опишіть спостереження в робочому журналі. Порівняйте зовнішній вигляд кальцій ортованадату і декаванадату.

9. Одержання комплексної сполуки ванадію(V)

В пробірку насипте невелику кількість ванадій(V) оксиду (приблизно 1 мікрошпатель), долийте 2...3 мл насиченого розчину амоній оксалату і розчин прокип'ятіть. Спостерігайте розчинення ванадій(V) оксиду внаслідок утворення комплексу ванадат-іонів з оксалат-іонами складу $[\text{VO}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{3-}$, який є аніоном гетерополікислоти.

10. Одержання сполук ванадію(IV) відновленням ванадатів

10.1. У пробірку налейте 2...3 мл розчину амоній або натрій ванадату, підкисліть його розбавленою сульфатною кислотою (1:6)

і додайте розчин сульфідної кислоти до появи синього забарвлення.

10.2. До 5...8 крапель амоній ванадату додайте 3...5 крапель розбавленої сульфатної кислоти (1:6) і пропустіть струмінь сірководню з апарата Кіппа. Спостерігайте за зміною забарвлення розчину.

Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження в робочому журналі.

11. Одержання ванадій(IV) оксиду

В суху пробірку насипте 1 мікрошпатель ванадій(V) оксиду. Додайте 1 мікрошпатель оксалатної кислоти, перемішайте і нагрійте до появи темно-синього забарвлення.

Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження в робочому журналі.

12. Одержання ванадій(IV) гідроксиду і вивчення його властивостей

В пробірку налейте 1 мл розчину ванадил сульфату, одержаного в попередньому досліді, і додайте до нього краплями розбавлений розчин лугу. Після нейтралізації кислоти утворюється осад ванадил гідроксиду $\text{VO}(\text{OH})_2$, котрий потім розчиняється в надмірі лугу. Про які властивості ванадій гідроксиду це свідчить?

До одержаного лужного розчину поступово додавайте розчин кислоти. Після нейтралізації лугу з'являється осад ванадил гідроксиду, котрий розчиняється в надмірі кислоти.

Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються, і зазначте в робочому журналі колір ванадил гідроксиду та натрій ванадату(IV).

13. Відновні властивості сполук ванадію(IV)

13.1. До 5...6 крапель розчину ванадил хлориду додайте 2...3 краплі розчину калій перманганату. Що при цьому відбувається?

13.2. До розчину ванадил хлориду додайте поступово 10 %-й розчин калій гідроксиду до одержання прозорого забарвленого розчину калій ванадату(IV). Додайте до нього 5...6 крапель калій йодату і нагрійте. Спостерігайте за зникненням забарвлення.

Напишіть рівняння реакцій і запишіть результати спостережень у робочому журналі.

14. Одержання координаційної сполуки ванадію(IV)

В пробірку до 1 мл розчину ванадил хлориду додайте 0,5 мл розчину амоній тіоціанату. При цьому з'являється характерне синє забарвлення внаслідок утворення комплексу $[\text{VO}(\text{NCS})_4]^{2-}$.

Напишіть рівняння реакції.

15. Одержання солі ванадію(III)

До 1 мл розчину ванадил хлориду додайте 1 мл розчину солі ванадію(II), зливши його обережно з гранул цинку.

Напишіть рівняння реакції. Опишіть спостереження і зазначте в робочому журналі колір сполуки ванадію(III). Збережіть розчин ванадію(III) хлориду для наступного досліду.

16. Одержання і вивчення властивостей ванадій(III) гідроксиду

В пробірку налейте 1 мл розчину солі ванадію(III) і додайте 0,5 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду до виникнення осаду ванадій(III) гідроксиду. Половину утвореного осаду перенесіть в іншу пробірку. До однієї частини ванадій(III) гідроксиду долийте розчин кислоти, до іншої — лугу. Що при цьому відбувається?

Напишіть рівняння реакції, опишіть спостереження і зробіть висновки про хімічні властивості ванадій(III) гідроксиду.

17. Одержання і властивості ванадій(II) гідроксиду

До 0,5 мл розчину ванадій(II) сульфату додавайте краплями 10 %-й розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Половину утвореного осаду перенесіть в іншу пробірку і вивчіть взаємодію його з кислотою і лугом.

Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження в робочому журналі. Порівнюючи результати дослідів 2; 12; 16 та 17, зробіть висновок щодо зміни властивостей гідроксидів і ванадій оксидів залежно від ступеня його окиснення.

18. Відновні властивості сполук ванадію(II)

18.1. До 3...5 крапель розчину ванадій(II) сульфату додайте 1...2 краплі розчину калій дихромату. Що при цьому відбувається?

18.2. Розбавте 1...2 краплі розчину міді сульфату водою до об'єму 1...2 мл, додайте 5...8 крапель ванадій(II) сульфату. Спостерігайте відновлення купрум сульфату до металічної міді, що свідчить про сильні відновні властивості сполук ванадію(II).

Напишіть рівняння реакцій та запишіть спостереження в робочому журналі.

Синтез сполук ванадію

Ванадил сульфат $VOSO_4 \cdot 3H_2O$ — яскраво-блакитний кристалічний порошок, добре розчинний у воді, але нерозчинний в етанолі. Гігроскопічний.

Ванадил сульфат одержують відновленням ванадій(V) оксиду сульфур діоксидом в розчині сульфатної кислоти



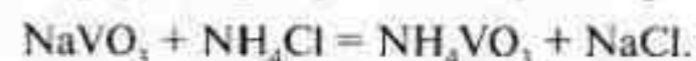
У конічну колбу помістіть 9,5 г ванадій(V) оксиду, додайте 3 мл дистильованої води, 5,5 мл концентрованої сульфатної кислоти й перемішуйте цю суміш до утворення густої, однорідної маси. Через день додайте 5 мл води, розмішайте суміш і нагрійте її на водяній бані. В нагрітій розчин пропустіть струмінь сульфур діоксиду доти, доки майже весь ванадій(V) оксид не перейде в розчин. Одержаний темно-синій розчин профільтруйте через скляний фільтр і упарте в фарфоровій чашці на водяній бані до початку кристалізації. Розчин охолодіть, відфільтруйте кристали на скляному фільтрі і промийте їх кілька разів невеликими порціями етанолу.

Одержаний кристалічний порошок висушіть над фосфорним ангідридом у вакуум-екстракторі. Вихід становить 11,5 г.

Сульфур діоксид для проведення досліду одержіть шляхом взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні, скориставшись для цього відповідним приладом.

Амоній метаванадат NH_4VO_3 — білі кристали. В 100 г води при 15 °С розчиняється 0,52 г солі, при 70 °С — 3,1 г. При нагріванні сіль розкладається.

Амоній метаванадат виділяють при дії розчину амоній хлориду на розчин натрій метаванадату, одержаного шляхом взаємодії ванадій(V) оксиду з розчином натрій карбонату:



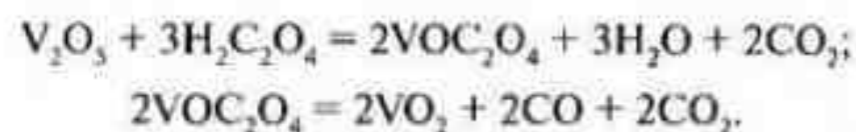
Внесіть малими порціями при постійному перемішуванні 13 г ванадій(V) оксиду в киплячий розчин, що складається з 9 г безводного натрій карбонату і 63 мл води. По закінченні виділення вуглекислого газу зелений розчин, що містить продукти часткового відновлення ванадію, знебарвлюють насиченим розчином калій перманганату, додаючи його краплями до зникнення забарвлення. Розчин відфільтруйте на скляному фільтрі від ванадій(V) оксиду, що не розчинився, і манган(IV) оксиду, що утворився. Залишок промийте невеликою кількістю води. Фільтрат нагрійте до 60 °С і влийте в

нього розчин амоній хлориду (38 г у 63 мл води). Виділення амоній метаванадату починається відразу й закінчується через 1...2 год. Сіль відфільтруйте і промийте невеличкими порціями охолодженої дистильованої води до зникнення хлорид-іонів у промивних водах.

Одержаний препарат висушіть на повітрі при температурі, нижчій за 40 °С. Вихід препарату становить 80 %.

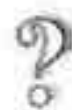
Ванадій(IV) оксид VO₂ — синьо-чорний порошок, нерозчинний у воді. Тониться при 1540 °С.

Ванадій(IV) оксид одержують відновленням ванадій(V) оксиду оксалатною кислотою:



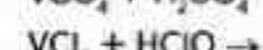
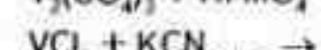
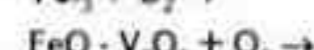
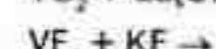
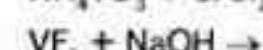
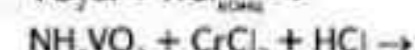
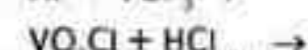
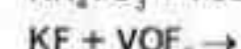
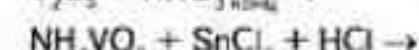
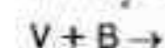
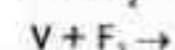
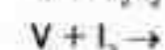
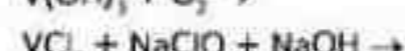
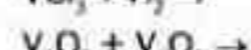
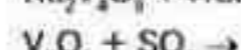
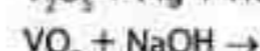
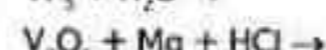
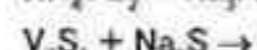
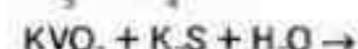
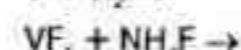
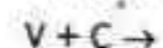
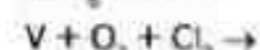
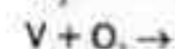
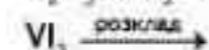
Суміш, що складається з 9 г ванадій(V) оксиду і 16 г оксалатної кислоти, помістіть у фарфоровий тигель і нагрійте на газовому полум'ї до утворення синьо-зеленої маси ванадил оксалату. Одержану масу прожарте в електромуфелі до повного розкладу з утворенням синьо-чорного порошку ванадій(IV) оксиду.

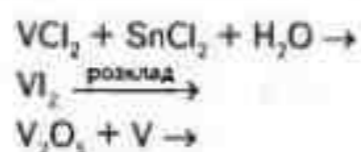
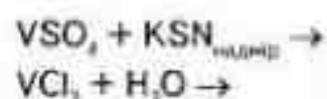
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



- Чому хімія ванадію набагато складніша за хімію ніобію та танталу?
- Чому у водному розчині немає гідратованих йонів ванадію(V) та ванадію(IV)?
- Чи однакова причина нестійкості йонів V³⁺ і V⁴⁺ у водному розчині?
- У яких реагентах розчиняються ванадій, ніобій та тантал?
- Як взаємодіє сульфат ванадилу з KMnO₄ та HNO₃конц?
- Чим можна пояснити подібність фізичних та хімічних властивостей сполук ніобію та танталу?
- У якій послідовності відбувається гідроліз (NH₄)₂VS₂?
- Чи відрізняється хімізм процесу гідролізу Na₂VO₄ в холодному та гарячому розчинах?
- Загальна формула мінералу пірохлору A₂B₂O₇. Який вигляд вона матиме, якщо до її складу входять Ca²⁺, Nb⁵⁺ та Fe³⁺?
- У чому подібність і відмінність у взаємодії оксидів ніобію та танталу з сумішшю HF + KF?

11. Допишіть рівняння реакцій:





КАРБОН І СИЛІЦІЙ

Карбон

1. Одержання активованого вугілля

Помістіть у стакан з водою 3...4 г (шматочки) деревного вугілля та нагрійте його на полум'ї пальника. При нагріванні пори вугілля поступово заповнюються водою і воно осідає на дно стакана. Дістаньте вугілля зі стакана, потроху промокніть його поверхню фільтрувальним папером та зважте. Визначте об'єм вугілля методом витіснення, після чого знову промокніть поверхню вугілля. Розрахуйте масовий та об'ємний процент поглинання води.

Помістіть вугілля у залізний тигель, закрийте його кришкою та прогрійте при темно-червоному розжарюванні у полум'ї пальника протягом 20...25 хв. Вода, закипаючи у порах вугілля, витісняє з нього залишки вуглеводнів, сприяє підвищенню пористості та адсорбційної здатності вугілля. Одержане активоване вугілля охолодіть в ексикаторі та збережіть для наступних дослідів.

У підвищенні адсорбційної здатності одержаного вугілля можна переконатися, визначивши для нього поглинання води (в масових та об'ємних процентах).

2. Адсорбційні властивості вугілля

2.1. *Адсорбція газової фази (дослід проводьте у витяжній шафі!).* У пробірку з нітроген(IV) оксидом чи парами бромю внесіть (під наглядом лаборанта) кілька шматочків активованого вугілля, закрийте пробкою та енергійно струсіть. Поясніть знебарвлення вмісту пробірок.

2.2. *Адсорбція з розчину.* В кілька пробірок налийте: сірководневої води, слабкозабарвленого розчину натурального органічного барвника, розчин йоду. В усі пробірки додайте по кілька шматочків активованого вугілля, закрийте пробірки пробками та енергійно струшіть протягом 1 хв. Після відстоювання розчинів відмітьте та поясніть зникнення запаху розчину в першій пробірці та зміну забарвлення розчинів в інших.

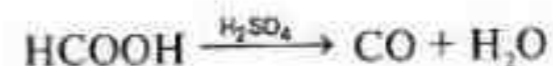
3. Одержання та властивості карбон(II) оксиду

Всі досліди з карбон(II) оксидом проводьте у витяжній шафі!

Зберіть прилад (див. рис. 21), розрахуйте кількість вихідних речовин згідно з рівняннями реакцій



або



для одержання, наприклад, 250 мл карбон(II) оксиду.

Колбу з термостійкого скла закріпіть у штативі на азбестову сітку, додайте H_2SO_4 ($\rho = 1,84$) та закрийте пробкою з крапельною лійкою та газовідвідною трубкою. В нагріту до 80...90 °С сульфатну кислоту додайте краплями мурашину кислоту. Після витіснення з пробірки повітря (проба CO на чистоту) наповніть циліндр карбон(II) оксидом та підпаліть його, відзначивши колір полум'я. Для того щоб полум'я було у верхній частині циліндра, доливайте в нього воду. Напишіть рівняння реакції горіння карбон(II) оксиду. В циліндр додайте вапняної води. Що при цьому спостерігається? Складіть рівняння реакцій.

4. Відновні властивості карбон(II) оксиду

4.1. У пробірку з 3...5 краплями 2 %-го розчину AgNO_3 додайте, струшуючи, 2 н. розчин амоніаку для розчинення осаду, що утворився. Через одержаний розчин пропускайте струмінь карбон(II) оксиду, поки не випаде чорний осад срібла у вигляді дзеркала. Реакція проходить швидше, якщо пропускати газ крізь теплий розчин.

4.2. У пробірку помістіть 2...3 краплі розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, додайте кілька крапель 2 н. розчину H_2SO_4 та 1 краплю розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, як каталізатора. У приготований розчин пропустіть струмінь карбон(II) оксиду до зміни його забарвлення. Напишіть рівняння реакції відновлення: $\text{Cr(VI)} \rightarrow \text{Cr(III)}$.

4.3. У скляну трубку з невеликою кулькою всередині помістіть трохи купрум(II) чи плумбум(II) оксиду та затисніть її в лапці штатива. Приєднайте до неї газовідвідну трубку з апарата, випробуйте на чистоту карбон(II) оксид, що виходить із системи, а потім прогрійте кульку скляної трубки до утворення в ній міді чи розплавленого свинцю. Після цього припиніть нагрівання та пропускання CO. Напишіть рівняння реакцій.

5. Отримання карбон(IV) оксиду та вивчення його властивостей

5.1. В апарат Кінпа помістіть шматочки мармуру та налійте розбавленої хлоридної кислоти (1 : 2). Газовідвідну трубку апарата прикріпіть до двох послідовно з'єднаних промивних склянок: одна з водою, інша — з концентрованою сульфатною кислотою.

Наповніть два стакани сухим карбон(IV) оксидом (проба палаючою скалкою).

5.2. Вміст однієї склянки вилийте на слабке полум'я газового пальника. Після цього вимкніть газ.

5.3. У другий стакан внесіть шипцями запалену стрічку магнію та спостерігайте за її горінням. Щоб переконатися в тому, що під час горіння магнію в CO_2 утворюється MgO та вугілля, у стакан налійте 5...10 мл теплої розчину HCl (1 : 1), обполосніть ним стінки стакана та вилийте вміст у пробірку. Що відбувається з MgO та вугіллям? Напишіть рівняння реакцій.

5.4. В пробірку з нейтральним розчином лакмусу пропустіть з апарата Кінпа карбон(IV) оксид. Поясніть зміну забарвлення розчину лакмусу. Напишіть рівняння реакції.

5.5. Заповнену карбон(IV) оксидом велику пробірку прикрийте невеликим шматочком змоченого фільтрувального паперу. Переверніть пробірку та внесіть її в стакан з розчином NaOH , торкнувшись верхнім кінцем пробірки поверхні розчину. Скляною паличкою зніміть з отвору пробірки фільтрувальний папір та прослідкуйте за заповненням її розчином лугу. Поясніть це явище. Напишіть рівняння реакції.

6. Гідроліз солей карбонатної кислоти

6.1. Випробуйте розчини солей NaHCO_3 та Na_2CO_3 за допомогою червоного лакмусового папірця. Поясніть різну зміну його забарвлення, напишіть рівняння реакції гідролізу цих солей в молекулярній та йонній формах.

6.2. У пробірки з невеликою кількістю (5...8 крапель) розчинів CuSO_4 та $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ додайте по 5...6 крапель розчину Na_2CO_3 . Які зміни ви спостережете? Складіть рівняння реакцій процесів, що відбуваються в молекулярній та йонній формах.

7. Дія карбонат-іонів на гідроліз деяких солей

У дві пробірки з 3...5 краплями розчинів солей феруму(III) та стануму(II) додайте по 3...5 крапель розчину натрій карбонату. Поясніть появу бульбашок CO_2 та утворення осадів ферум і станум

гідроксидів. Напишіть рівняння гідролізу солей феруму та стануму. Поясніть, чому за наявності карбонатів гідроліз відбувається повністю.

8. Одержання нерозчинних карбонатів

8.1. У пробірку з 1...2 мл вапняної чи баритової води пропустіть струмінь CO_2 до утворення осаду. Продовжуйте пропускати CO_2 до розчинення осаду. Напишіть рівняння реакції між CaCO_3 та CO_2 у водному розчині. Розчин розділіть порівну у дві пробірки. Вміст однієї пробірки прокип'ятіть, а в іншу додайте вапняної води. Результати спостережень запишіть у робочий журнал разом із рівняннями реакцій.

8.2. В окремі пробірки внесіть по 5...8 крапель розчинів CaCl_2 , BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. У кожену пробірку додайте по 5...8 крапель розчину Na_2CO_3 . Що при цьому спостерігається? Складіть рівняння реакцій.

9. Термічний розклад карбонатів

У суху пробірку помістіть 1 г основного карбонату купруму та закрийте її пробкою з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпіть у тримачі, нагрійте в полум'ї пальника і газу, що при цьому виділяються, пропустіть через вапняну воду. Поясніть зміни, що відбуваються, та напишіть рівняння реакції.

Аналогічний дослід проведіть із NaHCO_3 та Na_2CO_3 , відмітивши при цьому термічну стійкість однієї з солей.

10. Взаємне витіснення карбонатної та сульфідної кислот з їхніх солей (дослід проводьте у витяжній шафі)

10.1. До апарата Кінпа приєднайте послідовно дві промивні склянки, в першій з яких міститься розчин Na_2S , а в другій — $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Відкривши кран апарата, пропустіть у склянку струмінь CO_2 . Поясніть утворення у другій склянці чорного осаду сульфиду, склавши рівняння реакції.

10.2. До апарата Кінпа приєднайте послідовно дві промивні склянки, в першій з яких міститься розчин NaHCO_3 чи Na_2CO_3 , а в другій — розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Відкривши кран, пропустіть у склянку сильний струмінь H_2S . Поясніть утворення у другій склянці білого осаду кальцій карбонату. Напишіть рівняння реакції. Від чого залежить зміщення її рівноваги?

11. Відновні властивості тiocіанат-іонів

До 2...3 крапель розбавленого розчину AgNO_3 додайте 3...4 краплі розчину KNCS . До отриманого осаду прилийте концентрованої HNO_3 . Перевірте наявність у розчині іонів SO_4^{2-} та NCS^- . Поясніть результати спостережень та напишіть рівняння реакцій.

12. Отримання «сухого льоду»

На вентиль балона з CO_2 приладьте мішок зі щільної тканини та пропустіть сильний струмінь газу. Спостерігайте утворення в мішку «сухого льоду». Поміряйте температуру сухого вуглекислого газу.

Силіцій

1. Одержання аморфного кремнію (дослід проводьте у витяжній шафі).

1.1. Суміш з 1,8 г чистого піску, 2,5 г сірки та 2,0 г порошку магнію чи алюмінію помістіть у порцеляновий тигель та ретельно перемішайте. Тигель поставте на азбестову сітку у витяжній шафі, вставте у суміш стрічку магнію та запаліть її. При цьому дверцята витяжної шафи мають бути прикриті.

Після того як реакція повністю завершиться та тигель захолоне, обережно перенесіть його вміст у стакан з розчином хлоридної кислоти (1 : 2). Розчин відфільтруйте, осад промийте дистильованою водою та залишіть для наступних дослідів.

1.2. Аморфний кремній можна також одержати, використовуючи тільки силіцій(IV) оксид та стружки магнію. Для цього кілька грамів суміші порошку магнію та SiO_2 у співвідношенні 2 : 3 засипте в суху термостійку пробірку, закріплену під нахилом у лапці штатива у витяжній шафі. Рівномірно прогрівши всю масу речовини у пробірці, продовжуйте нагрівання тільки біля дна пробірки до розжарювання суміші. Нагрівання припиніть, оскільки реакція відбувається самодовільно з виділенням значної кількості теплоти. Іноді суміш нагрівають кілька хвилин перед тим, як почнеться самодовільний процес.

У журналі опишіть всі спостереження, складіть рівняння реакцій процесів, що відбуваються, прийнявши до уваги те, що поряд із утворенням аморфного кремнію спостерігається утворення невеликої кількості магній силіциду — Mg_2Si .

Пробірку, що охолола, розбийте, а вміст висипте у стакан з розчином HCl (1 : 1). Спостерігайте за розчиненням MgO та залишків Mg . Силіцид магнію реагує з HCl з утворенням суміші силанів, які самоспалахують при виділенні з рідини з характерним потріскуванням та утворенням білого диму (SiO_2).

Напишіть рівняння реакцій.

Після закінчення реакції рідину злийте, осад аморфного кремнію промийте кілька разів декантацією, відфільтруйте та висушіть. опи-

шіть взаємодію кремнію з розбавленими кислотами. Кремній залиште для наступних дослідів.

2. Взаємодія кремнію з лугами

В пробірку, закріплену в тримачі, помістіть трохи аморфного кремнію, додайте 10...12 крапель концентрованого розчину лугу та нагрійте. Спостерігайте за розчиненням кремнію з виділенням газу (доведіть, що це водень).

Складіть рівняння реакції процесу, що відбувається, та запишіть у робочий журнал.

3. Одержання розчинного скла

Ретельно змішайте дрібнорозтертий кварц чи пісок із сухими содою та поташем у співвідношенні (4 : 5 : 5). Суміш сплавте в залізному тиглі у полум'ї пальника до повної гомогенізації маси та припинення виділення CO_2 . Сплав вилийте на металевий лист, охолодіть та розчиніть у воді при нагріванні.

4. Силікатні кислоти

4.1. Утворення гідрогелю силікатної кислоти. До 5 мл концентрованого розчину розчинного скла додайте з бюретки 3 мл розчину HCl (1 : 1) та ретельно перемішайте рідину скляною паличкою. В результаті утворення силікатної кислоти вміст пробірки застигає у вигляді прозорого гелю.

Напишіть рівняння реакції.

4.2. Утворення гідрозолу силікатної кислоти. До 5 мл концентрованого розчину HCl додайте 1 мл розчинного скла. При цьому утворюється колоїдний розчин силікатної кислоти. Чому в даному випадку не спостерігається утворення гелю? Нагрійте одержаний розчин до кипіння, а потім охолодіть. Спостерігайте утворення гелю силікатної кислоти. Як можна відділити золь силікатної кислоти від електролітів, що містяться в розчині?

5. Витіснення силікатної кислоти з її солей

У невелику кількість розчину рідкого скла (1 : 1) пропустіть з апарата Кінпа струмінь CO_2 до одержання осаду силікатної кислоти. Допишіть рівняння реакції $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

До розчину натрій силікату додайте кілька крапель фенолфталеїну. Поясніть зміну забарвлення індикатора. Напишіть рівняння реакції.

6. Гідроліз силікатів

До 2...3 мл 20 %-го розчину натрій силікату долийте, перемішуючи, 5 мл насиченого розчину амоній хлориду. Спостерігайте за

утворенням силікатної кислоти та виділенням амоніаку. Напишіть рівняння реакції утворення та гідролізу амоній силікату.

7. Одержання нерозчинних силікатів

Розведений у 2...3 рази розчин рідкого скла (~20 %) налейте в стакан об'ємом 100...200 мл і помістіть в нього по кілька кристалів розчинних солей купруму, кобальту, нікелю, мангану, феруму та ін. Через деякий час кристали змінюють свою форму, виростаючи вгору у вигляді кольорових «водоростей». Поясніть хімізм утворення мінеральних «водоростей».

8. Вилуговування скла

Нагрійте кінець легкоплавкої скляної трубки у полум'ї газового пальника до розм'якшення та швидко занурте її в стакан з холодною водою. Злийте воду зі скла, що розтріскалося, розітріть його в ступці та прокип'ятіть у дистильованій воді, додавши кілька крапель розчину фенолфталеїну. Поясніть зміну забарвлення.

9. Отримання та властивості силіцій фториду

Ретельно перемішайте рівні об'єми CaF_2 та розтертого піску. Невелику кількість цієї суміші всипте в пробірку та змочіть концентрованою H_2SO_4 . Злегка підігрійте пробірку, тримаючи над нею скляну паличку, змочену водою. Спостерігайте утворення на паличці кремнієвої кислоти. Напишіть рівняння реакції.

10. Одержання гексафторосилікатної кислоти та вивчення її властивостей

10.1. Змішайте рівні кількості SiO_2 та CaF_2 і помістіть їх у колбу Вюрца, додавши до суміші 10...15 крапель концентрованої H_2SO_4 . Закрийте колбу пробкою. До скляного відводу колби Вюрца через гумову трубку приєднайте скляну лійку, широкий конус якої занурте у стакан з водою. Нагрійте колбу полум'ям пальника на азбестовій сітці. Запишіть результати спостереження. Який газ виділяється з-під лійки? Яка речовина випадає в осад і що залишається в розчині? Напишіть рівняння реакцій.

10.2. Випробувавши розчин одержаної гексафторосилікатної кислоти на різні індикатори, вивчіть його взаємодію з цинком і магнієм.

10.3. До 5...6 крапель калій хлориду чи кальцій хлориду додайте трохи розчину гексафторосилікатної кислоти та розчину натрій ацетату. Спостерігайте за утворенням осадів фторосилікатів. Поясніть, що відбувається, та напишіть відповідні рівняння реакцій.

Синтез деяких сполук, що містять карбон і силіцій

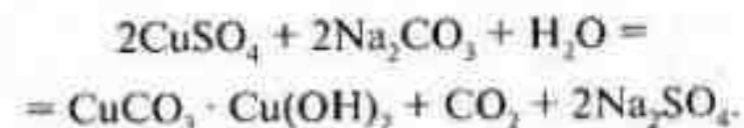
Барій тритіокарбонат BaCS_3 — дрібнокристалічна жовта речовина, слабкорозчинна у воді. При 0°C у 100 г води розчиняється 1,08 г BaCS_3 ; у гарячій воді його розчинність дещо вища. При розчиненні у воді утворюється ледь забарвлений червоний розчин.

Для приготування розчину барій тритіокарбонату 32 г $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ розчиніть у 100 мл теплої води. Розчин розділіть на дві рівні частини. Наситивши одну з частин розчину сірководнем, додайте до неї іншу. До розчину барій гідросульфід, що утворився в Ba(OH)_2 , додайте 8 г CS_2 до випадіння осаду BaCS_3 . Відфільтруйте його та промийте послідовно невеликою кількістю води, водним розчином спирту (1 : 1), а потім — чистим спиртом. Осад висушіть у вакуум-ексикаторі. Під час промивання спиртом із фільтрату осаджується ще додаткова кількість BaCS_3 . Вихід речовини складає 12...15 г.

Нікель карбонат $\text{NiCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — блідо-зелені, ромбоєдричні чи моноклінні кристали, легкорозчинні у кислотах. Речовина застосовується для синтезу вуглеводнів. Препарат одержують завдяки електролізу води, насиченої карбон(IV) оксидом, на нікелевих електродах.

Електролізер зі скла чи іншого матеріалу ($\sim 20 \times 15 \times 20$ см) накрийте дерев'яною чи пластмасовою кришкою. До неї в якості електродів підвішені три тонкі нікелеві пластинки розміром $20 \times 12,7$ см. Електролізер заповніть водою на 2,5 см нижче верхнього краю та, постійно пропускаючи крізь розчин струмінь CO_2 , увімкніть електричний струм силою 2,0...2,2 А, використовуючи при цьому середню пластинку як анод, а крайні — як катоди. Поверхню ванни охолоджуйте водою. Гексагідрат нікель карбонату випадає на дно електролізера в кількості 1,2...1,3 г на годину. Препарат відфільтруйте та висушіть при 100°C .

Малахіт, гірська зелень $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$. Водний розчин $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ змішайте при кімнатній температурі з еквівалентною кількістю розчину натрій чи калій карбонату:



Зеленувато-сині, частково колоїдні осаді змінного складу, що утворюються, переходять у кристалічну сіль $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$. Замість мідного купоросу найкраще застосовувати $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ чи $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Купрум ацетат $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — синьо-зелені чи темно-синьо-зелені кристали, які розчиняються у воді. У розчинах до 66°C сіль стійка, її розчинність при цій температурі становить 10,95 г на 100 г води. Кип'ятіння водних розчинів солі призводить до її гідролізу з утворенням основної солі та виділенням CH_3COOH . При нагріванні до 100°C препарат починає втрачати кристалізаційну воду. Сіль може бути повністю зневоднена у вакуумі при $100\text{--}105^\circ\text{C}$.

Для одержання гідрату купрум(II) ацетату осад $\text{Cu}(\text{OH})_2$ обробіть $8\text{--}10\%$ -м розчином оцтової кислоти до розчинення. Кристалогідрат, що випав при упарюванні розчину, відфільтруйте та висушіть при кімнатній температурі чи $40\text{--}50^\circ\text{C}$ на повітрі або в ексикаторі.

Калій триоксалатохромат(III) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — чорно-зелені стовпчасті кристали, які біля ребер просвічуються синім кольором, легкокорозинні у воді. Препарат одержують при дії калій дихромату на суміш оксалатної кислоти з калій оксалатом.

У концентрований розчин, що містить 27 г дигідрату оксалатної кислоти та 12 г моногідрату калій оксалату, повільно, перемішуючи, додайте концентрований водний розчин 12 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Потім розчин повільно упарте та охолодіть до кристалізації.

Калій триоксалатоалюмінат $\text{K}_3[\text{Al}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — зелені прозорі кристали, легкокорозинні у воді, розкладаються на світлі.

Для одержання препарату змішайте концентровані розчини калій оксалату та будь-якої солі алюмінію, взяті в стехіометричних кількостях. Розчин сконцентруйте упарюванням і кристалізуйте в ексикаторі над концентрованою сульфатною кислотою. Кристали, що утворилися, відфільтруйте, промийте невеликою кількістю холодної води та висушіть в ексикаторі над H_2SO_4 .

Всі операції виконуйте в посуді з темного скла чи при червоному світлі.

Калій гексатіоціанатохромат(III) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — блискучі кристали, у відбитому світлі темно-червоно-фіолетового кольору, а у світлі, що проходить, — гранатово-червоного кольору, добре розчинні у воді. У 100 г води розчиняється близько 132 г солі. На повітрі сіль виділяє кристалізаційну воду тільки при 110°C .

Водний розчин шести частин KNCS з п'ятьма частинами хромових галунів нагрівайте протягом 2 год на киплячій водяній бані з наступним упарюванням до затверднення. З одержаної червоної кристалічної маси екстрагуйте спиртом $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6]$ (розчинність 106 г солі у 100 г спирту). При цьому весь K_2SO_4 залишається в осаді. Спиртовий розчин упарте, а потім сіль ще кілька разів перекристалізуйте зі спирту.

Сіль амонію складу $(\text{NH}_4)_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ одержують аналогічно із застосуванням як вихідних NH_4NCS та амонійно-хромових галунів. При цьому вихідні розчини взаємодіють лише після короткочасного кип'ятіння.

Гексафторосилікатна кислота H_2SiF_6 — безбарвна рідина, яку можна перегнати лише у вигляді $13,3\%$ -го водного розчину. Водний розчин кислоти не взаємодіє зі склом. Густина водних розчинів H_2SiF_6 при 18°C : 6% -го — 1,049; 20% -го — 1,173; 34% -го — 1,314 г/см³.

У безводному стані при кімнатній температурі розпадається майже половина H_2SiF_6 з утворенням SiF_4 та HF .

До $70\text{--}95\%$ -го розчину HF у залізному посуді додайте невелику кількість H_2SiF_6 . Потім у суміш повільно додавайте дрібно розтертий кварц ($99,9\%$ -ї чистоти), поки він не розчиниться. Щоб уникнути бурхливої реакції, посуд охолоджуйте в суміші льоду з водою. Додавання до реакційної суміші невеликої кількості H_2SiF_6 необхідно для початку проходження реакції. Після припинення реакції та відстоювання суміші $60\text{--}70\%$ -й розчин H_2SiF_6 обережно декантуйте в залізний посуд, де він добре зберігається. Одержаний розчин затвердіває при 19°C , при цьому утворюються кристали $\text{H}_2\text{SiF}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

При використанні препарату посуд злегка підігрійте до розплавлення кристалів.

Натрій гексафторосилікат Na_2SiF_6 — білий кристалічний порошок, малорозчинний у воді (близько 0,66 г у 100 г води при 20°C).

До розчину 66 г Na_2CO_3 у 200 мл води прилийте при помішуванні 280 г розчину H_2SiF_6 (90 г у перерахунку на безводну кислоту). Осад Na_2SiF_6 відфільтруйте на лійці Бюхнера та висушіть у платиновій чашці при 120°C . Вихід препарату становить близько 115 г (майже 100%).

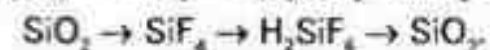
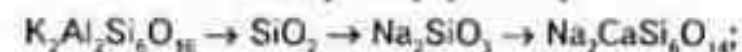
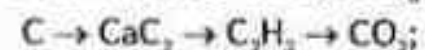
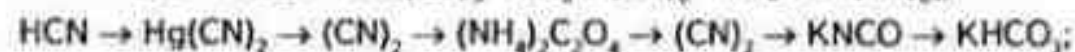
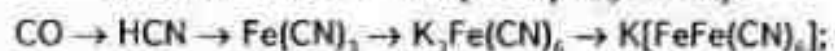
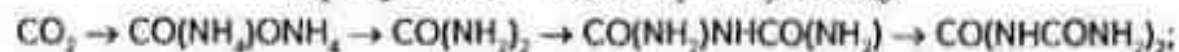
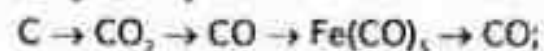
Плюмбум метасилікат PbSiO_3 — білий порошок із температурою плавлення 780°C . У $0,2\%$ -й профільтрований розчин натрій метасилікату влийте, перемішуючи, $0,5\%$ -й розчин плюмбум нітрату.

Кристали, що випали, легко відфільтровуються. При повній відсутності у повітрі сірководню можна одержати препарат, не забарвлений у темний колір.

