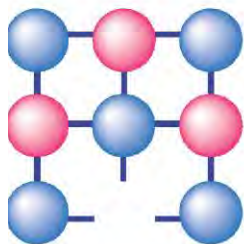


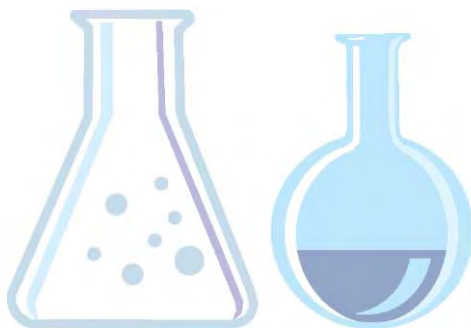
Н. М. БУРИНСЬКА, В. М. ДЕПУТАТ,
Г. Ф. СУДАРЕВА, Н. Н. ЧАЙЧЕНКО



ХІМІЯ

Підручник для 10 класу
загальноосвітніх навчальних
закладів

Профільний рівень



Київ
«Педагогічна думка»
2010

УДК 373.5:546+546](075.3)

ББК 24.1я721

X46

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ МОН України від 03.03.2010 р. № 177)*

Видано державним коштом. Продаж заборонено

Психолого-педагогічну експертизу підручника проводив Інститут педагогіки
Національної академії педагогічних наук України

Експертизу підручника здійснювали:

Дутчак Г. М., вчитель-методист гімназії ім. І. Труша, м. Броди Львівської обл.;
Джабка С. Б., вчитель-методист НОК «Гімназія № 14», м. Луцьк Волинської обл.;
Філоненко І. О., методист Київського міського педагогічного університету
ім. Б. Д. Грінченка, Інститут післядипломної педагогічної освіти;
Яременко О. В., вчитель-методист Кременчуцького РМК, Полтавська обл.;
Гладюк М. М., кандидат педагогічних наук, доцент кафедри хімії
Тернопільського національного педагогічного університету ім. В. Гнатюка.

Хімія: Підручник для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. (профільн. рівень) / Авт.
Х46 Буринська Н. М., Депутат В. М., Сударева Г. Ф., Чайченко Н. Н.; Кер. авт. кол.
Буринська Н. М., доктор пед. наук, проф., гол. наук. співроб. лаб. хім. і біолог. освіти
Ін-ту педагогіки НАПН України. – К.: Педагогічна думка, 2010. – 352 с., іл., табл.

ISBN 978-966-644-160-0

Підручник розрахований на учнів 10 класу, які обрали майбутню професію, пов'язану з використанням хімічних знань, тобто певний хімічний профіль – біолого-хімічний, хіміко-технологічний, агрохімічний тощо. Курс хімії починається з повторення основних теоретичних питань, що вивчалися у попередніх класах, їх зміст поглиблюється, а обсяг – збільшується. Особлива увага приділяється хімії елементів, ролі елементів та їх сполук. Одним із найсуттєвіших чинників, які забезпечують засвоєння навчального матеріалу, є самостійна робота, передусім з підручником.

УДК 373.5:546+546](075.3)

ББК 24.1я721

ISBN 978-966-644-160-0

© Інститут педагогіки НАПН України, 2010.

© Буринська Н. М., Депутат В. М.,

Сударева Г. Ф., Чайченко Н. Н., 2010.

© Педагогічна думка, 2010.

Передмова	6
Як користуватися підручником.	7
Правила поведінки в кабінеті хімії	8
Правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії.	9

РОЗДІЛ 1.

Повторення та поглиблення теоретичних питань курсу хімії основної школи

§ 1. Класифікація хімічних елементів і речовин. Властивості основних класів неорганічних сполук	12
<i>Практична робота 1. Узагальнення відомостей про основні класи неорганічних сполук</i>	<i>17</i>
§ 2. Обчислення за хімічними рівняннями	18
§ 3. Сучасні уявлення про будову атома	21
§ 4. Будова електронних оболонок атомів	24
§ 5. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва у світлі уявлень про будову атома.	28
§ 6. Характеристика властивостей атомів елементів	30
§ 7. Характеристика хімічного елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома	34
§ 8. Хімічний зв'язок	37
§ 9. Кристалічні ґратки	41
§ 10. Валентність і ступінь окиснення.	44
§ 11. Окисно-відновні реакції.	47
§ 12. Розчини. Процес розчинення речовин	50
§ 13. Кількісний склад розчинів	53
<i>Практична робота 2. Виготовлення розчину солі заданої молярної концентрації</i>	<i>56</i>
§ 14. Гідроліз солей	56
§ 15. Хімічна рівновага.	60

РОЗДІЛ 2. Неметалічні елементи та їх сполуки

Гідроген. Водень	64
§ 16. Гідроген.	64
§ 17. Водень. Фізичні властивості. Добування	66
§ 18. Хімічні властивості водню. Застосування	69
<i>Практична робота 3. Відновні властивості водню</i>	<i>73</i>
Хімічні елементи VIIA групи	74
§ 19. Загальна характеристика	75
§ 20. Хлор. Фізичні властивості. Добування.	79
§ 21. Хімічні властивості хлору. Застосування.	82
§ 22. Хлороводень. Хлоридна кислота. Хлориди	86

<i>Практична робота 4. Хімічні властивості хлоридної кислоти.</i>	91
§ 23. Обчислення за рівнянням хімічної реакції, якщо один з реагентів взято в надлишку	92
§ 24. Фтор. Бром. Йод	96
<i>Практична робота 5. Розв'язування експериментальних задач з теми «Сполуки галогенів»</i>	101
Хімічні елементи VIA групи (халькогени)	102
§ 25. Загальна характеристика	102
§ 26. Кисень. Озон	107
§ 27. Сірка	112
§ 28. Сірководень. Сульфіди	117
§ 29. Сполуки Сульфуру(IV)	122
§ 30. Сполуки Сульфуру(VI)	127
<i>Практична робота 6. Розв'язування експериментальних задач з теми «Сполуки Сульфуру»</i>	135
Хімічні елементи VA групи	136
§ 31. Загальна характеристика	137
§ 32. Азот	140
§ 33. Амоніак	143
<i>Практична робота 7. Добування амоніаку і досліди з ним.</i>	148
§ 34. Солі амонію	149
§ 35. Обчислення виходу продукту	152
§ 36. Оксиди Нітрогену	155
§ 37. Нітратна кислота	158
§ 38. Нітрити та нітрати	163
§ 39. Колообіг Нітрогену в природі	166
§ 40. Фосфор	169
§ 41. Сполуки Фосфору	173
§ 42. Колообіг Фосфору в природі	178
§ 43. Азотні та фосфорні мінеральні добрива	180
<i>Практична робота 8. Визначення мінеральних добрив</i>	185
<i>Практична робота 9. Розв'язування експериментальних задач «Сполуки Нітрогену та Фосфору»</i>	187
Хімічні елементи IVA групи	188
§ 44. Загальна характеристика	188
§ 45. Прості речовини Карбону. Адсорбція	193
§ 46. Хімічні властивості вуглецю	199
§ 47. Розрахунки за термохімічними рівняннями реакцій	202
§ 48. Оксиди Карбону	205
§ 49. Карбонатна кислота та її солі	211
<i>Практична робота 10. Добування карбон(IV) оксиду та вивчення його властивостей. Розпізнавання карбонатів</i>	215
§ 50. Колообіг Карбону в природі	216
§ 51. Силіцій	220
§ 52. Сполуки Силіцію(IV)	223
§ 53. Силікатні матеріали	227

РОЗДІЛ 3. Металічні елементи та їх сполуки

§ 54. Положення металічних елементів у періодичній системі. Будова атомів	232
§ 55. Метали — прості речовини	235
§ 56. Хімічні властивості металів	239
§ 57. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій між розчином солі та металом	245
§ 58. Загальні способи добування металів	248
§ 59. Електроліз	251
§ 60. Корозія металів	256
Хімічні елементи ІА — ІІІА груп	262
§ 61. Загальна характеристика хімічних елементів ІА групи	262
§ 62. Лужні метали. Натрій і Калій	266
§ 63. Сполуки Натрію і Калію	270
§ 64. Обчислення вмісту металів у їх суміші	273
§ 65. Загальна характеристика хімічних елементів ІІА групи	277
§ 66. Магній і Кальцій	281
§ 67. Сполуки Магнію і Кальцію	285
§ 68. Твердість води та способи її усунення	290
§ 69. Алюміній як хімічний елемент і проста речовина	293
§ 70. Сполуки Алюмінію	298
<i>Практична робота 11. Хімічні властивості гідроксидів металічних елементів ІА — ІІІА груп</i>	<i>301</i>
<i>Практична робота 12. Розв’язування експериментальних задач з теми «Металічні елементи ІА — ІІІА груп періодичної системи Д. І. Менделєєва»</i>	<i>302</i>
§ 71. Ферум	303
§ 72. Залізо	306
§ 73. Сполуки Феруму	309
<i>Практична робота 13. Розв’язування експериментальних задач з теми «Металічні елементи та їх сполуки»</i>	<i>316</i>

РОЗДІЛ 4.

Промислове виробництво найважливіших неорганічних речовин

§ 74. Загальні наукові принципи хімічного виробництва	318
§ 75. Виробництво сульфатної кислоти	321
§ 76. Охорона навколишнього середовища від забруднення промисловими викидами. Кислотні дощі	326
§ 77. Промисловий синтез амоніаку	328
§ 78. Сплави	331
§ 79. Доменний процес виробництва чавуну	333
§ 80. Способи виробництва сталі	336
§ 81. З історії розвитку чорної металургії в Україні. Металургія й охорона довкілля	340
Відповіді	342
Тлумачний словничок	348
Предметний покажчик	350

Юні друзі!

Ви успішно завершили навчання в основній школі і, мабуть, уже визначились, за яким напрямом продовжувати навчання у старшій школі, визначили й своє ставлення до хімії як навчального предмета.

Якщо ви маєте бажання обрати майбутню професію, пов'язану з використанням хімічних знань, відтак обираєте певний хімічний профіль — біолого-хімічний, хіміко-технологічний, агрохімічний тощо, то цей підручник саме для вас. У ньому розкриваються відомості про хімічні елементи та їхні сполуки на профільному рівні. При цьому здійснюється опора на загальнотеоретичні знання, яких ви набули під час вивчення хімії в основній школі.

Однак цих знань недостатньо, щоб глибше пізнати особливості хімічних елементів та їхніх сполук, зрозуміти й пояснити залежність між складом, будовою, властивостями, застосуванням і способами добування найважливіших речовин. Тому курс хімії 10 класу починається з повторення основних теоретичних питань, які вивчалися у попередніх класах, їх зміст поглиблюється, а обсяг — збільшується.

Особлива увага в підручнику приділяється хімії елементів, ролі елементів та їх сполук у здоров'ї людини та матеріальному житті суспільства. Ці питання розглядаються практично в кожному розділі. Про добування важливих для розвитку суспільного господарства речовин ви дізнаєтесь з окремого розділу «Промислове виробництво найважливіших неорганічних речовин», де приділяється увага й охороні навколишнього середовища від забруднення промисловими викидами.

Одним із найсуттєвіших чинників, що забезпечують успіх у засвоєнні навчального матеріалу, є самостійна робота, передусім робота з підручником. Відтак нагадаємо вам, як саме потрібно працювати з підручником.