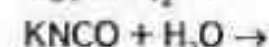
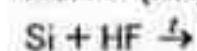
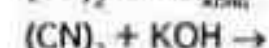
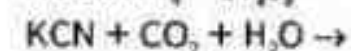
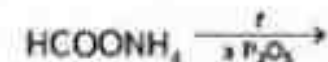
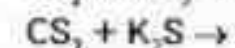
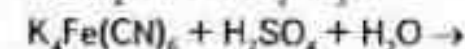
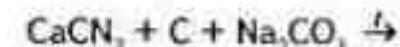
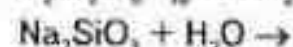
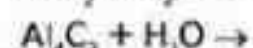
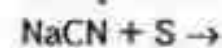
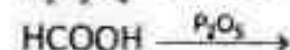
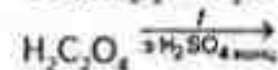
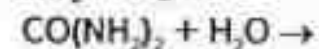
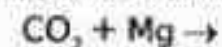
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Поясніть, чому молекула CH_4 — неполярна, а COH_2 — полярна.
2. Молекула CO_2 є неполярною, а сполука із сіркою — молекула SO_2 — полярна. Поясніть цю відмінність.
3. Чому метан, на відміну від хлоридної кислоти, не має кислотних властивостей і не здатний утворювати комплексних сполук?
4. Напишіть рівняння реакцій процесів одержання з силіцій(IV) оксиду: силіцію, SiF_4 , Na_2SiO_3 .
5. За допомогою якого реактиву можна одночасно виявити в розчині йони CO_3^{2-} та SiO_3^{2-} ? Напишіть рівняння реакцій.
6. Чому в наведеному ряді відбувається збільшення температури плавлення: CF_4 (-187°C) — CCl_4 (-24°C) — CBr_4 (90°C) — CI_4 (171°C)?
7. Чи можна використовувати вуглекислотний вогнегасник для гасіння магнію, що горить?
8. Чим визначається комплексоутворювальна властивість молекули CO ?
9. Як пояснити те, що кремній не розчиняється в суміші $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$, а германій розчиняється?
10. Напишіть рівняння реакцій процесів, що становлять основу одержання простого скла. У чому відмінність склоподібного та кристалічного станів речовини? Що таке ситали?
11. Як змінюється відносна сила вугільної та кремнієвої кислот у розчині та при нагріванні?
12. Як пояснити відмінності фізичних властивостей CO_2 та SiO_2 ?
13. Здійсніть перетворення за такими схемами:



14. Допишіть рівняння реакцій:



ГЕРМАНІЙ. СТАНУМ. ПЛЮМБУМ

Германій

1. Одержання германію

У порцеляновій чашці чи тиглі ретельно змішайте рівні об'єми дрібно розтертого вугілля та германій(IV) оксиду. Невелику кількість

одержаної суміші нагрійте у пробірці, спостерігаючи появу на її стінках дрібнодисперсного коричневого шару германію. Напишіть рівняння реакції.

2. Відновлення германію цинком

У пробірку до 1 мл гексахлоргерманієвої кислоти додайте 1 мл 2 н. розчину H_2SO_4 та шматочок гранульованого цинку. Поясніть появу на цинку коричневого нальоту. Напишіть рівняння реакції.

Замість гексахлоргерманієвої кислоти можна взяти підкислений розчин K_2GeF_6 .

3. Гідроліз германій(IV) хлориду

У невеликій кількості води (~ 0,5 мл) розчиніть приблизно рівну за об'ємом кількість германій(IV) хлориду. До розчину додайте ще кілька крапель води, спостерігаючи утворення гелеподібного осаду $GeO_2 \cdot xH_2O$. Внаслідок чого відбулось утворення осаду? Як можна уникнути цього? Відповідь підкріпіть рівняннями реакцій; експериментально перевірте відповідь. Для цього до одержаного осаду додайте 0,5...1,0 мл HCl ($\rho = 1,19$), спостерігаючи за частковим розчиненням осаду. Чи можна запобігти утворенню осаду $GeO_2 \cdot xH_2O$ при розчиненні $GeCl_4$ у воді?

4. Германій дисульфід та його властивості

Невелику кількість (близько 2 мл) насиченого розчину германій(IV) діоксиду підкисліть рівним об'ємом 6 н. розчину хлоридної кислоти та, попередньо перемішавши, додайте до нього амоній сульфід до утворення осаду германій сульфиду. Результати спостережень та рівняння реакції запишіть у робочий журнал. Злийте розчин, що міститься над осадом після відстоювання, та перевірте взаємодію GeS_2 з кислотами та лугами.

5. Одержання германілгексаціаноферату(II)

У пробірці змішайте рівні об'єми (по 3...4 краплі) насиченого розчину германій(IV) оксиду, концентрованої хлоридної кислоти ($\rho = 1,1$) та додайте до нього кілька крапель насиченого розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Розчин перемішайте скляною паличкою та залиште пробірку у штативі. Через кілька хвилин спостерігайте за утворенням пластинчастих кристалів бузкового відтінку складу $(GeO)_2[Fe(CN)_6] \cdot 2H_2O$. Запишіть у робочий журнал рівняння реакцій, що мали місце.

Станум

1. Одержання металічного олова

У порцеляновій чашці чи на аркуші паперу ретельно змішайте шпателем дрібнодисперсний станум(IV) оксид (приблизно 3...4 г), порошок деревного вугілля (2...3 г) та $(NH_4)_2CO_3$ (1...2 г). Суміш висипте у невеликий фарфоровий тигель, спресуйте за допомогою товкачика, закрийте кришкою та прожарте упродовж 10...12 хв у полум'ї газового пальника. Одержане олово вилийте на залізний лист, відзначте його колір та металічний блиск. Рівняння реакції одержання олова запишіть у робочий журнал.

2. Відновлення олова цинком

У розчин станум(II) хлориду опустіть шматочок металічного цинку. Опишіть процес, що проходить, та запишіть рівняння реакції.

3. Лудіння заліза (дослід проводьте з напіввідчиненими дверцятами витяжної шафи!)

Невелику пластинку листового заліза очистіть від оксидів, зануривши її на кілька хвилин у розбавлений розчин HCl . Після цього висушіть пластинку та занурте її, притримуючи за один кінець щипцями, у розплавлене олово. Дослід проводьте обережно, користуючись окулярами чи захисним екраном з органічного скла. Тигель з оловом тримайте на максимальній відстані, щоб уникнути розбризкування! Через кілька секунд повільно витягніть пластинку з тигля, спостерігайте за утворенням на ній тонкого шару олова.

4. Окиснення олова на повітрі

Розрізавши шматочок металічного олова ножем, відмітьте взаємодію щойно утвореної поверхні металу з киснем повітря. Прожарте у ложечці для спалювання шматочок металічного олова в окиснювальній частині полум'я пальника. Спостерігайте за поступовим перетворенням розплавленого металу на станум(IV) оксид.

5. Взаємодія олова з кислотами

5.1. Випробуйте в окремих пробірках взаємодію олова з розбавленими кислотами: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Для цього у розчині кислот внесіть в окремих пробірках по кілька шматочків металічного олова. Чи проходить зміна процесу при обережному нагріванні вмісту у першій та другій пробірках?

Пробірку з HNO_3 залиште на 10...15 хв у штативі, після чого розчин злийте. Доведіть, що в розчині містяться солі амонію. Напишіть

рівняння реакцій, маючи на увазі утворення $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ при взаємодії олова з розбавленою HNO_3 .

5.2. У пробірку з 3...4 мл концентрованої хлоридної кислоти внесіть 1...2 шматочки олова та злегка підігрійте. Спостерігайте за розчиненням олова та виділенням газу. Аналогічний дослід зробіть з концентрованою сульфатною кислотою. Напишіть рівняння реакцій.

5.3. До шматочка олова у порцеляновій чашці долийте 5 мл концентрованої нітратної кислоти та нагрійте її до кипіння. Відзначте розчинення олова та утворення β -олов'яної кислоти у вигляді білих кристаликів. Напишіть рівняння реакції. Одержаний осад промийте кілька разів, використовуючи декантацію, і збережіть для наступних дослідів.

6. Властивості α -олов'яної кислоти

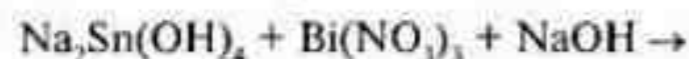
Для отримання α -олов'яної кислоти до невеликої кількості (близько 1 мл) станум(IV) хлориду в пробірці додайте розчин амоніаку до утворення аморфного білого осаду. Розчин з осадом розділіть порівну у дві пробірки та випробуйте його взаємодію з надлишком концентрованої HCl та розчином NaOH . Напишіть рівняння реакцій розчинення $\alpha\text{-SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ в кислоті та лугові.

7. Властивості β -олов'яної кислоти

Осад β -олов'яної кислоти перенесіть скляною паличкою чи шпателем в окремі пробірки та додайте в одну з них концентровану хлоридну кислоту, а в іншу — концентрований розчин лугу. Чому в даному випадку не спостерігається розчинення осаду?

8. Розчинення олова в лугах

У пробірку налийте кілька мілілітрів концентрованого розчину лугу та додайте 1...2 шматочки олова. Пробірку обережно нагрійте, спостерігаючи за розчиненням олова та виділенням водню. Доведіть присутність у розчині станату(II) лужного металу за допомогою реакції



9. Амфотерність олово(II) гідроксиду

До 5...10 крапель розчину станум(II) хлориду в пробірці додайте 4...6 крапель розчину амоніаку. Отриманий білий осад олово(II) гідроксиду промийте методом декантації, розділіть порівну у дві пробірки, випробуйте його взаємодію з кислотами та лугами, додавши в одну пробірку 5...8 крапель розчину HCl , а в іншу — 5...8 крапель розчину NaOH . Напишіть рівняння реакцій.

10. Гідроліз солей олова(II)

10.1. До 5...9 крапель концентрованого розчину SnCl_2 додавайте краплями дистильовану воду до утворення осаду основної солі.

10.2. До одержаного осаду, безперервно струшуючи, додавайте краплями концентрований розчин HCl до розчинення осаду.

10.3. До одержаного прозорого розчину знову додайте води до утворення осаду. Напишіть рівняння реакцій процесів, що відбуваються, в молекулярній та йонній формах.

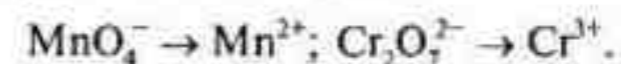
11. Якісні реакції на йони Sn^{2+}

11.1. До кількох крапель розчину меркурій(II) хлориду додавайте краплями розчин SnCl_2 до утворення осаду Hg_2Cl_2 . Напишіть рівняння реакції. Потім додавайте розчин SnCl_2 до утворення чорного осаду.

11.2. До 5...6 крапель розчину SnCl_2 долийте краплями, при струшуванні, концентрований розчин лугу до розчинення осаду, що утворився. До одержаного розчину додайте 4...5 крапель розчину солі бісмуту(III). Спостерігайте утворення чорного осаду бісмуту. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються, зверніть увагу на окисно-відновну схему процесу одержання бісмуту.

12. Відновні властивості сполук стануму(II)

12.1. До невеликої кількості підкислених розбавлених розчинів KMnO_4 та $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в окремих пробірках додайте краплями розчин останум(II) хлориду до зміни забарвлення:



Напишіть рівняння реакцій процесів, що відбуваються.

12.2. У дві пробірки внесіть по 2...3 краплі розчину FeCl_3 , у кожну з них додайте по кілька крапель розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на йони Fe^{2+}). Розчини в пробірках розбавте у 2...3 рази дистильованою водою. В одну пробірку додайте 3...4 краплі розчину SnCl_2 та спостерігайте утворення в ній солі $\text{K}[\text{FeFe}(\text{CN})_6]$ синього кольору.

Іншу пробірку залиште без змін. Напишіть рівняння реакції утворення $\text{K}[\text{FeFe}(\text{CN})_6]$.

13. Одержання та властивості станум(II) сульфід

До 1...2 мл розчину SnCl_2 доливайте свіжовиготовленої сірководневої води до утворення коричневого осаду SnS . Одержаний осад промийте кілька разів декантацією та розділіть на дві пробірки. В одну додайте свіжовиготовлений розчин амоній сульфід, в іншу —

полісульфід. Після струшування відзначте, в якій із пробірок відбувається розчинення осаду. Спостереження та рівняння реакцій запишіть у робочий журнал.

14. Одержання та властивості олово(IV) сульфід

В пробірку внесіть 1...2 мл розчину станум(IV) хлориду та пропустіть струмінь сірководню до утворення осаду. Замість сірководню можна використовувати сірководневу воду. Осад промийте кілька разів декантацією та розділіть його на дві частини. До однієї частини додайте розчин лугу до повного його розчинення. Напишіть рівняння реакції. До одержаного розчину долийте розчин HCl та спостерігайте за утворенням осаду SnS₂. До другої частини осаду додайте, струшуючи, розчин амоній сульфід. Поясніть, чому SnS не розчиняється, а SnS₂ розчиняється у розчині (NH₄)₂S. Напишіть рівняння реакції. До одержаного розчину додайте трошки концентрованої HCl. Спостерігайте за розкладом тіостанатної кислоти з утворенням SnS₂ та виділенням H₂S. Напишіть рівняння реакції.

15. Одержання K₂SnCl₆

До 10...15 крапель концентрованої хлоридної кислоти додайте 1...2 краплі SnCl₄. До отриманого розчину долийте кілька крапель насиченого розчину KCl. Спостерігайте за появою осаду K₂SnCl₆. Поясніть це явище та напишіть рівняння реакції.

Плюмбум

! Сполуки плюмбуму мають високу токсичність. Тому всі дослід з цими сполуками необхідно проводити акуратно, слідкуючи, щоб вони не потрапили в організм. Після всіх робіт слід ретельно вимити руки теплою водою з милом.

1. Одержання плюмбуму витісненням цинком («сатурнове дерево»)

В пробірку налейте кілька мілілітрів 0,4...0,5 %-го розчину плюмбум ацетату; щоб уникнути гідролізу, підкисліть його кількома краплями концентрованої оцтової кислоти і опустіть у нього пластинку цинку чи оцинкованого заліза.

Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакції. Які метали в цьому досліді можна взяти замість цинку?

2. Окиснення плюмбуму на повітрі

Шматочок плюмбуму розріжте ножом і спостерігайте потьмяніння блискучої поверхні металу.

У залізній ложечці для спалювання розплавте шматочок металу в полум'ї пальника, спостерігайте за його окисненням.

3. Взаємодія свинцю з кислотами

В трьох пробірках перевірте взаємодію свинцю з розбавленими кислотами HCl, H₂SO₄ та HNO₃. У кожен пробірку покладіть по шматочку свинцю та додайте по 1 мл розчину кислот. Розчини трохи підігрійте та відзначте, в яких пробірках відбувається розчинення металу. В охолоджені розчини додайте по 2 краплі розчину калій йодиду. За осадом PbI₂, що випав, зробіть висновок, у якій з кислот свинець розчиняється майже повністю. Напишіть рівняння реакцій.

4. Дія на свинець концентрованих кислот

У три пробірки візьміть по 5...6 крапель концентрованих розчинів HCl (ρ = 1,19), H₂SO₄ (ρ = 1,84), HNO₃ (ρ = 1,42). У кожен пробірку додайте по шматочку свинцю. Простежте, як проходять реакції.

У кожному окремому випадку обережно нагрійте пробірку на слабкому полум'ї пальника та спостерігайте за впливом нагріву на хід процесу взаємодії металу та кислоти. Напишіть рівняння реакцій процесів, що протікають, маючи на увазі, що свинець окиснюється до Pb²⁺ та при взаємодії з сульфатною кислотою утворює кислу сіль. Чи впливає концентрація хлоридної кислоти на її взаємодію з металом?

5. Взаємодія свинцю з лугами

В пробірку налейте 3...4 мл 50 %-го розчину КОН чи NaOH, додайте кілька шматочків дрібно нарізаного свинцю та прокип'ятіть протягом 5...10 хв. Спостерігайте за розчиненням металу та виділенням газу. Напишіть рівняння реакції.

6. Амфотерність плюмбум(II) гідроксиду

До 5...10 крапель розчинної солі плюмбуму додайте 3...5 крапель розчину амоніаку. Розчин, що відстоявся, злийте, а осад розділіть порівну у дві пробірки. До однієї частини осаду додайте, струшуючи, розчин HNO₃ чи CH₃COOH. (Але чому не розчин H₂SO₄ чи HCl?) До іншої частини осаду додавайте концентрований розчин лугу аж до розчинення. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

7. Розчинність плюмбум сульфату та хлориду

В окремих пробірках отримайте плюмбум сульфат і хлорид. Промийте їх декантацією та, додавши міцний розчин лугу, прокип'ятіть до розчинення осадів. Напишіть рівняння реакцій.

8. Одержання важкорозчинних солей плюмбуму

8.1. В окремих пробірках отримайте плюмбум хлорид, йодид, сульфат і хромат. Відзначте колір і характер осадів. Нагрійте розчин з осадом $PbCl_2$ та спостерігайте за зміною його розчинності при нагріванні.

8.2. Осад PbI_2 промийте декантацією, потім розчиніть його в киплячій воді та залиште на повітрі. Що відбувається при охолодженні розчину?

9. Одержання основного плюмбум карбонату

9.1. До 5...6 крапель розчину солі плюмбуму додайте 4...6 крапель розчину натрій карбонату. Спостерігайте виділення бульбашок газу CO_2 .

9.2. До 2...3 мл розчину $Pb(CH_3COO)_2$ додайте трохи PbO та прокип'ятіть 5...10 хв. Після охолодження розчин злийте і пропустіть крізь нього струмінь CO_2 . Спостерігайте за утворенням білого осаду основного плюмбум карбонату — «свинцеві білила» — $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$.

Осад відфільтруйте, висушіть і збережіть для наступного досліду. Напишіть рівняння реакцій.

10. Властивості свинцевих білил

10.1. У пробірку покладіть кілька шматочків свинцевих білил, заповніть її сірководнем, закрийте пробкою та струсіть. Спостерігайте за потемнінням білил.

10.2. У пробірку з PbS додайте розчин H_2O_2 та спостерігайте за знебарвленням осаду в результаті утворення плюмбум сульфату. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

11. Реакція на йони Pb^{2+}

11.1. До 5...10 крапель розчину плюмбум нітрату чи ацетату додайте 4...6 крапель розчину калій йодиду до утворення жовтого осаду PbI_2 . Розчин злийте, осад розчиніть у киплячій воді. Після охолодження розчину спостерігайте за утворенням великих золотистих кристалів PbI_2 .

11.2. До 5...10 крапель розчину $Pb(NO_3)_2$ додайте 3...6 крапель розчину K_2CrO_4 . Зверніть увагу на утворення жовтого осаду плюмбум хромату та напишіть рівняння реакцій.

Аналогічно отримайте нерозчинні солі $PbSO_4$, PbS , $PbCl_2$.

12. Одержання плюмбум(IV) оксиду

До 5...10 крапель розчину плюмбум ацетату додайте 5...10 крапель 40 %-го розчину $NaOH$ та 10...12 крапель гідроген пероксиду. Одер-

жаний розчин натрій гексагідроксоплюмбату розмішайте скляною паличкою та обережно нагрійте на слабкому полум'ї, спостерігаючи за утворенням коричневого осаду PbO_2 . Осад промийте декантацією та збережіть для подальших дослідів.

Замість пероксиду водню як окисник можна використовувати бромну воду.

13. Кислотні властивості плюмбум(IV) оксиду

Невелику кількість PbO_2 помістіть у пробірку, додайте концентрований розчин луку та підігрійте. Спостерігайте за розчиненням осаду та утворенням натрій плюмбату.

14. Окисні властивості плюмбум(IV) оксиду

14.1. До невеликої кількості PbO_2 додайте концентрованої хлоридної кислоти та спостерігайте за зміною кольору осаду з коричневого на білий та виділенням жовто-зеленого газу. Напишіть рівняння реакції.

14.2. До невеликої кількості PbO_2 додайте 0,5 мл 40 %-го розчину $NaOH$ та обережно нагрійте до розчинення осаду. Потім до гарячого розчину додайте 2...4 краплі розчину $Cr_2(SO_4)_3$ та знову нагрійте, звертаючи увагу на появу характерного жовтого забарвлення (йони CrO_4^{2-}). Складіть рівняння реакції.

14.3. До невеликої кількості PbO_2 у пробірці додайте по 1 мл розчинів H_2SO_4 та KI . Обережно підігрійте пробірку. Відзначте зміну забарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції.

14.4. У пробірку покладіть 0,1...0,2 г PbO_2 , додайте 1 мл 2 н. розчину H_2SO_4 та кілька крапель манган сульфату. Розчин у пробірці прокип'ятіть і дайте йому відстоятися. Відзначте колір одержаного розчину. Напишіть рівняння реакції.

15. Валентність плюмбуму в сурику

Невелику кількість Pb_3O_4 нагрійте у пробірці з 2...5 мл розбавленого розчину HNO_3 до зміни забарвлення. Розчин, що відстоявся, злийте. За допомогою якісних реакцій доведіть, що в ньому присутні йони Pb^{2+} . Складіть графічну формулу Pb_3O_4 з урахуванням наявності в ньому йонів Pb^{2+} та Pb^{4+} і напишіть відповідні рівняння реакцій.

Синтез сполук елементів підгрупи германію

Германій дисульфід GeS_2 (дослід проводьте у витяжній шафі). Осаджений з водних розчинів GeS_2 — тонкодисперсний білий порошок. Кристалічний препарат утворює лусочки з перламутровим блиском. При 800°C препарат плавиться з утворенням темної рідини, що застигає у вигляді жовтої маси. Його можна перевести у GeO_2 , розчиняючи в амоніаку та окиснюючи гідроген пероксидом.

Для одержання германій дисульфиду GeO_2 розчиніть у 6 н. розчині HCl та пропустіть крізь нього струмінь сірководню. Колбу закрийте корком та залиште на ніч під надлишковим тиском сірководню. Білий осад GeS_2 , що випав, відфільтруйте, промийте підкисленою водою, хлоридною кислотою, спиртом та ефіром, а потім висушіть у вакуум-ексикаторі. Вихід препарату майже кількісний.

Калій гексафторогерманат K_2GeF_6 — білий негігроскопічний кристалічний порошок. Його можна перекристалізувати з води. Розчинність у воді така: 0,54 г у 100 мл води при 18°C та 2,94 г — при 100°C . Температура його плавлення близько 730°C , температура кипіння — 835°C .

Дві частини GeO_2 розчиніть у платиновій чашці (можна у скло-вуглецевій) у 12 частинах 20 %-го розчину HF та введіть, перемішуючи, 3 частини концентрованого розчину калій хлориду. При затвердінні рідини з утворенням драглистої маси добре розмішайте її до одержання рідкої консистенції. При цьому з розчину виділяється чистий дрібнокристалічний осад препарату. Осад відфільтруйте, промийте холодною водою, спиртом і висушіть. Як осаджувач замість KCl можна застосувати розчин калій карбонату.

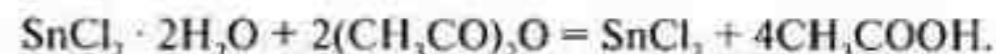
Станум(II) оксид SnO — чорний нерозчинний у воді та розчинах лугів порошок, при нагріванні на повітрі вище 220°C окиснюється до станум(IV) оксиду. При взаємодії з кислотами утворюються солі двовалентного стануму.

Дигідрат станум(II) хлориду розчиніть у мінімальній кількості гарячої концентрованої хлоридної кислоти та обережно, перемішуючи, прилийте невеликими порціями (щоб уникнути викидання піни) розчин Na_2CO_3 до початку лужної реакції (проба універсальним індикатором). Білий осад Sn(OH)_2 , що випав, нагривайте разом з рідиною 2...3 год на бані (насичений розчин NaCl в H_2O , температура кипіння 110°C). При цьому утворюється (кількісно) з Sn(OH)_2 синьо-чорний, з металічним блиском, порошок SnO . Продукт про-

мийте багато разів декантацією й висушіть при $100\text{...}110^\circ\text{C}$. Вихід препарату близько 80 %.

Станум(II) хлорид SnCl_2 (дослід проводьте у витяжній шафі). Біла кристалічна речовина порівняно стійка на повітрі. При тривалому контакті з повітрям частково розпадається в результаті гідролізу та окиснення. Станум(II) хлорид добре розчиняється у воді. З концентрованих розчинів кристалізується дигідрат. У розбавлених розчинах відбувається його гідроліз, у результаті чого утворюється Sn(OH)Cl . Станум(II) хлорид також добре розчиняється в ацетоні, аміловому спирті, ефірі, абсолютному етанолі, метанолі.

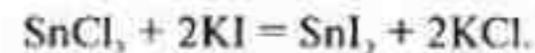
Безводний станум(II) хлорид отримують зневодненням дигідрату за схемою



У термостійкий стакан помістіть 20,4 г оцтового андигідриду (99...100 %-й) та додайте, перемішуючи, 22,6 г кристалічної солі $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Зразу ж активно починається зневоднення кристалогідрату з виділенням великої кількості тепла. Безводна сіль у вигляді тонких білих кристалів осідає на дно стакана. Через 1,5 год кристали відфільтруйте на скляному фільтрі, промийте двома порціями (по 50 мл) абсолютного ефіру та висушіть у вакуум-ексикаторі. Вихід препарату кількісний (18,9 г). Температура його плавлення 247°C , температура кипіння 606°C . Для одержання особливо чистого препарату кристали переганяють у глибокому вакуумі в установці з термостійкого скла чи кварцу.

Станум(II) йодид SnI_2 — речовина червоного кольору з температурою плавлення 320°C і температурою кипіння 720°C , погано розчиняється у воді, але добре в органічних розчинниках.

Для одержання препарату SnI_2 середньої концентрації водний розчин SnCl_2 швидко обробіть, перемішуючи, розчином KI , розрахованого за реакцією:



За великої кількості KI поряд із червоною модифікацією SnI_2 випадають жовті кристали подвійної солі K_2SnI_4 , відокремити яку дуже важко. Червоні кристали SnI_2 , що випали, відфільтруйте, а в маточний розчин додайте ще половину розчину KI для виділення додаткової порції препарату. Одержаний препарат відфільтруйте, про-

мийте кілька разів водою й висушіть. Додатково препарат можна очистити перекристалізацією його зі спирту.

Станум(IV) сульфат $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — безбарвна кристалічна дуже гігроскопічна речовина. При взаємодії відбувається гідроліз із виділенням α -олов'яної кислоти. Сіль добре розчиняється в розбавлених розчинах сульфатної кислоти.

Препарат одержують зі свіжоосащеної α -олов'яної кислоти, розчиняючи її у надлишку гарячої розбавленої сульфатної кислоти. Здобутий розчин упарте. При цьому виділяються білі кристали $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, які з підвищенням концентрації кислоти набувають вигляду голок або призм. Кристали відфільтруйте на скляному фільтрі та висушіть в ексікаторі над P_2O_5 . Здобутий продукт запакуйте в ампулі.

Амоній гексахлоростанат $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$, калій гексахлоростанат K_2SnCl_6 — білі, стійкі на повітрі кристалічні речовини, які добре розчиняються у воді. Кип'ятіння розбавлених водних розчинів солей призводить до їх гідролізу та виділення в осад α -олов'яної кислоти.

Для одержання хлоростанатів використовуйте 50 %-й розчин SnCl_4 чи концентрований, підкислений хлоридною кислотою розчин $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, в який додайте надлишок 50 %-го насиченого розчину NH_4Cl чи KCl . При охолодженні розчинів виділяються білі кристали гексахлоростанатів. При невеликій кількості одержаної речовини розчин трохи упарте, охолодіть льодом з водою, а кристали $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$, що випали, відфільтруйте та промийте невеликою кількістю льодяної води та висушіть.

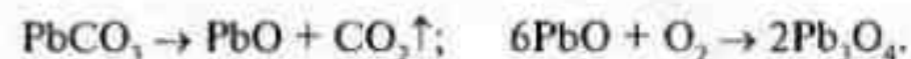
Плюмбум(II) оксид PbO — трапляється у вигляді кристалів ромбічної системи (масикот) або червоних кристалів тетрагональної системи (глет). Колір препарату залежно від способу його одержання може змінюватися від зеленкувато-жовтого до гранатово-червоного. Червона модифікація PbO вище за 587°C переходить у жовту, температура плавлення якої 890°C . Розчин PbO у воді (розчинність $1,7 \cdot 10^{-3}$ мас. %) має слабколужну реакцію. Препарат розчиняється у гарячих розчинах KOH та NaOH , у нітратній та оцтовій кислотах. При взаємодії з хлоридною кислотою утворюється PbCl_2 .

1. Для одержання плюмбум(II) оксиду прожарте 20 г PbCO_3 , при постійному перемішуванні у порцеляновій чи нікелевій чашці при 600°C . Прожарювання проводьте 2...3 год до одержання речовини рівномірного коричнево-оранжевого кольору. Вихід препарату майже кількісний, на повітрі він повільно поглинає CO_2 .

2. За іншою методикою отримайте плюмбум(II) оксид, використовуючи плюмбум ацетат. Для цього розчиніть 40 г $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ у 120 мл води та додайте кілька крапель концентрованої хлоридної кислоти ($\rho = 1,19$). Розчин, що відстоявся (1 год), відфільтруйте, а потім нагрійте в порцеляновій чашці до 60°C . У підігрітий розчин повільно, перемішуючи, прилийте прозорий розчин KOH чи NaOH (12 г KOH чи 9 г NaOH у 100 мл води). Суміш кип'ятить 1,0...1,5 год до переходу білого плюмбум гідроксиду в жовтий плюмбум(II) оксид. Осад відфільтруйте та промийте гарячою водою до зникнення Cl^- . Висушений у сушильній шафі препарат прожарте (1 год) у порцеляновій чашці при $600\text{...}650^\circ\text{C}$. Вихід препарату — близько 20 г.

Свинцевий сурик Pb_3O_4 — червоний кристалічний порошок, який при нагріванні стає яскравішим і починає розкладатися з виділенням кисню при 500°C . Розчиняється в крижаній CH_3COOH , хлоридну кислоту розкладає з виділенням Cl_2 . Перетворюється при дії HNO_3 на PbO та $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

1. Препарат одержують в результаті розкладу плюмбум карбонату у порцеляновій чашці при температурі темно-червоного розжарювання з доступом кисню:



Після повного розкладу PbCO_3 , яке проводять при періодичному помішуванні суміші, починається процес окиснення, що супроводжується підвищенням вмісту Pb_3O_4 . Про закінчення реакції окиснення судять по кількості утвореного Pb_3O_4 , що перестає збільшуватися. Звичайно процес триває кілька годин.

Одержану реакційну суміш прокип'ятить кілька разів з 10 %-м розчином $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, осад декантуйте з теплого розчину, відфільтруйте, промийте гарячою водою й висушіть. Для визначення вмісту сурику в реакційній суміші до її точної наважки (від 0,2 до 0,3 г) в маленькій колбі долийте 1 мл льодяної CH_3COOH , 10 мл H_2O та додайте краплями 4 мл 20 %-го розчину KI . Суміш енергійно струшуйте, а йод, що виділився, відтитруйте 0,1 н. розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 1 мл якого відповідає 0,03428 г Pb_3O_4 .

2. Для одержання чистішого препарату (ч.д.а.) тонко подрібнений плюмбум(II) оксид прожарте, перемішуючи, у порцеляновій чашці при $445\text{...}480^\circ\text{C}$ упродовж 15...20 год. Вміст Pb_3O_4 в одержаному препараті складає 92 %.

Плюмбум(IV) оксид PbO_2 — кристалічна чи аморфна речовина, практично нерозчинна у воді та розбавлених кислотах за винятком щавлевої. При взаємодії з концентрованою хлоридною чи гарячою концентрованою H_2SO_4 виділяються відповідно Cl_2 та O_2 . На повітрі активно поглинає SO_2 й переходить в $PbSO_4$. Струмінь H_2S , направлений на PbO_2 , загоряється. Вище за $290^\circ C$ PbO_2 починає розкладатися з виділенням кисню, при $420^\circ C$ в результаті розкладу утворюється сурик.

Для одержання плюмбум(IV) оксиду до розчину (20 г $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$ в 50 мл H_2O) додайте при перемішуванні 100 г 10 %-го розчину $NaOH$.

Паралельно приготуйте розчин хлорного вапна (28 г розчиніть у 200 мл H_2O). Розчин відфільтруйте та 80 мл його прилийте до лужного розчину плюмбум(II) ацетату, після чого суміш протягом кількох хвилин кип'ятить із наступною перевіркою на повноту окиснення (до проби розчину додайте кілька крапель розчину гіпохлориту). При випадінні осаду PbO_2 до реакційної суміші додайте ще 10 мл розчину гіпохлориту і знову прокип'ятить кілька хвилин із наступною перевіркою повноти окиснення. Після закінчення реакції дрібнокристалічний PbO_2 промийте, застосовуючи 5...6-кратне декантування. Осад обробіть 50 мл 3 н. HNO_3 для видалення солей кальцію та плюмбуму. Після багаторазового промивання гарячою водою з наступною декантацією осад відфільтруйте на лійці Бюхнера, ретельно промийте гарячою водою та висушіть у вакуум-ексикаторі над P_2O_5 . Вихід препарату складас 80...85 %.

Плюмбум(II) тіоціанат $Pb(NCS)_2$ — білі голчасті кристали, чутливі до дії світла. Вище за $190^\circ C$ відбувається зміна забарвлення та розпад речовини. Препарат плюмбум тіоціанату є вихідною речовиною для одержання діродану.

До профільтрованого розчину $Pb(NO_3)_2$ (15 г в 150 мл H_2O) додайте невеликими порціями, при перемішуванні, розчин $KNCS$ (9 г у 84 мл H_2O). Після додання приблизно половини розчину калій тіоціанату рідина мутніє з виділенням щільного білого осаду $Pb(NCS)_2$. Уливши весь розчин $KNCS$ у суміш, її залишають на 1 год у крижаній воді для закінчення кристалізації. Кристали відфільтровують на лійці Бюхнера, промивають крижаною водою та висушують у темряві. Вихід $Pb(NCS)_2$ становить близько 9 г.

Калій йодоплюмбіт $KPbI_3 \cdot 2H_2O$ — світло-жовті голчасті кристали, стійкі на повітрі. При тривалому висушуванні в ексикаторі препарат

втрачає воду з утворенням білого порошку $KPbI_3$. При нагріванні кристалогідрату солі при температурі від 30 до $97^\circ C$ виділяється гідратна вода, яка, вступаючи в реакцію з безводною сіллю, розкладає її з утворенням жовтих кристалів PbI_2 . Калій йодоплюмбіт стійкий у розчині тільки за великого надлишку KI . Безводна сіль застосовується як чутливий реактив для визначення вологості, оскільки реагує з водою, утворюючи PbI_2 жовтого кольору.

У розчин $Pb(NO_3)_2$ (4 г в 15 мл теплої води) влийте, при перемішуванні, нагрітий розчин KI (15 г в 15 мл H_2O). При цьому виділяється жовтий PbI_2 , який при охолодженні поступово переходить у світло-жовтий $KPbI_3 \cdot 2H_2O$. Сіль відфільтруйте та висушіть, відтискуючи між аркушами фільтрувального паперу.

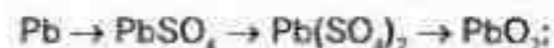
Безводний препарат одержують при тривалому витримуванні лігдрату у вакуум-ексикаторі над концентрованою H_2SO_4 .

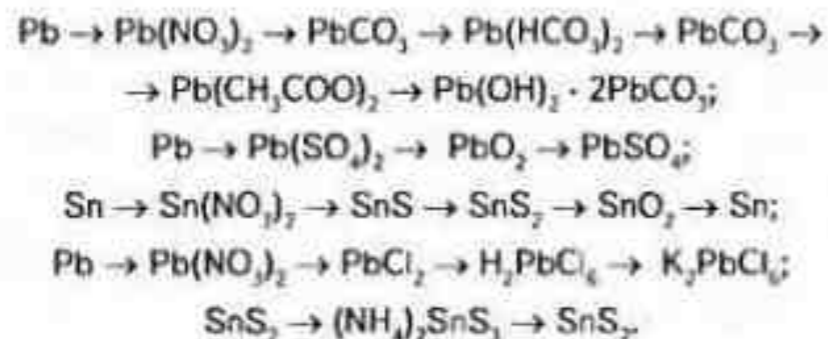
Безводний $KPbI_3$ також можна отримати з дігдрату, розчинивши його у 15...20 мл ацетону та осадивши подвійним об'ємом ефіру.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

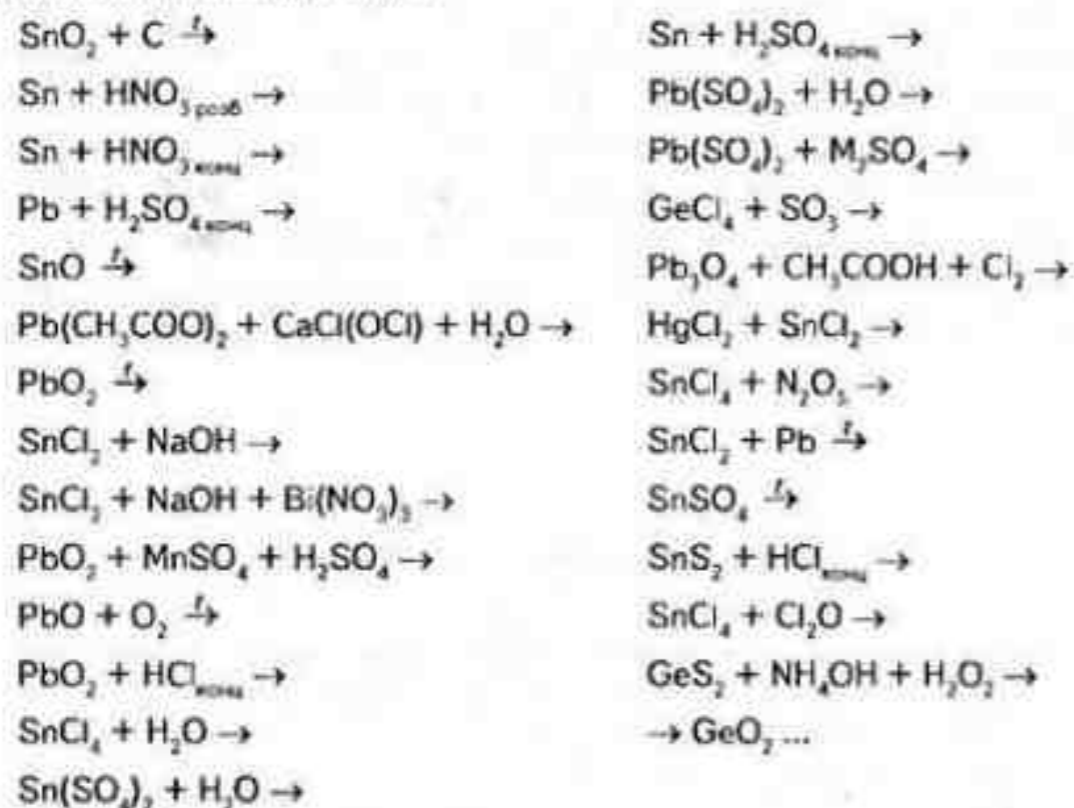


1. Поясніть, чому при додаванні $SnCl_4$ до концентрованого розчину KCl спостерігається утворення осаду, а при додаванні $SnCl_4$ до концентрованого розчину HCl осад не утворюється.
2. Чому $SnCl_4$ димить на повітрі?
3. Як пояснити різке збільшення температури плавлення в ряду $GeF_4 \rightarrow SnF_4 \rightarrow SnCl_4$?
4. Чому галогенідні комплекси $[PbHal_2]^{2-}$ мають достатню стійкість, тоді як $PbCl_2$ нестійкий, а відповідні бромід та йодид узагалі невідомі?
5. Чому для германію переважають сполуки германію(IV), тоді як для плюмбуму вони нестійкі? Як це пояснити відносно розташування цих елементів у Періодичній системі елементів?
6. Як розділити SnS та PbS ?
7. Для розчинення $SnCl_2$ у воду додають HCl та металічне олово. Поясніть, навіщо це роблять. Напишіть усі реакції з участю та за відсутності HCl та Sn .
8. Наведіть приклади окисно-відновних процесів з участю сполук підгрупи германію з сильнішими окисниками та відновниками.
9. Як і за яких умов можна здійснити такі перетворення:





10. Допишіть рівняння реакцій:



ТИТАН І ЦИРКОНІЙ

Титан

1. Одержання титан сульфату (дослід проводьте у витяжній шафі).