1. Навчальний матеріал, викладений у параграфі, краще вивчати у два етапи. Під час першого читання створюється загальне уявлення про зміст і з'ясовується, що незрозуміло у тексті. Повторне читання допоможе зрозуміти суть питання, теоретичні положення, рівняння хімічних реакцій тощо.

2. Хімічний елемент, що вивчається, характеризуйте у певному порядку, наприклад за таким планом:

- символ і назва елемента, його відносна атомна маса, місце у періодичній системі;
- будова атома: заряд ядра, загальна кількість електронів, кількість електронних шарів, нуклонне число;
- електронна конфігурація атома і графічна електронна формула;
- можливі ступені окиснення елемента;
- формула найвищого оксиду та гідрату оксиду, їх властивості, рівняння реакцій, що підтверджують характер властивостей;
- можливість утворення леткої сполуки з Гідрогеном, формула цієї сполуки і ступінь окиснення елемента в ній;
- поширення елемента у природі, відомі вам його алотропні модифікації.

3. Речовину просту (або складну) також характеризуйте за певним планом:

- назва речовини, хімічна формула;
- відносна молекулярна (формульна) маса;
- структурна та електронна формули (де можливо);
- тип хімічного зв'язку;
- вид кристалічних ґраток (де можливо);
- фізичні властивості;
- добування в лабораторії та промисловості;
- хімічні властивості;
- застосування речовини;
- вплив на здоров'я людини і довкілля.

4. Наприкінці кожного параграфу наводяться завдання (запитання, вправи, тести, задачі). Намагайтеся виконувати якомога більше з них, це допоможе вам контролювати свої знання і сприятиме кращому засвоєнню і практичному застосуванню матеріалу. Правильність виконання можна перевірити за відповідями, наведеними наприкінці підручника.

5. Незрозумілі в тексті слова з'ясовуйте за допомоги тлумачного словника.

6. Якщо вам треба щось пригадати або повторити раніше вивчений матеріал, скористайтеся предметним покажчиком, також розміщеним наприкінці підручника.

7. Пам'ятайте, підручник — не єдине джерело хімічної інформації. Для розширення і поглиблення знань читайте додаткову літературу з хімії, яку порекомендує вчитель.

Успіхів вам у навчанні!

Автори

ПРАВИЛА ПОВЕДІНКИ В КАБІНЕТІ ХІМІЇ

Учні зобов'язані:

1. Входити до кабінету хімії і лаборантської тільки з дозволу вчителя.
2. Входити до кабінету або виходити з нього спокійно, аби ненароком не перекинути хімічного посуду, приладдя чи склянок з реактивами, що стоять на столах.
3. Займати в кабінеті завжди одне й те саме робоче місце, не переходити на інше місце без дозволу вчителя.
4. Підтримувати чистоту і порядок на своєму робочому місці, мити за собою хімічний посуд.
5. Під час роботи не тримати на лабораторному столі нічого зайвого, крім підручника, збірника задач, довідника, зошита і письмового приладдя, щоденника.
6. Усі досліди виконувати самостійно, крім тих, які (за вказівкою вчителя) виконуються парами або групами з 3 — 4 учнів.
7. Не починати роботу, доки не перевірено, чи є все необхідне для дослідів, і не продумано послідовність виконання кожного з них.
8. Працювати сидячи, швидко, однак без зайвої квапливості, під час роботи дотримуватися тиші.
9. Записувати в зошиті хід виконання роботи, спостереження, рівняння реакцій, робити висновки одразу після закінчення дослідів.
10. Дбайливо ставитися до обладнання кабінету.
11. Дотримуватися правил користування водопроводом, газом, електричним струмом, не відкривати крани й не вмикати електричні прилади без потреби.
12. Дотримуватися правил нагрівання, поводження з реактивами, хімічним посудом, лабораторним обладнанням. Знати запобіжні заходи під час роботи в кабінеті хімії.
13. Знати розміщення в кабінеті аптечки, протипожежних засобів і вміти ними користуватися.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В КАБІНЕТІ ХІМІЇ

1. Працюйте в кабінеті хімії обов'язково в халаті.
2. Будьте максимально обережними під час виконання будь-яких практичних робіт. Пам'ятайте, що неохайність, неуважність, необізнаність з певними властивостями речовин, з якими проводиться робота, можуть спричинити нещасний випадок.
3. Виконуйте лише ті хімічні досліди, які узгоджено з учителем, під його наглядом або лаборанта.
4. Уважно читайте етикетку на посудині з речовиною, яку використовуєте під час досліду. Відкривши посудину, пробку (корок) кладіть на лабораторний стіл не боком, а так, як зображено на мал. 1.
5. Реактиви для дослідів беріть лише у такій кількості, яка зазначена в інструкції.
6. Якщо в інструкції не зазначено масу чи об'єм реактиву, то сухої речовини слід брати таку кількість, щоб вона покривала лише дно пробірки, а розчину — не більше $\frac{1}{6}$ її об'єму.
7. Надлишок реактиву в жодному разі не зливайте (не зсипайте) знову в посудину, де він зберігався. Зливати (зсипати) реактив можна лише в спеціальні склянки.
8. Наливаючи розчин, посудину з реактивом беріть так, щоб етикетка була в долоні. Знімайте краплю з шийки посудини (мал. 2), бо рідина стікатиме по склу, псуватиме етикетку, може пошкодити шкіру рук.
9. Посудину, з якої брали реактив, одразу закрийте корком і поставте на місце.
10. Під час нагрівання розчину в пробірці користуйтеся тримачем. Уважно стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований від вас та



Мал. 1. Так потрібно ставити пробку, відкривши склянку з реактивом



Мал. 2. Знімання краплі рідини з шийки посудини



Мал. 3. Розбризування рідини під час наливання в посудину

13. Не заглядайте у пробірку, де нагрівається рідина, і не нахилийтеся над посудиною, в яку наливаєте будь-яку рідину (особливо їдку), оскільки непомітні бризки можуть потрапити в очі (мал. 3).

14. Ніякі речовини не пробуйте на смак.

15. Нюхайте всі речовини обережно, не нахилийтеся над посудиною і не вдихайте на повні груди, а спрямовуйте до себе лише пару чи газ рухами руки (мал. 4).

16. Будьте особливо обережні під час роботи з лугами. Потрапляння в очі навіть розбавлених розчинів лугів може призвести до повної втрати зору. Якщо розчин лугу потрапив на руки, негайно змивайте його великою кількістю води — аж до зникнення відчуття милкості.

17. Будьте також дуже обережні під час роботи з кислотами. Особливо бережіть очі. У разі потрапляння розчину кислоти на руки негайно змийте його великою кількістю води.

18. Будьте особливо обережні під час роботи з нагрівними приладами.

19. Гарячі предмети ставте на кахель або спеціальну підставку.

20. Відпрацьовані реактиви зливайте в раковину (після їх нейтралізації), а цінні реактиви — у спеціальний хімічний посуд.

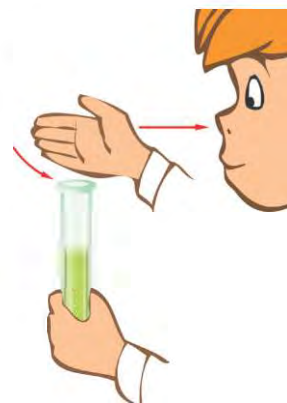
21. Після завершення роботи приберіть своє робоче місце, відключіть воду, вимкніть електронагрівні прилади та обов'язково ретельно помийте руки.

22. Не кладіть свої сніданки на лабораторні столи і ніколи не вживайте їжу в хімічному кабінеті.

оточуючих, оскільки внаслідок перегрівання може статися викид рідини з пробірки.

11. Під час нагрівання рідини стежте, щоб не перегрівалися стінки посудини над рідиною (особливо, якщо рідини мало), — у разі потрапляння на перегріте скло крапель посудина може тріснути.

12. Щоб уникнути перегрівання, не нагрівайте пробірку лише знизу, а рівномірно прогрівайте всю пробірку, весь її вміст.



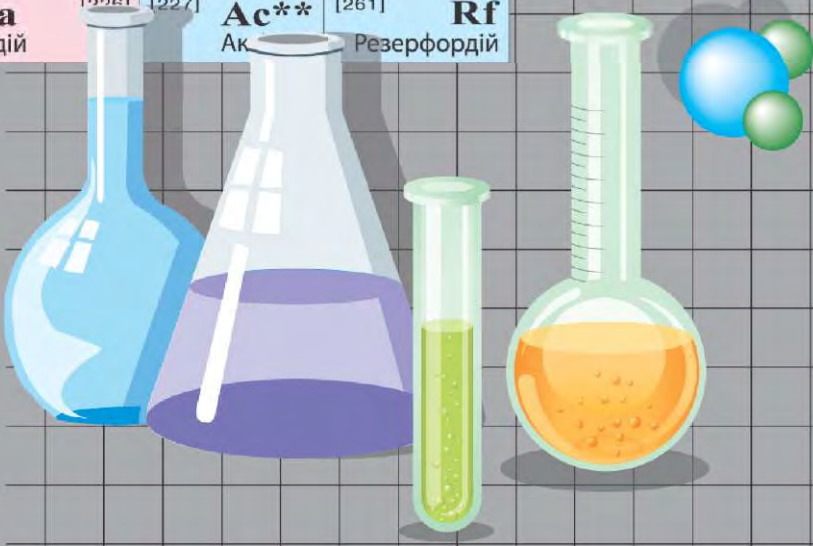
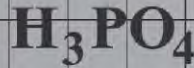
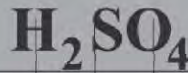
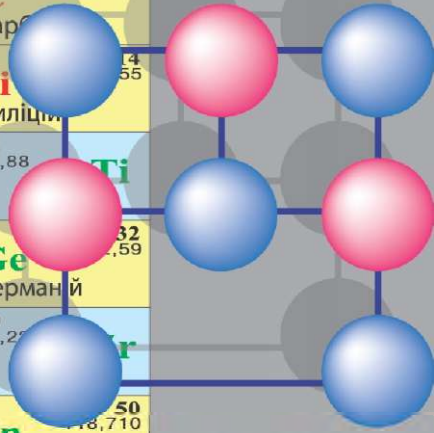
Мал. 4. Так потрібно нюхати речовини

У РАЗІ НЕЩАСНОГО ВИПАДКУ НЕГАЙНО ЗВЕРТАЙТЕСЯ ДО ВЧИТЕЛЯ!

РОЗДІЛ 1

ПОВТОРЕННЯ ТА ПОГЛИБЛЕННЯ ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ ОСНОВНОЇ ШКОЛИ

Be Берилій 4 9,01218	B Бор 5 10,811	C Карбон 6 12,011
Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,98154	Si Силіцій 14 28,0855
Ca Кальцій 20 40,078	Sc Скандій 21 44,95591	Ti Титан 22 47,88
Zn Цинк 30 65,39	Ga Галій 31 69,723	Ge Германій 32 72,61
Sr Стронцій 38 87,82	Y Ітрій 39 88,9059	Zr Цирконій 40 91,224
Cd Кадмій 48 112,41	In Індій 49 114,82	Sn Станум 50 118,710
Ba Барій 56 137,33	La* Лантан 57 138,9055	Hf Гафній 72 178,49
Hg Меркурій 80 200,59	Tl Телур 81 204,383	Pb Плюмбум 82 207,2
Ra Радій 88 [226]	Ac** Актиній 89 [227]	Rf Резерфордій 104 [261]



§ 1. Класифікація хімічних елементів і речовин. Властивості основних класів неорганічних сполук

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ класифікувати хімічні елементи та їх речовини;
- ▲ визначати властивості основних класів неорганічних сполук;
- ▲ називати хімічні елементи та їх сполуки;
- ▲ наводити приклади *s*-, *p*-, *d*-елементів;
- ▲ складати рівняння хімічних реакцій, які відображають хімічні властивості оксидів, основ, кислот, солей.