Невелику кількість (близько 0,5 г) ретельно подрібненого титан(IV) оксиду змішайте з 5-кратною (за масою) кількістю калій дисульфату та нагрійте у порцеляновому тиглі на полум'ї пальника. Для уникнення передчасного випаровування SO_3 та його застигання, після розплавлення $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ слідкуйте за тим, щоб сплав не пе-

регрівався. Сплавлення має тривати приблизно 20 хв. Після застигання частину сплаву розчиніть у розбавленій H_2SO_4 , а частину прокип'ятіть у воді. Поясніть протікання усіх процесів.

Напишіть рівняння реакцій.

2. Одержання титан гідроксиду (α -гідратна форма)

До 5...10 крапель розчину титан(IV) сульфату додайте в пробірку 4...6 крапель 4 н. розчину лугу та спостерігайте за утворенням осаду титан(IV) гідроксиду.

Осад розділіть порівну в дві пробірки, в першу додайте по краплях при струшуванні 4 н. розчин H_2SO_4 до розчинення осаду (утворюється TiOSO_4). В другу пробірку додайте надлишок 4 н. розчину лугу, осад при цьому не розчиняється. Напишіть рівняння реакцій усіх процесів.

3. Одержання β -титанової кислоти

Розчин титаніл сульфату (10...12 крапель) змішайте з розчином NaOH (4...6 крапель). Розчин з осадом кип'ятіть 4...5 хв, а потім відставте на 20...30 хв. Після цього до осаду додайте розчин сульфатної кислоти. Осад не розчиняється. Пояснюється це тим, що осад ортотитанової кислоти $\text{Ti}(\text{OH})_4$ (α -форма) при кип'ятінні втрачає воду та переходить у метаформу чи титаніл гідроксид $\text{TiO}(\text{OH})_2$ (метаформа- β -титанова кислота).

4. Гідроліз солей титану(IV)

4.1. У пробірку до 4...5 крапель розчину титан сульфату, одержаного в попередньому досліді, додайте 10...15 крапель води. Прокіп'ятіть розчин, спостерігаючи за утворенням титаніл сульфату TiOSO_4 , який добре розчиняється у воді, але при кип'ятінні розчину зазнає подальшого перетворення з одержанням $\text{TiO}(\text{OH})_2$.

Щоб переконатися в тому, що в результаті гідролізу утворюється β -форма титанової кислоти, випробуйте її взаємодію з розбавленим розчином сульфатної кислоти.

4.2. До 10...15 крапель розчину титан сульфату чи титаніл сульфату додайте 4...6 крапель розчину натрій ацетату та підігрійте. Спостерігайте за утворенням білого осаду гідратованого титан(IV) оксиду. Напишіть рівняння реакції. Яка форма титан гідроксиду утворюється в даному випадку, як це довести?

4.3. До 4...5 крапель розчину титан сульфату додайте 3...4 краплі розчину амоній сульфіду. Спостерігайте за утворенням осаду титан гідроксиду. Яка форма титан гідроксиду утворюється в даному разі?

Як це довести? Чому в досліді не спостерігається утворення титан(IV) сульфідів? Складіть рівняння реакцій, вказавши форми титанової кислоти.

5. Одержання амоній гексахлоротитанату

Пробірку з 1 мл концентрованої HCl охолодіть у суміші води з льодом. Додайте кілька крапель концентрованого розчину $TiCl_4$. Через охолоджену суміш пропустіть струмінь сухого хлороводню до утворення оранжевого розчину. До одержаного розчину додайте трохи кристалічного NH_4Cl , ретельно розмішуючи розчин скляною паличкою. Спостерігайте за утворенням жовтого осаду амоній гексахлоротитанату $(NH_4)_2TiCl_6$.

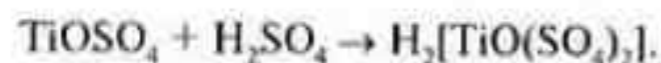
6. Вплив комплексоутворення на розчинення титану в кислотах

У пробірку до невеликої кількості порошку титану чи титанової губки додайте 1...2 мл розчину CH_3COOH . Поясніть, чому CH_3COOH не взаємодіє з титаном. До розчину додайте невелику кількість NH_4F . Поясніть вплив процесу взаємодії титану з CH_3COOH .

Проведіть аналогічний дослід з сульфатною кислотою.

7. Одержання пероксидної сполуки титану

Якісна реакція на Ti^{4+} . Кілька крапель розчину титаніл сульфату розбавте водою та підкисліть одержаний розчин сульфатною кислотою:



До утвореної суміші додайте 4...6 крапель 3 %-го розчину H_2O_2 . Спостерігайте за забарвленням розчину в оранжево-жовтий колір внаслідок утворення пероксодисульфатотитанової кислоти:



У присутності хлоридної кислоти спостерігайте утворення $H_2[TiO_2Cl_4]$. До одержаного розчину додайте трохи NH_4F . Поясніть зникнення забарвлення розчину.

Утворення оранжево-жовтих комплексів $[TiO_2(SO_4)_2]^{2-}$, $[TiO_2Cl_4]^{2-}$ використовується в аналітичній хімії для якісного та кількісного визначення титану, а також для якісного виявлення в розчині гідроген пероксиду.

8. Відновлення чотиривалентного Ti^{4+} до тривалентного Ti^{3+}

У пробірку до 1...2 мл розчину титаніл сульфату додайте таку саму кількість розбавленого розчину HCl та покладіть 2 шматочки

металічного цинку. Спостерігайте за появою розчину фіалкового кольору, що характерно для іонів Ti^{3+} . Напишіть рівняння реакції. Відлийте трохи одержаного розчину в пробірку чи стакан; струшуючи розчин, спостерігайте за його знебарвленням. Поясніть це явище.

9. Одержання титан(III) гідроксиду

У пробірку до 3...5 крапель одержаного у попередньому досліді розчину солі титану(III) прилийте 3...5 крапель розчину луку. Порівняйте колір титан(III) гідроксиду з кольором $Ti(OH)_4$. Як довести основний характер одержаного титан(III) гідроксиду $Ti(OH)_3$? У якого гідроксиду більш виражені основні властивості: $Ti(OH)_3$ чи $Ti(OH)_4$? Відповідь аргументуйте.

10. Відновні властивості Ti^{3+}

10.1. У пробірку до 3...5 крапель розчину $Ti_2(SO_4)_3$ додайте рівну кількість розчину $CuCl_2$. Порівняйте його колір з вихідним. Спостерігайте випадіння в осад Cu_2Cl_2 . Напишіть рівняння реакції.

10.2. Аналогічний дослід зробіть із розчином $FeCl_3$, додаючи його краплями до розчину $Ti_2(SO_4)_3$, поки не зникне фіалкове забарвлення.

10.3. До 5...10 крапель розчину солі Ti^{3+} додайте кілька крапель розчину $KMnO_4$. Поясніть, чому знебарвлюється розчин $KMnO_4$. Складіть рівняння реакції.

11. Порівняльний гідроліз солей Ti^{3+}

В окремі пробірки з 3...5-ма краплями розчину солей Ti^{4+} та Ti^{3+} додайте по 1 мл дистильованої води та прокип'ятіть. В якому разі випадає осад гідроксиду титану? В якому з них ступінь гідролізу більший і чому?

Цирконій

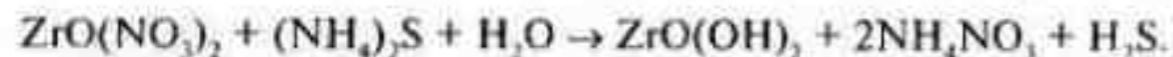
1. Одержання та властивості цирконій(IV) гідроксиду

До 5...10 крапель розчину цирконіл нітрату додайте 3...4 краплі розчину NaOH. Спостерігайте за утворенням білого гелеподібного осаду $Zr(OH)_4$. Напишіть рівняння реакції. Осад розділіть на три частини. Випробуйте взаємодію осаду з розчинами H_2SO_4 та NaOH. Спостереження та рівняння реакцій запишіть в робочий журнал. Третю частину осаду розбавте водою та прокип'ятіть 3...4 хв. Після цього відстояний розчин злийте, а до осаду додайте розчин H_2SO_4 . Чому осад не розчиняється?

2. Гідроліз солей цирконію(IV)

2.1. 3...5 крапель розчину цирконій нітрату розбавте 2...3 мл води. Осад при цьому не утворюється. Прокип'ятіть розчин до утворення осаду цирконій(IV) гідроксиду. Напишіть реакції гідролізу солей цирконію(IV) при розбавленні — $Zr(NO_3)_4 \rightarrow ZrO(NO_3)_2$, а при кип'ятінні — $ZrO(NO_3)_2 \rightarrow ZrO(OH)_2$. Гідроліз солей титану(IV) при нагріванні супроводжується утворенням осаду $TiO(OH)_2$. Реакція відбувається при розбавленні 0,5 н. розчину солі водою у співвідношенні 1 : 1. Солі цирконію(IV) для повного їх гідролізу розбавляють у 10...15 разів. Чим відрізняється $ZrO(OH)_2$ від $TiO(OH)_2$?

2.2. У пробірку з 3...5-ма краплями розчину солі цирконію(IV) додайте такий самий об'єм розчину $(NH_4)_2S$. Спостерігайте за утворенням осаду:



Напишіть рівняння реакції в йонній формі та поясніть, чому при цьому не утворюється цирконій(IV) сульфід.

3. Одержання малорозчинних солей цирконію

До розчину цирконій нітрату (3...5 крапель) в трьох пробірках додайте: в першу — розчин натрій гідрофосфату, в другу — розчин калій гексаціаноферату(II) $K_4[Fe(CN)_6]$, а в третю — амоній оксалат $(NH_4)_2C_2O_4$. Спостерігайте в усіх випадках за утворенням білих нерозчинних осадів: $ZrOHPO_4$, $(ZrO)_2Fe(CN)_6$, $ZrOC_2O_4$.

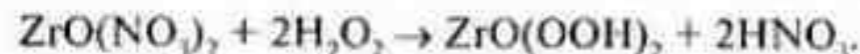
Склади осадів дано приблизно, оскільки залежно від кислотності та надлишку реагенту спостерігається утворення фосфатів різного складу: $Zr(HPO_4)_2 \cdot xH_2O$, $NaZrOPO_4 \cdot xH_2O$ та складніших.

4. Одержання комплексної солі цирконію

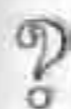
В пробірку з осадом $ZrOC_2O_4$, одержаним у попередньому досліді, додайте 5...8 крапель розчину амоній оксалату. Спостерігайте за розчиненням осаду з утворенням комплексної солі амоній цирконілоксалату $(NH_4)_2[ZrO(C_2O_4)_3]$. Напишіть рівняння реакції утворення цієї солі.

5. Одержання пероксоцирконієвої кислоти

До 10...12 крапель підкисленого розчину нітрату чи цирконій(IV) сульфату додайте 8...10 крапель 30 %-го розчину H_2O_2 . Розчин перемішайте та залиште у штативі. Через деякий час (10...60 хв) спостерігайте за утворенням гідрату цирконій пероксиду $ZrO(OOH)_2$:

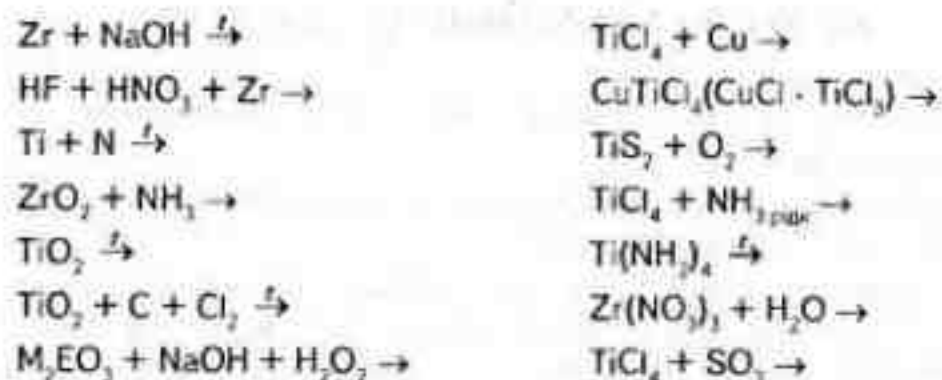


КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Поясніть близькість йонних радіусів Zr^{4+} та Hf^{4+} і їхній вплив на зміну властивостей в ряду $Ti-Zr-Hf$.
2. Чому титану властиво утворювати сполуки з нижчими ступенями окиснення, а для Zr та Hf це не характерно?
3. Як пояснити різке зменшення тепло- та енергопровідності в ряду металів $Ti-Zr-Hf$ (аналогічний факт спостерігається в рядах $V-Nb-Ta$, $Cr-Mo-W$, $Mn-Tc-Re$). Чому для названих металів поряд із механічною міцністю характерна висока в'язкість?
4. Поясніть високу корозійну стійкість металів підгрупи титану.
5. Дайте порівняльну кислотно-основну характеристику оксидів та гідроксидів елементів підгрупи титану.
6. За своєю стійкістю комплекси елементів підгрупи титану $[EF_6]^{2-}$ значно міцніші за $[EHal_6]^{2-}$, де $Hal-Cl, Br, I$. Чому титан(IV) оксид добре розчиняється в розчинах H_2F_2 та не розчиняється в HCl ?
7. Чому осад титанатної та цирконатної кислот, що отримують при обробці солей цих елементів розчинами лугів, розчиняється в кислотах, а осад цих самих кислот, одержаний розбавленням і наступним кип'ятінням розчинів їхніх солей, не розчиняється в розбавлених H_2SO_4 та HCl ?
8. Чому концентровані розчини $TiCl_4$ димлять на повітрі?
9. Чому титан, який погано розчиняється в кислотах, у присутності фторид-іонів розчиняється навіть у такій слабкій кислоті, як оцтова?
10. Гексагідрат титан(III) хлориду $TiCl_3 \cdot 6H_2O$ відомий у формі трьох гідратних ізомерів, один з яких має фіолетовий, а два інших — зелений колір. При дії на розчини, що містять 1 моль кожного з них, аргентум нітратом випадає в осад 3; 2 та 1 моль $AgCl$. Напишіть формули названих ізомерів, виділивши внутрішню та зовнішню сфери комплексів.
11. Який склад титан фториду, одержаного дією на метал Hf при нагріванні, якщо останній має парамагнітні властивості?
12. Як пояснити те, що дія амоніаку на $ZrCl_4$ та $TiCl_4$ при $700...800^\circ C$ призводить до утворення різних нітрідів — Zr_3N_4 та TiN ? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
13. Титан та цирконій сульфати утворюють з $M_2SO_4 \rightarrow M_2[E(SO_4)_3]$, але для цирконію відомий ще й подвійний сульфат $M_2[E(SO_4)_4]$. Як це пояснити, враховуючи положення цих елементів у Періодичній системі?
14. Допишіть рівняння реакцій:

$Ti + H_2SO_4 \rightarrow$	$Ti(SO_4)_2 + K_2SO_4 +$
$Ti(OH)_3 + H_2O + O_2 \rightarrow$	$+ H_2O_2 + H_2O \rightarrow$
$Ti(OH)_3 + KNO_3 + H_2O \rightarrow$	$K_2[Ti(SO_4)_2 \cdot O_2] \cdot 3H_2O \rightarrow$
$Ti(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$	$ECl_4 + H_2O \xrightarrow{h\nu}$

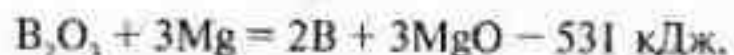


БОР. АЛЮМІНІЙ. ГАЛІЙ. ІНДІЙ. ТАЛІЙ

Бор

1. Одержання та властивості аморфного бору

Кілька грамів борного ангідриду насипте у залізний тигель та інтенсивно прожарте його на полум'ї газового пальника. Подрібніть B_2O_3 у ступці (при наявності вологи у борному ангідриді нагрівання його з металічним магнієм може призвести до вибуху!). Зважте 1 г B_2O_3 , перемішайте його з 2 г порошку магнію та помістіть суміш до тугоплавкої пробірки. Закріпіть її в нахиленому стані у штативі, поставте у витяжну шафу, прогрійте спочатку всю пробірку на малому, а потім нижню її частину на інтенсивному полум'ї газового пальника. *Обережно! Реакція екзотермічна.*



Після припинення реакції охолодіть пробірку до кімнатної температури та розбийте її в порцеляновій ступці. Вміст пробірки невеликими порціями перенесіть до склянки, в яку попередньо налейте 50 мл 10 %-го розчину хлоридної кислоти (дослід проводьте у витяжній шафі). Вміст склянки періодично перемішуйте скляною паличкою. Після розчинення магній оксиду відфільтруйте порошок аморфного бору крізь паперовий фільтр, промийте його кілька разів водою та висушіть. Які продукти, крім бору, можуть утворитися при розчиненні вмісту пробірки у хлоридній кислоті?

Визначте, чи окиснюється бор концентрованою нітратною кислотою? Для цього у порцелянову чашку внесіть приблизно 0,1...0,2 г бору, додайте 2...3 мл концентрованої нітратної кислоти та нагрійте.

Напишіть рівняння реакції бору з нітратною кислотою. Чи взаємодіє бор з розчинами лугів? На досліді перевірте та порівняйте взаємодію бору і кремнію з лугами.

2. Одержання ортоборатної кислоти (H_3BO_3)

У склянку налейте 30 мл води, розчиніть у ній 15 г бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ та нагрійте розчин до 80...90 °С. До гарячого розчину бури прилийте при перемішуванні 13 мл 25 %-го розчину хлоридної кислоти. При охолодженні розчину спостерігайте виділення лускатих кристалів ортоборатної кислоти. Кристали відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера, промийте їх кілька разів невеликими порціями води і відіжміть між аркушами фільтрувального паперу. Висушіть кристали H_3BO_3 на повітрі, зважте на технічних терезах і визначте вихід продукту (у %). Продукт, що одержали, збережіть для наступних дослідів.

3. Перекристалізація ортоборатної кислоти

Використовуючи дані з розчинності (додаток, табл. 3) і одержану в попередньому досліді H_3BO_3 , визначте, який об'єм води (мл) необхідно взяти для приготування насиченого при 100 °С розчину ортоборатної кислоти. В склянці приготуйте насичений при 100 °С розчин кислоти, охолодіть льодяною водою (льодом, снігом); кристали, що випали, відфільтруйте та висушіть.

Зважте сухі кристали та визначте вихід H_3BO_3 при її перекристалізації. Порівняйте ці дані з розрахунковими, які одержано з даних про розчинність H_3BO_3 при температурах насичення та кристалізації. Кілька грамів кислоти залиште для наступних дослідів, а залишок здайте лаборанту.

4. Властивості ортоборатної кислоти

4.1. Приготуйте декілька мілілітрів насиченого при кімнатній температурі розчину ортоборатної кислоти та визначте його рН за допомогою універсального індикатора. Яка основність кислоти? Напишіть рівняння дисоціації.

4.2. У порцелянову чашку чи тигель помістіть кілька кристалів H_3BO_3 , прилийте 2...3 мл метилового спирту і додайте кілька крапель концентрованої сульфатної кислоти. Вміст перемішайте скляною паличкою та підпаліть газ, що виділяється. Якого кольору полум'я? Що утворюється при взаємодії H_3BO_3 і CH_3OH та яку роль у цьому процесі відіграє концентрована H_2SO_4 ? Напишіть реакцію взаємодії H_3BO_3 з CH_3OH та реакцію окиснення речовини, що утворилася.

4.3. Замість метанолу візьміть триатомний спирт — гліцерин. У порцелянову чашку покладіть невелику кількість кристалів ортоборатної кислоти, змочіть їх краплиною концентрованої сульфатної кислоти та додайте кілька краплин гліцерину. Суміш перемішайте вушком платинового або ніхромового дротика, що впаяний у скляну трубку, і внесіть у полум'я газового пальника. Спостерігайте за забарвленням полум'я в інтенсивно зеленій колір. Напишіть рівняння реакції.

4.4. На металеву пластинку помістіть 0,5...1,0 г ортоборатної кислоти та нагрійте на полум'ї газового пальника. Які речовини утворюються при термолізі H_2BO_3 ?

5. Одержання перлів бури

У полум'ї пальника розжарте вушко платинового або ніхромового дроту та занурте його у порошок бури, який попередньо насипте у невеликий порцеляновий тигель. Вушком дроту візьміть буру, внесіть у полум'я газового пальника та сильно прожарте. Повторіть цю операцію кілька разів до одержання прозорої склоподібної маси. Охолодіть сплав, змочіть його розчином солі кобальту(II) або хрому(III) та знову сильно прожарте у полум'ї газового пальника. Який колір мають перли бури? Напишіть рівняння реакцій.

6. Гідроліз бури

Визначте рН розчину бури за допомогою універсального індикаторного паперу. Напишіть рівняння реакцій гідролізу $Na_2B_4O_7$ в молекулярній та йонній формах, враховуючи, що на першій стадії гідролізу бури утворюються ортоборна кислота та натрій метаборат.

Алюміній

1. Взаємодія алюмінію з водою та киснем

Дві пластини алюмінієвої фольги зачистіть тонким наждачним папером від плівки оксиду і для знежирювання промийте їх кілька хвилин у невеликій кількості етилового спирту. Пластинки фольги помістіть у розчин меркурій(II) нітрату і через декілька хвилин злийте розчин $Hg(NO_3)_2$ у спеціальну посудину для відходів солей ртуті (солі ртуті отруйні!). Підтримуючи пластинки пінцетом, промийте їх кілька разів водою і обережно протріть ватою або фільтрувальним папером. Для наочності досліду зробіть на пластинках кілька подряпин гострим кінцем скляної палички або іншим гострим предметом.

Залиште одну з пластинок на повітрі, а іншу занурте у склянку з водою. Спостерігайте за виділенням пухирців водню на поверхні пластинки, зануреної у воду, й за розігріванням пластинки при окисненні алюмінію киснем повітря.

2. Взаємодія алюмінію з кислотами

2.1. У три пробірки внесіть по одному шматочку гранульованого алюмінію та прилийте по 1 мл розведених кислот: до першої — хлоридну, до другої — сульфатну, до третьої — нітратну. Як реагує алюміній з розведеними кислотами на холоді? Підігрійте пробірки та порівняйте інтенсивність взаємодії алюмінію з кислотами на холоді та при нагріванні. Напишіть рівняння реакцій.

2.2. Аналогічно повторіть досліди із взаємодії алюмінію з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами. Чи реагує алюміній із цими кислотами при кімнатній температурі? Обережно підігрійте пробірки. Що при цьому спостерігається?

3. Пасивування алюмінію

Шматочок алюмінію зачистіть наждачним папером, опустіть його в пробірку і налейте концентрованої нітратної кислоти стільки, щоб вона повністю покрила метал. Через 5...6 хв злийте кислоту і обережно промийте алюміній кілька разів водою. Потім до пробірки з алюмінієм додайте хлоридну кислоту. Чи буде тепер метал реагувати із хлоридною кислотою? Поясніть це явище.

Проведіть аналогічний дослід із пасивування алюмінію, використовуючи як пасиватор 10 %-й розчин калій дихромату. Для цього шматочок гранульованого алюмінію занурте у 10 %-й розчин $K_2Cr_2O_7$ і витримайте його в цьому розчині на холоді протягом 5...6 хв. Далі повторіть дослід так, як описано вище. Чому алюміній не взаємодіє з концентрованою хлоридною кислотою після обробки його $K_2Cr_2O_7$.

4. Взаємодія алюмінію з розчинами лугів

У пробірку з газовідвідною трубкою помістіть кілька гранул алюмінію та прилийте 3...4 мл концентрованого розчину натрій гідроксиду. Трохи підігрійте пробірку і перевірте на чистоту водень, що виділяється. Для цього візьміть невелику суху пробірку, переверніть її донизом і наповніть воднем, який виділяється з приладу. Закрийте пробірку великим пальцем руки і піднесіть її до полум'я газового пальника. Відкрийте пробірку. Якщо водень загоряється лише з незначним стуком (відсутнє свистіння), це свідчить про його чистоту. Після цього підпаліть водень. Він горить, забарвлюючи по-

лум'я у блакитний колір. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію з розчином лугу в молекулярній та йонній формах. Яку роль відіграє луг при розчиненні металу в його розчині?

5. Корозія алюмінію хлорид-іонами

У дві пробірки налийте по 1 мл розчину купрум сульфату та хлориду, внесіть до них по шматочку алюмінію. Через деякий час спостерігайте за появою червоного нальоту міді на шматочку алюмінію в пробірці з розчином CuCl_2 . Присутність хлорид-іонів сприяє руйнуванню захисної оксидної плівки на поверхні алюмінію, тому більш активний алюміній витискує мідь із розчину її солі.

6. Взаємодія алюмінію з неметалами

6.1. На аркуші гладкого паперу за допомогою скляної палички приготуйте суміш порошків алюмінію (2,4 г) та сірки (2,6 г). Суміш перенесіть до порцелянового тигля, поставте його на порцеляновий трикутник на триногу у витяжній шафі та вставте в суміш магнієву стружку. Ошурок магнію підпаліть і закрийте тигель порцеляною кришкою. Опустіть вікно витяжної шафи. Якщо реакція почалася, то спостерігається сильне розігрівання тигля (*реакція екзотермічна, заглядати у тигель не можна!*). Після охолодження тигля зніміть кришку і швидко перенесіть алюміній сульфід, який одержали, до пробірки та закрийте її. Чому відчувається запах сірководню? Напишіть рівняння реакцій одержання та гідролізу Al_2S_3 .

6.2. У порцелянову чашку насипте невелику кількість порошків алюмінію та подрібненого йоду (приблизно рівну за об'ємом або у співвідношенні алюміній : йод, що дорівнює 1 : 12). Перемішайте їх скляною паличкою та поставте чашку у витяжну шафу. З піпетки додайте до суміші 1...2 краплі води й після цього спостерігайте за проходженням реакції взаємодії алюмінію з йодом (*реакція екзотермічна*). Яка роль води в цій реакції та чому реакція не відбувається за її відсутності? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

7. Утворення кобальт(II) алюмінату, або тенарової синьки

У порцелянову чашку налийте по 1 мл концентрованих розчинів солей алюмінію і кобальту. Змочіть цим розчином смужку фільтрувального паперу й висушіть її над полум'ям газового пальника.

Перенесіть папір до порцелянового тигля, спаліть та прожарте на сильному полум'ї. На дні тигля утворюється невелика кількість кобальт(II) алюмінату синього кольору, який також має назву тенарової сині.

До 1 мл розчину солі алюмінію обережно (до появи слабкого запаху) додайте розчин амоніаку. Білий осад алюміній гідроксиду, що утворився, розділіть на дві частини та дослідним шляхом доведіть його амфотерність, додавши до однієї порції розчин кислоти, а до іншої — розчин лугу до повного розчинення осаду в обох пробірках. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

8. Гідроліз солей алюмінію

8.1. У двох пробірках розчиніть у невеликій кількості води по 0,1—0,2 г кристалів алюміній сульфату та хлориду. Дослідіть одержані розчини за допомогою універсального індикаторного паперу. Яке значення рН розчинів? Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формах і поясніть, чому гідроліз солей не здійснюється повністю.

8.2. У дві пробірки налийте розчин солі алюмінію і додайте до однієї з них розчин натрій карбонату, а до іншої — розчин амоній сульфід. Які продукти утворюються внаслідок гідролізу і чи є процес гідролізу в цьому разі оборотним? Чи можна з водного розчину одержати алюміній карбонат і сульфід?

8.3. До розчину алюміній сульфату додайте розчин ацетату натрію і прокип'ятіть вміст пробірки. Яка речовина випадає в осад?

8.4. Приготуйте розчин натрій алюмінату і прилийте до нього насичений розчин алюміній хлориду. Розчин підігрійте. Гідроліз алюмінату триває до утворення алюміній гідроксиду.

Галій. Індій. Талій

! Усі відходи після проведення дослідів збирайте у спеціальні склянки та поверніть лаборантові. Під час роботи зі сполуками талію будьте обережні — вони отруйні!

1. Забарвлення полум'я солями індію та талію

Скляним шпателем або паличкою візьміть декілька кристалів індій хлориду чи бромиду та внесіть їх у полум'я газового пальника. Солі індію забарвлюють полум'я у фіалково-синій колір. Аналогічний дослід проведіть із кристалами талій(I) нітрату, йони якого забарвлюють полум'я в зелений колір.

2. Одержання галій та індій гідроксидів і вивчення їхніх властивостей

У дві пробірки внесіть по 5...7 крапель розчинів солей галію та індію. Обережно краплинами додайте до них розведений розчин

натрій гідроксиду. В обох пробірках спостерігайте за утворенням білих осадів галій та індій гідроксидів. Розділіть осад на дві частини. До однієї частини додайте надлишок концентрованого розчину лугу, а до іншої – розчин хлоридної або нітратної кислоти. Які властивості мають $\text{Ga}(\text{OH})_3$ та $\text{In}(\text{OH})_3$? Напишіть рівняння реакцій.

3. Гідроліз солей галію

3.1. На смужку універсального індикаторного паперу нанесіть кілька краплин розчину галій нітрату. Яке середовище розчину?

3.2. До кількох крапель розчину галій нітрату додайте краплями розчин натрій або калій карбонату. Випадає білий осад галій гідроксиду. Утворення основного карбонату за цих умов не спостерігається.

3.3. До кількох крапель розчину солі галію додайте розведений розчин лугу до утворення галій гідроксиду та ще кілька крапель до його повного розчинення. До отриманого розчину галату додайте насичений розчин амоній хлориду і трохи підігрійте вміст пробірки. Що при цьому спостерігається?

Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей галію в молекулярній та йонній формах.

4. Одержання індій сульфід

До 1 мл розчину індій нітрату додайте 2...3 мл сірководневої води або крізь той самий розчин солі індію пропустіть з апарата Кіппа струм сірководню (дослід проводьте у витяжній шафі!). Світло-жовтий осад індій(III) сульфід, який випав, розділіть на три частини. У двох пробірках дослідіть розчинність осаду In_2S_3 у розведених октотій та хлоридній кислотах. Третю пробірку з індій(III) сульфідом нагрійте та спостерігайте перехід світло-жовтого забарвлення солі в оранжеве, що зумовлено частковим перетворенням жовтої модифікації In_2S_3 на червону.

5. Одержання малорозчинних галій та індій ортофосфатів

У дві пробірки внесіть по 3...5 краплин розчинів солей галію та індію. В кожну додайте по 2...3 краплини натрій гідрофосфату. Спостерігайте за утворенням малорозчинних осадів середніх галій та індій ортофосфатів. Розчин якої кислоти треба додати для повного осадження? Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

6. Одержання малорозчинних солей талію(I)

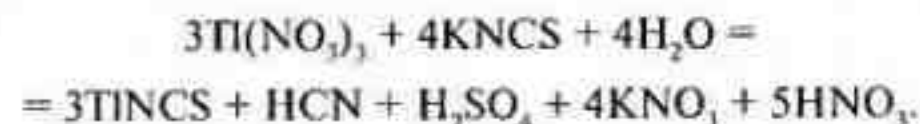
6.1. У дві пробірки внесіть по 3...5 краплин розчину талій(I) нітрату. До першої пробірки додайте таку саму кількість краплин

розчину калій бромату, а до другої – розчин калій йодату. Чи випадають осад TlBrO_3 та TlIO_3 ? Якщо так, то якого вони кольору?

6.2. У чотири пробірки внесіть по 3...5 краплин розчину талій(I) нітрату. До першої пробірки додайте такий самий об'єм розчину хлориду, до другої – броміду, до третьої – йодиду, до четвертої – тіоціанату (роданіду). В який колір забарвлені осад, що утворилися? В якій послідовності зменшується розчинність цих солей? Порівняйте величини ДР галогенідів і талій(I) тіоціанату?

7. Окиснювальні властивості сполук талію(III)

7.1. До 5...7 крапель розчину талій(III) нітрату додайте декілька краплин розчину калій або амоній тіоціанату. В результаті цього випадає білий осад талій(I) тіоціанату. Реакція окиснення тіоціанат-іонів йонами талію(III) відбувається за рівнянням



7.2. Аналогічний дослід проведіть, використавши замість калій тіоціанату калій йодид. Доведіть утворення вільного йоду, екстрагуючи його бензолом. Упродовж досліду слід враховувати, що при використанні концентрованого розчину калій йодиду більша частина йонів Tl^{3+} може утворювати дуже стабільний комплекс TlI_4^- ($K_{\text{уст}} = 1,5 \cdot 10^{-12}$). Тому для проведення досліду треба брати 3...5 %-й розчин KI.

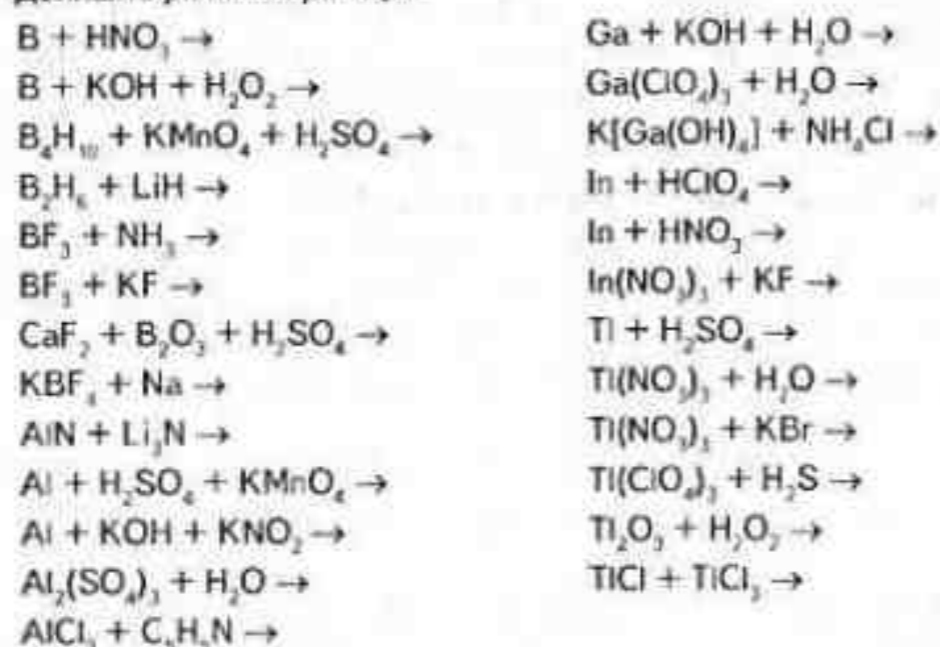
КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Які речовини і методи використовують для одержання бору?
2. Чому неможливо одержати сполуку BH_3 , тоді як гідрид алюмінію є полімерною сполукою?
3. Яка основність борної кислоти? Напишіть математичний вираз її константи дисоціації.
4. Чому для індію(III) розчинність комплексних галогенідів зменшується в ряду $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$, а для талію(III) вона має зворотну послідовність: $\text{F} < \text{Cl} < \text{Br} < \text{I}$?
5. Чи випадає в осад TlI, якщо злити рівні об'єми розчинів талій(I) перхлорату ($C = 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$) та калій йодиду ($C = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$)? Відп.: $\text{ДР}_{\text{TlI}} = 6,5 \cdot 10^{-6}$.