Хімічні елементи — це складові простих і складних речовин.

Хімічний елемент — це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Кожний хімічний елемент характеризується ступенями окиснення, які можуть виявляти його атоми у сполуках. Під час хімічних реакцій елементи зберігаються, оскільки при цьому відбувається лише розподіл електронів зовнішніх електронних оболонок атомів, а ядра залишаються незмінними.

Одну з перших спроб класифікації хімічних елементів здійснив шведський хімік Я. Берцеліус у 1804 р. Він класифікував усі відомі на той час 32 елементи на *металічні* та *неметалічні* (за відмінністю властивостей простих речовин — металів і неметалів, що їм відповідають). Ця класифікація виявилася не зовсім вдалою, оскільки не враховувала властивості перехідних елементів, які можуть утворювати амфотерні оксиди й гідроксиди. Однак нею користуються й досі.

Нині відомо 114 хімічних елементів, з них 22 — *неметалічні елементи*, наприклад Н, В, С, Si, N, Р, As, О, S, Se, Те, галогени та інертні гази; 92 — металічні елементи.

За будовою електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-*елементи*. Наприклад, Н, He, Na, Ca — *s*-елементи, С, N, Р, О — *p*-елементи, Cr, Mn, Fe, Zn — *d*-елементи.

За походженням елементи класифікують на *природні* та *штучні*, які добути внаслідок перебігу ядерних реакцій. Так, елементи з протонним числом > 94 — штучні.

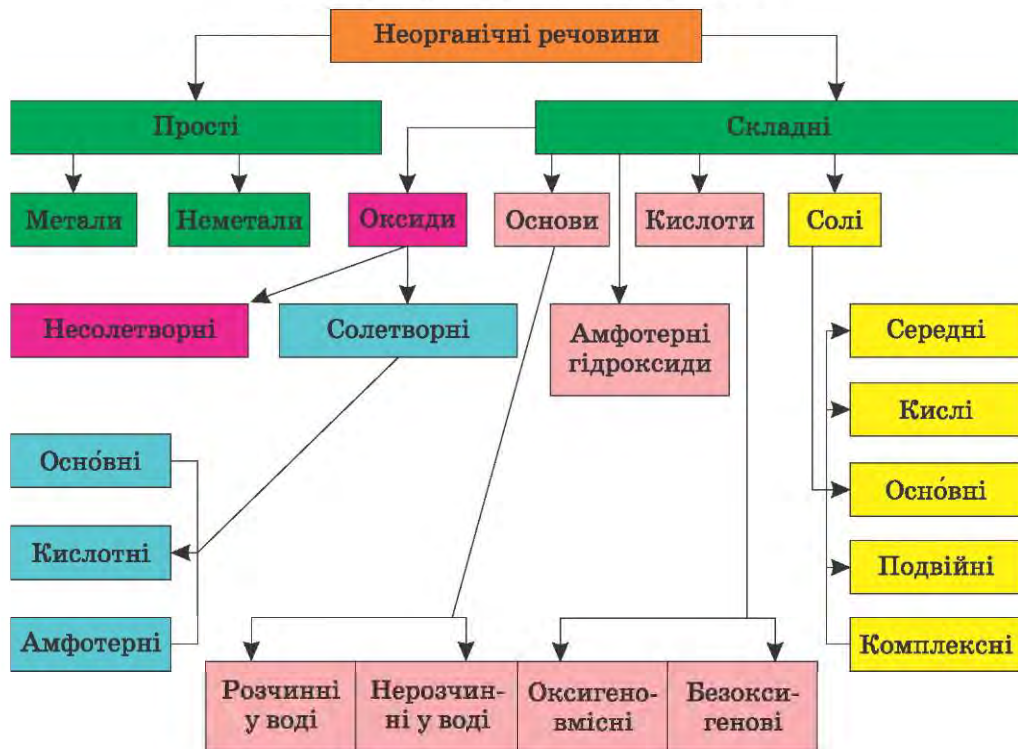
За поширенням у природі елементи поділяють на *поширені* та *розсіяні*, або *рідкісні*.

Взаємозв'язок усіх хімічних елементів відображає періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

У природі хімічні елементи існують у формі простих і складних речовин. Складні речовини поділяються на органічні та неорганічні. Класифікацію неорганічних речовин наведено на схемі 1.

- ➔ Наведіть означення кожного класу (підкласу) основних неорганічних сполук, користуючись схемою 1.
- ➔ Запишіть формулу й зазначте назву представника кожної класифікаційної групи.

Класифікація неорганічних речовин



Для прикладу розглянемо солі.

Солі — це складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків.

Таке означення стосується *середніх*, або *нормальних, солей*, що їх можна розглядати як продукти повного заміщення йонів Гідрогену в кислотах йонами металічних елементів або гідроксильних груп в основах кислотними залишками, наприклад Na_2SO_4 , K_3PO_4 .

Кислі солі — продукти неповного заміщення йонів Гідрогену в молекулі кислоти на йони металічного елемента, наприклад NaHCO_3 — натрій гідрокарбонат, KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат.

Оснóвні солі — продукти неповного заміщення гідроксогруп в основі на йони кислотного залишку, наприклад $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ — купрум гідроксохлорид, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ — алюміній гідроксосульфат.

Подвійні солі — продукти заміщення йонів Гідрогену в молекулі кислоти йонами двох різних металічних елементів, наприклад $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — калій-алюміній сульфат (алюмокалієвий галун).

Комплексні солі — це солі, до складу яких входять комплексні йони. Вони утворюються внаслідок взаємодії металічних іонів з лігандними йонами.

донорно-акцепторним механізмом, наприклад $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — натрій тетрагідроксоцинкат, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — калій гексаціаноферат(III) (червона кров'яна сіль).

Поділ складних речовин на класи ґрунтується на подібності їх хімічних властивостей. У табл. 1 наведено властивості солетворних оксидів.

- Розгляньте табл. 1, виразіть її зміст за допомоги формул і відповідних рівнянь хімічних реакцій.

Таблиця 1

Властивості солетворних оксидів

Характеристики	Оксиди		
	Оснóвні	Кислотні	Амфотерні
Агрегатний стан	Твердий	Твердий, рідкий, газуватий	Твердий
Тип хімічного зв'язку	Йонний	Ковалентний полярний	Йонно-ковалентний
Характер гідроксиду	Основа	Кислота	Виявляє властивості кислоти й основи
Хімічні властивості			
Взаємодія з:			
лугами	—	Утворюють солі	Утворюють солі
кислотами	Утворюють солі	—	Утворюють солі
оксидами оснóвними	—	Утворюють солі	Утворюють солі
оксидами кислотними	Утворюють солі	—	Утворюють солі

- Пригадайте, які властивості характерні для основ.

Основи є твердими речовинами. За розчинністю у воді вони поділяються на розчинні (луги) і нерозчинні. Лугами є гідроксиди лужних і лужноземельних елементів. Луги — йонні сполуки, хімічний зв'язок в інших основах має йонно-ковалентний характер. Хімічні властивості основ наведено в таблиці 2.

- Наведіть приклади основ, розчинних у воді та нерозчинних. Запишіть їх формули і назви.

Таблиця 2

Хімічні властивості основ

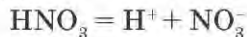
Властивості	Основи	
	Луги	Нерозчинні
Дія на індикатори	Змінюють забарвлення індикаторів	Не діють на індикатори
Дисоціація на йони у водних розчинах	$\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	Дуже слабо дисоціюють на йони

Взаємодія з:		
кислотами	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
амфотерними гідроксидами	$\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \stackrel{\text{t}}{=} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \text{ —}$ у водних розчинах	—
кислотними оксидами	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	—
амфотерними оксидами	$2\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \stackrel{\text{t}}{=} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	—
середніми солями	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$	—
кислими солями	$\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	—
Розклад під час нагрівання	NaOH, KOH — не розкладаються $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Sr}(\text{OH})_2$ — розкладаються $\text{Ba}(\text{OH})_2 \stackrel{\text{t}}{=} \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \stackrel{\text{t}}{=} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$

- Пригадаємо властивості кислот. Кислоти можуть бути твердими ($\text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_3\text{BO}_3$) й рідкими ($\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$). Водні розчини газуватих водневих сполук деяких неметалічних елементів ($\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{H}_2\text{S}$) також є кислотами. Більшість кислот добре розчиняється у воді. У молекулах кислот атоми Гідрогену зв'язані з кислотними залишками ковалентним полярним зв'язком.

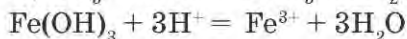
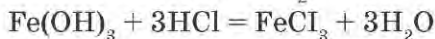
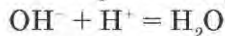
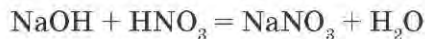
Щодо хімічних властивостей, то:

1. Кислоти у водних розчинах дисоціюють на йони — сильні кислоти повністю, слабкі — мало:

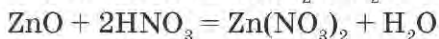
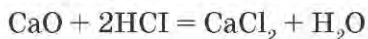


За наявності у розчині йонів H^+ кислоти змінюють забарвлення індикаторів.

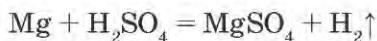
2. Кислоти реагують з основами та амфотерними гідроксидами:



3. Кислоти реагують з основними та амфотерними оксидами:

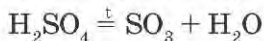


4. Кислоти взаємодіють з металами:

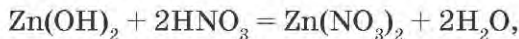


- ➔ Користуючись вивискувальним рядом металів, пригадайте, які метали реагують з кислотами, а які — не реагують. Напишіть рівняння реакцій.

5. Оксигеновмісні кислоти під час нагрівання розкладаються:



Амфотерні гідроксиди $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ усі є твердими речовинами, нерозчинними у воді. Тип зв'язку між атомом металічного елемента та гідроксогрупою — ковалентний. Під дією кислот амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості:

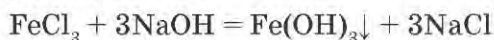


а під дією сильних основ (лугів) — кислотні:

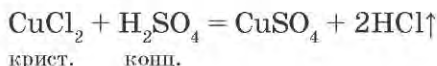


Солі — це тверді кристалічні речовини йонної будови, мають різний колір і різну розчинність у воді.

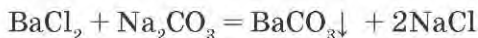
1. Реагують з лугами:



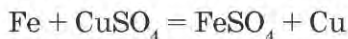
2. Реагують з кислотами:



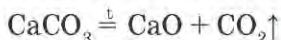
3. Взаємодіють між собою:



4. Взаємодіють з металами (*пригадайте, з якими саме*):



5. Розкладаються під час нагрівання:



! Коротко про головне

Хімічні елементи — це сукупності атомів з однаковими зарядами їх ядер. Нині відомо понад 114 хімічних елементів. Усі вони знайшли своє місце у періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

Хімічні елементи класифікують за відмінністю властивостей простих речовин, які їм відповідають, за будовою електронних оболонок їх атомів та походженням і поширенням у природі.