6. Чи розчинятиметься осад талій(I) хлориду ($DP_{TlCl} = 2 \cdot 10^{-4}$) та утворюватиметься хлоридний комплекс талію(III), якщо до осаду додати розчин талій(III) нітрату? Константа утворення комплексу $TlCl_4^-$ дорівнює $2,8 \cdot 10^{19}$. Відповідь аргументуйте відповідними розрахунками.

7. Долишіть рівняння реакцій:



ЛАНТАНОЇДИ ТА АКТИНОЇДИ

Під час вивчення хімічних властивостей сполук лантаноїдів(III) та церію(IV) можна використовувати солі лантану, церію, празеодиму, неодиму та самарію, які найчастіше бувають у лабораторії. Хімічні властивості актиноїдів вивчаються на прикладі сполук торію та урану.

1. Одержання та властивості лантаноїдів(III) гідроксидів

До 0,5...1,0 мл розчину солі лантаноїду (лантану, церію, європію та ін.) прилийте такий самий об'єм розведеного розчину натрій або амоній гідроксиду. Відзначте забарвлення одержаних гідроксидів лантаноїдів (білі осадки лантану, церію і самарію, зелений — празеодиму, бузковий — неодиму). Осадки розділіть у дві пробірки. До однієї з них додайте розчин кислоти (нітратної, хлоридної або сульфатної), а до іншої — концентрований розчин лугу. Які хімічні властивості гідроксидів лантаноїдів? Як змінюються основні властивості гідроксидів при переході від церію до лутецію?

2. Одержання малорозчинних солей лантаноїдів

У п'ять пробірок внесіть по 5...7 краплин розчину солі лантаноїду (лантану, церію або іншого лантаноїду). До першої пробірки додайте такий самий об'єм розчину натрій гідрофосфату, до другої — калій або амоній оксалату, до третьої — калій йодату, до четвертої — натрій фториду (калій чи амоній), до п'ятої — натрій карбонату. В усіх пробірках спостерігайте за утворенням малорозчинних осадків лантаноїдів: фосфату, оксалату, йодату, фториду та карбонату.

Випробуйте розчинність цих солей у розведених хлоридній та нітратній кислотах.

Безводними чи у вигляді кристалогідратів утворюються солі лантаноїдів з наведеними вище аніонами кислот? Яка функція води в солях, що кристалізуються у вигляді кристалогідратів? Напишіть математичний вираз для добутку розчинності церій оксалату і в довіднику знайдіть його числове значення.

3. Відновні властивості сполук церію(III)

3.1. До 1 мл розчину солі церію(III) додайте розчин лугу до утворення осаду церій(III) гідроксиду. Відзначте його забарвлення та залиште пробірку з осадом $Ce(OH)_3$ на 1...2 год. Як змінюється забарвлення осаду і чому? Напишіть рівняння реакції.

3.2. До кількох краплин солі церію(III) додайте розведений розчин амоніаку до появи слабкого запаху, а потім — 3...5 крапель 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Що при цьому спостерігається? Який склад одержаного оранжево-червоного осаду пероксидної сполуки церію?

3.3. До 0,5 мл розчину церій(III) сульфату прилийте такий самий об'єм розведеної сульфатної кислоти та насичений розчин амоній або калій пероксодисульфату (або кристали солі) до зміни забарвлення розчину. Яка сполука утворюється при окисненні $Ce_2(SO_4)_3$? Напишіть рівняння реакції у молекулярній та йонній формах.

3.4. До 5...7 краплин розчину солі церію(III) додайте кілька краплин розчину натрій гідроксиду і обережно, краплями — розчин калій перманганату. Чи знебарвлюється розчин калій перманганату? Напишіть рівняння реакції окиснення церію(III) калій перманганатом у лужному середовищі.

3.5. До кількох краплин солі церію(III) додайте 3...5 крапель розчину натрій гідроксиду, а потім краплями — бромної води до переходу забарвлення білого церій(III) гідроксиду в жовтий осад церій(IV) гідроксиду. Напишіть рівняння реакції.

4. Властивості церій(IV) гідроксиду

В пробірку до 1 мл розчину церій(IV) сульфату прилийте розведений розчин лугу до утворення драглеподібного жовтого осаду церій(IV) гідроксиду. Частину осаду перенесіть в іншу пробірку. В одну з них додайте розведеної сульфатної кислоти, а в іншу – концентрований розчин натрій або калій гідроксиду. На підставі цих дослідів зробіть висновок про амфотерні властивості $\text{Ce}(\text{OH})_4$. Які властивості у $\text{Ce}(\text{OH})_4$ переважають: кислотні чи основні? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Чи можна замість сульфатної кислоти використовувати хлоридну, якщо редокс-потенціал пари $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ дорівнює 1,64 В? Що буде, якщо до осаду $\text{Ce}(\text{OH})_4$ додати концентровану хлоридну кислоту?

5. Окиснювальні властивості сполук церію(IV)

До 3...5 краплин розчину церій(IV) сульфату додати декілька краплин розведеної сульфатної кислоти та 2...3 краплини розчину калій йодиду. Дослідним шляхом доведіть наявність вільного йоду. Напишіть рівняння реакції окиснення йодид-іонів церій(IV) сульфатом.

6. Одержання та властивості торій(IV) гідроксиду

До 1 мл розчину торій(IV) нітрату додайте розчин амоніаку або розчин лугу до повного осадження торій гідроксиду. До одержаного осаду долийте 5...6 мл води, перемішайте вміст скляною паличкою, дайте осаду відстоятися і злийте з осаду рідину. Осад розділіть на дві частини. До однієї частини додайте розчин хлоридної чи нітратної кислоти, а до іншої – надлишок концентрованого розчину лугу. Які властивості торій(IV) гідроксиду?

7. Одержання розчинних карбонатного та оксалатного комплексів торію(IV)

7.1. До 3...5 краплин розчину торій нітрату обережно краплинами додайте розчин натрій карбонату до утворення білого осаду октагідрату торій оксокарбонату $\text{ThCO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Прилийте надлишок розчину натрій карбонату до повного розчинення осаду. Спостерігайте за утворенням розчинної у воді комплексної солі натрій пентакарбонатоторіату(IV) $\text{Na}_6[\text{Th}(\text{CO}_3)_5]$. Отримайте карбонатний комплекс торію(IV) того самого складу шляхом розчинення $\text{Th}(\text{OH})_4$ у розчині натрій карбонату. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

7.2. До 3...5 краплин розчину торій нітрату додайте кілька краплин розчину амоній оксалату. Випадає білий осад торій оксалату. До

осаду долийте надлишок розчину амоній оксалату та енергійно перемішайте. Розчинення відбувається внаслідок утворення легкорозчинного амоній тетраоксалатоторіату(IV) $(\text{NH}_4)_4[\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_4]$. Яка лентатність ліганду та координаційне число торію у цій сполучі?

8. Одержання малорозчинних солей торію(IV)

У дві пробірки внесіть по 2...3 краплини солі торію. До першої пробірки додайте розчин натрій гідрофосфату, а до другої – розчин фториду лужного металу або амонію. Спостерігайте утворення малорозчинних солей торію(IV). Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

9. Одержання та відновні властивості сполук урану(IV)

В пробірку помістіть 2...3 гранули цинку та додайте по 1 мл розчину ураніл нітрату $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ та концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігайте за зміною жовто-зеленого забарвлення розчину солі уранілу внаслідок відновлення урану(VI) до урану(IV).

Вміст пробірки поділіть порівну у три пробірки. До першої краплинами додайте розчин калій перманганату, до другої – розчин амоній метаванадату, в третю – 1...2 краплини розчину солі феруму(III) (каталізатор) і розчин калій дихромату. Спостерігайте за знебарвленням KMnO_4 у першій пробірці, за появою синього забарвлення внаслідок відновлення NH_4VO_3 до солі ванадилу – в другій та переходом оранжевого забарвлення $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в зелене – у третій. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

10. Властивості ураніл гідроксиду

До 1 мл розчину ураніл нітрату прилийте краплинами розведений розчин натрій гідроксиду. Злийте з жовтого осаду $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ рідину та розділіть його на дві частини. В першу пробірку налейте надлишок розчину лугу, а в другу – розчин нітратної кислоти. Які хімічні властивості ураніл гідроксиду? Яка сіль – натрію уранат чи діуранат утворюється при взаємодії $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ з розчином NaOH ? Чи добре розчиняється сіль у воді?

11. Утворення амоній діуранату

До 1 мл розчину ураніл нітрату прилийте краплинами вільний від карбон(IV) оксиду розчин амоніаку. Чому розчин амоніаку в цій реакції не повинен містити амоній карбонату? Розділіть осад амоній діуранату на дві частини. До однієї з них додайте 10 %-й розчин хлоридної кислоти, а другу частину збережіть для наступного дослідів. Напишіть рівняння реакцій.

12. Одержання розчинного карбонатного комплексу уранілу

До пробірки з осадом амоній діуранату, що одержали в попередньому досліді, додайте до повного розчинення осаду насичений розчин амоній чи натрій карбонату. Склад комплексної солі, що утворюється, $M_2[UO_2(CO_3)_3]$, де $M - NH_4, Na$. Яке координаційне число урану в комплексному аніоні та яка дентатність карбонатного ліганду?

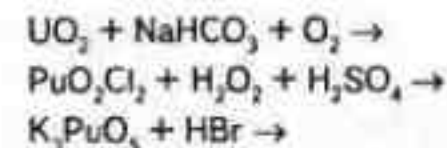
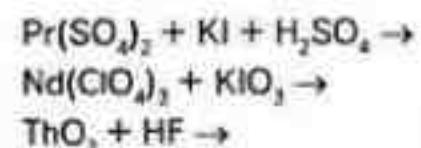
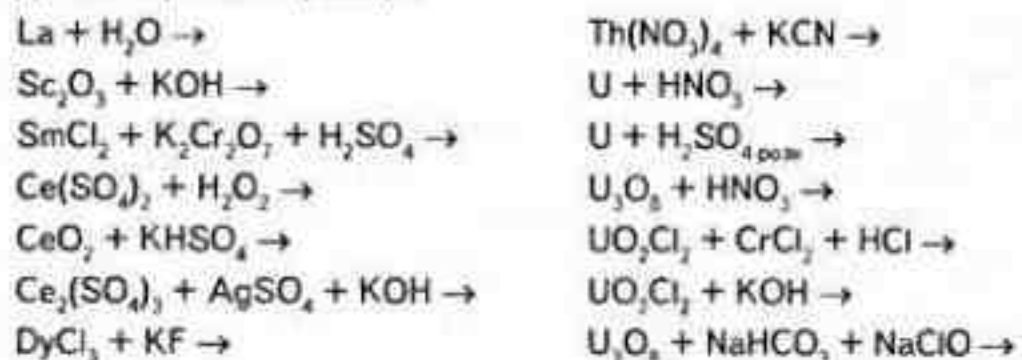
13. Утворення пероксидної сполуки урану

До 3...5 краплин розчину уранілу нітрату додайте краплями 30 %-й розчин гідроген пероксиду до утворення жовтого осаду тригідрату уран пероксиду $UO_4 \cdot 3H_2O$. Напишіть рівняння реакції. Як можна інтерпретувати будову цієї сполуки?

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



- Чому європій та ітербій досить легко утворюють сполуки, в яких вони дво-валентні?
- Які сполуки празеодиму(IV) Ви знаєте? Якими властивостями, окиснювальними чи відновними, вони характеризуються?
- Чому з усіх гідроксидів d -елементів III групи Періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва практично тільки скандій гідроксид проявляє амфотерні властивості? Напишіть відповідні реакції, що підтверджують його амфотерність.
- Як із уран(IV) сульфату одержати карбонатний комплекс уранілу $Na_2[UO_2(CO_3)_3]$?
- Які Ви знаєте сполуки семивалентних нептунію, плутонію і америцію та як їх можна одержати? Напишіть рівняння реакцій.
- В якому напрямку посилюється здатність до гідролізу іонів Pu^{3+} ; Pu^{4+} ; PuO_2^+ ; PuO_2^{2+} ?
- Допишіть рівняння реакцій:



БЕРИЛІЙ ТА МАГНІЙ. ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ

Берилій та магній

1. Взаємодія магнію з водою

У дві пробірки з 1...2 мл води додайте по шматочку стружки магнію. Метал із холодною водою не взаємодіє. Нагрійте одну з пробірок до кипіння, спостерігайте за взаємодією магнію з водою. У другу пробірку додайте 8...10 крапель концентрованого розчину амоній хлориду та нагрійте на полум'ї пальника до початку бурхливої реакції з виділенням водню. Напишіть рівняння реакції, пояснивши вплив нагрівання та присутності хлориду амонію на реакцію взаємодії магнію з водою.

2. Взаємодія магнію з розчинами кислот

У пробірки з розчинами хлоридної, сульфатної, нітратної та оцтової кислот внесіть по шматочку стружки магнію. Відзначте характер та інтенсивність взаємодії магнію з різними кислотами та напишіть відповідні рівняння реакцій.

3. Взаємодія магнію з карбон(IV) оксидом

Візьміть тигельними щипцями стружку магнію, запаліть її у полум'ї пальника та внесіть у стакан, заздалегідь наповнений вуглекислим газом. Поясніть горіння магнію в атмосфері CO_2 . Запишіть рівняння реакції. До якого типу вона належить? Яка роль магнію в цьому процесі?

4. Одержання та властивості берилій та магній гідроксидів

4.1. До невеликої кількості (близько 1 мл) розчинів солей берилію та магнію в окремих пробірках додайте краплями розчин луку до одержання осадів гідроксидів. Кожний з осадів помістіть у дві пробірки, випробувавши його взаємодію з розчинами хлоридної кислоти та луку. Спостереження та рівняння реакцій запишіть у робочий журнал. Поясніть різне відношення $Be(OH)_2$ та $Mg(OH)_2$ до

розчину лугу. Чому дорівнює координаційне число берилію в берилаті лужного металу?

4.2. До розчину солі магнію, що знаходиться в двох пробірках, додайте розчин натрій гідроксиду в одну з них та розчин амоніаку — в іншу. Зверніть увагу на кількість утвореного осаду магній гідроксиду в обох пробірках. Чи можна взагалі говорити про кількісне осадження $Mg(OH)_2$ або $Be(OH)_2$ з розчинів їхніх солей при дії амоніаку?

До осаду $Mg(OH)_2$ прилийте розчин амоній хлориду до його розчинення. Поясніть, що при цьому відбувається, й запишіть рівняння реакції. Чи можна розчинити $Mg(OH)_2$ в амоній нітраті та натрій хлориді?

5. Гідроліз солей берилію та магнію

В окремих пробірках випробуйте розчини солей берилію та магнію розчином лакмусу чи універсальним індикаторним папером. Яка реакція середовища розчинів цих солей? Напишіть молекулярні та йонні рівняння процесів гідролізу з урахуванням того, що гідроліз відбувається тільки за першою стадією. Що перешкоджає повному гідролізу?

6. Спільний гідроліз берилій хлориду та натрій сульфід

Кілька крапель берилій хлориду розведіть водою та додайте таку саму кількість розчину натрій сульфід. Спостерігайте за випадінням осаду гідроксиду берилію. Напишіть рівняння реакції та утворення $Be(OH)_2$ і виділення H_2S в молекулярній та йонній формах з урахуванням того, що гідроліз $BeCl_2$ та Na_2S здійснюється повністю. Хлоридна кислота, яка виділяється при гідролізі $BeCl_2$, нейтралізується натрій гідроксидом, який утворюється в результаті гідролізу Na_2S . Саме це сприяє повному гідролізу.

7. Гідроліз натрій берилату

В окремі пробірці отримайте розчин натрій берилату, розчинивши берилій гідроксид у невеликій кількості розчину лугу. Одержаний розчин розведіть приблизно в 2 рази дистильованою водою та нагрійте на слабкому полум'ї пальника до випадіння осаду берилій гідроксиду. Чому при охолодженні розчину осад не розчиняється? Напишіть рівняння реакції повного гідролізу натрій берилату в молекулярній та йонній формах.

8. Одержання основного берилій карбонату

До 1 мл розчинної солі берилію додайте по краплях насичений розчин амоній карбонату. Спостерігайте за виділенням в осад основ-

ного берилій карбонату, склад якого змінний $[Be_2(OH)_2CO_3, Be_3(OH)_2(CO_3)_2]$ і залежить від співвідношення речовин у розчині.

До одержаного осаду основного берилій карбонату додайте надлишок розчину $(NH_4)_2CO_3$ і спостерігайте за його розчиненням з утворенням комплексної солі $(NH_4)_2[Be(CO_3)_2]$.

9. Одержання основного магній карбонату

До 1...2 мл підігрітого розчину $MgCl_2$ додайте таку саму кількість розчину соди. Спостерігайте за утворенням осаду основного магній карбонату $Mg_2(OH)_2CO_3$. Розділіть одержаний осад у дві пробірки, в одну з них додайте концентрований розчин амоній хлориду. Поясніть розчинення осаду. В іншу пробірку пропустіть з апарата Кіппа струмінь CO_2 до повного розчинення осаду в результаті утворення розчинного магній гідроксокарбонату. Напишіть рівняння реакції. (Магній гідроксокарбонат має змінний склад, який можна записати загальною формулою $mMg(OH)_2 \cdot nMgCO_3 \cdot H_2O$.)

10. Одержання берилій октагідроксокарбонату та оксогексаацетату

До 5...6 мл розчину $BeSO_4$ додайте рівний об'єм 2 н. розчину натрій карбонату. Спостерігайте за утворенням білого дрібнокристалічного осаду $Be_3(OH)_8CO_3$. Осад відфільтруйте на лійці Бюхнера, промийте водою та просушіть на повітрі. Напишіть рівняння реакції одержання берилій октагідроксокарбонату. Отриманий осад $Be_3(OH)_8CO_3$ перенесіть у порцелянову чашку, що знаходиться на киплячій водній бані. Після повного прогрівання осаду на бані додайте до нього краплями льодяну оцтову кислоту (~1 мл) до припинення виділення CO_2 та утворення напівпрозорих кристалів берилій оксогексаацетату $Be_4O(CH_3COO)_6$. Потім чашку необхідно охолодити у кристалізаторі з льодом, злити розчин, кристали промити холодною водою, відфільтрувати та висушити між листами фільтрувального паперу, а потім — на повітрі.

Невелику кількість кристалів $Be_4O(CH_3COO)_6$ нагрійте у пробірці до 110...120 °C та спостерігайте за сублимацією кристалів і конденсацією їх на стінках холодної частини пробірки.

11. Одержання магній оксихлориду

Порцеляновий тигель з невеликою кількістю кристалів $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ нагрівайте поступово в полум'ї пальника на азбестовій сітці. При температурі приблизно 118 °C $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ переходить у $MgCl_2 \cdot 2H_2O$. При подальшому нагріванні (~151 °C) спостерігається гідролітичний розклад дигідрату магній хлориду з утворенням Mg_2OCl_2 і виділенням H_2O та HCl . Хлороводень можна виявити за

допомогою зволоженого синього лакмусового папірця. Напишіть рівняння реакції.

В охолоджений тигель додайте 2...3 мл води. Чи розчиняється Mg_2OCl_2 у воді?

12. Одержання магній оксалату

У пробірку з 3...5 краплями розчину солі магнію додайте такий самий об'єм розчину $(NH_4)_2C_2O_4$ та 1...2 краплі етанолу. Спостерігайте утворення білого кристалічного осаду MgC_2O_4 . Випробуйте його взаємодію з розчином хлоридної кислоти. Напишіть рівняння реакції утворення оксалату магнію та розчинення його в хлоридній кислоті.

13. Реакція виявлення іонів Mg^{2+}

До 3...4 крапель розчину солі магнію додайте краплинами розчин амоніаку до випадіння осаду. Осад, що утворився, розчиніть, додаючи до нього краплинами концентрований розчин NH_4Cl .

До одержаного прозорого розчину додайте 1...2 краплі розчину натрій гідроортофосфату. Спостерігайте за утворенням кристалічного осаду $MgNH_4PO_4$. Невелику кількість його перенесіть на предметне скло та розгляньте під мікроскопом. Напишіть рівняння реакції.

14. Одержання магнезійного цементу

У порцеляновій чашці розчиніть 2...3 г $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ у невеликій кількості води, додайте, перемішуючи, малими порціями таку саму кількість свіжовиготовленого магній оксиду, щоб на 1 масову частину безводного магній хлориду припадало 2 масові частини MgO . Одержану тістоподібну масу викладіть на керамічну чи металеву пластинку та залиште на кілька годин. Спостерігайте за поступовим затвердінням маси з утворенням матеріалу, що легко полірується (цемент Сореля).

Лужноземельні метали

1. Одержання кальцій оксиду

Кілька невеликих шматочків мармуру прожарте у порцеляновому тиглі в муфельній печі при температурі 910...930 °C протягом 30...40 хв. Активний розклад $CaCO_3$ настає при 825 °C. Перенесіть тигель в екскатор і спостерігайте, як розсипаються шматочки прожареного мармуру при слабкому натискуванні на них скляною паличкою.

2. Одержання гашеного вапна та вапняної води

2.1. Одержаний у попередньому досліді кальцій оксид перенесіть у стакан або чашку та змочуйте його краплями води до припинення її поглинання. Спостерігайте за розпушуванням кальцій оксиду та перетворенням його на пухкий порошок кальцій гідроксиду.

Одержаний кальцій гідроксид змішайте з водою до утворення однорідної маси (гашеного вапна). Частину гашеного вапна перенесіть у стакан і розбавте водою (1 : 50), ретельно розмішайте скляною паличкою до утворення однорідної суспензії — вапняного молока, після відстоювання якого одержують прозорий розчин $Ca(OH)_2$ (вапняну воду). Випробуйте вапняну воду розчинами лакмусу та фенолфталеїну.

2.2. До 10...12 крапель розчинів кальцій, стронцій та барій нітратів, що містяться в окремих пробірках, прилийте по 4...6 крапель розбавленого розчину лугу, який не містить домішок карбонату. Зверніть увагу на кількість осадів, що випали.

Зробіть аналогічний дослід, узявши замість $NaOH$ розчин амоніаку, який не містить карбонатів.

3. Порівняльна розчинність кальцій та барій гідроксидів

У дві пробірки налийте по 1...2 мл розчину магній хлориду, додайте до них рівні об'єми вапняної води (в першу пробірку) та баритової (в другу пробірку). Поясніть, чому в пробірках утворилася різна кількість осадів.

4. Барій пероксид та його властивості

У пробірку насипте близько 0,5 г BaO_2 та повільно додайте до нього розчин H_2SO_4 , охолоджуючи пробірку холодною водою з льодом. Осад $BaSO_4$ відфільтруйте. Одержаний розчин H_2O_2 підкисліть H_2SO_4 та розділіть на дві частини. До однієї з них додайте KI та кілька крапель крохмального клейстеру. Результати спостережень та рівняння реакцій запишіть у робочий журнал. У другу додайте кілька крапель розчину $KMnO_4$. Спостерігайте за знебарвленням розчину. Напишіть рівняння реакції.

5. Одержання карбонатів та гідрокарбонатів лужноземельних металів

В окремих пробірках отримайте кальцій, стронцій та барій карбонати. Для цього у пробірки з розчинами солей кальцію, стронцію та барію додайте рівні об'єми розчину соди. Спостерігайте за перетворенням пухких осадів карбонатів на кристалічні при нагріванні пробірок до кипіння. Осади розділіть на дві частини. До однієї частини додайте розчин мінеральної кислоти, а через іншу пропустіть

струмінь CO_2 до одержання прозорого розчину. Поясніть усі спостереження, напишіть рівняння реакцій.

6. Порівняльна розчинність сульфатів лужноземельних металів

У три пробірки з однаковою кількістю еквімолярних розчинів солей кальцію, стронцію та барію додайте при струшуванні рівну кількість гіпсової води чи насиченого розчину кальцій сульфату. Відзначте час появи осадів у кожній пробірці. Чи в усіх пробірках з'являється осад?

Повторіть дослід, взявши замість гіпсової води насичений розчин SrSO_4 . Спостереження та рівняння реакцій запишіть у робочий журнал.

7. Одержання оксалатів лужноземельних металів

В окремих пробірках до розчинів розчинних солей кальцію, стронцію та барію додайте розчин амоній оксалату і отримайте відповідні осаді оксалатів. Усі оксалати погано розчиняються у воді, особливо CaC_2O_4 . Кальцій оксалат не розчиняється в оцтовій кислоті. Випробуйте дію хлоридної та оцтової кислот на одержані осаді.

8. Хромати лужноземельних металів

У три пробірки налейте невелику кількість розчинів солей кальцію, стронцію, барію та додайте до них розчин кальцій хромату. Хромати яких металів випадають в осад? Відзначте колір одержаних речовин і перевірте їхню взаємодію з розчином оцтової та хлоридної кислот.

9. Порівняння розчинності кальцій сульфату, карбонату та оксалату

В пробірку з 5...10-ма краплями розчину CaCl_2 додавайте краплями розчин K_2SO_4 до припинення утворення осаду. Розчин відфільтруйте і додайте до нього розчин $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ до припинення утворення осаду. Одержаний розчин прокип'ятіть, знову відфільтруйте та додайте 5...6 крапель розчину амоній оксалату. Спостерігайте помутніння розчину внаслідок утворення CaC_2O_4 . Напишіть рівняння реакції. Яка з кальцієвих солей CaSO_4 , CaCO_3 чи CaC_2O_4 є найменш розчинною? Який із іонів SO_4^{2-} , CO_3^{2-} чи $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ є найбільш чутливим реактивом на іони Ca^{2+} .

10. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів

Очищену сталю чи платинову дротинку опустіть у розчин хлоридної кислоти та прожарте її в полум'ї пальника. Змочіть дротинку розчином солі кальцію та знову прожарте в полум'ї пальника. Спостерігайте за забарвленням полум'я в цегляно-червоний колір.

Аналогічний дослід зробіть із розчином солі стронцію (карміново-червоний колір) та барію (зелений колір полум'я).

11. Твердість води та її усунення

У пробірку з розчином $\text{Ca}(\text{OH})_2$ пропустіть струмінь CO_2 до розчинення осаду, що утворився спочатку. Напишіть рівняння реакції. Одержаний розчин розділіть на дві частини. Для усунення тимчасової карбонатної твердості води одну частину розчину обережно прокип'ятіть до утворення осаду CaCO_3 . Напишіть рівняння реакції.

До другої частини розчину додайте 1...2 краплі розчину NaOH до утворення осаду CaCO_3 . Напишіть рівняння реакції.

Синтез сполук магнію та лужноземельних металів

Подвійний магній-амоній хлорид $\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Амоній хлорид попередньо обробіть нітратною кислотою для розкладу амінів, висушіть і перекристалізуйте. Водну суміш одного моля $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 30 мл води та одного моля NH_4Cl в 70 мл води прокип'ятіть протягом кількох хвилин, після чого залиште його на кристалізацію при температурі дещо вищій за 50°C , в результаті чого випадає чиста подвійна сіль.

Безводний магній хлорид MgCl_2 — пластинчасті гексагональні з перламутровим блиском кристали з температурою плавлення 714°C . У вологому повітрі кристали димлять і розпливаються, розчиняються у воді з великим виділенням тепла. У 100 мл води при 20°C розчиняється 54,8 г солі. З водного розчину магній хлорид кристалізується у вигляді кристалогідрату $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Безводний магній хлорид отримайте з подвійної солі $\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, зневоднюючи його в струмені сухого хлороводню спочатку протягом 3 год при 100°C , а потім 2 год при 250°C та 1 год при 400°C . Задля інтенсифікації процесу та скорочення витрат хлороводню подвійний магній-амоній хлорид витримайте деякий час над P_2O_5 . Після цього розпочинайте відразу висушування в струмені хлороводню при 200°C .

Перхлорати лужноземельних металів. Для одержання $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Sr}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ розчиніть відповідні карбонати, хлориди чи нітрати в невеликій кількості 70 %-го розчину HClO_4 . При використанні оксидів беріть їх у

невеликому надлишку, а осад, що не прореагував, перед упарюванням відфільтруйте.

Розчини, що утворилися, сконцентруйте упарюванням, а кристали, що виділилися, відфільтруйте крізь скляний фільтр і висушіть в ексикаторі.

Безводні перхлорати. Для одержання безводних перхлоратів металів їх кристалогідрати висушіть у вакуумній сушильній шафі при 250 °С та остаточному тиску 1...10 мм рт. ст. (133,3...1333 Па).

За іншою методикою приготуйте суміш попередньо перетертих карбонату металу з твердим NH_4ClO_4 . Проведіть розклад одержаної суміші у вакуумній шафі при 250 °С та тиску 1...10 мм рт. ст. (133,3...1333 Па):



Кристалічний кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — білий порошок, який активно поглинає на повітрі CO_2 , перетворюючись на CaCO_3 . При нагріванні до 100 °С стійкий, зневоднюється тільки при 580 °С. У 100 мл води при 25 °С розчиняється 0,15 г гідроксиду.

Кристалічний препарат одержують дифузійним методом. У посуд, який закривається, помістіть два стакани однакової висоти вмістом 50 мл. В один стакан налийте розчин перекристалізованого $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (30 г в 50 мл води), а в інший — розчин NaOH (12 г в 50 мл води), в який додайте розчин $\text{Ba}(\text{OH})_2$ для осадження карбонату. В посудину обережно налийте дистильованої води на 2 см вище країв стаканів. Через місяць вийміть із першого стакана кристали $\text{Ca}(\text{OH})_2$, швидко промийте їх на скляному фільтрі послідовно водою, розведеною хлоридною кислотою, знову водою, спиртом та ефіром і висушіть при 100...110 °С.

Кристали невеликих розмірів викристалізуються протягом кількох годин із насиченого при 10 °С розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$, до якого попередньо прилито 20 мл 20 %-го розчину KOH .

Октагідрати пероксидів лужноземельних металів — білі блискучі кристали. На повітрі стають непрозорими внаслідок взаємодії з CO_2 з утворенням карбонатів, у воді піддаються гідролізу, в абсолютному спирті зневоднюються.

Гідрати пероксидів утворюються після обробки лужних розчинів солей лужноземельних металів воднем пероксидом. Для того щоб уникнути утворення дигідратів чи безводних солей, дотримуйтеся таких пропорцій розчинів: наприклад, у розчин $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (11 г в

5 мл води) додайте послідовно 50 мл 3 %-го розчину H_2O_2 , а потім розчин 25 %-го амоніаку (7 мл в 100 мл води). Подібним чином отримайте і $\text{SrO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

$\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ одержують із сильнолужних розчинів без надлишку H_2O_2 . Для цього, наприклад, 100 мл насиченого при 14 °С розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$ обробіть 5 мл 3 %-го розчину H_2O_2 .

Білі блискучі кристалогідрати пероксидів на повітрі повільно перетворюються на непрозорі карбонати.

Кальцій пероксид CaO_2 — порошок білого кольору. Під водою поступово переходить в октагідрат, під дією кислот розкладається з виділенням $\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{CaO}_2$, на повітрі розпадається при 275 °С, у воді малорозчинний.

Кальцій пероксид на відміну від SrO_2 та BaO_2 , які одержують у результаті безпосереднього сполучення кисню з оксидом чи металом, одержують при нагріванні $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ вище 130 °С. Препарат складу $\text{CaO}_2 \cdot 0,38\text{H}_2\text{O}$ можна одержати обробкою розчину 11 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 50 мл 3 %-го H_2O_2 , нагрітим до 60 °С, а також розчином 7 мл 25 %-го амоніаку в 100 мл води чи розчином 7 мл 25 %-го аміаку в 30 мл води при 20 °С.

Стронцій пероксид SrO_2 — порошок білого кольору, малорозчинний у воді. Під водою поступово переходить в октагідрат. Розкладається на повітрі при 215 °С. Препарат, який майже не містить води, одержують багатогодинним зневодненням відповідного кристалогідрату при 300 °С. Препарат $\text{SrO}_2 \cdot 0,68\text{H}_2\text{O}$ одержують обробкою при 55 °С розчину 5 г $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ у суміші 5 мл 30 %-го H_2O_2 з 7 мл 25 %-го розчину аміаку.

Дуже чистий препарат SrO_2 одержують обробкою стронцій оксиду, який не містить гідроксиду чи карбонату, очищеним киснем при 350...400 °С та тиску 200...250 мм рт. ст. (26,6...33,3 кПа).

Барій пероксид BaO_2 — порошок білого кольору, який реагує з водою. Плавиться він при 450 °С, а вище за 600 °С розкладається.

Препарат BaO_2 одержують нагріванням дрібнодисперсного чистого барій оксиду в ретельно висушеному та очищеному від CO_2 струмені кисню при 500 °С.

Сульфід лужноземельних металів — білі порошки (BaS іноді забарвлений у сіруватий колір). Плавляться при температурі вище за 2000 °С, окиснюються у сухому повітрі, у вологому повітрі та в розчинах розкладаються з виділенням H_2S . Сульфід одержують у результаті двогодинного нагрівання чистих карбонатів металів при

900 °С в сильному струмені газової суміші, яка складається з рівних об'ємів H_2S та H_2 . Після припинення виділення води над препаратом пропустіть водень для розкладу домішок полісульфідів, що утворилися. Одержаний продукт слід охолодити до кімнатної температури у струмені водню.

«Бенгальські вогні» червоного кольору виготовляють із суміші 0,4 г KClO_3 , 1,1 г сірки, 0,2 г деревного вугілля та 3,3 г стронцій нітрату.

Для вогнів зеленого кольору візьміть 0,9 г KClO_3 , 1 г сірки, 3,1 г барій нітрату. Складові частини висушіть та ретельно розітріть кожну окремо. Калій хлорат розтирайте в чистій порцеляновій ступці дрібними порціями. Уважно слідкуйте, щоб у ступку не потрапили домішки органічних речовин. Для дослідів беріть тільки червокову сірку, тому що аморфна сірка призводить до самоспалахування суміші.

Компоненти обережно перемішайте на аркуші гладенького паперу чи кальки скляною паличкою, але без натискування (*суміш ні в якому разі не розтирайте!*). Калій хлорат внесіть у суміш останнім. Невелику порцію приготованої суміші насипте на азбестову сітку та запаліть у витяжній шафі за допомогою довгої скалки.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

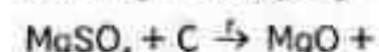
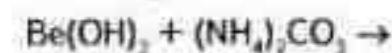
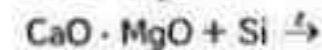
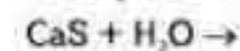
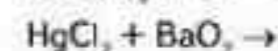
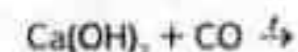
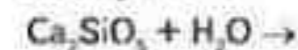
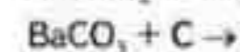
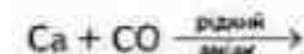
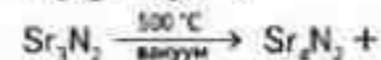
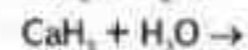
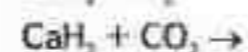
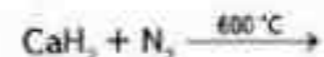
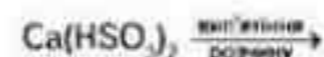
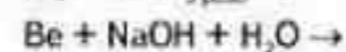


- Виходячи з електронної конфігурації атомів елементів другої групи поясніть, чому йони лужноземельних металів мають меншу схильність до утворення комплексів порівняно з йонами елементів побічної підгрупи.
- Поясніть хімізм процесу розчинення $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в розчині амоній хлориду.
- Які реакції відбуваються в розчинах солей берилію та магнію при дії на них карбонат-іонів? Яка послідовність цих реакцій? За яких умов утворюються гідроксо-іони берилію та магнію? Як можна одержати MgCO_3 ?
- Розчин якої солі — берилій чи магній нітрату — в однакових умовах гідролізує більшою мірою й чому?
- Як розділити осади $\text{Be}(\text{OH})_2$ та $\text{Al}(\text{OH})_3$?
- У чому відмінність гідридів лужноземельних металів від водневих сполук галогенів?
- До осаду $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в окремих пробірках додайте розчини хлоридної кислоти, натрій сульфату, амоній сульфату та надлишок лугу. Чи в усіх випадках спостерігається розчинення осаду? Напишіть рівняння реакцій.

- Як катодні та анодні процеси відбуваються при електролізі водного розчину CaCl_2 та розплаву CaCl_2 .
- Поясніть, чому магній, що горить, не можна гасити водою?
- Складіть рівняння реакцій взаємодії BaO_2 з водою, з розчином сульфатної кислоти та розчином срібла азотнокислого.
- Нааявністю яких йонів зумовлена твердість води? Назвіть способи її усунення.
- Яка послідовність осадження йонів Ca^{2+} та Ba^{2+} при повільному додаванні до розчинів їхніх солей: розчину натрій сульфату, амоній оксалату?
- Чому вуглець(IV) оксид не осаджує йони кальцію з розчину кальцій сульфату?
- Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



- Як із розчину, в якому є йони Ca^{2+} та Ba^{2+} , здійснити їх загальне осадження, а також осадження йонів Ca^{2+} та Ba^{2+} окремо?
- Скільки необхідно взяти натрій карбонату для пом'якшення 1000 л води, насиченої кальцій сульфатом при 20 °С, якщо його розчинність дорівнює 2 г на літр?
- Допишіть рівняння реакцій:



ЦИНК. КАДМІЙ. МЕРКУРІЙ

Цинк і кадмій

1. Взаємодія з кислотами

1.1. До 1...2 шматочків цинку в окремих пробірках додайте по 8...10 крапель розбавленої та концентрованої хлоридної кислоти. Відзначте інтенсивність взаємодії металу з кислотою в кожному випадку. Аналогічні досліди зробіть із розбавленими та концентрованими H_2SO_4 та HNO_3 (досліди проводьте у витяжній шафі).

Напишіть рівняння реакцій.

1.2. Дослідіть взаємодію кадмію з розбавленими та концентрованими HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , відзначивши при цьому їхню відмінність порівняно з цинком.

1.3. Дослідіть дію на цинк концентрованої H_2SO_4 на холоді та при нагріванні. В останньому випадку потримайте біля отвору пробірки фільтрувальний папір, змочений розчином солі плюмбуму. Поясніть почорніння паперу, напишіть рівняння реакції.

1.4. До шматочка хімічно чистого цинку додайте 8...10 крапель розчину H_2SO_4 . Відзначте майже повну відсутність взаємодії. До розчину додайте кілька крапель розчину $CuSO_4$. Як можна пояснити прискорення реакції взаємодії цинку з кислотою у присутності солі купрум?

Напишіть рівняння реакції.

1.5. У пробірку з кількома шматочками цинку додайте 8...20 крапель розбавленого розчину HNO_3 , потім долийте в нього води до припинення виділення газу. Залиште пробірку на 20...40 хв, після чого виявіть в ній наявність солі амонію. Для цього додайте в пробірку розчин лугу до лужної реакції та, злегка підігрівши розчин, за запахом визначте наявність амоніаку.

2. Взаємодія цинку з лугами

До невеликої кількості порошку цинку в пробірці додайте 1...2 мл концентровано розчину лугу та підігрійте. Поясніть процес, що відбувається, напишіть рівняння реакції. Чому кадмій не розчиняється у розчинах лугів?

3. Відновні властивості цинку

У невеликий порцеляновий тигель помістіть трохи порошку цинку, додайте до нього кілька крапель розчину KNO_3 та 5...6 крапель

концентровано лугу. Обережно нагрійте тигель на малому полум'ї пальника на азбестовій сітці до початку інтенсивної взаємодії. Який газ при цьому виділяється? Напишіть рівняння реакції.

4. Витіснення кадмію з його солей цинком

У пробірку з розчином солі кадмію внесіть шматочок оцинкованої жерсті чи гранулу цинку. Спостерігайте почорніння цинку в результаті виділення на ньому губчастої маси кадмію. Напишіть рівняння реакції.

5. Цинк та кадмій оксиди

Помістіть у порцеляновий тигель по кілька кристалів цинк і кадмій нітратів та нагрійте їх на азбестовій сітці: спочатку обережно — до розкладу основної маси, а потім сильно прожарте. Відзначте колір одержаних оксидів. Складіть рівняння реакції. Чому з часом одержаний кадмій оксид на повітрі біліє?

6. Одержання та властивості цинк і кадмій гідроксидів

В окремих пробірках дією невеликої кількості лугу на розчині солей цинку та кадмію збудуйте відповідні гідроксиди. Відзначте характер осадів. Випробуйте взаємодію одержаних гідроксидів з кислотами та лугами. Чим відрізняються властивості одержаних гідроксидів? Напишіть рівняння реакції.

7. Цинк та кадмій сульфід

7.1. До невеликої кількості солей цинку та кадмію додайте кілька крапель насиченого розчину $(NH_4)_2S$. Зазначивши колір одержаних осадів, додайте у пробірки по кілька крапель розбавленої хлоридної кислоти. Чи в однаковій кількості розчиняються одержані сульфідні осадки в розбавленій кислоті?

7.2. В окремі пробірки налейте по 1 мл розчинів цинк хлориду, сульфату й ацетату, пропустіть крізь розчини струмінь сірководню до їх насичення. Коли саме осад випадає в найбільшій кількості? Від чого залежить неповне осадження цинку з розчинів?

До прозорої частини насиченого сірководнем розчину цинк сульфату чи хлориду додайте 3...5 крапель розчину натрій ацетату. Спостерігайте за утворенням білого осаду ZnS . Поясніть утворення ZnS , напишіть відповідні рівняння реакцій.

8. Гідроліз солей цинку та кадмію

8.1. Змочіть червоний та синій лакмусові папірці розчинами солей цинку та кадмію. Відзначте середовище в розчинах солей, складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

8.2. До невеликої кількості розчину $ZnCl_2$ додайте по краплях розчин Na_2CO_3 до утворення білого осаду основного цинк карбонату. Нагрійте пробірку, спостерігаючи за виділенням CO_2 . Напишіть рівняння реакції.

9. Комплексні сполуки цинку та кадмію

До розчинів солей цинку та кадмію краплями додайте розчин амоніаку до утворення осаду гідроксиду. До осадів додайте надлишок розчину амоніаку до його розчинення. Що при цьому утворюється? Напишіть рівняння реакції.

Зробіть аналогічні досліди з осадами гідроксидів, взявши розчини амоній хлориду, а також солей гідразину та гідроксиламіну. Поясніть розчинність $Me(OH)_2$ у присутності солей гідразину та гідроксиламіну. Напишіть рівняння реакції.

10. Розділення цинку та кадмію в розчині

Для розділення солей цинку та кадмію в розчині можна застосовувати різну розчинність їхніх сульфідів у розбавленій хлоридній кислоті.

До суміші розчинів солей Zn^{2+} та Cd^{2+} додайте розбавлену HCl (1 : 6) та пропустіть крізь розчин струмінь сірководню. Жовтий осад CdS , що випав, відфільтруйте, а у фільтраті осадіть $Zn(OH)_2$, нейтралізувавши його розчином лугу. Експериментально доведіть, що це осад цинк гідроксиду.

Меркурій

Через надзвичайну отруйність ртуті роботу з нею та її сполуками проводять тільки зі спеціального дозволу та тільки в спеціально обладнаних приміщеннях. При цьому дотримуються обов'язкових правил безпеки.

Всі прилади, препарати та посуд зі ртуттю зберігаються в емальованих чи інших кюветах з високими бортами. Досліди з металічною ртуттю проводять тільки у витяжній шафі.

Залишки розчинів, металу та інші відходи препаратів зливають у спеціальні ємкості та здають лаборанту. Ртуть, а також розчини, до яких вона входить, категорично забороняється виливати в раковину.

Слідкуйте за тим, щоб не пролити ртуть. Краплі пролитої ртуті необхідно одразу ж повністю зібрати і місце, на якому вона була, обробити ферум хлоридом чи засипати порошком *сірчаного цвіту*.

Після закінчення роботи зі ртуттю слід ретельно вимити руки теплою водою з милом.

1. Меркурій(I) оксид та меркурій(II) оксид

У дві пробірки з 2...3 краплями розчину $Hg_2(NO_3)_2$ та $Hg(NO_3)_2$ додайте по 2 краплі 2 н. розчину $NaOH$. Відзначте колір осадів, що

утворилися. Чи розчиняються одержані осаді в HNO_3 ? Напишіть рівняння реакцій.

2. Розклад меркурій(II) оксиду

В суху чисту пробірку помістіть 2 мікрошпателі меркурій(II) оксиду. Горизонтально закріпіть пробірку на штативі та обережно нагрійте її біля дна. Спостерігайте за виділенням газу та потемнінням осаду. Який газ виділяється? Чому на холодній частині пробірки спостерігається поява дрібних крапельок меркурію?

3. Одержання солей меркурію

3.1. До кількох кристалів меркурій(I) та меркурій(II) нітрату в пробірках прилийте по 2 мл води. Спостерігайте за помутнінням розчину. Напишіть рівняння реакцій. Як одержати прозорий розчин цих солей?

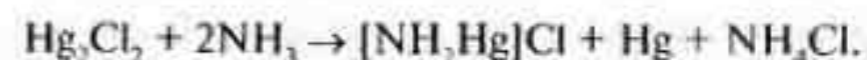
3.2. До розчинів нітратів одно- та двовалентного меркурію прилийте розчин натрій хлориду. Чи в обох випадках спостерігається утворення осаду? Визначте його склад. Напишіть рівняння реакцій.

3.3. До розчинів меркурій(I) та меркурій(II) нітрату в окремих пробірках прилийте сірководневу воду. Відзначте колір осадів, що утворилися, та напишіть рівняння реакцій. У чому розчинний меркурій сульфід? За яких умов чорний колір сульфїду може змінитися на червоний?

4. Взаємодія солей одно- та двовалентного меркурію з водним розчином амоніаку

4.1. До 1 мл розчину $HgCl_2$ додайте розбавленого розчину амоніаку. Спостерігайте за утворенням білого осаду амідомеркурій(II) хлориду (неплавкий білий преципітат) NH_2HgCl .

4.2. В окремій пробірці одержіть осад Hg_2Cl_2 (каломель), промийте його декантацією та додайте краплями розбавлений розчин амоніаку. Спостерігайте за потемнінням осаду, що зумовлено протіканням реакції диспропорціювання:



5. Взаємодія калій йодиду з солями меркурію(I)

До невеликої кількості розчину $Hg_2(NO_3)_2$ додайте краплями розчин калій йодиду, спостерігайте за утворенням жовто-зеленого осаду Hg_2I_2 . Осад, що утворюється, нестійкий і диспропорціонує з часом на вільну ртуть та HgI_2 , який утворює з надлишком розчину KI комплексну сполуку — калій тетраїодомеркурат(II) $K_2[HgI_4]$. Напишіть рівняння реакцій.

6. Одержання і властивості аргентум тетраіодомеркурату(II)

До невеликої кількості розчину $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ додайте краплями розчин KI до розчинення осаду HgI_2 , що випав. До одержаного розчину додайте кілька крапель аргентум нітрату і спостерігайте за утворенням світло-жовтого осаду $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$, який при нагріванні набуває оранжево-червоного кольору та при охолодженні знову переходить у світло-жовтий. Напишіть рівняння реакцій.

7. Дія амоній сульфідів на солі ртуті(II)

У розчин $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ додайте краплями розчин амоній сульфідів. Спостерігайте за випадінням осадів HgS та вільної ртуті, які є результатом диспропорціонування ртуті(II) сульфідів. Напишіть рівняння реакцій.

Синтез сполук елементів підгрупи цинку

У суху пробірку помістіть попередньо зважені 0,5 г кадмію, 0,05 г олова, 1 г свинцю та 2 г бісмуту. Суміш металів обережно нагрійте до плавлення. Після охолодження та затвердіння сплаву пробірку опустіть у гарячу воду. Спостерігайте за плавленням приготованої суміші. Порівняйте температуру плавлення суміші з температурами плавлення окремих компонентів.

Визначення температури плавлення кристалогідрату цинк хлориду. 1...2 г кристалогідрату цинк хлориду помістіть у пробірку, закріплену на лапці штативу. Опустіть пробірку в стакан із водою, яка має температуру 40°C . Після розплавлення солі визначте її температуру (ціна поділки термометра $0,1^\circ\text{C}$) та записуйте температуру охолодження розплавленої солі через кожні 30 с до її повного затвердіння. Намалюйте графік з координатами температура — час та за його допомогою визначте температурну зупинку (перегин), який відповідає температурі плавлення препарату.

Одержання кристалічного кадмію сульфідів. CdS — кристали лимонно-жовтого чи оранжевого кольору. При 18°C в 100 мл води розчиняється 0,13 мг CdS , який розчиняється також у концентрованих мінеральних кислотах. Сублімується при 980°C , кристалізується в кубічній чи гексагональній системі (тип вюрштиту). При нагріванні в парах сірки до $700\text{--}800^\circ\text{C}$ кубічна модифікація переходить в гексагональну.

Дією сірководню на підкислений сульфатною кислотою гарячий водний розчин CdSO_4 отримують дрібнодисперсну кубічну модифі-

кацію CdS . З розчинів галогенідів отримують гексагональну модифікацію CdS , але в цьому випадку він значно забруднений галогенідами, від яких дуже важко звільнитися. Забарвлення осадів CdS залежно від розмірів частинок змінюється від лимонно-жовтого до оранжевого. Кристалічний CdS можна одержати за такою методикою: 1,5 г подрібненого кадмію сплавте у неглазурованому порцелиновому чи корундовому тиглі у муфельній печі з перетертою масою, яка складається з 7,5 г K_2CO_3 , 1,5 г Na_2CO_3 та 18 г сірки при якомога нижчій температурі. Через 2 год розплав охолодіть та вимийте водою з подальшим відділенням дрібних, добре огранених золотисто-жовтих блискучих гексагональних стовпчастих чи пластинчастих кристалів.

Кристали довжиною в кілька міліметрів можна отримати при взаємодії сірководню та парів кадмію при 800°C .

Одержаний за іншою методикою й попередньо висушений при 100°C CdS в кількості 1 г сплавіть протягом 0,5...1,0 год із сумішшю, що складається з 5 г K_2CO_3 та 5 г сірки, при якомога низькій температурі з наступним охолодженням та вилуговуванням водою. Кадмію сульфід розчиняється в концентрованих або теплих розчинах розбавлених кислот.

Натрій тетрагідроксоцинкат $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$. У системі $\text{Zn—Na}_2\text{O—H}_2\text{O}$ залежно від температури та концентрації NaOH утворюються чотири різних гідроксоцинкати у вигляді осаду: $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3]$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Хімічно чистий (що не містить карбонату) натрій гідроксид у кількості 19,5 г обережно розчиніть у 14 мл води. В одержаний розчин внесіть при нагріванні 5,6 г ZnO та відфільтруйте розчин при 90°C . Тонкі пластинчасті кристали, що випадуть через кілька годин, відфільтруйте, промийте 50 %-м розчином луку та висушіть у вакуум-ексикаторі. Препарат містить 0,2 моля домішки NaOH на 1,0 моль цинкату.

Натрій тригідроксоцинкат $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3]$ — безбарвний дрібнокристалічний порошок, який відразу ж розкладається водою. У 15 %-му розчині NaOH в метанолі при кімнатній температурі не розчиняється.

Для одержання препарату 18,6 г NaOH обережно розчиніть у 10 мл води. До одержаного гарячого розчину додайте 10,5 г ZnO . Розчин, що утворився, прокип'ятіть зі зворотним холодильником протягом 30 хв, охолодіть до 100°C та поступово введіть у нього кризь лійку 9 мл води. Розчин відфільтруйте від залишку, охолодіть

його до 15 °С і залиште на кристалізацію до наступного дня. Якщо кристалізація не відбувається, в кілька мілілітрів цього розчину внесіть кілька кристалів $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, після кристалізації проби перенесіть її в загальний розчин, потираючи стінки стаканчика скляною паличкою.

Через кілька годин після кристалізації сіль $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ відфільтруйте, промийте 50 %-м розчином NaOH і висушіть у вакуум-ексикаторі.

Вихід препарату становить близько 5 г.

Подвійний цинк та амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{Zn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — прозорі безбарвні кристали. На повітрі частково зневоднюються. В 100 мл води при 20 °С розчиняється 12,6 г безводної солі.

4,5 г $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та 2,1 г $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ розчиніть у 10 мл киплячої води. Розчин відфільтруйте крізь лійку для гарячого фільтрування. Після охолодження розчину кристали $(\text{NH}_4)_2\text{Zn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, що виділилися, відфільтруйте від маточного розчину, висушіть над H_2SO_4 у вакуумі. Вихід препарату становить близько 5 г. Одержані прозорі моноклінні кристали на повітрі вивітрюються.

Амоній тетрахлорцинкат $(\text{NH}_4)_2\text{ZnCl}_4$ — блискучі ромбічні пластинчасті кристали з температурою плавлення 150 °С.

У пробірку налейте 3 мл гарячої води, потім розчиніть при нагріванні 7 г ZnCl_2 та 3 г NH_4Cl . Кількість води відміряйте дуже точно. При охолодженні одержаного розчину кристалізується $(\text{NH}_4)_2\text{ZnCl}_4$ у вигляді блискучих ромбічних листочків, які можна перекристалізувати тільки з розчинів ZnCl_2 . Вихід препарату — 4,5 г.

Амоній тетрахлорцинкат виділяється з розчинів, які містять деякий надлишок ZnCl_2 . При співвідношенні у розчині ZnCl_2 та NH_4Cl , рівному 1 : 2, звичайно викристалізовується сіль $\text{ZnCl}_2 \cdot 3\text{NH}_4\text{Cl}$.

Ринманова зелень, чи кобальт цинкат, кобальтова зелень, бірюзова зелень, зелена кіновар. Кращими для одержання цього препарату є суміші цинк і кобальт карбонатів чи оксалатів. При цьому як плавень та мінералізатор застосовується однакова кількість калій хлориду.

7,5 г ZnCO_3 та 1,75 г CoCO_3 ретельно подрібніть у порцеляновій ступці та змішайте з 10–20 г KCl . Одержану суміш помістіть у платиновий тигель та сплавляйте протягом кількох годин при температурі вищій за 1000 °С. При цьому розплав періодично розмішуйте платиновим перемішувачем. При охолодженні суміші під значним шаром плавня в атмосфері CO_2 чи вакуумі її колір світлішає й нага-

дує при надлишку цинку колір малахіту, а при надлишку кобальту переходить у коричнево-рожевий. У препаратах, прожарених при температурі, нижчій за 1000 °С, частина кобальту входить у склад зелено-чорної речовини ZnCo_2O_4 . Відмитий водою дрібнодисперсний препарат ринманової зелені являє собою змішані кристали $\text{CoO}—\text{ZnO}$. Зелені препарати із вмістом до 30 % кобальт(II) оксиду є розчинами CoO в ZnO (гратка типу вюрциту). Рожеві препарати із вмістом кобальт(II) оксиду більше 70 % — це розчини ZnO в CoO (гратка типу NaCl). Між цими двома типами змішаних кристалів міститься область гетерогенних сумішей. Препарат розчиняється в розбавлених кислотах і розчинах $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Подвійний калій—кадмій хлорид $\text{KCl} \cdot \text{CdCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — тонкі голчасті з шовковистим блиском кристали подвійної солі кристалізуються з водного розчину еквімолярних кількостей, що входять до складу компонентів, нижче 36 °С. За більш високих температур можна викристалізувати безводну сіль.

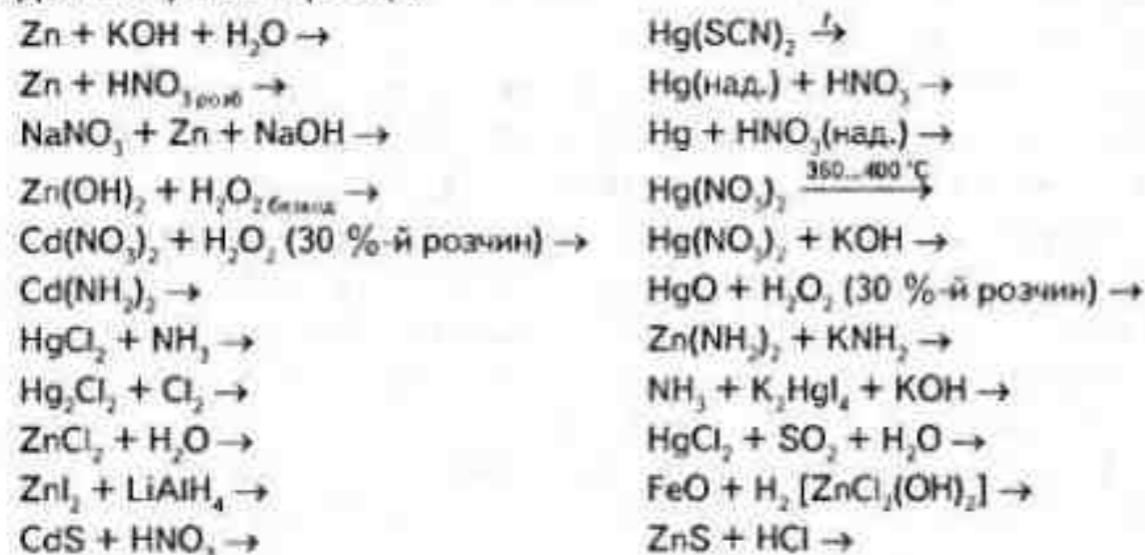
У 100 г насиченого розчину при 19 °С міститься 27,5 г, при 41,5 °С — 35,7 г, а при 105 °С — 51,67 г безводної солі.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Поясніть зниження металічних властивостей в ряду $\text{Zn}—\text{Cd}—\text{Hg}$.
2. Чому при термолізі $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ утворюється металева ртуть, а не меркурій(II) оксид?
3. Як взаємодіє ртуть із надлишком і недостаткою нітратної кислоти?
4. Чому кадмій гідроксид виявляє більш основні властивості, ніж цинк гідроксид?
5. Ринманова зелень є сполукою змінного чи постійного складу?
6. Як у водному розчині можна розділити йони Zn^{2+} та Cd^{2+} ; Hg_2^{2+} та Hg_2^{2+} ?
7. Продемонструйте на прикладі окиснювальні властивості Hg_2^{2+} та відновні властивості Hg_2^{2+} .
8. Яку просторову форму має тетрагідроксоцинкат-іон?
9. Які реакції мають місце при взаємодії розчинів KI з $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$?
10. Як розділити суміш цинк і кадмій сульфідів?
11. На які йони дисоціює в розчині сполука $\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{KOH}$?
12. Які речовини випадають в осад при дії надлишку розчину KOH на нітрати двовалентних металів підгрупи цинку?

13. Чому хімічно чистий цинк погано розчиняється в розчинах сульфатної чи хлоридної кислот?
14. На чому засноване застосування травленої цинком хлоридної кислоти для пайки металів?
15. Яка роль цинк хлориду в процесі одержання пергаменту?
16. Як пояснити розчинення цинку в розчинах амоніаку?
17. Допишіть рівняння реакцій:



ЛУЖНІ МЕТАЛИ

! Працюючи з лужними металами необхідно: остерігатися їхнього контакту з водою, брати їх тільки пінцетом, усі досліди проводити у витяжній шафі. З банки, де під шаром гасу зберігаються лужні метали, для проведення дослідів необхідно дістати на фільтрувальний папірець шматочок металу, висушити його фільтрувальним папірцем від гасу, відрізати невеличкий шматочок завбільшки із сірникову голівку або горошину. Залишки металу слід відразу ж помістити у гас і повернути для зберігання лаборантові.

1. Взаємодія лужних металів з водою

Відріжте невеличкі шматочки лужних металів (Li, Na, K), зверніть увагу на поверхню зрізу і зміну її на повітрі. Пінцетом обережно (у витяжній шафі) внесіть метал у заздалегідь наповнений водою кристалізатор, у який додано 1...2 краплі розчину фенолфталеїну або лакмусу. Спостерігайте за енергійною взаємодією металу з водою і зміною забарвлення розчину. Чи з однаковою активністю взаємодіють метали і які продукти цієї взаємодії?

2. Натрій пероксид і його властивості

2.1. Невеличку кількість натрій пероксиду (мікрошпатель) порціями внесіть у пробірку з 2...3 мл холодної дистильованої води. Одержаний розчин розділіть на три частини. Одну частину нагрійте, тліючою трісочкою виявіть виділення кисню, визначіть рН розчину, до другої прилийте підкислений розчин калій йодиду і додайте 1...2 краплі розчину крохмалю, до третьої по краплинах додайте підкислений розчин калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Запишіть рівняння реакцій.

2.2. У невеличкій порцеляновій тигель внесіть три мікрошпателі (-0,3 г) соди, приблизно стільки ж за об'ємом натрій пероксиду і декілька розтертих у порошок кристалів солі хрому(III) (на кінчику мікрошпателя). Суміш ретельно перемішайте скляною паличкою, поставте у трикутник і нагрійте у полум'ї пальника до сплавлення суміші (сплав спучується з виділенням CO_2). Сплав охолодіть, додайте 1,0...1,5 мл води, перемішайте і злийте розчин у пробірку. Зверніть увагу на забарвлення розчину, що зумовлюється наявністю у ньому іонів CrO_4^{2-} .

2.3. До 0,5...1,0 мл розчину калій перманганату додайте мікрошпатель натрій пероксиду. Спостерігайте за виділенням газу і утворенням бурого осаду. Чи однакова окисно-відновна роль натрій пероксиду у виконаних реакціях?

3. Горіння металів на повітрі

На кришку порцелянового тигля, що лежить на кільці штатива, покладіть маленький шматочок лужного металу і злегка знизу підігрійте полум'ям пальника. Підпаліть розплавлений метал і спостерігайте за його горінням. Охолодіть одержану речовину і розчиніть її у 1...2 мл дистильованої води. Доведіть, що під час горіння літію утворюється його оксид, а при горінні натрію та калію — пероксиди. Для цього з кожним із одержаних розчинів виконайте такі випробування: визначте рН розчинів (за допомогою лакмусу або фенолфталеїну) і наявність у розчинах пероксидів.

4. Одержання натрій гідроксиду

У круглодонній колбі ємністю 200...250 мл розчиніть 10 г Na_2CO_3 у 100 г води і нагрійте розчин до кипіння. У киплячий розчин додавайте невеличкими порціями гашене вапно (8...10 г), продовжуючи нагрівання та перемішування. Через 20 хв відфільтруйте порцію розчину (1...2 мл) і виконайте реакцію на наявність іонів CO_3^{2-} (після додавання хлоридної кислоти не виділяється вуглекислий газ —

відсутність іонів CO_3^{2-}). За відсутності іонів CO_3^{2-} нагрівання припиніть і профільтруйте весь розчин. Фільтрат випаріть до сухого стану. Одержаний натрій гідроксид зважте. З поташу — K_2CO_3 аналогічно можна одержати KOH .

5. Гідроліз солей натрію та калію

У шість пробірок насипте по 1...2 мікрошпателі таких солей: Na_2S , Na_2SO_4 , NaNCS , K_2CO_3 , KCl , KNO_3 . У кожен пробірочку налейте по 2...3 мл дистильованої води і злегка підігрійте. До розчинів додайте по 1 мл розчину нейтрального лакмусу. За зміною забарвлення лакмусу вкажіть, в яких пробірках відбулася взаємодія солі з водою? Напишіть рівняння гідролізу у йонному вигляді.

6. Важкорозчинні солі натрію, калію, літію

6.1. До 0,5...1,0 мл нейтрального розчину солі натрію (NaCl , Na_2SO_4 , NaNO_3) додайте 0,5 мл розчину цинкураніацетату $(\text{UO}_2)_2\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_6$. Розчин добре перемішайте склянкою паличкою, охолодіть і спостерігайте виділення жовто-зелених кристалів натрій цинкураніацетату.

6.2. До нейтрального розчину солі натрію додайте рівний об'єм розчину калій гексагідроксидостибату. Щоб почався процес кристалізації потріть стінки пробірочки склянкою паличкою. Який вигляд і колір має осад?

6.3. До 0,5...1,0 мл нейтрального розчину солі калію додайте розчин натрій перхлорату або натрій гідротартрату — $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Розчин перемішайте склянкою паличкою. Спостерігайте за виділенням білих кристалічних осадів.

6.4. До 5...10 краплин нейтрального розчину солі калію додайте 5...10 краплин натрій гексанітрокобальтату — $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Спостерігайте за виділенням осаду та його забарвленням.

6.5. До 1...2 мл розчину літій хлориду або сульфату додайте насичений розчин натрій карбонату. Що при цьому спостерігається? Аналогічний дослід проробіть, використавши розчини натрій фториду та фосфату. Порівняйте розчинність солей літію та натрію.

7. Забарвлення полум'я солями лужних металів

Склянку паличку з впаяною ніхромовою дротинкою (краще платиною) промийте хлоридною кислотою (занурте у розчин HCl) і прожарте у полум'ї пальника до одержання безбарвного полум'я. Дротинку занурте у розчин солі лужного металу і внесіть у безбарвне полум'я пальника. Спостерігайте забарвлення полум'я. Проробіть досліди з солями всіх лужних металів. Уважно слідкуйте за чистотою

дротика, повторюючи промивку кислотою і прожарювання перед проведенням кожного досліду. Забарвлення полум'я солями калію краще розглядати крізь скляну призму з розчином індиго, який поглинає жовті промені.

Синтез сполук лужних металів

Натрій гідрокарбонат NaHCO_3 — сніжно-білий кристалічний порошок, розчинний у воді, але майже нерозчинний у етанолі; при 350...400 °С розкладається, виділяючи CO_2 і H_2O та утворюючи Na_2CO_3 .

Необхідний об'єм 10 %-го розчину амоніаку насичуйте на холоді натрій хлоридом, зайвий хлорид відфільтруйте. Крізь прозорий розчин пропустіть струмінь вуглекислого газу (промийте його водою) до припинення виділення осаду. Одержані кристали відфільтруйте за допомогою лійки Бюхнера, промийте етанолом, висушіть і зважте.

Літій гідроксид $\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ — білі голкоподібні гігроскопічні кристали, розчинні у воді й етанолі. Температура плавлення 462 °С.

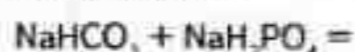
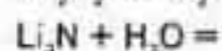
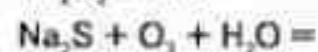
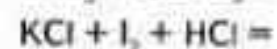
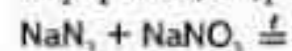
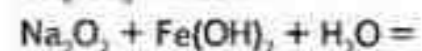
У еквівалентних кількостях змішайте водні розчини літій сульфату і барій гідроксиду. Відфільтруйте осад барій сульфату, що випав при цьому. Фільтрат випарюйте на водяній бані до стану насичення і залишіть повільно кристалізуватися. Через тиждень випадуть великі голкоподібні кристали $\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, які слід відфільтрувати, висушити і зважити.

Літій хлорид LiCl — безбарвні, надзвичайно гігроскопічні кристали. Вони добре розчинні у воді, етанолі. Температура плавлення становить 613 °С. Літій хлорид одержують розчиненням Li_2CO_3 у HCl : $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{LiCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

У 42 мл HCl ($\rho = 1,19$) внесіть порціями 23...25 г Li_2CO_3 . Профільтруйте розчин (можливі залишки Li_2CO_3 , що не розчинився) і випарюйте до насичення. Охолодіть чашку з розчином на льоду. Кристали відфільтруйте, висушіть у ексикаторі.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

- ?
1. Чи однаковою є хімічна активність лужних металів і від чого вона залежить?
 2. Як можна одержати натрій та калій оксиди?
 3. Як одержують літій пероксид?
 4. Чому при спалюванні лужних металів на повітрі одні з них утворюють оксиди, а інші пероксиди?
 5. Як можна одержати гідриди лужних металів?
 6. Крізь 10 л 2 н. розчину КОН пропустили 280 л вуглекислого газу при 20 °С і атмосферному тиску 750 мм рт. ст. Яка кількість гідрокарбонату утворилась у розчині (весь вуглекислий газ поглинувся розчином)?
 7. Як з Na_2SO_4 можна одержати Na_2CO_3 , а з NaCl — NaHCO_3 ?
 8. За тривалого зберігання розчину натрій гідроксиду у скляному посуді спостерігається руйнування скла. Які хімічні процеси відбуваються?
 9. Зробіть розрахунки ступеня гідролізу та константи гідролізу натрій ціаніду у 0,1 М його розчині при 20 °С.
 10. У якому об'ємі 35 %-го розчину КОН ($\rho = 1,34$) міститься така сама його кількість, як у 10 л 4 н. розчину? Відп.: 4,776 л.
 11. Як з KCl можна одержати KClO_3 ?
 12. Як зберігають гідроксиди лужних металів?
 13. Як виготовити натронне вапно?
 14. Як одержують амальгами лужних металів?
 15. Які з лужних металів за безпосереднього сполучення з азотом утворюють нітриди?
 16. Чи з однаковою активністю відбуваються процеси взаємодії лужних металів з водою?
 17. Допишіть рівняння реакцій:



КУПРУМ. АРГЕНТУМ

Купрум

1. Одержання міді

1.1. *Витиснення міді з розчинів солей активними металами.* Налийте у стакан 20 мл насиченого при 20 °С розчину CuSO_4 і, перемішуючи, внесіть порціями розраховану кількість цинкового пилю або порошок заліза чи алюмінію. Одержану суміш нагрійте до 80...90 °С на водяній бані. Коли взаємодія речовин припиниться, розчин злийте, а залишок обробіть розбавленою хлоридною кислотою для розчинення залишків активного металу (Zn, Fe, Al). Промийте порошок міді декілька разів водою методом декантації до нейтральної реакції на лакмус і висушіть фільтрувальним папером. Мідь збережіть у закритій пробірці й використайте для проведення наступних дослідів.

1.2. *Відновлення купрум(II) оксиду вуглецем.* Візьміть однакові невеличкі об'єми купрум(II) оксиду і деревного вугілля, ретельно перемішайте, покладіть у пробірку з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпіть горизонтально, а кінець газовідвідної трубки тримайте над поверхнею вапняної води. Кілька хвилин інтенсивно нагрівайте пробірку. Спостерігайте помутніння вапняної води і перехід чорного забарвлення суміші у червоний. Замість вугілля відновлення купрум(II) оксиду можна провести струменем чистого водню.

2. Взаємодія міді з кислотами

До невеличкої кількості порошкоподібної міді або ошурок, що містяться в окремих шести пробірках, прилийте розбавлені й концентровані розчини кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Пробірки, в яких реакція на холоді не відбувається, злегка підігрійте. Чи в усіх випадках мідь розчиняється в кислотах? Зверніть увагу на колір і запах газів, що виділяються. Напишіть рівняння реакцій.

3. Взаємодія міді з киснем, сіркою та хлором

3.1. Шматочок мідної дротинки або фольги, тримаючи щипцями, прожарте у зовнішньому конусі безбарвного полум'я пальника. Що спостерігається?

3.2. Змішайте порошки міді та сірки, пересинте суміш у термостійку пробірку і підігрійте. До одержаної речовини прилийте хлоридної кислоти і обережно понюхайте. Який газ виділяється? Зробіть висновок щодо взаємодії вихідних речовин.

3.3. Шматочок мідної фольги (дротинки), тримаючи щипцями, нагрійте у полум'ї пальника до червоного кольору і внесіть у склянку, наповнену хлором. Запишіть спостереження, зробіть висновки.

Які окисно-відновні властивості проявляє мідь у виконаних дослідах?

4. Витиснення менш активних металів міддю

Дослід демонструє викладач. У порцелянову чашку наливаємо 2...5 мл розчину меркурій(II) нітрату й занурюємо в нього мідну монету. Через 2...3 хв виймаємо її, промиваємо водою й висушуємо фільтрувальним папірцем. Спостерігаємо «посріблення» монети.

Сполуки купрум(II)

1. Одержання купрум(II) оксиду

До підігрітого розчину купрум(II) сульфату (2...3 мл) прилийте гарячий 5 %-й розчин натрій гідроксиду до повного осадження купрум(II) оксиду (нові порції натрій гідроксиду не викликають появи осаду). Суміш перемішайте і нагрівайте 3...5 хв. Що при цьому спостерігається?

Осад відфільтруйте на скляному фільтрі і промийте водою. Випробуйте його взаємодію з розбавленими кислотами: HCl, H₂SO₄, HNO₃. Запишіть спостереження і рівняння реакцій.

2. Купрум(II) гідроксид і його властивості

У пробірку візьміть 2...3 мл розчину купрум(II) сульфату і прилийте приблизно такий самий об'єм розбавленого розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте утворення драглистого осаду голубого кольору. Перемішайте розчин з осадом і розділіть на п'ять частин. Дослідіть, як реагує гідроксид на підігрівання та дію на нього розбавлених HCl, H₂SO₄. До однієї з частин прилийте концентрований розчин натрій гідроксиду і злегка нагрійте. Як змінилося забарвлення розчину? Чи легко проходить процес розчинення осаду? Що відбувається при розбавленні розчину водою?

Порцію купрум(II) гідроксиду обробіть концентрованим розчином аміаку. Яка хімічна сполука утворюється? Що відбувається при підкисленні цього розчину?

3. Важкорозчинні солі купрум(II)

3.1. *Сульфід*. У пробірку з 1...2 мл розчину купрум(II) сульфату або хлориду прилийте сірководневої води. Спостерігайте за виділен-

ням чорного осаду. Дослідіть його відношення до кислот-окисників HNO₃, H₂SO₄ (конц.) при нагріванні.

Візьміть 0,5...1,0 мл розчину купрум(II) сульфату, додайте 0,5 мл натрій тіосульфату і підігрійте. Чи осаджується купрум(II) сульфід?

3.2. *Гідроксокарбонат*. До розчину купрум(II) сульфату (1...2 мл) додайте таку саму кількість розчину соли. Спостерігайте утворення купрум(II) гідроксокарбонату. Чому не виділяється купрум(II) карбонат?

3.3. *Тіоціанат*. Злийте однакові (~0,5...1,0 мл) об'єми розчинів купрум(II) сульфату та калій тіоціанату. Що при цьому спостерігається?

3.4. *Купрум(II) гексаціаноферат*. У пробірку з 0,5...1,0 мл купрум(II) сульфату додайте декілька краплин калій гексаціаноферату(II). Спостерігайте за утворенням червоно-коричневого осаду. Дослідіть взаємодію осаду з концентрованим амоніаком та розведеною нітратною кислотою. Напишіть рівняння реакцій.