Формою існування хімічних елементів є речовини. Складні неорганічні речовини поділяють на класи за подібністю їх будови, складу та хімічних властивостей.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, за якими ознаками класифікують хімічні елементи, і наведіть відповідні приклади.
2. Наведіть означення оксидів і поясніть їх класифікацію.

3. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості оксидів.
4. Наведіть означення основ і поясніть їх класифікацію.
5. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості основ.
6. Наведіть означення кислот і поясніть їх класифікацію.
7. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості кислот.
8. Наведіть означення солей і поясніть їх класифікацію.
9. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості солей.
- 10*. Напишіть рівняння реакцій утворення солі з: а) двох простих речовин; б) двох складних речовин; в) простої і складної речовин.
- 11*. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe};$
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2;$
 $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4.$
- 12*. Масова частка елемента(V) у його оксиді становить 43,67%. Знайдіть відносну атомну масу цього елемента, запишіть формулу його оксиду і доведіть характер оксиду рівняннями хімічних реакцій.
- 13*. У розчині натрій гідроксиду масою 40,0 г із масовою часткою NaOH 5% додатково розчинили натрій масою 0,12 г. Обчисліть масову частку луку в утвореному розчині.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 1

УЗАГАЛЬНЕННЯ ВІДОМОСТЕЙ ПРО ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

Завдання. На підставі здобутих знань про хімічні властивості представників основних класів неорганічних речовин ви повинні вміти:

- а) доводити наявність певної речовини;
- б) здійснювати перетворення речовин;
- в) розпізнавати видані вам зразки речовин.

■ *Варіант I (середній рівень)*

1. Доведіть, що видана вам сіль — хлорид і що це — саме натрій хлорид.
2. Здійсніть перетворення:
 $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ і виразіть їх рівняннями реакцій.
3. Визначте речовини: у трьох пробірках під номерами містяться розчини солей Натрію — хлорид, сульфат і карбонат.

■ *Варіант II (достатній рівень)*

1. Доведіть, що видані вам речовини: а) натрій гідроксид; б) калій сульфат.
2. Здійсніть перетворення:
 алюміній нітрат \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній сульфат. Виразіть їх рівняннями реакцій

3. Визначте речовини: у трьох пробірках під номерами містяться розчини ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду і хлоридної кислоти.

■ *Варіант III (високий рівень)*

1. Доведіть, що видані вам речовини: а) барій хлорид; б) купрум(II) сульфат.

2. Здійсніть перетворення:

кальцій оксид \rightarrow кальцій хлорид \rightarrow кальцій карбонат \rightarrow карбон(IV) оксид. Виразіть їх рівняннями реакцій.

3. Визначте речовини: у чотирьох пробірках під номерами містяться розчини ферум(III) сульфату, натрій сульфату, натрій хлориду і калій гідроксиду.

У звіті про роботу зазначте свої спостереження і складіть рівняння виконаних реакцій.

§ 2. Обчислення за хімічними рівняннями

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ *опанувати* алгоритм розв'язування розрахункової задачі та позначення фізичних величин;
- ◆ *обчислювати* масу речовини за відомою кількістю речовини або кількість речовини за відомою масою; об'єм газуваної речовини (н.у.) за відомою масою або кількістю речовини і навпаки.

Ви вже розв'язували розрахункові задачі з хімії і розумієте, що систематичне їх розв'язування сприяє свідомому засвоєнню навчального матеріалу, формуванню логічного мислення, розвитку розумової діяльності й навчає практичному використанню здобутих теоретичних знань.

Щоб розв'язувати задачі за хімічними рівняннями, пригадайте, що таке хімічне рівняння, як його складають. Хімічні рівняння складають на основі закону збереження маси речовин.

- Пригадайте означення хімічного рівняння та формулювання закону збереження маси речовин.

За хімічними рівняннями можна робити різні розрахунки — обчислювати кількість речовини, масу, об'єм вихідних речовин або продуктів реакції. Пригадайте загальні правила розв'язування задач.

1. Проаналізуйте умову задачі і з'ясуйте, що дано і що треба обчислити.

2. Запишіть скорочено умову і вимогу задачі, використовуючи при цьому загальнозживані позначення величин та одиниці СІ.

3. Запишіть рівняння хімічної реакції, необхідне для розрахунків.

5. Розв'яжіть задачу в загальному вигляді через математичні рівняння, а числа підставляйте в остаточні рівняння.

6. Виконуйте розрахунки в тих одиницях вимірювання, які задані умовою задачі. Для спрощення розрахунків переводьте зазначені в задачі маси, об'єми речовин у кількість речовини, розглядаючи молярні співвідношення, які здебільшого є співвідношеннями малих простих чисел.

7. Заокруглюйте добуті результати до 0,01 або навіть до цілих чисел, користуючись правилами наближених розрахунків, і запишіть повну відповідь.

Пам'ятайте, що:

- коефіцієнти в хімічних рівняннях показують молярні співвідношення речовин;
- якщо хімічні рівняння описують реакції між газами, то коефіцієнти показують їх об'ємні співвідношення;
- розв'язувати задачу можна будь-яким способом, але краще обирати найраціональніший. При цьому не обов'язково дотримуватись певного шаблону в оформленні розв'язування. Важливо зрозуміти хімічну суть задачі, вміти проаналізувати її та правильно розв'язати.

▪ **Приклад 1.** Унаслідок взаємодії з водою двохвалентного металу масою 6,0 г виділився водень об'ємом 3,36 л (н.у.). Визначте цей метал.

Розв'язання

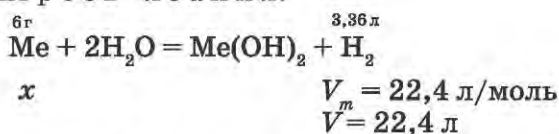
$m(\text{Me}) = 6,0 \text{ г}$	$\text{Me} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Me}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
$V(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л}$	
$\text{Me} - ?$	За рівнянням
	$n(\text{Me}) = n(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,15 \text{ моль.}$
	Звідси молярна маса металу дорівнює:

$$M(\text{Me}) = m : n = 6,0 \text{ г} : 0,15 \text{ моль} = 40 \text{ г/моль.}$$

Отже, цей метал — кальцій.

В і д п о в і д ь. Кальцій Ca.

Інший варіант розв'язання:



Згідно з рівнянням 6 г металу витискують з води водень об'ємом 3,36 л, а x г металу — 22,4 л/моль H_2 , звідси

$$x = \frac{6 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{3,36 \text{ л}} = 40 \text{ г}$$

Отже, цей метал — кальцій, $A_r(\text{Ca}) = 40$.

В і д п о в і д ь. Кальцій Ca.

- **Приклад 2.** Унаслідок прожарювання суміші цинк карбонату і цинк оксиду масою 1,6 г добуто цинк оксид масою 1,248 г. Визначте масову частку компонентів вихідної суміші.

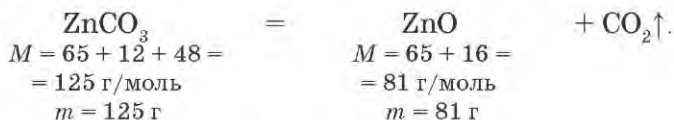
Розв'язання

$$\begin{aligned} m(\text{ZnCO}_3, \text{ZnO}) &= 1,6 \text{ г} \\ m(\text{ZnO}) &= 1,248 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} W(\text{ZnCO}_3) &= ? \\ W(\text{ZnO}) &= ? \end{aligned}$$

Припускаємо, що у вихідній суміші було x (г) ZnCO_3 , тоді $m(\text{ZnO})$ становила $(1,6 - x)$ г.

Обчислюємо масу ZnO , яка утворюється в результаті прожарювання x (г) ZnCO_3 :



Із 125 г ZnCO_3 утворюється 81 г ZnO ,
із x (г) ZnCO_3 утворюється y (г) ZnO :

$$x(\text{ZnO}) = \frac{81 \text{ г} \cdot x}{125 \text{ г}} = 0,648 x \text{ (г)}.$$

За умовою $0,648x + 1,6 - x = 1,248$, або $0,648x - x = 1,248 - 1,6$;
 $x - 0,648x = 1,6 - 1,248$; $0,352x = 0,352$; звідси $x = 1$ г.

Отже, маса ZnCO_3 в суміші дорівнює 1 г, а масова частка ZnCO_3 становить:

$$W(\text{ZnCO}_3) = \frac{1 \text{ г}}{1,6 \text{ г}} = 0,625, \text{ або } 62,5 \%,$$

тоді масова частка ZnO в суміші дорівнює:

$$W(\text{ZnO}) = 100 \% - 62,5 \% = 37,5 \%.$$

Відповідь. $W(\text{ZnCO}_3) = 62,5 \%$; $W(\text{ZnO}) = 37,5 \%$.

! Коротко про головне

Рівняння хімічної реакції складається на основі закону збереження маси речовин. Воно відображає матеріальний баланс хімічного процесу, тобто за ним можна здійснювати різні розрахунки.

Щоб розв'язати розрахункову хімічну задачу, треба передусім зрозуміти її хімічну суть, правильно написати формули речовин, скласти рівняння хімічної реакції та виконати розрахунки, користуючись формулами, які виражають взаємозв'язок між фізичними величинами. При цьому слід використовувати одиниці СІ, для кожної з речовин застосовуючи одну й ту саму величину.

? Контрольні завдання

1. Обчисліть, який об'єм водню (н.у.) можна одержати при розчиненні у воді 1 моль лужного металу.

2. Визначте, в яких масових співвідношеннях треба взяти кальцій гідроксид та ортофосфатну кислоту, щоб відбулася реакція нейтралізації.
- 3*. У результаті спалювання двохвалентного металу масою 3,0 г утворився його оксид масою 4,2 г. Який це метал?
- 4*. Обчисліть масу гашеного вапна, яке можна добути з вапняку масою 12 кг, якщо масова частка домішок у ньому становить 10 %. Визначте об'єм (н.у.) вуглекислого газу, що виділяється при цьому.
- 5*. Унаслідок обробки сульфатною кислотою суміші цинку з цинк оксидом масою 1,6 г виділився водень об'ємом 448 мл (н.у.). Визначте масові частки компонентів суміші.
- 6*. Змішайте розчини, що містять 0,4 моль натрій гідроксиду і 0,4 моль сульфатної кислоти. Яка сіль і в якій кількості утвориться при цьому?
- 7*. При взаємодії лужноземельного металу масою 3,425 г з водою виділився водень об'ємом 560 мл (н.у.). Який метал взято для реакції?
- 8*. У воді об'ємом 300 мл розчинили хлороводень об'ємом 112 л (н.у.). Яка масова частка HCl у добутій кислоті?
- 9*. Зразок металу зі ступенем окиснення +2 і масою 2,74 г спалили у надлишку кисню. Утворену сполуку повністю розчинили в хлоридній кислоті. До цього розчину додавали розчин натрій сульфату, поки не припинилося випадання осаду. Утворений осад відфільтрували, промили водою й висушили до сталої маси. Утворилася біла речовина масою 4,66 г. З'ясуйте, який метал було взято, і напишіть рівняння усіх реакцій, що відбулися.

§ 3. Сучасні уявлення про будову атома

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ *характеризувати* основні положення сучасної теорії будови атома, склад атомних ядер;
- ◆ *пояснювати* значення понять «нукліди», «нуклони», «ізотопи», «орбіталь»;
- ◆ *уміти* визначати число протонів і нейтронів у ядрі атома, число електронів у атомі, його масове число.

Упродовж 25 століть, із часів філософів Давньої Греції і до кінця XIX ст., у науці панувала думка про те, що атом — найменша неподільна частинка речовини, яка залишається незмінною під час будь-яких процесів чи явищ.

Проте наприкінці XIX ст. у фізиці було зроблено низку відкриттів, які засвідчили складну будову атома.

➔ Пригадайте, які відкриття стали прямими доказами складності атома.

На підставі нових відкриттів почала розвиватися теорія будови атома (модель будови атома Е. Резерфорда, 1911 р.: модель Н. Бора, 1913 р.).

→ Поясніть, що є спільним для цих моделей і чим вони різняться одна від одної.

Сучасна теорія будови атома виникла як результат переосмислення й доповнення теорії Бора. Найсуттєвішим нововведенням стало поняття про *електронну хмару* (атомну орбіталь), яке прийшло на зміну поняттю про електрон лише як частинку. *Орбітальною називається простір навколо ядра, в якому перебування електрона найімовірніше*. Сучасна квантова теорія будови атома враховує хвильові властивості електрона та інших елементарних частинок — протонів, нейтронів тощо.

Основні положення сучасної теорії будови атома

1. Електрону властива двоїста (корпускулярно-хвильова) природа. Як частинка електрон має певну масу і заряд, а як хвиля — здатність до дифракції (обгинання перешкоди).

2. Для електрона неможливо одночасно й точно виміряти координату та енергію. У кожний момент часу можна визначити лише одну з цих властивостей.

3. Електрон в атомі не обертається навколо ядра за певною траєкторією, а може рухатися в будь-якій частині навколоядерного простору. Однак вірогідність перебування його в різних частинах простору неоднакова.

4. Ядра атомів складаються з протонів і нейтронів. Число протонів дорівнює атомному номеру елемента (*протонне число*), а сума чисел протонів і нейтронів (нуклонів) відповідає його *масовому числу*.

Різні види атомів мають загальну назву — *нукліди*. Найважливіші характеристики нуклідів — атомний номер і масове число, їх позначають зліва від символу елемента, наприклад ${}_{11}^{23}\text{Na}$ — нуклід Натрію. Якщо нукліди одного й того самого елемента мають однаковий заряд ядра, але різні масові числа, вони називаються *ізотопами*. Наприклад,

${}_{6}^{12}\text{C}$ і ${}_{6}^{13}\text{C}$ — ізотопи Карбону.

Розрізняють стійкі (стабільні) та нестійкі (радіоактивні) ізотопи. Їх називають і позначають тими самими символами, що й хімічні елементи. Винятком є ізотопи Гідрогену, які мають індивідуальні назви і символи: ${}_{1}^1\text{H}$ — Протій; ${}_{1}^2\text{H}$, або ${}_{1}^2\text{D}$ — Дейтерій; ${}_{1}^3\text{H}$, або ${}_{1}^3\text{T}$ — Тритій.

Знаючи частки ізотопів у природному елементі та середнє значення їх атомних мас, можна визначити відносну атомну масу елемента у періодичній системі. Загальна формула для розрахунку:

$$A_{r(\text{сеп.})} = \frac{w_1 \cdot A_{r1} + w_2 \cdot A_{r2} + \dots + w_n \cdot A_{rn}}{w_1 + w_2 + \dots + w_n}$$

§ 4. Будова електронних оболонок атомів

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- пояснювати значення понять «електронна оболонка атома», «квантове число», «електронна конфігурація атома»;
- ▲ характеризувати закономірності розподілу електронів у атомах;
- ▲ складати схеми будови атомів, електронні формули атомів хімічних елементів і електронно-графічні формули.

Пригадаємо, що атом складається з ядра та *електронної оболонки*, тобто сукупності електронів, що рухаються в атомі біля ядра. Електрон в атомі можна уявити як хмару з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору довкола ядра. Такий простір, у якому перебування електрона найімовірніше, називається *атомною орбіталлю*.

Орбіталі розміщуються на певних відстанях від ядра, мають певну форму та орієнтацію у просторі. Для їх характеристики використовують набір *квантових чисел*, яких є чотири. Кожне з них дедалі більше уточнює стан електрона в атомі, його місцезнаходження в електронній оболонці.

Головне квантове число n визначає номер енергетичного рівня (електронного шару), на якому розміщується електрон, а також енергію електрона в атомі і ступінь його віддаленості від ядра.

Енергетичний рівень — це сукупність орбіталей, які характеризуються однаковим значенням головного квантового числа n .

Головне квантове число набуває цілочислових значень, починаючи з одиниці ($n = 1, 2, 3, \dots \infty$). Чим більше n , тим більшою буде енергія. З числом n поєднані й інші характеристики енергетичного рівня. Наприклад, число підрівнів на енергетичному рівні дорівнює n — номеру рівня, а число орбіталей на енергетичному рівні n — квадрату номера рівня n^2 . Отже, максимальне число електронів, які можуть розміститися на n -му рівні (по два на кожній орбіталі), дорівнює $2n^2$.

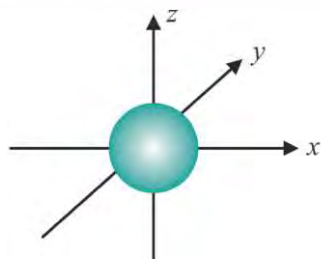
Побічне (орбітальне) квантове число l визначає форму атомної орбіталі (АО), на якій розміщений електрон. Воно може набувати цілочислових значень від 0 до $n-1$ (підрівні позначаються буквами).

n	l	АО
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

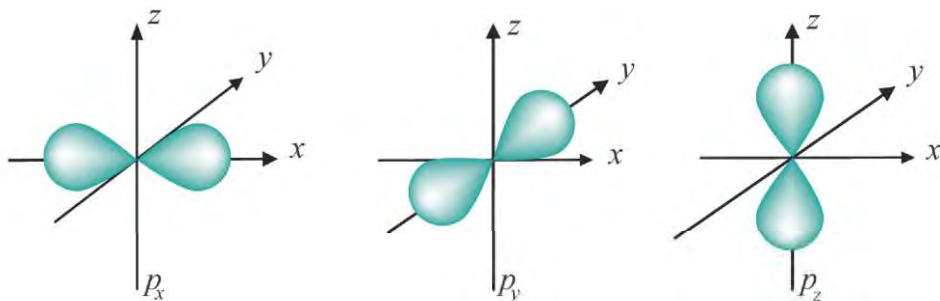
Кожному енергетичному рівню з певним значенням n відповідає набір енергетичних підрівнів, число яких дорівнює значенню n .

Магнітне квантове число m характеризує орієнтацію орбіталей у просторі (у зовнішньому магнітному або електричному полях). Воно

може набувати цілочислових значень від -1 до $+1$ (зокрема, і нуль). При певному значенні l число можливих значень m дорівнює $2l + 1$. Так, при $l = 0, m = 0$. Це означає, що s -орбіталь має одну орієнтацію щодо трьох осей координат (мал. 5). При $l = 1, m$ може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$, тобто p -орбіталі мають три орієнтації у просторі — за координатними осями x, y, z (мал. 6).



Мал. 5. s -Орбіталь

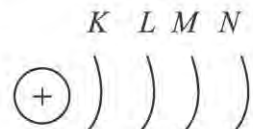


Мал. 6. p -Орбіталі

Умовно атомну орбіталь позначають у вигляді клітинки . s -Підрівню відповідає одна АО , p -підрівню — три АО , d -підрівню — п'ять АО , а f -підрівню — сім АО . Загальне число орбіталей енергетичного рівня дорівнює n^2 .

Спінове квантове число m_s характеризує власний стан електрона в атомі, який дуже спрощено можна уявити як обертання електрона навколо власної осі. Воно може набувати лише двох значень $+1/2$ або $-1/2$, які відповідають двом протилежним одне одному напрямкам обертання: $\uparrow\downarrow$.

Отже, електрони в атомі розміщуються на різній відстані від ядра, оскільки вони мають різний запас енергії. Так утворюються *електронні шари*, які складаються з електронів із близьким значенням енергії. Їх ще називають *енергетичними рівнями*. Число енергетичних рівнів дорівнює головному квантовому числу n , тобто номеру періоду (мал. 7):



Ядро $2\bar{e}$ $8\bar{e}$ $18\bar{e}$ $32\bar{e}$

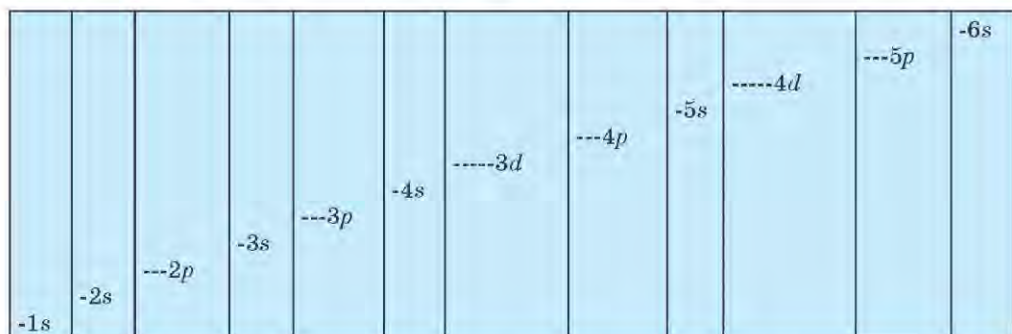
Мал. 7. Схема будови електронної оболонки атома

Головне квантове число n	1	2	3	4
Електронна оболонка	K	L	M	N
Максимальне число електронів $2n^2$	2	8	18	32

Як саме розподіляються електрони в електронній оболонці? Розподіл електронів у атомі по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях називається *електронною конфігурацією* атома. Наприклад, електронна конфігурація атома Натрію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Зазвичай вона наводиться для основного стану атома (стан з мінімальною енергією).

Для складання електронної конфігурації атома слід пам'ятати певні принципи і правила.

Принцип мінімуму енергії полягає в тому, що першими заповнюються орбіталі з мінімальними рівнями енергії. У межах одного електронного шару найменше значення енергії має електрон, що перебуває на s -орбіталі, а далі — на p -, d -, f -орбіталях (мал. 8).



Мал. 8. Енергетична діаграма електронних рівнів і підрівнів

Правила Клечковського. 1. Електрони заповнюють орбіталі в порядку збільшення суми головного та орбітального квантових чисел. 2. Якщо сума $n + l$ однакова, то передусім заповнюється орбіталь з меншим значенням n . Отже, послідовність заповнення орбіталей електронами можна подати таким рядом:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}$$

Запам'ятовувати цей ряд не потрібно. Його використовують під час складання електронних конфігурацій атомів або йонів елементів (див. мал. 8).