4. Одержання купрум(II) хлориду CuCl₂ · 2H₂O

У порцелянову чашку налійте 14 мл концентрованих хлоридної і 4 мл нітратної кислот і 14 мл води. До суміші порціями додайте 5 г мідного порошку або ошурок і злегка підігрійте до розчинення металу. Розчин відфільтруйте і випаровуйте на водяній бані до початку кристалізації (плівка на поверхні розчину), потім охолодіть. Сіль, що виділилася, відфільтруйте на лійці Бюхнера, висушіть за допомогою фільтрувального паперу і збережіть для наступних дослідів. Декілька кристалів соли покладіть на скельце і залишіть на повітрі. Що з ними відбувається?

5. Синтез мідного купоросу CuSO₄ · 5H₂O

Наважку купрум(II) оксиду обробіть у стакані 20 %-м розчином сульфатної кислоти з деяким надміром останньої. Розчин підігрійте, профільтруйте і випарюйте у порцеляновій чашці на водяній бані до насичення. Дайте йому охолонути, кристали відфільтруйте на лійці Бюхнера, висушіть між аркушами фільтрувального паперу й на повітрі. Розрахуйте вихід препарату.

6. Одержання купрум(II) нітрату Cu(NO₃)₂ · 3H₂O

До 2,5 г мідних ошурок додайте 20 мл 30 %-го розчину нітратної кислоти і нагрійте на піщаній бані або азбестовій сітці у витяжній шафі. Після розчинення ошурок розчин профільтруйте і зберіть фільтрат у порцелянову чашку. Якщо кристалізація у розчині не відбувається, то його необхідно випарювати до насичення, охолодити, відфільтрувати кристали й висушити їх. Зберігати препарат слід у закритій пробірці.

Невеличку порцію одержаних кристалів покладіть у пробірку і нагрійте на полум'ї пальника у витяжній шафі. Спостерігайте їх плавлення у кристалізаційній воді, а потім розклад з виділенням нітроген(IV) оксиду та утворенням купрум(II) оксиду.

7. Синтез подвійної солі $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

У маленький стакан або пробірку візьміть 3 частини $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, 1,5 частини — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 5мл H_2O , суміш нагрійте до розчинення солей і залишіть повільно охолоджуватися. Спостерігайте утворення світло-блакитних кристалів $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кристали відфільтруйте, невеличку їх кількість розчиніть у воді і, розливши розчин у декілька пробірок, визначте в ньому йони SO_4^{2-} , Cu^{2+} , NH_4^+ за допомогою барій хлориду, сірководню і лугу.

8. Тетраамінокупрум(II) сульфат $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Зважте 1 г розтертого в порошок мідного купоросу й розчиніть його у 5 мл дистильованої води. До розчину додайте концентрований амоніак до повного розчинення осаду, що спочатку утворився, інтенсивно перемішайте. По стінках стакана (або пробірки) додайте 5 мл спирту (етанолу або метанолу) і залишіть стояти. Через 3...4 години (або наступного дня) відфільтруйте синьо-фіалкові кристали на лійці Бюхнера, промийте їх спиртом, ефіром, висушіть фільтрувальним папером. Розчиніть 0,2 г кристалів у 2...3 мл води, розчин розділіть на дві частини. До однієї додайте розчину лугу, а до іншої — сірководневої води. Чому при дії лугу осад не утворюється, а при дії сірководневої води випадає осад CuS ?

9. Одержання купрум(II) сульфату CuSO_4

У зважений порцеляновий тигель внесіть 1 г добре розтертого порошку $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. На підданій бані прогрійте тигель з речовиною доти, доки сіль не стане білою. Тигель охолодіть в ексікаторі і зважте. За різницею маси тигля до та після нагрівання визначте масу і кількість молей відщепленої води.

10. Гідроліз солей купруму(II)

На синій лакмусовий папірець нанесіть 2 краплі розчину купрум(II) сульфату. Як змінився колір лакмусу? Аналогічні досліди виконайте з розчинами купрум(II) хлориду та нітрату. Сильною чи слабкою основою є $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

11. Окиснювальні властивості похідних купрум(II)

У пробірку налийте 0,5...1,0 мл розчину купрум(II) сульфату і додайте 0,5 мл розчину калій йодиду. Спостерігайте за виділенням

осаду та побурінням суміші. Докажіть, що побуріння викликане виділенням йоду. Для цього відлийте частину суміші, розбавте водою і додайте 1...2 краплини крохмального клейстеру.

Щоб визначити колір осаду, що утворився, необхідно маскувати йод. Для цього у пробірку з осадом додайте розчин натрій тіосульфату або пропустіть крізь нього струмінь сульфур(IV) оксиду. Відфільтруйте білий осад крізь скляний фільтр, промийте його водою, насиченою сульфур(IV) оксидом, а потім спиртом. Відмітьте взаємодію купрум(I) йодиду з повітрям. Що відбувається при нагріванні осаду? Збережіть купрум(I) йодид у закритій пробірці для наступних дослідів.

Сполуки купруму(I)

1. Купрум(I) оксид та його властивості

1.1. Розчиніть 2,5 г мідного купоросу у 20 мл води і додайте 2 г глюкози. Розчин нагрійте і прилийте до нього при перемішуванні 3 мл 20 %-го розчину натрій гідроксиду. Суміш залиште на одну годину, відфільтруйте осад і промийте його дистильованою водою.

1.2. У пробірку налийте 2 мл розчину купрум(II) сульфату і таку ж кількість розчину натрій або калій тартрату. Як змінюється забарвлення розчину? Одержаний розчин називають фелінговою рідиною. Її забарвлення зумовлене наявністю комплексних іонів $[\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2]^{2-}$.

До розчину додайте декілька краплин формаліну, спостерігайте виділення оранжево-жовтого осаду CuOH , який при нагріванні швидко перетворюється на Cu_2O . Замість формаліну можна використати глюкозу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, яка окиснюється до глюконової кислоти.

Осад Cu_2O промийте декантацією, відфільтруйте на лійці Бюхнера або скляному фільтрі і промийте на фільтрі гарячою водою. Дослідіть взаємодію Cu_2O з розчинами: HCl (конц), H_2SO_4 (конц) та $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Як змінюються розчини при контактуванні з повітрям та розведенні їх водою?

2. Купрум(I) хлорид і його властивості

2.1. У пробірку візьміть 3...4 мл розчину купрум(II) хлориду, додайте 0,5...1,0 мл концентрованої HCl і близько 1 г дрібних мідних опшурок. Суміш нагривайте до зміни зеленого забарвлення на брудно-жовте. При цьому декілька краплин розчину, прилитих до 2...3 мл

води, не повинні утворювати блакитного забарвлення. У стакан зі 100 мл холодної дистильованої води вилийте розчин із пробірки.

Спостерігайте за виділенням білого осаду CuCl . Осад відфільтруйте за допомогою скляного фільтру, промийте водою, спиртом. Вивчіть властивості CuCl : відношення до повітря, взаємодію з розчином 25 %-го амоніаку, концентрованими HCl та NaCl .

2.2. Крізь розчин купрум(II) хлориду пропустіть струмінь сульфур(IV) оксиду (або додайте розчину H_2SO_3), а потім розбавте його водою. Що при цьому спостерігається? Запишіть рівняння виконаних реакцій.

3. Тіосульфатний комплекс купрум(I)

До порції білого осаду купрум(I) йодиду додайте 1...2 мл розчину натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

4. Забарвлення полум'я солями міді

Кінчик чистої сталевий або платиновий дротинки (можна порцелянову соломинку), промитий HCl , прожарений у безбарвному полум'ї пальника та охолоджений, занурте у розчин купрум(II) хлориду або нітрату і знову внесіть у полум'я. Спостерігайте забарвлення полум'я у зеленій колір.

Аргентум

! У зв'язку з тим, що кількість препаратів аргентуму в лабораторії обмежена, всі досліди виконуються однією особою і демонструються всій групі. Залишки препаратів повертають лаборантові.

1. Одержання аргентум(I) оксиду

У пробірку візьміть 0,5...1,0 мл 0,1 н. розчину аргентум нітрату і додайте стільки ж розчину лугу. Бурий осад Ag_2O , що випав при цьому (аргентум гідроксид нестійкий і не утворюється), розділіть на три частини. До першої частини осаду додайте розчину нітратної кислоти, до другої — натрій гідроксиду, а до третьої — розчину амоніаку. На підставі виконаних дослідів зробіть висновки стосовно хімічних властивостей аргентум(I) оксиду.

2. Окисновальні властивості іонів аргентум(I)

2.1. У пробірці приготуйте розчин натрій станату(II), зливши розчину станум(II) хлориду і натрій гідроксиду до повного розчинення станум(II) гідроксиду. До 2...3 мл розчину натрій станіту додайте

3...4 краплини аргентум нітрату. Спостерігайте за утворенням чорного порошку срібла. Запишіть рівняння реакції.

2.2. Одержання срібного дзеркала. Пробірку, яка підлягає посрібленню, вимийте хромовою сумішшю, водою і спиртом. Налийте у цю пробірку 0,5 мл розчину аргентум нітрату і, збовтуючи, додавайте краплями розчин амоніаку до повного розчинення осаду Ag_2O (запобігайте надміру амоніаку). До розчину прилийте рівний об'єм 10 %-го розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{OH})_5\text{CHO}$, перемішайте і поставте пробірку в стакан із гарячою водою на 2...3 хв. На стінках пробірки утворюється блискуча дзеркальна шівка срібла, а глюкоза окиснюється до глюконової кислоти — $\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{OH})_5\text{COOH}$.

3. Одержання аргентум(I) нітрату та його властивості

3.1. Візьміть посріблену пробірку і влийте у неї 1...2 мл 40 %-го розчину нітратної кислоти, злегка підігрійте. Спостерігайте розчинення срібла та виділення нітроген оксидів. Розчин випаріть до сухого стану, а осад, що залишився, прожарте. Які речовини утворюються внаслідок термічного розкладу аргентум нітрату?

3.2. На універсальний індикаторний папірець нанесіть 1...2 краплі розчину аргентум нітрату. Яке рН цього розчину? Чи гідролізує сіль у воді?

4. Важкорозчинні солі аргентуму

4.1. Сульфід. До 0,5...1,0 мл сірководневої воли додайте 2...3 краплі аргентум нітрату. Спостерігайте за утворенням осаду аргентум сульфиду. Якого він кольору і чи розчиняється у нітратній кислоті?

4.2. Галогеніди. У три пробірки візьміть розчин натрій хлориду, броміду та йодиду. У кожен пробірку додайте 2...3 краплі аргентум нітрату. Якого кольору і вигляду осади, що утворюються у пробірках? Центрифугуйте осади і промийте декантацією дистильованою водою. Скляною паличкою дістаньте з кожної пробірки трошки осаду, покладіть їх на порцелянову пластину (черепочок). Чи змінюються осади при дії світла? Дослідіть лію на осади, що залишилися в пробірках, 25 %-го розчину амоніаку. Чи всі осади розчиняються в амоніаці? Розчин після розчинення осаду підкисліть нітратною кислотою. Що при цьому спостерігається?

4.3. Аргентум тіосульфат. До розчину аргентум нітрату додайте 2...3 краплі розчину натрій тіосульфату і перемішайте. Потім додайте надмір натрій тіосульфату. Спостерігайте утворення важкорозчинного аргентум тіосульфату з наступним його розчиненням та утво-

ренням комплексу $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. Проведіть взаємодію галогенідів аргентуму, одержаних у попередньому досліді, з натрій тіосульфатом. Поясніть, чому навіть аргентум йодид, що має $\text{DР}_{\text{AgI}} = 1 \cdot 10^{-16}$, розчиняється у тіосульфаті й не розчиняється в амоніаці. Порівняйте константи нестійкості аміачного та тіосульфатного комплексів аргентуму.

Синтез сполук аргентуму та купрумуму

Аргентум нітрат AgNO_3 — безбарвні пластинчасті кристали, добре розчинні у воді, спирті, важче — в ацетоні, бензолі. Температура плавлення $208,5^\circ\text{C}$.

Переробка відходів сполук аргентуму. Злийте відходи сполук аргентуму і випаруйте до сухого стану. Одержаний залишок прокип'ятіть із сумішшю концентрованої HCl і розчину KClO_3 до припинення виділення хлору. Осад аргентум хлориду промийте водою методом декантації, відфільтруйте і знову промийте на фільтрі (до відсутності в ньому феруму). Чистий аргентум хлорид покладіть у порцелянову чашку і обробіть 30 %-м розчином NaOH і 40 %-м розчином формаліну (з розрахунку на 1 г AgCl 1,8 мл 40 %-го розчину формаліну та 2 мл 30 %-го NaOH). При додаванні лугу і формаліну розчин, ретельно перемішуючи, нагрійте до кипіння (замість формаліну можна використати глюкозу). Розчин має бути лужним. Обробіть розчин розбавленою хлоридною кислотою (1 : 1). Додайте цинкові палички для відновлення аргентуму і витримайте до зникнення (поки не буде видно) білих частинок аргентум хлориду.

Срібло, що виділилося (зерниста маса), відфільтруйте, промийте розбавленою сульфатною кислотою, гарячою водою, розчином амоніаку та знову водою, висушіть між листами фільтрувального паперу, а потім у сушильній шафі при 100°C .

Чисте срібло розчиніть у стакані у розрахованій кількості 40 %-го розчину HNO_3 . Розчин має бути прозорим (якщо він каламутний його слід профільтрувати). Перенесіть розчин у порцелянову чашку і випаровуйте на водяній бані до сухого стану. Користуючися таблицями розчинності, розрахуйте кількість дистильованої води, необхідної для перекристалізації солі. Розчиніть сіль у воді при 100°C , дайте розчині повільно охолонути. Через 2...3 год (кінець кристалізації) різко охолодіть розчин, відфільтруйте кристали на скляному фільтрі, промийте їх холодною водою та висушіть. Маточний

розчин і промивні води поверніть лаборанту. Зважте одержану сіль і обчисліть вихід препарату порівняно з теоретичним. При цьому враховуйте кількість солі, що залишилась у маточному розчині (знаючи його об'єм).

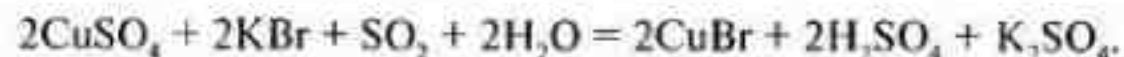
Купрум(I) хлорид CuCl — білі кристали, що зеленіють на повітрі, погано розчинні у воді, але розчинні у розчині амоніаку, гарячій концентрованій хлоридній кислоті та розчинах хлоридів. Температура плавлення 430°C .

У теплий ($60\text{--}70^\circ\text{C}$) водний розчин, що містить 5 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та 2,4 г натрій хлориду, пропустіть струмінь SO_2 до припинення виділення осаду купрум(I) хлориду CuCl . Білий осад відфільтруйте через скляний фільтр і промийте спочатку сульфитною кислотою, а потім льодяною оцтовою кислотою. Осад висушіть при $50\text{--}80^\circ\text{C}$ (зникнення запаху оцтової кислоти) і збережіть у закритій пробірці.

Сульфур(IV) оксид, необхідний для виконання синтезу, одержуйте шляхом взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою.

Купрум(I) бромід — CuBr — безбарвні кристали, нерозчинні у воді, але розчинні у водному розчині амоніаку, галогеноводневих кислот. Купрум(I) бромід світлочутливий, легко окиснюється. Температура плавлення становить 498°C .

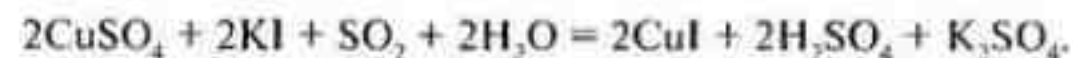
Синтез препарату виконайте, взявши еквімолекулярні кількості речовин відповідно до рівняння:



У розчин $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і KBr , виготовлений на прокип'яченій дистильованій воді і нагрітий до $60\text{--}80^\circ\text{C}$, пропустіть струмінь SO_2 . Коли кількість осаду перестане збільшуватися, не припиняючи пропускання газу, охолодіть розчин. Біло-жовті кристали відфільтруйте у затемненому місці, промийте 2...3 рази у воді, насиченій сірчистим газом, знову відфільтруйте на скляному фільтрі. Промийте їх спиртом (з SO_2), ефіром. Висушіть у вакуумі і зберігайте у добре закритій пробірці без доступу світла.

Купрум(I) йодид — CuI — білий кристалічний порошок, нерозчинний у воді. Розчиняється в амоніаці, хлоридній кислоті, розчинах калій ціаніду. Під дією світла розкладається з виділенням йоду, легко окиснюється. Температура плавлення становить 605°C .

Кількість вихідних речовин розрахуйте за рівнянням



Розчини CuSO_4 і KI підкисліть сульфитною кислотою, а потім злийте. Білий осад, що виділився, промийте декантацією спочатку водою з SO_2 , а потім спиртом і сухим ефіром, позбавленим пероксидів. Запобігайте контакту осаду з повітрям.

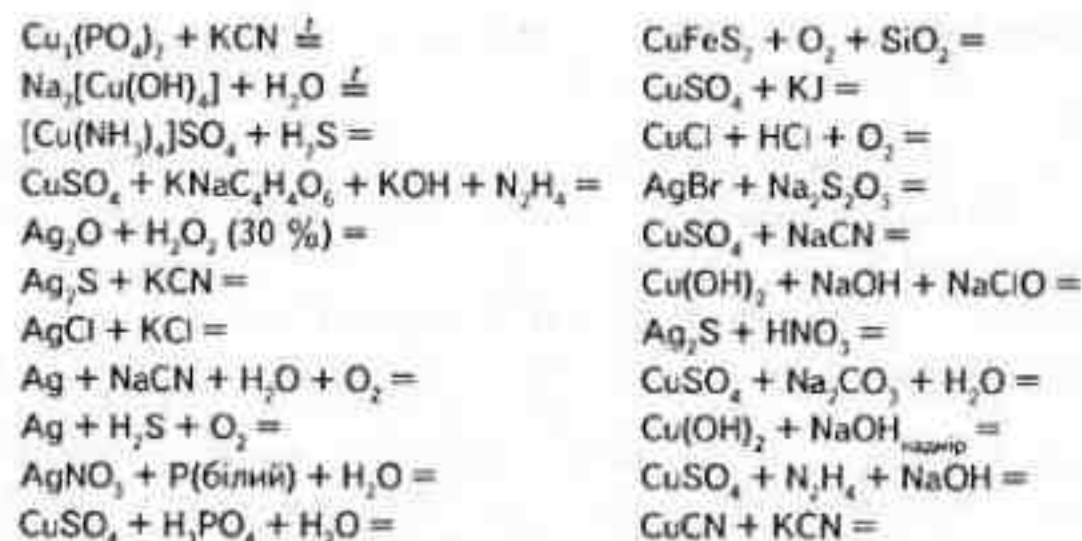
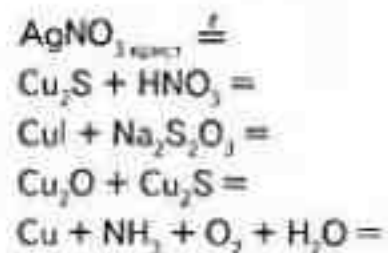
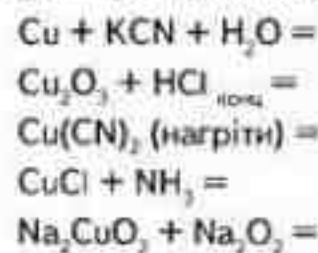
Купрум(І) оксид Cu_2O — карміново-червоний кристалічний порошок. Нерозчинний у воді, розчинний у амоніаці та концентрованій хлоридній кислоті. Аморфна модифікація має жовте або оранжеве забарвлення. Температура плавлення становить 1235°C .

До концентрованого розчину купрум(ІІ) ацетату додайте 1/10 частину об'єму 20 %-го розчину гідразингідрату (до 50 мл $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ додайте 5 мл 20 %-го розчину $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; запобігайте надміру гідразину). Спочатку спостерігайте позеленіння розчину і виділення азоту, а потім утворення осаду купрум(І) оксиду. Осад відфільтруйте, промийте водою, спиртом, ефіром і висушіть. Обчисліть відносний вихід препарату.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Як змінюються кислотно-основні та окисно-відновні властивості купрум оксидів від Cu_2O до Cu_2O_3 ?
2. У чому розчиняється купрум(ІІ) сульфід?
3. Як можна одержати Cu_2O , та які властивості він має?
4. Чому мідь із хлором може утворювати дві сполуки, а з йодом тільки CuI ?
5. Визначте добуток розчинності AgCl , якщо у 200 мл розчину при 50°C розчиняється 10^{-3} г AgCl .
6. Чи будуть руйнуватися комплекси й випадати осадки у системах: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{I}^-$; $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{S}^{2-}$; $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} + \text{Br}^-$?
7. Як із розчину $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ виділити AgCl ?
8. Яка хімічна суть процесу закріплення фотоплівки?
9. Чому срібло за тривалого зберігання на повітрі темніє?
10. У чому можна розчинити CuCl і AgI ?
11. Допишіть рівняння реакцій:



ФЕРУМ. КОБАЛЬТ. НІКЕЛЬ

Ферум

1. Взаємодія заліза з кислотами

В три пробірки налийте по 1...2 мл розбавлених розчинів хлоридної, сульфатної і нітратної кислот (1 : 5). У кожену пробірку внесіть шматочок залізної стружки. Спостерігайте за розчиненням заліза. Зробіть те саме, взявши замість розбавлених кислот концентровані. Спостерігайте, як взаємодіє залізо з кислотами на холоді. Нагрійте пробірки з концентрованими кислотами. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакцій і опишіть свої спостереження.

2. Одержання пірофорного заліза

До гарячого насиченого розчину залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, що містить 6 г солі, долийте гарячий насичений розчин натрій оксалату, виготовлений із 3 г солі. Осад, що випав, відфільтруйте на лійці Блюхнера, попередньо промивши його кілька разів гарячою водою методом декантації. Одержаний ферум(ІІ) оксалат висушіть при температурі 100°C . Сіль помістіть в суху пробірку, закріпіть її в горизонтальному положенні на штативі і нагрівайте полум'ям газового пальника доти, доки порошок не стане чорним і не припиниться виділення газу. Після цього нагрівання припиніть і швидко закрийте пробірку пробкою, щоб уникнути окиснення заліза. Після охолодження пробірки порошок заліза висипте на лист азбесту з висоти 20...30 см. Що при цьому спостерігається?

3. Витиснення залізом металів із розчинів їхніх солей

У дві пробірки налийте по 1...2 мл розчинів солей купруму та бісмуту.

В кожну пробірку опустіть ошурок заліза, попередньо очищений від іржі. Напишіть рівняння реакцій, поясніть їх перебіг і запишіть спостереження в робочому журналі.

4. Одержання і властивості ферум(II) гідроксиду

В пробірку налийте 1...2 мл свіжовиготовленого розчину залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ або солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Для виготовлення цих розчинів необхідно брати попередньо прокип'ячену дистильовану воду, охолоджену під шаром вуглекислого газу. В пробірку опустіть невеликий кусочок заліза і додайте 0,5 мл розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням ферум(II) гідроксиду. Розчин з осадом, що утворився, розлийте в дві пробірки. В одну з них додайте розчин луку, в іншу — розбавлену хлоридну або сульфатну кислоту (1 : 5). Що при цьому відбувається?

5. Утворення малорозчинних солей феруму(II)

5.1. *Одержання ферум(II) сульфиду.* В дві пробірки налийте по 1...2 мл розчину ферум(II) сульфату і додайте в одну з них розчин амоній сульфиду, в іншу пропустіть струмінь сірководню. Спостерігайте за утворенням осаду в обох пробірках. Напишіть рівняння реакцій і запишіть результати спостережень у робочий журнал.

5.2. *Одержання ферум(II) карбонату і гідрокарбонату.* В пробірку налийте 1...2 мл свіжовиготовленого розчину ферум(II) сульфату і додайте 0,5 мл розчину натрій карбонату. Спостерігайте за утворенням білого осаду ферум(II) карбонату. Розділіть осад на дві частини. В пробірку внесіть одну з частин і пропустіть вуглекислий газ до розчинення карбонату й утворення гідрокарбонату. Одержаний розчин нагрійте до кипіння і знову спостерігайте за утворенням середнього карбонату. В іншу пробірку внесіть другу частину осаду і залиште стояти на повітрі протягом деякого часу, спостерігаючи за його кольором.

Напишіть рівняння реакцій утворення середнього і кислого ферум(II) карбонатів, розкладу гідрокарбонату і окиснення середнього карбонату.

6. Реакція на йони Fe^{2+}

До 1 мл розчину солі феруму(II) додайте 3...5 крапель розчину калій гексаціаноферату(III) $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ (червоної кров'яної солі).

Спостерігайте забарвлення розчину в інтенсивний синій колір унаслідок утворення сполуки $\text{K}[\text{FeFe}(\text{CN})_6]$.

7. Відновні властивості солей феруму(II)

7.1. У пробірці до 1 мл свіжовиготовленого розчину солі феруму(II), підкисленого розбавленою сульфатною кислотою (1 : 5), додайте 3...5 крапель розчину калій перманганату.

7.2. 1 мл свіжовиготовленого розчину солі феруму(II) підкисліть розчином сульфатної кислоти і додайте кілька крапель розчину калій дихромату. Що при цьому відбувається?

7.3. До 1 мл розчину солі феруму додайте по кілька крапель розбавленої сульфатної кислоти (1 : 5) та 3 %-го розчину гідроген пероксиду. В пробірку додайте 1...3 краплі розчину калій або амоній тіоціанату. Що при цьому відбувається?

7.4. До 1,5 мл розчину солі феруму(II) додайте 5...6 крапель розчину натрій гідроксиду та 0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Спостерігайте за утворенням забарвленого осаду. Напишіть рівняння реакцій.

8. Одержання ферум(III) гідроксиду

До 1 мл розчину ферум(III) хлориду додайте 0,5 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням забарвленого осаду. Напишіть рівняння реакції і зазначте колір ферум(III) гідроксиду.

9. Гідроліз солей феруму(III)

9.1. У 2...3 мл води розчиніть один мікрошпатель ферум(III) хлориду. Розчин випробуйте індикаторним папером. Зверніть увагу на колір розчину, а потім додайте до нього 3...5 крапель розчину концентрованої хлоридної кислоти. Колір розчину стає жовтим внаслідок зменшення гідролізу.

9.2. До 5...10 крапель розчину FeCl_3 в пробірці долийте 5 мл води і нагрійте його до кипіння. Внаслідок посилення гідролізу з'являється червоно-буре забарвлення. Поясніть це явище.

9.3. У пробірку налийте 0,5 мл розчину ферум(III) хлориду і додайте таку саму кількість розчину натрій карбонату. Спостерігайте за утворенням бурого осаду й виділенням газу.

Які речовини при цьому утворюються? Напишіть рівняння реакції.

10. Характерна реакція на йони Fe^{3+}

У пробірку налийте 0,5 мл розчину ферум(III) хлориду і додайте 1...2 краплі розчину амоній тіоціанату. Утворюється розчин інтен-

сивно червоного кольору, що містить комплекси змінного складу $[\text{Fe}(\text{NCS})_n]^{3-n}$ ($n = 1...4$). Ця реакція характерна тільки для іонів феруму(III).

11. Окисні властивості солей феруму(III)

В дві пробірки налейте по 0,5 мл розчину ферум(III) хлориду. В одну з них додайте трохи розчину калій йодиду, в іншу — сірководневу воду. Розчини, що утворилися, прокип'ятіть. Що при цьому відбувається?

12. Утворення комплексного ферум(III) фториду

В пробірку, що містить 0,5 мл розчину ферум(III) хлориду, додайте 1...2 краплі розчину амоній тіоціанату. З'являється характерне темно-червоне забарвлення. Після цього додайте 3...5 крапель розчину натрій фториду і спостерігайте за знебарвленням розчину. Як його пояснити? Який склад фторидного комплексу феруму(III)?

Кобальт

1. Одержання кобальт(II) гідроксиду

В пробірку налейте 0,5 мл розчину кобальт хлориду і додайте кілька крапель 10 %-го розчину калій гідроксиду. Зверніть увагу на колір осаду, що утворюється. Додайте ще лугу і нагрійте. Як змінився колір осаду? Одержаний осад залиште на повітрі. Через деякий час спостерігайте окиснення кобальт(II) гідроксиду киснем повітря.

Напишіть рівняння реакцій утворення основної солі кобальт(II) гідроксиду і кобальт(III) гідроксиду. Опишіть спостереження, зазначивши колір сполук, що утворюються.

2. Одержання малорозчинних солей кобальту(II)

2.1. *Утворення кобальт сульфиду.* В дві пробірки налейте по 0,5 мл розчину солі кобальту: в одну додайте 1 мл сірководневої води, в іншу — 1 мл розчину амоній сульфиду.

В якій пробірці випадає осад? У пробірку з осадом кобальт сульфиду налейте розбавленої хлоридної кислоти (1 : 5). Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакцій і опишіть спостереження в робочому журналі.

2.2. *Одержання кобальт карбонату.* До 0,5 мл розчину кобальт(II) хлориду долейте 1 мл насиченого розчину натрій гідрокарбонату. Спостерігайте за утворенням рясного осаду кобальт карбонату. Який

його колір? Напишіть рівняння реакції утворення кобальт карбонату.

2.3. *Одержання кобальт оксалату.* До розчину кобальт хлориду долейте розчин натрій оксалату. Спостерігайте за утворенням осаду кобальт оксалату. Напишіть рівняння реакції.

3. Гідратація іонів кобальту(II)

3.1. У пробірку помістіть кілька кристалів безводного кобальт хлориду і долейте 1 мл води. Пробірку збовтайте для розчинення солі. Якого кольору розчин? Долейте 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти. Як і чому змінюється забарвлення?

3.2. В пробірку з 0,5 мл насиченого розчину кобальт хлориду внесіть кілька кристалів прожареного безводного кальцій хлориду. Що при цьому відбувається? Як і чому змінюється колір розчину?

3.3. До насиченого розчину кобальт хлориду долейте 2...3 мл етанолу. Що при цьому відбувається? Опишіть спостереження в робочому журналі.

4. Якісна реакція на кобальт

У пробірку помістіть 5...10 крапель насиченого розчину кобальт хлориду, додайте спочатку 1...2 мл суміші етанолу з ефіром, а потім 5...10 крапель розчину амоній тіоціанату. Суміш збовтайте. Верхній шар забарвлюється в характерний синій колір, зумовлений утворенням комплексу $[\text{Co}(\text{NCS})_4]^{2-}$. В пробірку поступово долейте 2...3 мл дистильованої води — забарвлення стає рожевим унаслідок руйнування цього комплексу водою й утворення гідратованих іонів кобальту(II). Напишіть рівняння реакції утворення амоній тетраціанокобальту(II).

5. Одержання і властивості кобальт(III) оксиду

5.1. Кілька кристалів кобальт(II) нітрату помістіть у невеликий фарфоровий тигель і нагрійте на полум'ї газового пальника у витяжній шафі до припинення виділення бурого газу.

5.2. Одержаний порошок кобальт(III) оксиду помістіть в пробірку, додайте 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти і нагрійте. Спостерігайте за виділенням жовто-зеленого газу. Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження.

6. Одержання кобальт(III) гідроксиду

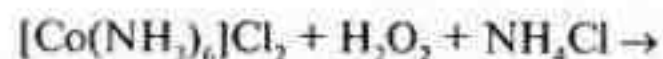
У дві пробірки налейте по 1 мл розчину солі кобальту(II) і додайте в одну з них бромної води, а в іншу — 3 %-го розчину гідроген пероксиду. В кожен пробірку додайте по 0,5 мл 10 %-го розчину

натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням чорного осаду кобальт(III) гідроксиду. Напишіть рівняння реакцій.

7. Утворення комплексних сполук кобальту

7.1. До 0,5 мл розчину кобальт хлориду додайте спочатку 0,5 мл розчину амоній хлориду, а після цього 0,5 мл 20 %-го розчину амоніаку. Утворюється осад основної солі кобальту, котрий розчиняється в надмірі амоніаку. Напишіть рівняння реакції і запишіть результати спостережень у робочий журнал.

7.2. До одержаного розчину додайте 5...10 крапель 3 %-го розчину гідроген пероксиду і нагрійте його. Спостерігайте зміну кольору внаслідок утворення комплексу $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Допишіть рівняння реакції



7.3. У пробірку внесіть 5...10 крапель розчину кобальт хлориду, розбавте його 2 мл води, додайте 3...5 крапель розбавленої хлоридної кислоти (1 : 5), кілька крапель розчину етилендіаміну $\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$ (En) та 3 %-го розчину H_2O_2 . Спостерігайте за утворенням темно-червоного розчину, що містить комплекс $[\text{Co}(\text{En})_3]^{3+}$. Допишіть рівняння реакції



7.4. До розчину солі кобальту долийте трохи оцтової кислоти і надмір калій нітриту. Суміш нагрійте. Що при цьому відбувається? Який газ виділяється? Що випадає в осад? Напишіть рівняння реакції утворення калій гексанітрокобальту(III).

Нікель

1. Одержання нікель(II) гідроксиду

До 8...10 крапель розчину солі нікелю додайте 5...6 крапель 10 %-го розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням осаду. Напишіть рівняння реакції, зазначте колір нікель гідроксиду.

2. Утворення нерозчинних солей нікелю(II)

2.1. Одержання нікель сульфід. В дві пробірки помістіть по 0,5 мл розчину солі нікелю. В одну з них долийте 1 мл сірководневої води, в іншу — 1 мл розчину амоній сульфід. В якій пробірці утворюєть-

ся осад? До осаду додайте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти (1 : 5). Що при цьому відбувається?

2.2. Одержання нікель карбонату. До 0,5 мл розчину солі нікелю додайте 1 мл насиченого розчину натрій гідрокарбонату. При цьому утворюється рясний осад нікель карбонату. Напишіть рівняння реакції і зазначте колір нікель карбонату.

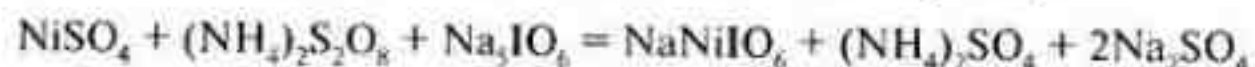
2.3. Одержання нікель оксалату. До 1 мл розчину солі нікелю долийте таку саму кількість насиченого розчину натрій оксалату. Спостерігайте за утворенням забарвленого осаду нікель оксалату. Напишіть рівняння реакції й опишіть спостереження в робочому журналі.

3. Одержання нікель(III) гідроксиду

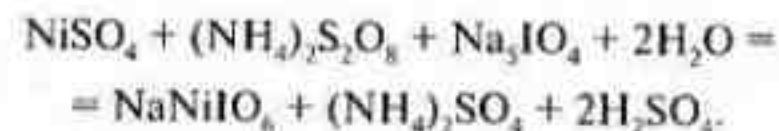
У пробірку до 0,5 мл розчину солі нікелю додайте 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду та 5...10 крапель бромної води. Спостерігайте за утворенням забарвленого осаду. Напишіть рівняння реакції і зазначте колір одержаної сполуки в робочому журналі.

4. Одержання натрій гексаоксоїодату нікелю(IV)

У пробірку налійте 5...10 крапель розчину солі нікелю(II), додайте 0,5 мл розчину амоній персульфату і 0,5 мл розчину натрій гексаоксоїодату або тетраоксоїодату і прокип'ятіть. Спостерігайте за утворенням темно-червоного дрібнокристалічного порошку:



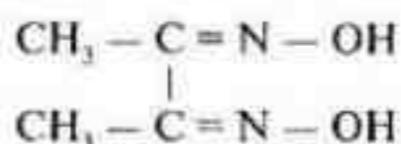
або



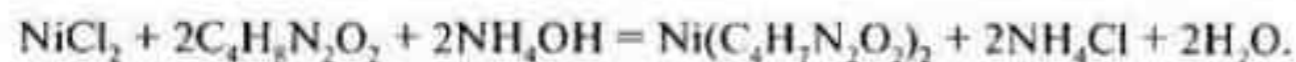
5. Утворення координаційних сполук нікелю

5.1. Одержання гексаамінонікель(II) перхлорату. В пробірку налійте 0,5 мл розчину нікель сульфату або хлориду і поступово додавайте 20 %-й розчин амоніаку до розчинення осаду, що утворився. До одержаного прозорого забарвленого розчину додайте 0,5...1,0 мл розчину натрій перхлорату. Спостерігайте за утворенням бузково-фіалкової нерозчинної комплексної солі $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{ClO}_4)_2$.

5.2. Утворення нікель диметилгліоксимату (реакція Чугаєва). В пробірку налійте 0,5 мл води, додайте 2...3 краплі розчину солі нікелю, 2...3 краплі концентрованого розчину амоніаку, декілька крапель спиртового розчину диметилгліоксиму:

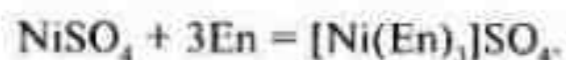


Спостерігайте за утворенням яскраво-червоного осаду комплексної солі — нікель диметилглюксимату:



У робочому журналі напишіть графічну формулу комплексу, що утворюється. Через атоми яких елементів диметилглюксим приєднується до нікелю? Ця реакція використовується для виявлення йонів нікелю в розчині.