Принцип заборони Паулі. В атомі не може бути двох електронів з однаковим набором усіх чотирьох квантових чисел: $\uparrow\uparrow$ $\downarrow\downarrow$ — заборонено. Це означає, що на одній орбіталі не може бути більше двох електронів з антипаралельними спінами: $\downarrow\uparrow$ — дозволено.

Правило Хунда. Орбіталі одного підрівня заповнюються електронами в такий спосіб, щоб їх сумарний спін був максимальним: $\downarrow\uparrow$ \uparrow \square — заборонено. Це означає, що спочатку електрони заповнюють орбіталі по одному на кожній, а якщо число електронів більше за число орбіталей, то — по два, утворюючи електронні пари

\uparrow \uparrow \uparrow \square — дозволено

Коротко про головне

Оскільки електрони мають різний запас енергії, вони розміщуються в атомі на різній відстані від ядра, утворюючи електронні шари. Кожному електронному шару відповідає певний рівень енергії електронів, що розміщуються на ньому, тому електронні шари називають ще *енергетичними рівнями*.

Число енергетичних рівнів у атомі елемента відповідає головному квантовому числу n , тобто номеру періоду в періодичній системі. Енергетичні рівні атомів позначаються також латинськими літерами K, L, M, N, O, P, Q.

Кожний енергетичний рівень поділяється на підрівні, число яких дорівнює номеру рівня.

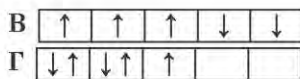
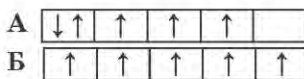
На одній орбіталі може бути лише два електрони з протилежними спінами.

Електрони розміщуються спочатку по одному на кожній з орбіталей, а потім — по два.

Розподіл електронів у атомі по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях називається *електронною конфігурацією атома*. Графічно вона передається за допомогою електронних формул або квантових комірок. Для складання електронної конфігурації атома слід пам'ятати певні принципи і правила.

Контрольні завдання

- Поясніть, на що вказують квантові числа. Розкрийте їх суть.
- Розкажіть про будову електронної оболонки атома.
- Поясніть, якими правилами регулюється заповнення орбіталей електронами.
- Поміркуйте, які атомні орбіталі в багатоелектронному атомі заповнюються в першу чергу: $5s$ чи $4d$. Чому? Яким правилом ви скористалися для відповіді на це запитання?
- Напишіть електронну конфігурацію атомів Оксигену і Калію та покажіть розподіл електронів за квантовими комірками.
- Напишіть електронну конфігурацію Хлору Cl^{+5} .
- Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ відповідає атому А Кальцію; Б Калію; В Скандію; Г Аргону.
- Скорочена електронна конфігурація основного стану $\dots 3d^{10} 4s^1$ відповідає атому із зарядом ядра А 19; Б 29; В 39; Г 49.
- Неправильно заповнені орбіталі у випадках



Яким правилом ви скористалися для відповіді?

- 10*. Електронну конфігурацію атома інертного елемента має

А Te^{2-} ; Б Cu^{+} ; В Fe^{2+} ; Г Cr^{3+} .

§ 5. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва у світлі уявлень про будову атома

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *пояснювати* сучасне формулювання періодичного закону; будову короткої і напівдовгої форм періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва; сучасні уявлення про періодичність властивостей елементів за будовою атомів;
- *характеризувати* хімічні елементи за їх місцем у періодичній системі.

До середини XIX ст. число відомих на той час хімічних елементів досягло 63, тож виникла потреба їх упорядкування. Як засвідчує історія розвитку хімії, німецький учений Лотар Мейєр першим знайшов правильний шлях, оскільки він обрав для класифікації на той час єдиний для всіх елементів загальну їх характеристику (фізичну величину) — масу.



Д. І. Менделєєв
(1834—1907)

Однак скласти таблицю, яка включала усі відомі 63 елементи, згрупувати їх у кілька горизонтальних рядів таким чином, щоб у вертикальні колонки потрапили елементи подібні за хімічними властивостями, вдалося лише Д. І. Менделєєву. Він відкрив періодичний закон (1869), коли про будову атома вчені не мали ще жодного уявлення. Проте завдяки цьому сформулював закономірності змін властивостей хімічних елементів, як тепер виявилось, однозначно пов'язаних з будовою електронних оболонок атомів, ще задовго до відкриття складної будови самого атома.

Тільки з виявленням фізичного змісту порядкового (атомного) номера елемента (1912 р.) і відкриттям будови атомного ядра (1932 р.) стало зрозуміло, що елементи у періодичній системі розміщені в порядку збільшення позитивного заряду їх атомних ядер. Тому сучасне формулювання періодичного закону таке:

Властивості елементів та утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів.

Щодо періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва, то нині відомо понад 500 варіантів її графічного зображення. Серед них найбільш відомі таблиці Менделєєва та Лотаря Мейєра. Вони відрізняються тим, що в таблиці Менделєєва елементи розташовані в порядку збільшення атомної маси, а в таблиці Мейєра — в порядку збільшення атомного номера.

елементи за структурою незбуджених атомів поділяються на природні сукупності. Це відображено у вигляді горизонтальних і вертикальних рядів — періодів і груп.

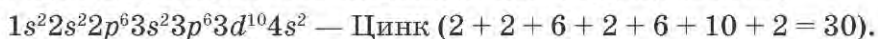
Останнім часом напівдовга форма стала домінуючою, оскільки краще узгоджується з будовою атомів елементів. Напівдовга форма періодичної системи так само має сім періодів, але кожен з них займає лише одну горизонталь, на два ряди не поділяється. Ліворуч розміщуються *s*-елементи, в атомах яких заповнюються *s*-орбіталі. Це лужні та лужноземельні елементи, а також Гідроген і Гелій (див. табл. на форзаці). Праворуч — *p*-елементи, в атомах яких заповнюються *p*-орбіталі. В середній частині розміщуються так звані *перехідні елементи*, в атомах яких заповнюються *d*-орбіталі передзовнішнього шару. Родини лантаноїдів та актиноїдів — це *f*-елементи. У їх атомах заповнюється третій ззовні шар. Ці родини в короткій і напівдовгій формах виносять за межі таблиці.

Напівдовга форма періодичної системи хімічних елементів включає 16 груп — 8А і 8В. У групах А містяться *s*- та *p*-елементи, в їх атомах електрони зовнішнього енергетичного рівня є *валентними*. В атомах елементів груп В до валентних, окрім зовнішніх електронів, належать також електрони *d*-орбіталей, що заповнюються. Отже, *причина подібності властивостей хімічних елементів полягає в повторюваності будови зовнішнього енергетичного рівня їх атомів*.

Число валентних електронів відповідає номеру групи, в якій перебуває елемент, і вищому ступеню окиснення атомів елемента. Наприклад, усі елементи VIIA групи мають по 7 валентних електронів, електронна конфігурація атомів яких ns^2np^5 , де *n* — номер періоду, в якому розміщений елемент, і, отже, номер зовнішнього енергетичного рівня. Кількість валентних електронів 7 відповідає номеру групи і вищому ступеню окиснення елементів +7 (за винятком найелектронегативнішого Флуору, який не виявляє позитивного ступеня окиснення).

Отже, місце елемента у періодичній системі прямо пов'язане з електронною конфігурацією його атома. Тобто за місцем елемента у періодичній системі можна скласти електронну конфігурацію атома. Проте справедливим є й зворотне твердження: за електронною конфігурацією можна визначити елемент.

Наприклад, елемент з електронною конфігурацією атома



Якщо зазначено конфігурацію тільки валентних електронів, наприклад $4s^2 4p^3$, то можна розмірковувати так: оскільки атом має четвертий енергетичний рівень, то елемент міститься в 4-му періоді; оскільки валентних електронів 5, то — в п'ятій групі; оскільки в атомі заповнюється *p*-підрівень, то *3d*-орбіталі вже заповнені. Отже, елемент належить до А групи — VA, тобто це Арсен.

! Коротко про головне

Властивості хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини позитивного заряду ядра їх атомів. Причина подібності властивостей груп елементів полягає у періодичній повторюваності конфігурації валентних електронів. Номер зовнішнього енергетичного рівня атома відповідає номеру періоду, в якому розміщений елемент. Число валентних електронів, як правило, відповідає номеру групи, в якій міститься елемент, та його вищому ступеню окиснення у сполуках.

? Контрольні завдання

1. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва і поясніть причину уточнення Менделєєвського формулювання.
2. Поясніть структуру напівдовгої форми періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
3. Для елемента зі скороченою електронною конфігурацією атома в основному стані $\dots 3d^5 4s^1$ справедливі твердження
 А міститься в 3-му періоді; В розміщений у VIВ групі;
 Б розміщений у VIA групі; Г в атомі 6 валентних електронів.
4. На основі електронної конфігурації $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ назвіть елемент і поясніть будову його атома.
5. Атом елемента має електронну конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Назвіть номер періоду, номер групи і максимальний ступінь окиснення елемента.
6. Поясніть, чому групи лантаноїдів і актиноїдів містять по 14 хімічних елементів.
7. Поясніть, чи можуть електрони йона Al^{3+} перебувати на орбіталях:
 а) $2p$; б) $1p$; в) $3d$.
- 8*. Скорочені електронні конфігурації атомів елементів, що утворюють вищі оксиди складу E_2O_7 , — це
 А $\dots 2s^2 2p^5$; В $\dots 3d^5 4s^2$;
 Б $\dots 3s^2 3p^5$; Г $\dots 3d^3 4s^2$.
- 9*. Назвіть інертний елемент та йони чотирьох елементів, що мають однакову електронну конфігурацію з частинкою, яка виникає внаслідок видалення з атома Кальцію всіх валентних електронів.

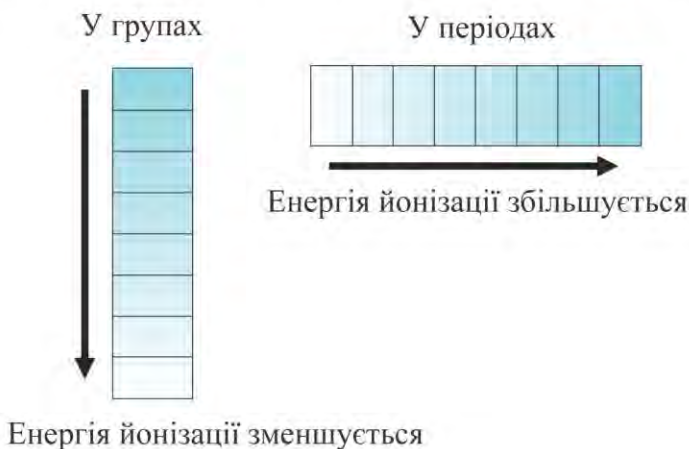
§ 6. Характеристика властивостей атомів елементів

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ *пояснювати* суть відновних та окиснювальних властивостей атомів елементів, їх металічний і неметалічний характер, енергію іонізації, спорідненість до електрона, радіус атома, електронегативність;

Металічні та неметалічні елементи. Ви вже знаєте, що для атома найбільш енергетично вигідною є повністю заповнена електронна оболонка, — як у атомів інертних газів. Тому атоми інших елементів намагаються завершити свою електронну конфігурацію до оболонки інертного елемента ns^2np^6 . Для цього атоми або віддають електрони із зовнішнього енергетичного рівня (окиснення), або приєднують електрони (відновлення), яких не вистачає до повного заповнення орбіталей зовнішнього рівня.

Кількість енергії, необхідної для відриву від атома найбільш слабкозв'язаного з ним електрона, називається **енергією іонізації** (у перерахунку на 1 моль). Чим вона менша, тим легше атом віддає електрон, тим більше виражені його відновні властивості (мал. 9).

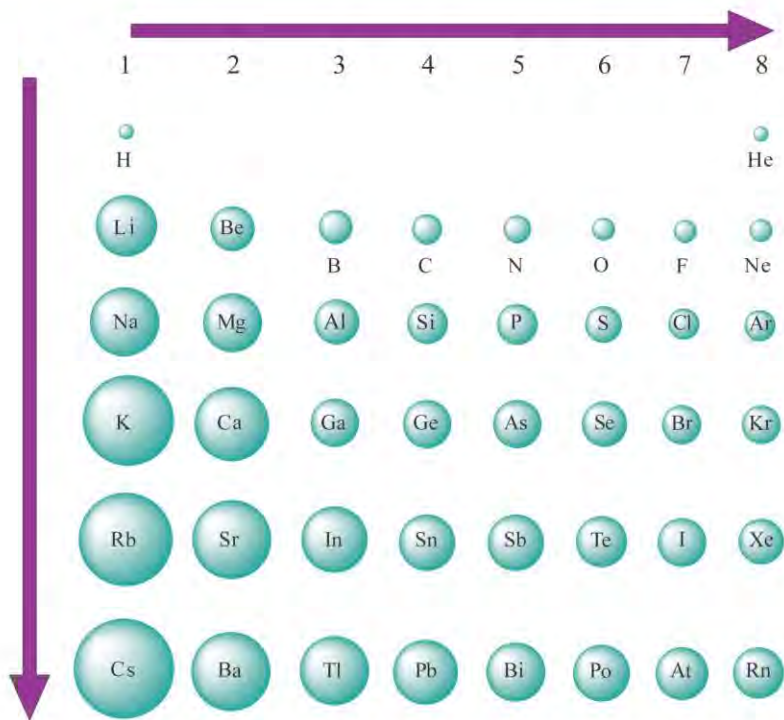


Мал. 9. Схема зміни енергії іонізації хімічних елементів

Властивості неметалічних елементів характеризують за *спорідненістю до електрона*, тобто енергетичним ефектом приєднання електрона до атома (у перерахунку на 1 моль). Чим вища спорідненість до електрона, тим міцніше атом утримує чужий електрон, тим сильніше виражені його окиснювальні властивості.

Радіус атома. Зрозуміло, що атоми не мають суворо визначених меж через корпускулярно-хвильовий характер електрона. Тому абсолютне значення радіуса атома визначити неможливо. Ось чому за радіус атома умовно приймають відстань від ядра до найбільш віддаленого від нього електрона.

Спостерігається періодичність у зміні атомних радіусів. Так, у періодах зі збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні збільшується їх сумарний негативний заряд. Електрони сильніше притягаються до позитивно зарядженого ядра, і атом ніби стискається, тобто його радіус зменшується (мал. 10).



Мал. 10. Порівняльні величини атомних радіусів деяких елементів

Зі збільшенням атомного номера елементів радіуси його атомів в А групах, як правило, збільшуються внаслідок збільшення числа енергетичних рівнів. Проте збільшення заряду ядра при цьому викликає протилежний ефект. Тому збільшення атомних радіусів зі збільшенням головного квантового числа n (номера періоду) відносно невелике, а в деяких випадках, наприклад у p -елементів IIIA групи, значення радіуса атома Al більше, ніж у Ga.

Електронегативність елемента — це здатність атома елемента в хімічній сполуці притягувати до себе електрони. Чим більше електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару (через що вона зміщується в бік більш електронегативного елемента), тим яскравіше виявлені в нього неметалічні властивості.

Уперше шкалу електронегативностей елементів розробив американський учений Л. Полінг (1932). Він виявив загальну тенденцію зміни електронегативностей елементів у періодичній системі: в періодах їх електронегативність зростає зліва направо, а в групах — знизу вгору.

Як пояснити цю закономірність?

У періодах у міру зростання зарядів ядер атомів число валентних електронів збільшується, радіус атомів зменшується, а спорідненість до електрона зростає. Отже, електронегативність збільшується.



Л. К. Полінг
(1901—1994)

Американський фізик і хімік, громадський діяч. Праці зі структури білків, імунохімії, молекулярної генетики. Виступав проти випробувань ядерної зброї. Нобелівська премія з хімії (1954), Нобелівська премія миру (1962), Міжнародна Ленінська премія (1970). Золота медаль ім. Ломоносова АН СРСР (1977)

У групах А навпаки: радіус атомів збільшується, зв'язок валентних електронів з ядром послаблюється, і приєднання нових електронів ускладнюється, тобто електронегативність зменшується.

Найбільшу електронегативність мають галогени, особливо Флуор; найменшу — лужні елементи. Інертні елементи електронегативності не мають.

! Коротко про головне

Властивості хімічних елементів змінюються періодично зі зростанням зарядів ядер атомів. Причина зміни властивостей полягає в тому, що так само періодично змінюється число валентних електронів у атомах.

У періодах зі збільшенням зарядів ядер атомів елементів посилюються їх неметалічні властивості, а металічні — послаблюються, відповідно окиснювальні властивості посилюються, а відновні — послаблюються; електронегативність елементів посилюється, а радіуси атомів зменшуються.

У групах зі збільшенням зарядів ядер атомів елементів металічні властивості посилюються, а неметалічні — послаблюються, відповідно відновні властивості атомів посилюються, а окиснювальні — послаблюються; електронегативність елементів зменшується, а радіуси атомів збільшуються.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чим зумовлені металічні та неметалічні властивості атомів елементів. Назвіть два елементи: атоми одного з них найбільше виявляють металічні, атоми іншого — неметалічні властивості. Відповідь обґрунтуйте.
2. Поміркуйте, чому атоми з конфігурацією валентних електронів ns^2np^6 не виявляють спорідненості до електрона. Для обґрунтування відповіді наведіть схему розподілу валентних електронів по орбіталах у атомах Be і Ne.
3. Користуючись мал. 10 у підручнику, поясніть закономірність зміни величини атомних радіусів хімічних елементів у періодах і групах періодичної системи.
4. У атомів елементів, символи яких наведено нижче, електронегативність спочатку збільшується, а потім зменшується в ряді

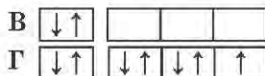
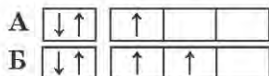
А Na, Mg, C;

В I, Cl, Br;

Б Na, K, Rb;

Г Cs, K, Be.

5. Серед схем розподілу електронів по квантових комірках елемент з найбільш яскраво вираженими неметалічними властивостями — це



- 6*. Назвіть металічні елементи за конфігураціями валентних електронів їх атомів: а) $6s^1$; б) $4s^2$; в) $3s^23p^1$; г) $4d^{10}5s^1$. Розмістіть ці елементи в порядку посилення відновних властивостей.
- 7*. Поміркуйте, як змінюються радіус, окиснювальні властивості атомів і металічні властивості простих речовин у таких рядах елементів:
- а) Al — Si — P — S;
 б) Ba — Sr — Ca — Mg;
 в) Te — Se — Br — Cl.
- 8*. Назвіть елемент, який не належить до металічних елементів, але його атом на зовнішньому енергетичному рівні містить два електрони. Схарактеризуйте цей елемент. Чому число валентних електронів його атома не відповідає номеру групи, в якій він міститься?
- 9*. Висловіть своє передбачення щодо властивостей, які повинен мати елемент з атомним номером 119.

§ 7. Характеристика хімічного елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ визначати місце хімічного елемента у періодичній системі;
- ▲ пояснювати будову атома хімічного елемента;
- ▲ характеризувати за місцем елемента у періодичній системі та будовою атома властивості простої речовини, склад і характер вищого оксиду та гідроксиду, склад легкої сполуки з Гідрогеном (де можливо).

Пригадайте:

- сучасне формулювання періодичного закону;
- основні закономірності зміни властивостей атомів, простих і складних речовин, утворених хімічними елементами, у періодах і групах.

Нині, коли встановлено зв'язок між ученням про періодичність і теорією будови атомів, можна доволі повно характеризувати хімічні елементи. Краще це робити за певним планом.

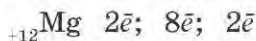
План характеристики хімічного елемента

- | | |
|---|---|
| 1. Хімічний знак і назва елемента. | Хлор Cl |
| 2. Місце хімічного елемента у періодичній системі (атомний номер, відносна атомна маса, період, група). | Атомний номер 17
$A_r(\text{Cl}) = 35,5$
3-й період
VIIA група |

- | | |
|---|---|
| 3. Будова атома хімічного елемента (заряд ядра атома; число протонів, нейтронів, електронів у атомі; розподіл електронів за енергетичними рівнями). Вид елемента (неметалічний або металічний). | $\begin{array}{c} \boxed{^{35}_{17}\text{Cl}} \\ 17p^+, 18n^0, 17e^- \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \end{array}$ |
| 4. Характер простої речовини, утвореної атомами цього елемента (метал, перехідний метал, неметал). | <p>хлор Cl_2 —
неметал</p> |
| 5. Склад вищого оксиду, його характер (основний, кислотний, амфотерний). | <p>Cl_2O_7
хлор(VII) оксид
кислотний оксид</p> |
| 6. Склад вищого гідроксиду, його характер (кислота, основа, амфотерний гідроксид). | <p>HClO_4
хлорна кислота</p> |
| 7. Склад легкої сполуки з Гідрогеном (для неметалічних елементів). | <p>HCl
гідроген хлорид, або
хлороводень; водний
розчин — кислота</p> |

Покажемо на прикладі Магнію, як ще можна характеризувати хімічний елемент.

1. Mg — Магній.
2. Елемент Магній має атомний номер 12, відносну атомну масу 24 (заокруглене значення). Розміщений у третьому періоді, в другій групі.
3. Оскільки атомний номер Mg $Z = 12$, то ядро атома Mg містить 12 протонів, заряд ядра $+12$. Число нейтронів у ядрі дорівнює:
 $N = A_r - Z = 24 - 12 = 12$. Оскільки атом електронейтральний, то число електронів у атомі також дорівнює 12. Електрони утворюють в атомі три шари (три енергетичних рівні):



Електронна конфігурація атома Магнію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Виходячи з будови атома, можна передбачити ступінь окиснення Магнію в його сполуках. Оскільки під час хімічних реакцій атом Магнію віддає два зовнішні електрони, виявляючи відновні властивості, то його ступінь окиснення дорівнює $+2$. Отже, Магній — типовий металічний елемент. Якщо порівняти з елементами-сусідами по групі, то відновні властивості у Магнію виявляються сильніше, ніж у Берилію Be , але слабкіше, ніж у Кальцію Ca . Це пов'язано зі збільшенням радіусів атомів при переході від Be до Mg і Ca . У зв'язку з цим два зовнішні електрони дедалі більше віддаляються від ядра, їхній зв'язок з ядром послаблюється, і атом легше втрачає їх, перетворюючись на позитивний двозарядовий йон.

4. Елемент Магній утворює просту речовину — магній, для якої характерні металічні кристалічні ґратки і металічний хімічний зв'язок,

5. Магній оксид MgO є основним оксидом. Він виявляє всі типові властивості основних оксидів (*пригадайте, які саме*).