5.3. *Комплекс нікелю з етилендіаміном.* До 1 мл розчину нікель сульфату додайте по стінці пробірки, не перемішуючи, 5...10 крапель етилендіаміну (En). Збовтайте суміш і спостерігайте за різкою зміною кольору із зеленого на інтенсивно синій, що зумовлено утворенням комплексу $[\text{Ni}(\text{En})_3]^{2+}$:

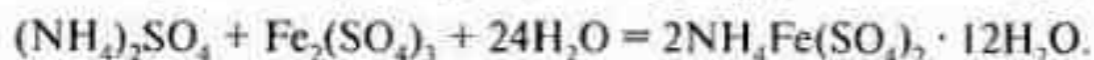
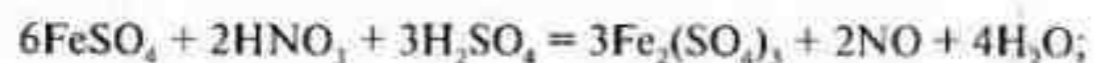


Через які атоми етилендіамін координується до нікелю? Чому дорівнює координаційне число нікелю в цьому комплексі?

Синтез сполук феруму, кобальту та нікелю

Залізоамонійні галуни $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — фіалкові октаедричні кристали. В 100 г води при 25 °С розчиняється 124 г солі, при 100 °С — 400 г. Однак сіль не розчиняється в етанолі. Плавиться при температурі 40 °С, при 230 °С втрачає кристалізаційну воду.

Для одержання залізоамонійних галунів використовують такі реакції:



Розчиніть 33,4 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ у 66,8 мл дистильованої води, що містить 3 мл концентрованої сульфатної кислоти для зменшення гідролізу. Для окиснення феруму(II) в ферум(III) в утворений розчин додайте невеличкими порціями при нагріванні та постійному

перемішуванні 2,5 мл концентрованої нітратної кислоти. Після закінчення окиснення розчин прокип'ятить. Спочатку він стає темно-бурим, а потім — червоно-коричневим. Для контролю повноти окиснення феруму(II) скористайтеся реакцією з червоною кров'яною сіллю в окремій пробі.

Одержаний розчин перелийте в фарфорову чашку і упарюйте на водяній бані при температурі 80 °С до утворення сироподібної маси. При цьому відбувається повне виділення нітроген оксидів. Одержану масу охолодіть і розчиніть у такій кількості води, щоб загальний об'єм розчину становив 63 мл, що відповідає 28...29 % концентрації розчину $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ з густиною 1,317...1,319. Якщо розчин не прозорий, профільтруйте його і додайте 8 г амоній сульфату, розчиненого в 29 мл води, підкисленої 2...3 краплями концентрованої сульфатної кислоти. Розчин охолодіть, внесіть у нього кристалик залізоамонійних галунів і поставте на кристалізацію. Кристали, що випали, промийте 2...3 рази льодяною дистильованою водою й висушіть між аркушами фільтрувального паперу.

Гексаамінокобальт(III) нітрат $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$ — оранжеві кристали, що мають форму тетрагональних призм. Розчинність солі в 100 г води становить 1,39 г при 20 °С.

Реакцію одержання гексаамінокобальт(III) нітрату можна записати так:



Розчиніть 14,6 г кобальт нітрату у 20 мл води в конічній колбі, до розчину додайте 16 г амоній нітрату, 2 г активованого вугілля і 36 мл концентрованого розчину амоніаку. Колбу приєднайте до водострумного насоса й пропустіть через реакційну суміш повітря (впродовж 3...4 год) для окиснення кобальту (див. рис. 21). Після цього до розчину долийте 260...300 мл води, підкисленої нітратною кислотою (середовище весь час має бути слабкокислим), і нагрійте на водяній бані. Потім розчин відфільтруйте від вугілля, долийте до фільтрату 40 мл концентрованої нітратної кислоти і дайте йому охолонути. При цьому випадає осад оранжевого кольору. Промийте його на фільтрі водою та етанолом, висушіть при 100 °С. Вихід препарату становить 15...16 г.

Гексаамінонікель(II) хлорид $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ — синьо-фіалковий дрібнокристалічний порошок. На повітрі і в теплій воді розкладається, внаслідок чого виділяється амоніак. Розчиняється в розбавлених

розчинах амоніаку, не розчиняється в концентрованих розчинах амоніаку й етанолі. Гексаамінонікель(II) хлорид одержують за реакцією

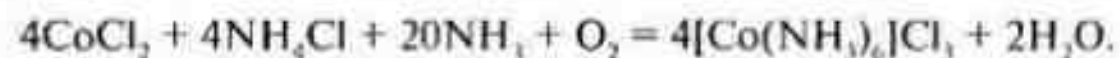


Розчиніть 23,8 г нікель(II) хлориду в мінімальній кількості води і долийте концентрований розчин амоніаку до випадіння нікель(II) гідроксиду. Осад, що випав, розчиніть, додавши нову порцію амоніаку. Через одержаний розчин протягом 30...45 хв пропустіть сильний струмінь повітря для окиснення можливих домішок сполук кобальту. Розчин профільтруйте і для осадження гексаамінонікель(II) хлориду до фільтрату додайте 50 мл аміачного розчину амоній хлориду, виготовленого змішуванням рівних об'ємів концентрованих розчинів амоніаку і амоній хлориду. Осад, що випав, промийте декантацією 2...3 рази аміачним розчином амоній хлоридом, після чого послідовно концентрованим водним амоніаком, спиртовим розчином амоніаку і чистим етанолом.

Продукт при нагріванні розкладається, тому сушити його слід при температурі не вищій за 40 °С. На повітрі сіль також поступово розкладається, втрачаючи амоніак, тому зберігати її необхідно в добре закоркованій пробірці.

Гексаамінокобальт(III) хлорид $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ — винно-червоні або буро-оранжеві кристали. Розчинність солі в 100 г води при 20 °С становить 6,96 г, при температурі 45 °С втрачає одну молекулу амоніаку.

Гексаамінокобальт(III) хлорид одержують за реакцією

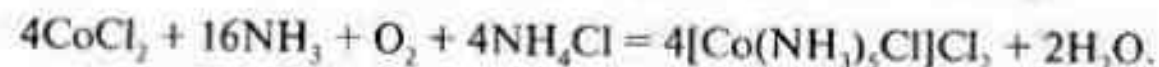


Зважте 9,6 г $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і 6,4 г NH_4Cl , розчиніть їх при збовтуванні в 8 мл води в конічній колбі, додайте 1...2 г активованого вугілля і 20 мл концентрованого розчину амоніаку. Приєднайте колбу-реактор до водоструминного насоса і пропустіть крізь суміш повітря, поки червоний колір не зміниться на жовто-бурий. Через 1 год з початку проходження повітря в розчин додайте 2...3 мл концентрованого розчину амоніаку. Осад $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, що випав, відфільтруйте разом з активованим вугіллям і обробіть його при нагріванні 1...2 %-м розчином хлоридної кислоти для розчинення солі. Потім відфільтруйте ще гарячий розчин від активованого

вугілля. Препарат виділіть із розчину, додаючи 16 мл концентрованої хлоридної кислоти й охолодіть до 0 °С. Осад, що випав, відфільтруйте, промийте на фільтрі спочатку розбавленим етанолом (1 : 1), а потім 95 %-м етанолом і висушіть. Вихід препарату становить 85 %.

Пентаамінохлорокобальт(III) хлорид $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ — фіалково-червоні кристали, що мають форму ромбічних біпірамід. Розчинність солі в 100 г води при 25 °С становить 0,56 г, при 50 °С — 1 г.

Синтез пентаамінохлорокобальт(III) хлориду здійснюється за реакцією

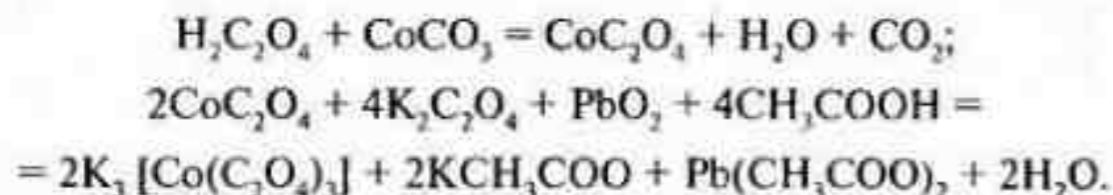


Помістіть у конічну колбу 10 г кобальт карбонату й розчиніть у мінімальній кількості розбавленої хлоридної кислоти (1 : 2). Розчин профільтруйте, до фільтрату долийте 125 мл концентрованого розчину амоніаку і додайте 25 г амоній хлориду в 125 мл води. Приєднайте колбу до водоструминного насоса і впродовж 3 год пропускайте сильний струмінь повітря. При цьому відбувається утворення пентаамінохлорокобальт(III) хлориду, а також інших аміакатів кобальту. Для їх руйнування додайте до суміші 75 г амоній хлориду, а розчин упарюйте в фарфоровій чашці на водяній бані до випадіння осаду. Після цього до розчину додайте невеликими порціями при безперервному перемішуванні розбавлену хлоридну кислоту до припинення виділення вуглекислого газу. Кислий розчин нейтралізуйте амоніаком і додайте його надмір (приблизно 5 мл). Загальний об'єм розчину має бути 200...250 мл. Розчин нагрівайте впродовж 1 год на водяній бані, додайте 150 мл концентрованої хлоридної кислоти, нагрівайте ще протягом 30...40 хв до зникнення осаду тетраамінохлорокобальт(III) хлориду, а потім охолодіть. Осад пентаамінохлорокобальт(III), що утворився при охолодженні, відфільтруйте на лійці Бюхнера і промийте розбавленою хлоридною кислотою й етанолом. Вихід продукту становить 15...17 г.

Для очистки сіль розчиніть в 150...200 мл 2 %-го розчину амоніаку, розчин відфільтруйте, фільтрат після додавання 150 мл концентрованої хлоридної кислоти прокип'ятіть протягом 30...40 хв на водяній бані. Після охолодження відфільтруйте осад, що утворився, промийте його розбавленою хлоридною кислотою й етанолом і висушіть на повітрі.

Калій триоксалаткобальтат(III) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — голчасті смарагдово-зелені кристали, чутливі до світла і нагрівання.

При синтезі препарату використовують реакції:

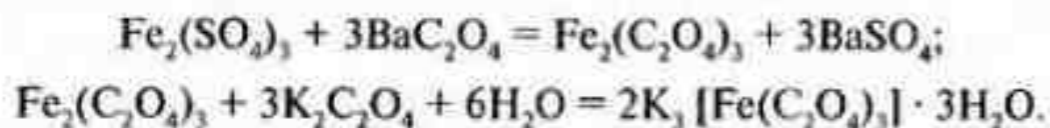


Розчиніть 4,8 г кобальт карбонату в суміші, що складається з 5 г оксалатної кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, 18,4 г калій оксалату $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і 100 мл гарячої води. Після охолодження розчину до 40°C повільно, при інтенсивному перемішуванні, додайте 4,8 г плюмбум(IV) оксиду, а потім краплями — 5 мл льодяної оцтової кислоти. Перемішування продовжуйте впродовж 1 год. Колір при цьому змінюється від червоного до темно-зеленого.

Плюмбум(IV) оксид, що не прореагував, відфільтруйте і виділіть оксалатний комплекс кобальту, додавши 100 мл етанолу. Комплексна сіль виділяється у вигляді голок смарагдово-зеленого кольору. Вихід препарату становить 14 г (71 %).

Калій триоксалатоферат(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — смарагдово-зелені кристали. Розчинність солі в 100 г води при 0°C становить 4,2 г, при 100°C — 105 г. Сіль не розчиняється в етанолі. При 100°C сіль втрачає кристалізаційну воду, при 230°C — розкладається. Чутлива до світла.

Синтез препарату відбувається згідно з реакціями:

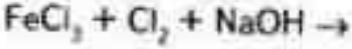
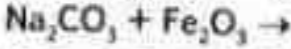
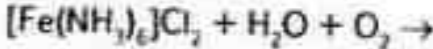
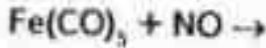
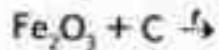
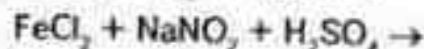
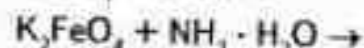
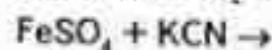
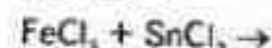
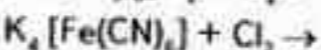
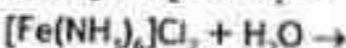
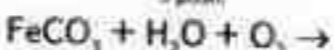
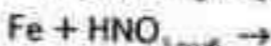
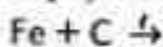
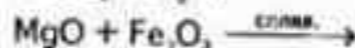
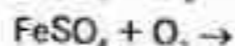
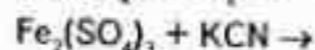
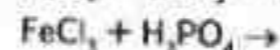
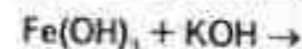


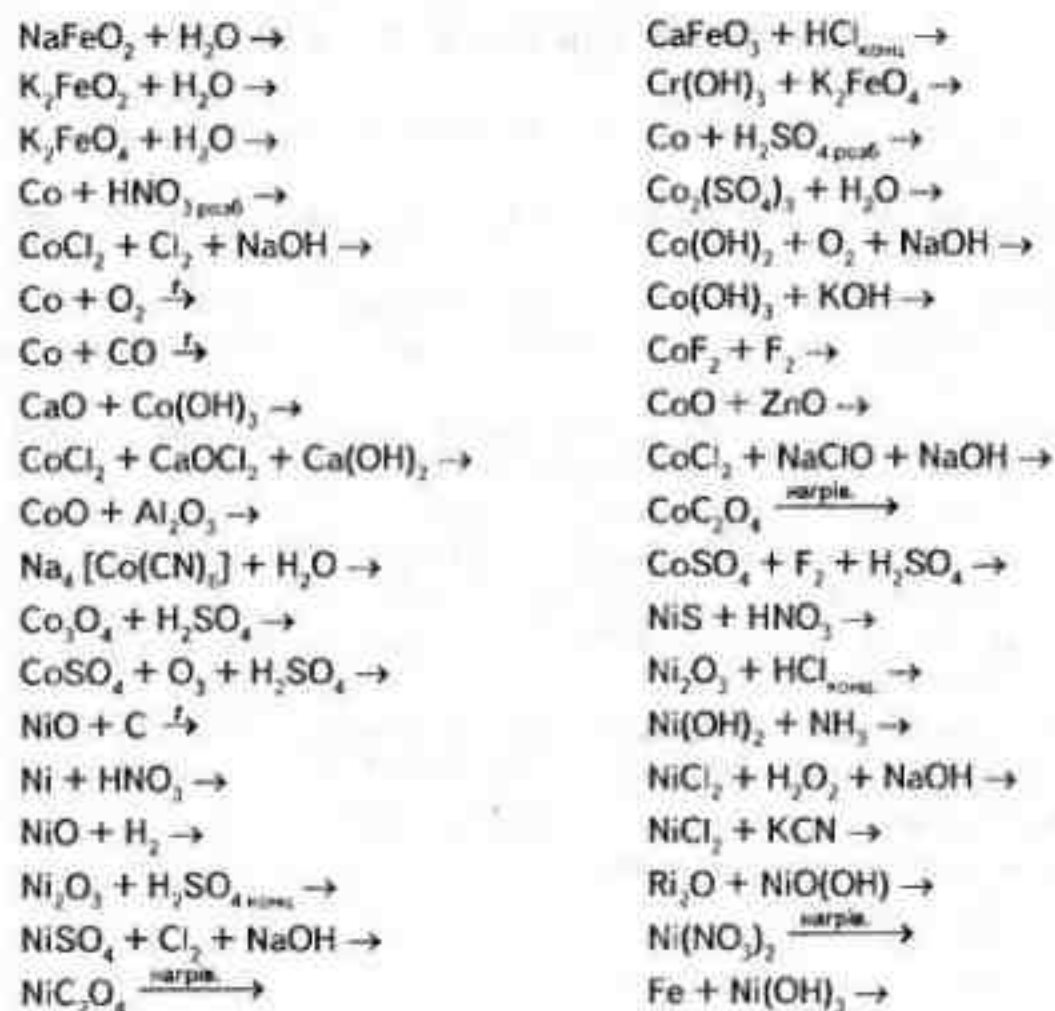
Суміш, що складається з 5 г ферум сульфату, 10 г барій оксалату (виготовляють з 10 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і 6 г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) і 5,3 г калій оксалату, помістіть у 120 мл води і нагрівайте протягом кількох годин на водяній бані. Після відокремлення барій сульфату фільтрат упарюйте до 20 мл, а потім охолодіть. При цьому утворюються світло-зелені кристали калій триоксалатоферату(III).

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Як пояснити подібність хімічних властивостей двовалентних металів родини заліза?
2. Як пояснити різні значення характерних координаційних чисел для: Fe(6), Co(6) та Ni(4)?
3. Чому залізо не розчиняється у воді та водних розчинах солей $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, але може розчинитися у водних розчинах солей Mg^{2+} , Sb^{3+} та Al^{3+} ?
4. Який метал руйнується першим при корозії, що відбувається на пошкодженій поверхні заліза, покритого цинком, оловом та нікелем? Який механізм корозії в усіх трьох випадках?
5. Чи залишатиметься стійкою суспензія $\text{Fe}(\text{OH})_3$ у сильно лужному розчині під час пропускання в нього струменю хлору?
6. Як пояснити, що йон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ парамагнітний, а йон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ — діамагнітний?
7. Напишіть графічні формули карбонілів $\text{Fe}(\text{CO})_5$ та $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$. Який з них і чому можна віднести до кластерних сполук?
8. Чому не одержані йодид та ціанід заліза(III)?
9. Допишіть рівняння реакцій:





КООРДИНАЦІЙНІ (КОМПЛЕКСНІ) СПОЛУКИ

Хімічні сполуки, що містять у своєму складі комплексні групи, називаються комплексними, або координаційними. Комплексні групи утворюються внаслідок координації навколо центрального атома (йону) лігандів — нейтральних молекул, йонів (кислотні залишки). Ці угруповання характеризуються певною міцністю й у хімічних реакціях виявляють індивідуальні властивості. Центральний атом (йон) із координованими лігандами утворюють внутрішню координаційну сферу, яку при написанні формули беруть у квадратні дужки, щоб підкреслити її індивідуальність і стійкість. Центром координації може бути метал або неметал різного ступеня окиснення. Лігандами частіше за все виступають кислотні залишки (F^- , Cl^- , I^- , CN^- , CO_3^{2-} та інші) — ацидоліганди і нейтральні молекули — (NH_3 , H_2O , піри-

дин/— Py , етилендіамін — En та ін.). Координаційна сфера може бути електронейтральною або нести певний заряд. Заряд внутрішньої сфери — сума зарядів її складових частин (ступінь окиснення центрального атома і заряду лігандів з урахуванням їх кількості).

Число зв'язків, що утворюють ліганди з центральним атомом, називають координаційним числом. Величина координаційного числа залежить від природи центру координації — його радіуса, заряду, будови електронної оболонки та лігандів, а також зовнішньої сфери сполуки, розчинника, температури.

Ліганди характеризуються певною дентатністю (координаційна ємність), що визначається числом місць, які може зайняти ліганд у внутрішній координаційній сфері. Розрізняють моно- і полідентатні ліганди. Дентатність лігандів визначається наявністю в них донорних атомів, стеричними факторами, а у випадку полідентатності — стійкістю утворюваних циклів.

Координаційні числа центрального атома (йону) можуть бути від 2 до 12. Частіше за все трапляються комплекси з координаційними числами 2, 4, 5, 6. Координаційне число — змінна величина. Але для деяких центральних атомів переважають комплекси з постійним координаційним числом. За цим числом легко складати формули координаційних сполук. Такі сполуки можуть містити одну або декілька координаційних сфер (комплексів), що мають катіонний, аніонний та електронейтральний характер.

Стійкість комплексів характеризується константою дисоціації (нестійкості) $K_{\text{дис}}$, або константою утворення. Дисоціація координаційної сфери відбувається ступінчасто. Кожна стадія дисоціації комплексу характеризується ступінчастою константою дисоціації K_1 , K_2 , ..., K_n . Чим більше значення $K_{\text{дис}}$, тим менш стійка комплексна часточка. Загальна і ступінчасті константи пов'язані між собою $K_{\text{дис}} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_n$. Так, комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ($K_{\text{дис}} = 9,3 \cdot 10^{-11}$) значно менш міцний, ніж комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ($K_{\text{дис}} = 1 \cdot 10^{-22}$). Для руйнування комплексної сполуки необхідно зв'язати одну з часточок, що утворюється при дисоціації комплексу, у менш дисоційовану сполуку. Це приведе до зміщення рівноваги у бік дисоціації комплексу. Наприклад, введення в розчин, що містить $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, йодид-іонів призведе до руйнування комплексу і утворення осаду AgI , тому що $\text{DP}_{\text{AgI}} = 8,3 \cdot 10^{-17}$, а $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ зруйнується лише при введенні у розчин H_2S ($\text{DP}_{\text{Ag}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-31}$).

1. Комплекси аніонного типу

1.1. До 1,0...1,5 мл розчину $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ додайте розчин калій йодиду. Спостерігайте за утворенням осаду і його розчиненням у надмірі йодиду. Як дисоціює комплекс? Запишіть рівняння реакцій.

1.2. До розчину ферум(III) нітрату додайте розчин калій тіоціанату. Напишіть процеси ступінчастого утворення всіх можливих комплексів з урахуванням того, що координаційне число для ферум(III) дорівнює шести. Як впливає введення надміру калій тіоціанату та ферум(III) нітрату на інтенсивність забарвлення розчину, якщо вважати, що максимальну інтенсивність забарвлення має комплекс $[\text{Fe}(\text{NCS})_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]^-$.

1.3. В окремі пробірки налійте по 1 мл розчину солей цинку, алюмінію, плюмбуму(II) та хрому(III). У кожену пробірку додавайте невеличкими порціями розчин натрій гідроксиду і перемішуйте. Що при цьому спостерігається? Додайте надлишок гідроксиду. Запишіть усі можливі процеси поетапно.

1.4. До розчину купрум(II) сульфату додайте розчин $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Що при цьому спостерігається?

1.5. До розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ додайте декілька краплин розчину калій хлориду й перемішайте. Спостерігайте виділення осаду, відмітьте його колір.

1.6. До невеличкої кількості розчину аргентум нітрату додайте 3...4 краплини розчину натрій тіосульфату, а потім його надмір. Що відбувається з аргентум тіосульфатом, виділення якого спостерігається на початку досліду?

2. Комплекси катіонного типу

2.1. До 1...2 мл розчинів нікель та купрум сульфатів додайте розбавлений розчин натрій гідроксиду. Осади гідроксидів відцентрифугуйте, маточний розчин декантуйте. До кожного осаду долийте концентрований розчин амоніаку. Спостерігайте за розчиненням осадів і утворенням забарвлених розчинів. Якими йонами зумовлене забарвлення? Поясніть процеси, що відбулися, користуючись значеннями DP осадів та $\text{K}_{\text{дис}}$ комплексів.

2.2. До розчинів солей цинку та кадмію додайте невеличку кількість розбавленого розчину амоніаку, а потім його надмір. Поясніть процеси, що відбуваються в розчинах.

2.3. Мікрошпатель зневодненого кобальт(II) хлориду (~0,1 г) внесіть у пробірку з 1...2 мл води, а мікрошпатель $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —

у пробірку з 1...2 мл спирту. Чи однаково забарвлені розчини? Які процеси відбуваються?

3. Координаційні сполуки з комплексним аніоном та катіоном

3.1. Злийте невеличкі кількості розчинів комплексних солей $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ та $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$. Що при цьому відбувається?

3.2. До розчину нікель сульфату додайте розчин $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Осад відцентрифугуйте, злийте розчин. До осаду додайте концентрований розчин амоніаку, а одержаний розчин охолодіть. Яка координаційна сполука виділяється з розчину?

4. Стійкість комплексних йонів і їх руйнування

4.1. До невеличкої кількості розчину аргентум нітрату додайте 3...4 краплі розчину натрій хлориду. Осад розділіть на дві частини. До однієї додайте розчин амоніаку, до іншої — розчин натрій тіосульфату, поки осади розчиняться (уникаючи надлишку реагенту). До розчинів прилийте калій або натрій йодид. Чи випадає осад аргентум йодиду в обох випадках? Користуючись значеннями DP_{AgI} і константами дисоціації комплексів, поясніть процеси та дайте порівняльну характеристику стійкості комплексів $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ і $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$.

4.2. Приготуйте розчин $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, зливши розчини купрум сульфату і амоніаку. Одержаний розчин розлийте у три пробірки. До першої додайте розчин натрій гідроксиду, до другої — амоній сульфід, а до третьої — амоній оксалату. Що при цьому спостерігається? Поясніть наслідки спостережень, зіставивши значення DP_{CuS} , $\text{DP}_{\text{CuC}_2\text{O}_4}$ та $\text{DP}_{\text{Cu}(\text{OH})_2}$ з $\text{K}_{\text{дис}}$ комплексу $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Чи будуть осаджуватися гідроксиди при взаємодії луку з розчинами, що містять $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ та $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$?

4.3. До розчину кадмій сульфату додайте розчин натрій сульфід у розчинення осаду. Одержаний розчин розділіть на дві частини. До однієї додайте розчин натрій гідроксиду, а до іншої — натрій сульфід. Поясніть спостереження, використовуючи значення $\text{DP}_{\text{Cd}(\text{OH})_2}$ і DP_{CdS} .

4.4. На розчин ферум(III) нітрату подійте надміром розчину натрій фториду. Що при цьому спостерігається? Чи можна виявити в цьому розчині йони Fe^{3+} за допомогою калій тіоціанату або $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? Мотивуйте спостереження, порівнюючи стійкість відповідних комплексів.

4.5. Отримайте ферум(III) гідроксид, діючи на розчин солі феруму(III) розчином натрій гідроксиду. Осад відцентрифугуйте і роз-

діліть на дві частини. До однієї додайте розчин шавелевої кислоти, до іншої — розчин тартратної кислоти і злегка підігрійте. Чи можна в одержаних розчинах виявити йони Fe^{3+} за допомогою калій тіоціанату? Поясніть спостереження, порівнюючи константи стійкості комплексів.

4.6. До 1 мл концентрованого розчину кобальт хлориду додайте 2 мл такого самого розчину амоній тіоціанату. Одержаний розчин розділіть на дві частини. До однієї додайте води, до іншої — амільного спирту. Чи однакова стійкість кобальт тіоціанатного комплексу в цих розчинниках?

4.7. Доведіть дослідним шляхом різну стійкість у водних розчинах: $[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^{2-}$ і $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^{-}$ і $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

**Визначення складу комплексних йонів у розчині
спектрофотометричним методом**

Дослідження ізомолярних серій. Необхідні прилади та посуд. Фотоколориметри ФЕК-56, або ФЕК-М. Мірні колби на 25 мл або великі пробірки (кожному студенту по 10...12 шт.). Мірні колби об'ємом 100...200 мл для виготовлення вихідних розчинів (по 2 шт.). Піпетки циліндричні на 2; 5; 10 мл (можна замінити бюретками на 25 і 50 мл).

Системи, які можна використовувати для вивчення:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNCS} + \text{H}_2\text{O}$ (концентрація солей від $1 \cdot 10^{-1}$ до $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л).
2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNCS} + \text{ацетон}$ ($\lambda = 470$ нм; рН 1,0...2,5; 40...60 %-й розчин ацетону).
3. $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNCS} + 50$ %-й розчин ацетону ($C = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/л; $\lambda = 530...650$ нм).

Вихідні розчини солей з певною концентрацією одержують у лаборанта. З них готують (шляхом розбавлення) розчини заданої концентрації.

Виконання досліду. Приготуйте розчини солей вихідних компонентів заданої (однакової) концентрації. В усіх розчинах ізомолярної серії має бути певне значення рН, однакова кількість неводного додатка та постійна йонна сила.

Зніміть спектри поглинання розчинів окремих компонентів, а потім їхні суміші зі співвідношенням $C_M : C_L = 1 : 4$ та $1 : 20$ при постійному об'ємі. Одержані дані запишіть у таблицю:

№ п/п	Кількість солі металу, мл	Кількість солі ліганду, мл	Кількість розчинника
1	1	0	24
2	0	20	5
3	1	4	20
4	1	20	4

Значення оптичної густини A мають бути в межах 0,05...1,2. Проаналізуйте спектри поглинання, визначте ділянку спектра, в котрій $\Delta A = A_{\text{сум.експ}} - A_{\text{с.м}} - A_{\text{с.л}}$ буде максимальною (де $A_{\text{сум.експ}}$ — сумарна оптична густина всіх компонентів розчину; $A_{\text{с.м}}$ та $A_{\text{с.л}}$ — оптичні густини розчинів компонентів, що дорівнюють концентраціям у досліджуваній ізомолярній серії).

Визначте час, необхідний для встановлення рівноваги, прослідкувавши за зміною оптичної густини розчинів 3 та 4 в часі при довжині хвилі, вибраної для дослідження (вимірюйте A через 10; 20; 30 хв). Усі розчини, що готують під час дослідження, слід витримувати протягом визначеного часу для встановлення рівноваги.

Приготуйте ізомолярну серію згідно з таблицею:

№ п/п	Кількість солі металу, мл	Кількість солі ліганду, мл	Співвідношення М : L	A розчинів при λ , нм
1	1,00	11,00	1 : 11	
2	1,50	10,50	1 : 7	
3	1,75	10,25	1 : 5,85	
4	2,00	10,00	1 : 5	
5	2,50	9,50	1 : 3,8	
6	3,00	9,00	1 : 3	
7	4,00	8,00	1 : 2	
8	6,00	6,00	1 : 1	
9	8,00	4,00	2 : 1	
10	10,00	2,00	5 : 1	

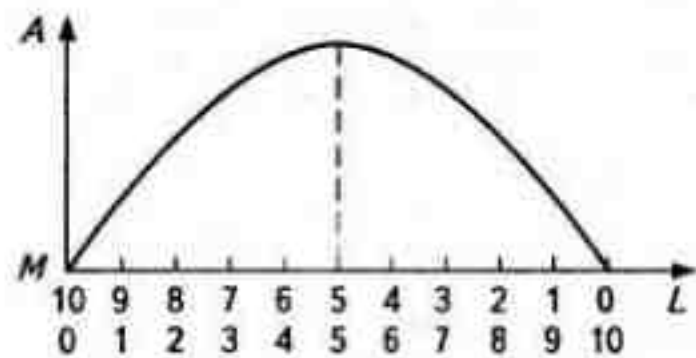


Рис. 54. Залежність A від складу ізолярної серії

Як тільки-но встановилася рівновага, виміряйте оптичну густину розчинів при декількох значеннях довжини хвилі. Розчином для порівняння може бути розчинник або сіль металу відповідного розбавлення. Побудуйте графічну залежність: A — склад (рис. 54) і за положенням максимуму зробіть висновки стосовно

складу комплексу, що утворився в розчині. Якщо в розчині домінує один досить стійкий комплекс (чіткий максимум), то на підставі одержаних даних можна розрахувати наближене значення константи його утворення.

Визначення складу і константи утворення комплексу при спектрофотометричному дослідженні розчинів методом зсуву рівноваги

Досліджуючи зміну оптичної густини серії розчинів з постійною вихідною концентрацією металу та змінною — ліганду, за певних довжин хвиль можна визначити склад і оцінити стійкість комплексів, що домінують у розчині.

Приготуйте серію розчинів вказаного нижче складу: до 1 мл солі металу додайте ліганду (C_M і C_L задає викладач):

Порядковий номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12.
Кількість ліганду, мл	1	2	3	4	5	6	8	10	12	14	16	20.

Доведіть об'єми всіх розчинів до постійної величини, пам'ятаючи про те, що рН розчинів і кількість неводної добавки мають бути однакові в усіх пробах. Як тільки встановиться рівновага (постійна оптична густина в часі), виміряйте оптичну густину кожної проби при довжинах хвиль, що були вибрані заздалегідь, використовуючи для цього розчинник як розчин порівняння.

Побудуйте графічну залежність A від C_L у мол/л. При утворенні у розчині стійкого комплексу крива матиме горизонтальну ділянку. Якщо постійність оптичної густини досягається при співвідношеннях $C_M : C_L = 1 : 2$; $1 : 3$ або $1 : 4$, це свідчить про утворення в розчині

комплексу з таким співвідношенням і про його досить значну стійкість. Частіше за все постійність значення A досягається при значному надмірі ліганду. Для визначення складу комплексів логарифмічно обробляють висхідну частину кривої. Умовно можна припустити, що при A_{max} весь метал зв'язаний у комплекс і $C_M = C_{\text{ком}}$. Тоді при $A_x = C_{\text{ком}} \cdot E_{\text{ком}}$, $C_{\text{ком}} = A_x / E_{\text{ком}}$, а $A_{\text{max}} = E_{\text{ком}} \cdot C_M$, $C_M = A_{\text{max}} / E_{\text{ком}}$. Якщо комплекс утворюється за схемою $M + nL = ML_n$, то

$$K_{\text{утв}} = \frac{[ML_n]}{[M][L]^n} \quad (1)$$

$$\frac{[ML_n]}{[M]} = \frac{A_x}{A_{\text{max}} - A_x}$$

тоді

$$K_{\text{утв}} = \frac{A_x}{(A_{\text{max}} - A_x)[L]^n}$$

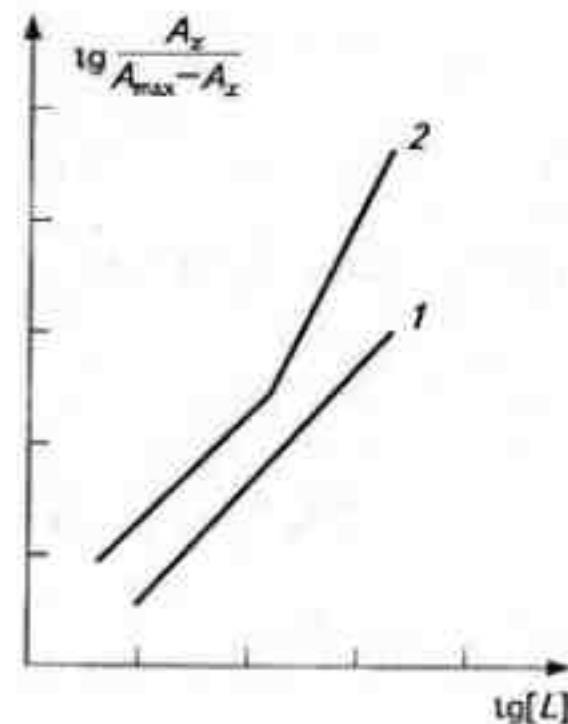


Рис. 55. Залежність $\lg \frac{A_x}{A_{\text{max}} - A_x}$ від $\lg C_L$ в досліджуваній системі

Прологарифмувавши цей вираз, одержуємо

$$\lg K_{\text{утв}} = \lg \frac{A_x}{A_{\text{max}} - A_x} - n \lg [L],$$

звідки

$$\lg \frac{A_x}{A_{\text{max}} - A_x} = n \lg [L] + \lg K_{\text{утв}}$$

Якщо в системі $[L] = C_L$ (є значний надмір ліганду порівняно з концентрацією металу), то, побудувавши графічну залежність $\lg \frac{A_x}{A_{\text{max}} - A_x}$ від

$\lg C_L$, одержимо пряму, тангенс кута нахилу якої дасть нам значення n (рис. 55, крива 1). За наявності в розчині декількох комплексів, котрі ут-

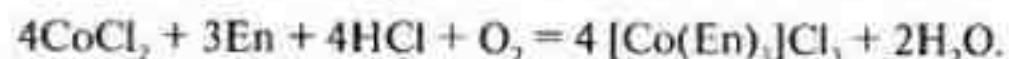
ворюються за різних концентрацій ліганду, на графіку буде декілька зломів (рис. 55, крива 2). Визначивши значення n , можна розрахувати константи утворення комплексів, підставивши значення $[M]$, $[L]$ та $[ML_n]$ у вираз (1):

$$[M] = C_M - \frac{A_1}{A_{\max}} C_M; [ML_n] = C_M \frac{A_1}{A_{\max}}; [L] = C_L - n \left(C_M \frac{A_1}{A_{\max}} \right).$$

Синтез координаційних (комплексних) сполук

Триетилендіамінокобальт(III) хлорид — $[\text{Co}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$. Голкоподібні оранжево-жовті кристали, добре розчинні у воді. Сіль стійка при нагріванні до 200 °С.

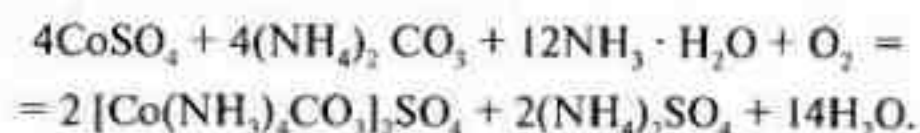
До розчину $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (12 г у 40 мл води) додайте 30 %-го етилендіаміну (30 г), частково нейтралізованого 6 н. хлоридною кислотою (8 мл). Крізь розчин протягом 3 год за допомогою водострумного насоса пропустіть струмінь повітря. За цей час має відбутись окиснення кобальту з утворенням у розчині етилендіамінового комплексу:



Розчин набуває оранжево-жовтого забарвлення (бурий). Одержаний розчин випарюйте на водяній бані до 8...10 мл, додайте 7...8 мл концентрованої хлоридної кислоти, а після охолодження прилийте 15...20 мл спирту. Відфільтруйте оранжево-жовті голкоподібні кристали, промийте їх спиртом, потім ефіром і висушіть.

Тетраамінокарбонатокобальт(III) сульфат — $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]_2\text{SO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$. Гранатово-червоні призми, розчинні у воді.

Розчиніть $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (23 г) у 70 мл води. Цей розчин порціями при перемішуванні влийте у розчин, що містить 50 г амоній карбонату в 250 г води і 125 г концентрованого амоніаку. Одержаний темно-фіалковий розчин окисніть, додаючи гідроген пероксид, або пропускаючи крізь нього струмінь повітря протягом 2...3 год:

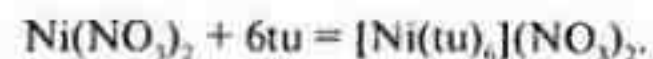


Яскраво-червоний розчин слід випарити на водяній бані до 150 мл, додаючи порціями (шматочки) амоній карбонату. Профільт-

руйте розчин і випарюйте його до 100 мл. Охолоджуючи розчин, спостерігайте за виділенням червоних кристалів. Злийте маточний розчин, відфільтруйте кристали за допомогою скляного фільтру і промийте їх на фільтрі насиченим водним розчином цієї самої солі. З маточного розчину при випарюванні можна одержати додаткову порцію кристалів.

Гексатіокарбоміднікель(II) нітрат — $[\text{Ni}(\text{tu})_6](\text{NO}_3)_2$. Жовто-зелені призматичні кристали. Розкладаються при 136 °С.

Приготуйте холодні концентровані спиртові розчини тіосечовини (tu) та $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:



Злийте розчини у мольному співвідношенні $\text{tu} : \text{Ni}^{2+} = 6 : 1$ (можна взяти невеличкий надмір тіосечовини). При випарюванні зеленого розчину на водяній бані виділяються жовто-зелені кристали, які можна перекристалізувати з етанолу.

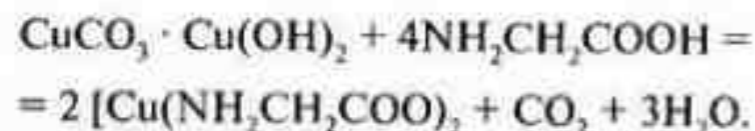
Купрум(II) глікоколят, або купрум(II) гліцинат — $\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2$. Кристали голкоподібної форми — блакитні, а пластинчастої — сині. Обидві модифікації погано розчинні у воді і не є електролітами. Вище за 105 °С пластинчаста модифікація легко зневоднюється, а з розчинів осаджується голкоподібна модифікація.

1. Одержання купрум(II) глікоколяту з $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:



Змішайте охолоджені водні розчини купрум(II) сульфату та барій гідроксиду у еквімолекулярних кількостях. Одержаний розчин не має бути лужним. До суспензії купрум(II) гідроксиду з барій сульфатом додайте розраховану кількість амінооцтової кислоти (глікоколю) і добре перемішайте. Суміш нагрівайте на водяній бані протягом 1...2 год, а потім прокип'ятіть 15...20 хв. Осали (BaSO_4 та CuO) відфільтруйте, а темно-синій фільтрат випарюйте до початку кристалізації й охолодіть. Світло-блакитні голкоподібні кристали відділіть від маточного розчину, промийте холодною водою, спиртом і висушіть.

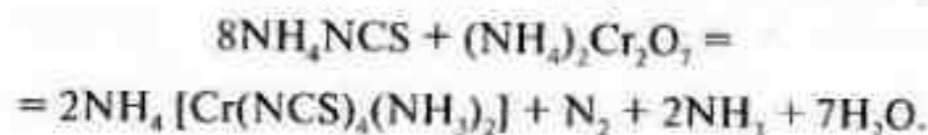
2. Одержання купрум(II) глікоколяту з $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$. Приготуйте суспензію $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (2 г у 30 мл води), додайте 6 г глікоколю і нагрівайте до появи на стінках лусочок купрум(II) глікоколяту.



Розчин охолодіть, відфільтруйте кристали і промийте їх етанолом. Висушіть при 40...50 °С.

Амоній діамінотетраізоціанатохром(III) — $\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{NCS})_4(\text{NH}_3)_2] \times \text{H}_2\text{O}$ — рубіново-червоні світлочутливі кристали, втрачають воду при 100 °С, легко розчинні у воді, спирті, ефірі, ацетоні, але нерозчинні у бензолі. Розкладаються у киплячій воді і розчині лугу.

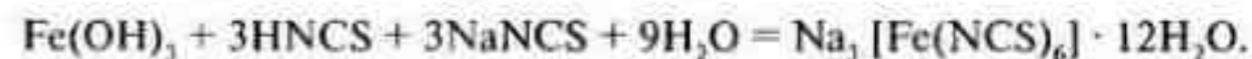
Препарат одержують сплавленням і наступним видуговуванням плаву водою. 80 г амоній тіоціанату обережно і рівномірно нагрівають у порцеляновому стакані (чашці), ретельно перемішуючи, поки маса частково не розплавиться і температура не підвищиться до 140...150 °С (контролюйте термометром). Після цього до суміші внесіть порціями (по 1 г), при перемішуванні, 17 г дрібно розтертої і змішаної суміші $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ та NH_4NCS . Після введення приблизно 10 порцій відбувається бурхлива реакція, що супроводжується виділенням амоніаку і підвищенням температури до 160 °С. Після цього палик погасить і додайте залишок суміші, слідкуючи за тим, щоб температура була приблизно постійною (близько 160 °С):



У процесі охолодження суміш також необхідно перемішувати. Теплу масу розітріть у ступці і обробіть у стакані 75 мл охолодженої води. Через 15 хв залишок, що не розчинився, відфільтруйте на лійці Бюхнера, перенесіть у стакан і додайте 250 мл води, підігрітої до 65 °С. Температуру розчину доведіть до 60 °С, ретельно перемішайте і профільтруйте крізь лійку для гарячого фільтрування. Фільтрат залишіть у холодильнику на ніч (при температурі близько 5 °С). Рубіново-червоні блискучі кристали, що випали з розчину, відфільтруйте, а маточним розчином обробіть тверду масу, що залишилася, при 60 °С. Таким чином можна одержати ще порцію кристалів солі Рейнеке. Залишок твердої маси від другої витяжки містить, головним чином, сіль Морланду — гуанідиній тетраізоціанатодіамінохромат(III) $(\text{NH}_2)_2\text{CN}[\text{Cr}(\text{NCS})_4(\text{NH}_3)_2]$.

Натрій гексаізоціанатоферат(III) — $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Гігроскопічні кристали темно-червоного кольору, розчинні у воді та спирті.

До певної кількості свіжоосадженого ферум(III) гідроксиду додайте при охолодженні та перемішуванні водний розчин тіоціанатної кислоти, поки осад не перейде у розчин. Потім внесіть натрій тіоціанат з розрахунку близько 9 молів NaNCS на 1 моль $\text{Fe}(\text{NCS})_3$:



Одержаний розчин поставте в екзикатор із концентрованою сульфатною кислотою. Через декілька тижнів із розчину випадуть темно-червоні кристали, які можна легко перекристалізувати з етанолу.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ



1. Які кислоти більш сильні: H_3PO_4 чи HPF_6 ; HCN чи $\text{H}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ чи $\text{H}_2[\text{PO}_4] \cdot 12\text{MoO}_3$?
2. Ступінь гідролізу яких солей більший і чому: SbCl_3 чи $\text{K}[\text{SbCl}_4]$; BiI_3 чи $\text{K}_2[\text{BiI}_6]$; ZnCl_2 чи $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$?
3. Напишіть координаційні формули ізомерів для речовини, що має склад $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. Відомо, що один ізомер утворює осад при додаванні іонів Ba^{2+} , але не утворює осаду при введенні іонів Ag^+ , а інший утворює осад із іонами Ag^+ , але не утворює осаду з іонами Ba^{2+} .
4. Чи можна очистити аргентум йодид від домішок хлориду, обробляючи його амоніаком?
5. До розчинів $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ та $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_6]$ прилили розчин амоній сульфідів. Чому осад нікель сульфідів випав тільки з одного розчину?
6. Визначте валентність і координаційне число центрального атома в таких координаційних сполуках: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Cr}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{En})_2(\text{NO}_2)]\text{Br}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$, $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$.
7. Напишіть рівняння дисоціації на іони таких сполук: $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_4[\text{Mo}(\text{CN})_8]$, $\text{Na}_2[\text{WS}_4]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}_3[\text{ZrF}_6]$.
8. Поясніть, чому при проходженні сірководню крізь розчин, що містить $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, утворюється осад, а при додаванні лугу — ні?
9. Напишіть математичний вираз для констант нестійкості таких комплексних іонів: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)]^+$.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою при різних температурах, °С

Десятки градусів	Однінці градусів									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	0,61 (4,58)	0,66 (4,93)	0,70 (5,29)	0,76 (5,69)	0,81 (6,10)	0,87 (6,54)	0,93 (7,01)	1,00 (7,51)	1,07 (8,05)	1,15 (8,61)
10	1,22 (9,20)	1,31 (9,84)	1,40 (10,52)	1,50 (11,23)	1,60 (11,99)	1,71 (12,79)	1,82 (13,63)	1,94 (14,53)	2,06 (15,48)	2,19 (16,48)
20	2,34 (17,54)	2,49 (18,65)	2,64 (19,83)	2,84 (21,07)	2,90 (22,38)	3,17 (23,76)	3,36 (25,21)	3,56 (26,74)	3,78 (28,35)	4,01 (30,09)
30	4,24 (31,82)	4,49 (33,70)	4,75 (35,66)	5,03 (37,73)	5,32 (39,90)	5,62 (42,18)	5,94 (44,56)	6,28 (47,07)	6,62 (49,69)	6,99 (52,44)
40	7,38 (55,32)	7,78 (58,34)	8,20 (61,50)	8,64 (64,80)	9,10 (68,26)	9,58 (71,88)	10,09 (75,65)	10,61 (79,60)	11,16 (83,71)	11,73 (88,02)
50	12,33 (92,51)	12,96 (97,20)	13,61 (102,09)	14,29 (107,20)	15,00 (112,51)	15,74 (118,04)	16,50 (123,80)	17,30 (129,82)	18,14 (136,08)	19,01 (142,60)

Примітка. Тиск подано у кПа, в дужках — у мм рт. ст.

Таблиця 2

Відсотковий вміст і густина розчинів деяких кислот при 20 °С, 10³ кг/м³

Концентрація розчину, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	Концентрація розчину, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃
1	1,002	1,004	1,003	52	1,415	1,322
2	1,010	1,010	1,008	54	1,436	1,334
4	1,024	1,021	1,018	56	1,456	1,346
6	1,037	1,032	1,029	58	1,478	1,356
8	1,052	1,043	1,038	60	1,501	1,367
10	1,066	1,054	1,048	62	1,520	1,377
12	1,080	1,067	1,058	64	1,543	1,387
14	1,094	1,078	1,068	66	1,559	1,397
16	1,109	1,091	1,078	68	1,588	1,406
18	1,125	1,104	1,087	70	1,611	1,414
20	1,140	1,116	1,098	72	1,634	1,422
22	1,156	1,129	1,108	74	1,653	1,430
24	1,170	1,142	1,118	76	1,681	1,438
26	1,186	1,154	1,129	78	1,705	1,445
28	1,202	1,167	1,139	80	1,728	1,453
30	1,218	1,181	1,149	82	1,750	1,460
32	1,234	1,194	1,159	84	1,770	1,467
34	1,252	1,207	1,169	86	1,788	1,473
36	1,269	1,221	1,180	88	1,801	1,478
38	1,287	1,234	1,191	90	1,815	1,483
40	1,304	1,247	—	92	1,826	1,488
42	1,321	1,260	—	94	1,832	1,492
44	1,338	1,273	—	96	1,836	1,496
46	1,357	1,286	—	98	1,837	1,502
48	1,377	1,298	—	100	1,838	1,514
50	1,396	1,310	—			

Концентрація розчину, %	H ₂ F	HClO ₄ *	H ₃ PO ₄	Концентрація розчину, %	H ₂ F	HClO ₄ *	H ₃ PO ₄
2	1,005	1,011	1,009	24	1,084	1,158	1,140
4	1,012	1,023	1,020	28	1,096	1,190	1,166
6	1,021	1,035	1,031	32	1,107	1,224	—
8	1,028	1,047	1,042	36	1,118	1,260	—
10	1,036	1,060	1,053	40	1,123	1,299	1,254
12	1,043	1,073	1,065	45	1,143	1,352	1,299
14	1,050	1,086	1,076	50	1,155	1,410	1,335
16	1,057	1,100	1,088	55	—	1,473	1,379
18	1,064	1,114	1,101	60	—	1,539	1,426
20	1,070	1,128	1,113				

* Густина HClO₄ при 15 °С.Розчинність солей і H₃BO₃ у воді при різних температурах (грами на 100 г води) у перерахунку на зневоднену сіль

Сіль	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
NaCl	35,7	35,8	36,0	36,3	36,6	37,0	37,3	37,8	38,4	39,0	39,8
NaNO ₃	73,0	80,0	88,0	96,0	104,0	114,0	124,0	—	148,0	—	180,0
NaNO ₂	72,1	77,9	84,5	91,6	98,4	104,0	112,0	—	133,0	—	163,0
Na ₂ B ₄ O ₇	1,3	1,6	2,7	3,9	6,7	10,5	20,3	24,4	31,5	41,0	52,5
NaHCO ₃	6,89	8,20	9,56	11,1	12,7	—	16,4	—	19,7	—	23,6
KCl	27,6	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	48,1	51,1	54,0	56,7
KClO ₃	3,3	5,0	7,4	10,5	14,0	19,3	25,9	32,5	39,7	47,7	56,2
KNO ₃	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110,0	138,0	169,0	202,0	246,0
K ₂ SO ₄	7,35	9,22	11,1	13,0	14,8	16,6	18,2	19,8	21,4	22,4	24,1
K ₂ CO ₃	105,0	108,0	111,0	114,0	117,0	121,0	127,0	134,0	140,0	148,0	156,0
K ₂ CrO ₄	58,2	60,0	61,7	63,4	65,2	66,8	68,6	70,4	72,1	73,9	75,6
K ₂ Cr ₂ O ₇	5,0	8,5	13,1	18,3	29,2	37,0	50,5	61,5	73,0	96,2	102,0
NH ₄ Cl	29,4	33,3	37,2	41,4	45,8	50,4	55,2	60,2	65,6	71,3	77,3
NH ₄ NO ₃	118,0	178,0	192,0	242,0	297,0	344,0	421,0	499,0	580,0	740,0	871,0
(NH ₄) ₂ SO ₄	70,4	72,7	75,4	78,1	81,2	84,3	87,4	90,5	94,1	—	102,0
CuSO ₄	14,3	17,4	20,7	25,0	28,5	33,3	40,0	47,1	55,0	64,2	75,4
MgCl ₂	—	53,5	54,3	55,3	57,5	58,7	60,7	—	65,9	—	72,7
CaCl ₂	59,5	65,0	74,5	102,0	128,0	132,0	137,0	142,0	147,0	153,0	159,0
BaCl ₂	31,6	33,3	35,7	38,2	40,7	43,6	46,4	49,4	52,4	—	58,8
Ba(NO ₃) ₂	5,0	7,0	9,2	11,6	14,2	17,1	20,3	23,6	27,0	30,6	34,2
Al ₂ (SO ₄) ₃	31,2	33,5	36,3	40,4	45,7	52,2	59,2	66,2	73,1	86,8	89,0
Pb(NO ₃) ₂	38,8	48,3	56,5	66,0	75,0	85,0	95,0	—	115,0	—	139,0
Fe(SO ₄) ₂	15,7	20,5	26,6	33,0	40,3	48,6	55,3	—	43,8	37,3	31,6
H ₃ BO ₃	2,50	3,52	—	—	—	10,22	—	15,75	—	—	27,52

Таблиця 4

Добутки розчинності (D_p) важкорозчинних сполук у воді при 25 °C

Сполука	D_p	Сполука	D_p
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Mg(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-12}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-13}$
BaCO ₃	$4 \cdot 10^{-9}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-12}$	NiC ₂ O ₄	$4 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-18}$
BaC ₂ O ₄ · 2H ₂ O	$1,1 \cdot 10^{-7}$	NiS(β)	$1 \cdot 10^{-28}$
BaMnO ₄	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaC ₂ O ₄ · H ₂ O	$2 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaSO ₄ · 2H ₂ O	$2,5 \cdot 10^{-5}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-8}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	Pb(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-18}$
CdCO ₃	$1 \cdot 10^{-12}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-11}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CoS(β)	$2 \cdot 10^{-25}$	Sb ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-30}$
Cu ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-23}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Cu ₂ S	$1 \cdot 10^{-48}$	Sn(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-37}$
CuS	$6 \cdot 10^{-38}$	SrCO ₃	$4 \cdot 10^{-8}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-38}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	ZnC ₂ O ₄	$2,8 \cdot 10^{-8}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблиця 5

Константи дисоціації кислот і основ у водних розчинах при 25 °C

Кислото- або основоутворювальний елемент	Назва кислоти або основи	Формула	$K_{дис}$
N	Азидна (азидоводнева)	HN ₃	$2,0 \cdot 10^{-5}$
	Нітритна (азотна)	HNO ₂	$6,9 \cdot 10^{-4}$
B	Боратна (борна)	H ₃ BO ₃	$7,1 \cdot 10^{-10}$
	Тетраборатна	H ₂ B ₄ O ₇	$1,8 \cdot 10^{-4}$
		H ₂ B ₃ O ₆	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Br	Гіпобромітна (бромнуватиста)	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$
I	Гіпойодитна (йоднуватиста)	HIО	$2,3 \cdot 10^{-11}$
	Йодатна	HIО ₃	0,17
	Періодатна (мета) (йодна)	HIО ₄	$2,5 \cdot 10^{-2}$
	Періодатна (орто) (йодна)	H ₅ IO ₆	$2,5 \cdot 10^{-2}$
		H ₃ IO ₄	$4,3 \cdot 10^{-6}$
H ₅ IO ₆	$1,0 \cdot 10^{-10}$		
Si	Силікатна (орто) (кремнієва)	H ₄ SiO ₄	$1,3 \cdot 10^{-10}$
		H ₃ SiO ₃	$1,6 \cdot 10^{-12}$
		H ₂ SiO ₂	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Mo	Молибдатна (молибденова)	H ₂ MoO ₄	$2,9 \cdot 10^{-2}$
		H ₃ MoO ₄	$1,4 \cdot 10^{-4}$
As	Арсенатна (орто)	H ₃ AsO ₄	$5,6 \cdot 10^{-3}$
		H ₂ AsO ₄	$1,7 \cdot 10^{-7}$
		H ₃ AsO ₄	$2,95 \cdot 10^{-12}$
Арсенітна (орто)	H ₃ AsO ₃	$5,9 \cdot 10^{-10}$	
Se	Селенітна (селеніста)	H ₂ SeO ₃	$1,8 \cdot 10^{-2}$
	Селенідна (селеноводнева)	H ₂ SeO ₃	$3,2 \cdot 10^{-8}$
		H ₂ Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$
		H ₃ Se	$1,0 \cdot 10^{-11}$
S	Сульфатна (сірчиста)	H ₂ SO ₄	$1,4 \cdot 10^{-2}$
	Сульфідна (сірководнева)	H ₂ SO ₃	$6,2 \cdot 10^{-2}$
		H ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
	Тіосульфатна (тіосірчана)	H ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-12}$
		H ₂ S ₂ O ₃	$2,5 \cdot 10^{-1}$
H ₂ S ₂ O ₄	$1,9 \cdot 10^{-2}$		
Te	Телуритна (телуриста)	H ₂ TeO ₃	$2,7 \cdot 10^{-3}$
	Телурідна (телуроводнева)	H ₂ TeO ₃	$1,8 \cdot 10^{-14}$
		H ₂ Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$
	H ₃ Te	$6,9 \cdot 10^{-11}$	
	Телуратна (орто) (телуроєва)	H ₆ TeO ₆	$2,5 \cdot 10^{-8}$
		H ₅ TeO ₆	$1,1 \cdot 10^{-11}$
H ₄ TeO ₆		$1,0 \cdot 10^{-15}$	

Кислото- або основоутворювальний елемент	Назва кислоти або основи	Формула	$K_{ам}$
С	Карбонатна (вугільна)	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$
		$H_2CO_3^*$	$4,8 \cdot 10^{-11}$
	Мурашина	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
	Родановоднева (тіоціанова)	HNCS	0,11
	Оцтова	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
	Щавелева	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$
		$H_2C_2O_4^*$	$5,4 \cdot 10^{-5}$
	Ціановоднева (синільна)	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Р	Фосфітна (орто) (фосфориста)	H_3PO_2	$3,1 \cdot 10^{-2}$
		H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-7}$
	Фосфатна (орто) (фосфорна)	$H_2PO_4^-$	$7,1 \cdot 10^{-3}$
		$H_2PO_4^*$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
		$H_2PO_4^{**}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
F	Фторидна (фтороводнева) (плавикова)	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Cl	Глохлоритна (хлорнуватиста)	HCIO	$3,0 \cdot 10^{-8}$
N	Розчин амоніаку	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$
	Гідразин гідрат	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$2,0 \cdot 10^{-6}$
	Гідроксиламін гідрат	$NH_2OH \cdot H_2O$	$8,9 \cdot 10^{-9}$
Ba	Барій гідроксид	$Ba(OH)_2$	0,23
Ca	Кальцій гідроксид	$Ca(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Li	Літій гідроксид	LiOH	0,68
Cu	Купрум(II) гідроксид	$Cu(OH)_2$	$7,9 \cdot 10^{-14}$
Pb	Плюмбум(II) гідроксид	$Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$
		$Pb(OH)_2^*$	$3,0 \cdot 10^{-8}$
Ag	Аргентум гідроксид	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-7}$
Zn	Цинк гідроксид	$Zn(OH)_2$	$4,4 \cdot 10^{-5}$
		$Zn(OH)_2^*$	$2,0 \cdot 10^{-9}$

Склад і кригідратна температура охолоджувальних сумішей

Кількість солі на 100 г льоду або снігу	Кригідратна температура, °C
13 г KNO_3	-2,9
30 г KCl	-10,9
45 г NH_4NO_3	-17,3
13,5 г KNO_3 + 26 г NH_4Cl	-17,8
59 г $NaNO_3$	-18,5
33 г $NaCl$	-21,3
81 г $CaCl_2$	-21,5
52 г NH_4NO_3 + 55 г $NaNO_3$	-25,8
9 г KNO_3 + 67 г NH_4NCS	-28,2
20 г NH_4Cl + 40 г $NaCl$	-30,0
32 г NH_4NO_3 + 59 г NH_4NCS	-30,6
13 г NH_4Cl + 37,5 г $NaNO_3$	-30,7
85 г $MgCl_2$	-34,0
2 г KNO_3 + 112 г $KNCS$	-34,1
39,5 г NH_4NCS + 44,5 г $NaNO_3$	-37,4
41,6 г NH_4NO_3 + 41,6 г $NaCl$	-40,0
123 г $CaCl_2 \cdot 6H_2O$	-40,3
143 г $CaCl_2 \cdot 6H_2O$	-55,0

Таблиця 7

Кріоскопічні та ебуліоскопічні константи

Речовина	Формула	Константа, °С	
		кріоскопічна	ебуліоскопічна
Вода	H ₂ O	1,853 (1,86)	0,52
Бензол	C ₆ H ₆	5,065	2,61
Хлороформ	CHCl ₃	4,90	3,80
Чотирхлористий вуглець	CCl ₄	29,80	5,50
Оцтова кислота	CH ₃ COOH	3,90	3,10

**Список
рекомендованої
літератури**

- Анорганікум* / Под ред. Л. Кольдица: В 2-х т. — М.: Мир, 1984. — Т. 2. — 632 с.
- Васильева З. Г., Грановская А. А., Талерова А. А.* Лабораторные работы по общей и неорганической химии. — М.: Химия, 1979. — 336 с.
- Голуб А. М.* Загальна та неорганічна хімія: В 2-х т. — К.: Вища шк., 1971. — Т. 1. — 441 с.; Т. 2. — 414 с.
- Голуб А. М., Скопенко В. В.* Основи координаційної хімії. — К.: Вища шк., 1977. — 303 с.
- Карякин Ю. В., Ангелов И. И.* Чистые химические реактивы. — М.: Химия, 1974. — 407 с.
- Лурье Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии. — М.: Химия, 1979. — 480 с.
- Некрасов Б. В.* Основы общей химии: В 2-х т. — М.: Химия, 1973. — Т. 1. — 656 с.; Т. 2. — 688 с.
- Практикум по неорганической химии* / Под ред. В. И. Спицына. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1976. — 296 с.
- Руководство по неорганическому синтезу* / Под ред. Г. Брауэра. — М.: Мир, 1985. — Т. 1—6.
- Скопенко В. В., Григор'єва В. В.* Найважливіші класи неорганічних сполук: Навч. посібник для студентів хімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. — К.: Либідь, 1996. — 150 с.

ЗМІСТ

<i>Передмова</i>	3
РОЗДІЛ 1. РОБОТА В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ТЕХНІКА ЕКСПЕРИМЕНТУ	5
Мета та загальні правила виконання лабораторного практикуму	6
Робоче місце студента	7
Правила техніки безпеки	8
Хімічні реактиви, їх зберігання та робота з ними	10
Обладнання лабораторії	12
Лабораторія	12
Нагрівальні прилади	13
Лабораторний посуд	18
Прийоми та операції хімічного експерименту	24
Фільтрування та декантація	24
Зважування	30
Перекристалізація	32
Одержання та осушення газів	34
Перегонка (дистиляція) рідин	37
Сублімація	40
Робота зі склом	40
Контрольні запитання та завдання	43
РОЗДІЛ 2. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ	45
Хімічний еквівалент. Молекулярна маса. Хімічна формула	46
Визначення хімічного еквівалента металу	46

Найважливіші класи неорганічних сполук	59
Оксиди. Одержання та властивості	59
Одержання та властивості розчинних і нерозчинних основ	61
Амфотерні гідроксиди	62
Одержання та властивості кислот	63
Одержання середніх солей	64
Кислі солі	66
Оснóвні солі	66
Комплексні та змішані солі	67
Контрольні запитання та завдання	68
Кінетика хімічних реакцій та хімічна рівновага	69
Кінетика гомогенних хімічних реакцій	69
Хімічна рівновага	74
Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин	75
Каталізатор (інгібітор) і швидкість реакції	77
Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу	78
Вплив температури на хімічну рівновагу	79
Контрольні запитання та завдання	81
Розчини	82
Перекристалізація калій дихромату	85
Приготування розчину сульфатної кислоти та визначення його нормальності	86
Екстракція йоду толуолом та визначення коефіцієнта розподілу йоду в системі йод—толуол—вода	88
Контрольні запитання та завдання	90
Електролітична дисоціація. Гідроліз солей	91
Визначення константи дисоціації оцтової кислоти рН-метричним методом	93
Гідроліз солей	97
Контрольні запитання та завдання	101
Електроліз водних розчинів електролітів. Корозія металів	103
Контрольні запитання та завдання	107
РОЗДІЛ 3. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК	109
Водень. Гідроген пероксид	110
Синтез пероксидних сполук	113
Контрольні запитання та завдання	115

Галогени	115
Одержання та властивості галогенів	116
Сполуки галогенів з воднем	119
Оксигеновмісні сполуки галогенів	121
Синтез сполук галогенів	122
Контрольні запитання та завдання	125
Манган	127
Сполуки мангану(VII)	130
Синтез сполук мангану	131
Контрольні запитання та завдання	133
Сірка (Сульфур)	134
Сульфур(IV) оксид. Сульфітна кислота	139
Сполуки сульфуру(VI)	142
Синтез деяких сполук сірки	146
Контрольні запитання та завдання	155
Хром. Молибден. Вольфрам	156
Хром	156
Сполуки хрому(II)	156
Сполуки хрому(III)	158
Сполуки хрому(VI)	160
Молибден. Вольфрам	161
Синтез сполук хрому, молибдену та вольфраму	165
Контрольні запитання та завдання	170
Нітроген	171
Азот. Сполуки нітрогену з воднем	171
Синтез деяких сполук амоніаку, гідрозину та гідроксиламіну	176
Контрольні запитання та завдання	178
Оксигенові сполуки нітрогену	180
Синтез оксигеновмісних сполук нітрогену	185
Контрольні запитання та завдання	187
Фосфор та його сполуки	189
Синтез сполук фосфору	194
Контрольні запитання та завдання	197
Підгрупа арсену	199
Арсен та його сполуки	199
Стибій та його сполуки	201
Бісмут і його сполуки	203
Синтез сполук елементів підгрупи арсену	205

Контрольні запитання та завдання	207
Ванадій	208
Синтез сполук ванадію	212
Контрольні запитання та завдання	214
Карбон і силіцій	216
Карбон	216
Силіцій	220
Синтез деяких сполук, що містять карбон і силіцій	223
Контрольні запитання та завдання	226
Германій. Станум. Плюмбум	227
Германій	227
Станум	229
Плюмбум	232
Синтез сполук елементів підгрупи германію	236
Контрольні запитання та завдання	241
Титан і цирконій	242
Титан	242
Цирконій	245
Контрольні запитання та завдання	247
Бор. Алюміній. Галій. Індій. Талій	248
Бор	248
Алюміній	250
Галій. Індій. Талій	253
Контрольні запитання та завдання	255
Лантаноїди та актиноїди	256
Контрольні запитання та завдання	260
Берилій та магній. Лужноземельні метали	261
Берилій та магній	261
Лужноземельні метали	264
Синтез сполук магнію та лужноземельних металів	267
Контрольні запитання та завдання	270
Цинк. Кадмій. Меркурій	272
Цинк і кадмій	272
Меркурій	274
Синтез сполук елементів підгрупи цинку	276
Контрольні запитання та завдання	279
Лужні метали	280
Синтез сполук лужних металів	283
Контрольні запитання та завдання	284

Купрум. Аргентум	285
Купрум	285
Сполуки купруму(II)	286
Сполуки купруму(I)	289
Аргентум	290
Синтез сполук аргентуму та купруму	292
Контрольні запитання та завдання	294
Ферум. Кобальт. Нікель	295
Ферум	295
Кобальт	298
Нікель	300
Синтез сполук феруму, кобальту та нікелю	302
Контрольні запитання та завдання	307
Координаційні (комплексні) сполуки	308
Визначення складу комплексних іонів у розчині спектрофотометричним методом	312
Визначення складу і константи утворення комплексу при спектрофотометричному дослідженні розчинів методом зсуву рівноваги	314
Синтез координаційних (комплексних) сполук	316
Контрольні запитання та завдання	319
Додатки	320
<i>Список рекомендованої літератури</i>	329

Навчальне видання

Слободяник Микола Семенович
Улько Надія Василівна
Бойко Клара Марківна
Самойленко Володимир Михайлович

**ЗАГАЛЬНА
ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

Практикум

Художник *А. Є. Сєдлюк*
Художньо-технічне редагування *Т. О. Шур*
Коректор *А. В. Дрожжина*
Комп'ютерна верстка *Н. В. Громова*

Після друку 01.04.04. Формат 60 × 84/16. Папір офс. № 1. Гарнітура Таймас.
Офсет друк. Ум. друк. арк. 19,53. Ум. фарбован. 19,99. Обл.-шиг. арк. 20,00.
Вид. № 4112. Зам. № 4-174

Видавництво «Либідь»
01004 Київ 4, вул. Пушкінська, 32

Свідоцтво про державну реєстрацію № 404 від 06.04.2001 р.

Віддруковано на ВАТ «Національна книжкова фабрика»,
09117, м. Біла Церква, вул. Лєса Курбського, 4

3-14 **Загальна та неорганічна хімія: Практикум** / Слободяник М. С.,
Улько Н. В., Бойко К. М., Самойленко В. М. — К.: Либідь,
2004. — 336 с.

ISBN 966-06-0314-2.

Посібник містить опис лабораторних робіт практикуму із загальної та неорганічної хімії.

Досліди з хімії елементів та їх найважливіших сполук наведено в порядку зростання складності. Особливу увагу приділено опису синтезів сполук, які не потребують складного апаратурного оформлення.

Кожна тема завершується переліком контрольних запитань та завдань, які дають змогу визначити рівень засвоєння матеріалу. До практикуму з неорганічної хімії вперше внесено низку інструментальних робіт (визначення окремого порядку та константи швидкості реакцій, коефіцієнта розподілу, спектрофотометричне визначення складу комплексів та інші).

Для студентів хімічних та нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

ББК 24.1я73

КА

150

Омленко А. Туре 2007-2008 1 зр

Періодична система елементів

1	H 1 Гідроген 1,0079	Назви хімічних елементів відповідають Державному стандарту України ДСТУ 2439.														18		
2	Li 3 Літій 6,941	Be 4 Берилій 9,0122	Атомні маси наведено за станом на 10 квітня 2002 року (за даними IUPAC). У квадратних дужках наведено масові числа найбільш довгоіснуючих ізотопів.										B 5 Бор 10,811	C 6 Карбон 12,011	N 7 Нітроген 14,007	O 8 Оксиген 15,999	F 9 Флуор 18,998	Ne 10 Неон 20,180
3	Na 11 Натрій 22,990	Mg 12 Магній 24,305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 13 Алюміній 26,982	Si 14 Силіцій 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Супльур 32,066	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948
4	K 19 Калій 39,098	Ca 20 Кальцій 40,078	Sc 21 Скандій 44,956	Ti 22 Титан 47,867	V 23 Ванадій 50,942	Cr 24 Хром 51,996	Mn 25 Манган 54,938	Fe 26 Ферум 55,845	Co 27 Кобальт 58,933	Ni 28 Нікель 58,693	Cu 29 Купрум 63,546	Zn 30 Цинк 65,39	Ga 31 Галій 69,723	Ge 32 Германій 72,64	As 33 Арсен 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80
5	Rb 37 Рубідій 85,468	Sr 38 Стронцій 87,62	Y 39 Ітрій 88,906	Zr 40 Цирконій 91,224	Nb 41 Ніобій 92,906	Mo 42 Молибден 95,94	Tc 43 Технецій [98]	Ru 44 Рутеній 101,07	Rh 45 Родій 102,91	Pd 46 Паладій 106,42	Ag 47 Аргентум 107,87	Cd 48 Кадмій 112,41	In 49 Індій 114,82	Sn 50 Станум 118,71	Sb 51 Стибій 121,76	Te 52 Телур 127,60	I 53 Йод 126,90	Xe 54 Ксенон 131,29
6	Cs 55 Цезій 132,91	Ba 56 Барій 137,33	La 57 Лантан* 138,91	Hf 72 Гафній 178,49	Ta 73 Тантал 180,95	W 74 Вольфрам 183,84	Re 75 Реній 186,21	Os 76 Осмій 190,23	Ir 77 Іридій 192,22	Pt 78 Платина 195,08	Au 79 Аурум 196,97	Hg 80 Меркурій 200,59	Tl 81 Талій 204,38	Pb 82 Плюмбум 207,2	Bi 83 Бісмут 208,98	Po 84 Полоній [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]
7	Fr 87 Францій [223]	Ra 88 Радій [226]	Ac 89 Актиній** [227]	Rf 104 Резерфордій [261]	Db 105 Дубній [262]	Sg 106 Сіборгій [266]	Bh 107 Борій [264]	Hs 108 Гасій [277]	Mt 109 Майтнерій [268]	Uun 110 Унуніцій [281]	Uuu 111 Унунуній [272]	Uub 112 Унунбій [285]	Uut 113 Унунтріцій [289]	Uuq 114 Унунквадій [289]	Uup 115 Унунпентій [289]	Uuh 116 Унунгексій [289]	Uus 117 Унунсептій [289]	Uuo 118 Унуноктій [289]

* Лантаноїди

Ce 58 Церій 140,12	Pr 59 Празодим 140,91	Nd 60 Неодим 144,24	Pm 61 Прометій [145]	Sm 62 Самарій 150,36	Eu 63 Європій 151,96	Gd 64 Гадоліній 157,25	Tb 65 Тербій 158,93	Dy 66 Диспрозій 162,50	Ho 67 Гольмій 164,93	Er 68 Ербій 167,26	Tm 69 Тулій 168,93	Yb 70 Йтербій 173,04	Lu 71 Лютецій 174,97
---------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

** Актиноїди

Th 90 Торій 232,04	Pa 91 Протактиній 231,04	U 92 Уран 238,03	Np 93 Нептуній [237]	Pu 94 Плутоній [244]	Am 95 Америцій [243]	Cm 96 Кюрій [247]	Bk 97 Берклій [247]	Cf 98 Каліфорній [251]	Es 99 Ейнштейній [252]	Fm 100 Фермій [257]	Md Менделєєв [258]
---------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------

Наукова бібліотека
ім. М. Максимовича

КНУ

ім. ТАРАСА ШЕВЧЕНКА



9771BN

Електронний
варіант підготував
О. Артем
Олексійович



ПРАКТИКУМ