6. Елементу Магнію відповідає гідроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — основа, що виявляє всі характерні властивості основ (*пригадайте, які саме*).

7. Леткої сполуки з Гідрогеном Магній не утворює, а утворює тверду солеподібну сполуку — $\overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-1}{\text{H}}_2$ магній гідрид.

Характеристику хімічного елемента можна подати в скороченій формі, наприклад:

Магній Mg

- Місце в періодичній системі: 3-й період, ІА група
- Склад атома: ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ $12p^+$, $12n^0$, $12\bar{e}$
- Будова атома: ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [{}_{10}\text{Ne}]3s^2$
- Властивості: $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{+2}$, типовий відновник
- Висновок: Магній — типовий металічний елемент

Такі характеристики можна навести для більшості хімічних елементів — металічних і неметалічних.

! Коротко про головне

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва дає змогу передбачати будову і властивості атомів елементів та утворених ними простих і складних речовин.

? Контрольні завдання

- Користуючись планом характеристики хімічного елемента, наведеним на с. 34, 35, схарактеризуйте Карбон.
- В атомі хімічного елемента електрони розподілені по енергетичних рівнях так: 2, 8, 6. Визначте місце цього елемента в періодичній системі; характер простої речовини, яку утворює цей елемент; склад і характер його вищого оксиду та гідроксиду; склад леткої сполуки з Гідрогеном, якщо цей елемент її утворює.
- Зазначте склад і назву вищого оксиду хімічного елемента з атомним номером 14. Поясніть характер цього оксиду.
- Відомо, що металічні властивості Магнію виражені слабкіше, ніж Натрію, але сильніше, ніж Алюмінію. Дайте пояснення.
- Обґрунтуйте, чи будуть вищі оксиди елементів з атомними номерами 6, 11, 18 взаємодіяти з кислотою. Напишіть рівняння можливих реакцій.
- Назвіть елемент п'ятого періоду, який є найтипівішим неметалічним елементом. Чому?
- Визначте хімічний елемент, якщо відомо, що в його атомі два електронних шари, а склад леткої сполуки з Гідрогеном відповідає формулі RH_2 . Яку просту речовину — метал або неметал — утворює цей елемент? Відповідь мотивуйте.
- Порівняйте будову електронних оболонок атомів елементів з атомними номерами: а) 7 і 15; б) 17 і 18. Знайдіть подібність і відмінність у будові електронних оболонок. Поясніть, чому подібність, а відмінність у будові

9. За місцем елемента у періодичній системі та будовою атома опишіть хімічні властивості елемента з атомним номером 23.
- 10*. Один з елементів, передбачених Д. І. Менделєєвим, утворює оксид, масова частка Оксигену в якому становить 0,306. У цьому оксиді елемент виявляє ступінь окиснення, що дорівнює +4. Визначте відносну атомну масу елемента, зазначте його назву.

§ 8. Хімічний зв'язок

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ пояснювати природу хімічного зв'язку, суть збудженого стану атома, правило октету, кратність зв'язку;
- ▲ вміти розрізняти різні типи хімічного зв'язку, пояснювати механізми їх утворення.

Ви вже знаєте, що лише деякі елементи (*пригадайте, які саме*) за стандартних умов перебувають у стані одноатомного газу (*чому?*). Атоми всіх інших елементів, навпаки, в індивідуальному вигляді не існують. Вони взаємодіють між собою або з атомами інших елементів, утворюючи більш або менш складні частинки, оскільки таке об'єднання за енергетичним станом вигідніше, ніж існування окремих атомів.

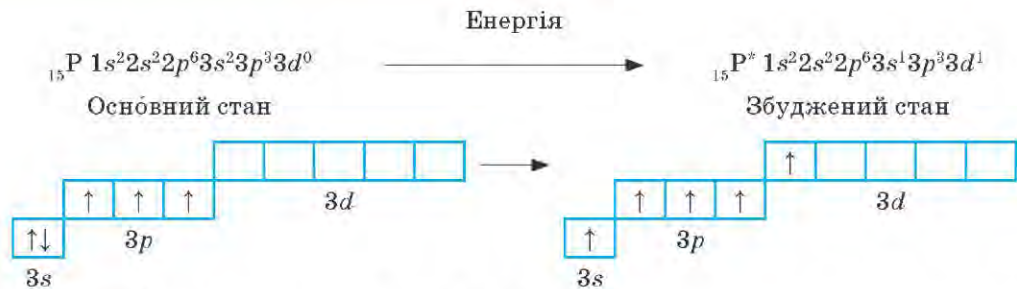
Під поняттям «хімічний зв'язок» розуміють різні види взаємодій, що зумовлюють утворення і стійке існування молекул, йонів, кристалів, радикалів.

В утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь:

- неспарені електрони атома;
 - пара валентних електронів, що перебувають на одній орбіталі;
 - вакантна орбіталь.
- ➔ Напишіть електронну формулу атома Натрію і складіть його електронну конфігурацію у вигляді квантових комірок. Визначте, скільки неспарених електронів містить валентний енергетичний рівень.

Під час утворення хімічного зв'язку атоми поглинають деяку кількість енергії і переходять у *збуджений стан*. Звідки ж береться ця енергія? Вона виділяється внаслідок утворення хімічного зв'язку, адже перебіг реакцій вимагає в одних випадках нагрівання, в інших — опромінення світлом або короткохвильового електромагнітного випромінювання. У цьому випадку на збудження атома затрачається відповідно тепла або світлова енергія.

Розглянемо, що відбувається з атомом Фосфору під час переходу в збуджений стан. У результаті поглинання деякої кількості енергії відбувається розпаровування валентних електронів, що перебувають на одній орбіталі. При цьому один з електронів переходить на вільну орбіталь, де знаходиться енергетичний рівень:



У незбудженому стані атом Фосфору має три неспарені електрони на p -підрівні і може утворювати три хімічні зв'язки, а в збудженому стані — п'ять.

Отже, в утворенні хімічного зв'язку між атомами головну роль відіграють валентні електрони, бо вони слабкіше зв'язані з ядром.

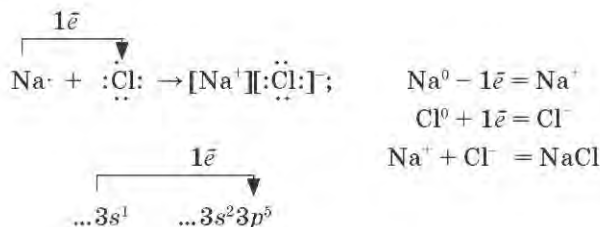
За сучасними уявленнями, *хімічний зв'язок має електронну природу*. В його утворенні беруть участь різні види взаємодій, у тому числі кулонівські сили, носіями яких є електрони і ядра атомів. Хімічний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

У результаті утворення хімічного зв'язку атоми можуть набувати такої самої електронної конфігурації, як в інертних елементах, які (за винятком Гелію) мають на зовнішньому рівні вісім електронів ns^2np^6 — октет. Прагнення до створення такої стійкої електронної конфігурації називається **правилом октету**.

Утворення стійкої електронної конфігурації може відбуватися різними способами, що спричиняє утворення різних типів хімічних зв'язків.

- Пригадайте типи хімічних зв'язків. Назвіть один-два типи.
- Поясніть механізми утворення хімічних зв'язків. Наведіть приклади.

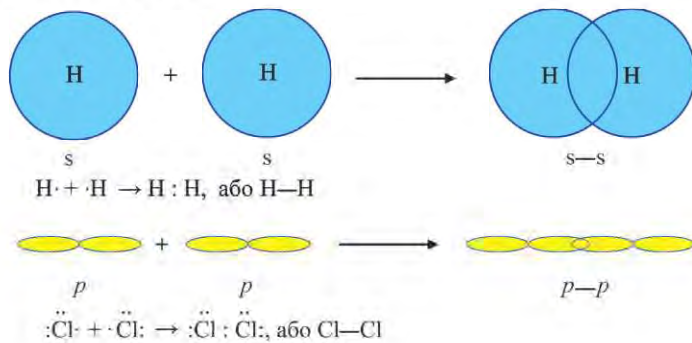
Йонний зв'язок утворюється під час взаємодії атомів, які дуже відрізняються один від одного за електронегативністю:



Протилежно заряджені йони притягуються один до одного, утворюючи йонні сполуки.

Ковалентний зв'язок утворюється за рахунок спільних електронних пар. Існують два механізми утворення ковалентного зв'язку — *обмінний і донорно-акцепторний*

- ➔ За мал. 11 поясніть механізм утворення ковалентного зв'язку в молекулах водню і хлору.



Мал. 11. Схема обмінного механізму утворення ковалентного зв'язку

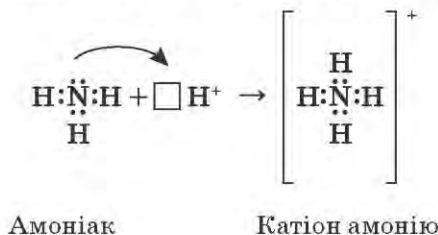
В обох прикладах ковалентний зв'язок об'єднує атоми одного й того самого елемента, тобто атоми з однаковою електронегативністю. Тому електронна густина зв'язку однаковою мірою належить обом атомам. Такий зв'язок називається *неполярним*.

У всіх наведених прикладах хімічний зв'язок здійснювався внаслідок утворення однієї спільної пари електронів. Проте атоми здатні утворювати дві або три спільні електронні пари.

- ➔ Напишіть схеми утворення хімічного зв'язку в молекулах етилену, карбон(IV) оксиду та азоту.

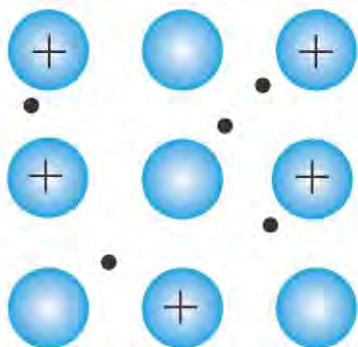
Число спільних електронних пар називають *кратністю зв'язку*.

Інший механізм утворення ковалентного зв'язку — донорно-акцепторний. Розглянемо його на прикладі утворення катіону амонію NH_4^+ :



Якщо за *обмінним механізмом* утворення ковалентного зв'язку кожний атом надає у спільне користування свій неспарений електрон, то в цьому випадку *електронну пару* дає тільки один атом Нітрогену — *донор електронів*. Атом, який приймає електронну пару в спільне користування (наразі це катіон Гідрогену, що надає свою вакантну орбіталь), називається *акцептором*. У результаті всі чотири зв'язки N—H у катіоні амонію абсолютно рівноцінні.

Металічний зв'язок існує в металах та їх сплавах між позитивними йонами та відносно вільними електронами (електронним газом), що є



Мал. 12. Схема металічного зв'язку

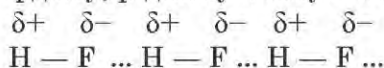
У металічних елементів енергія йонізації є нижчою, ніж у неметалічних. Тому валентні електрони легко відриваються від атомів і стають спільними для всього кристала. Так утворюються позитивні йони металічних елементів та електронний газ — сукупність рухливих електронів, які зв'язують катіони металічних елементів. Типовий металічний зв'язок характерний для лужних і лужноземельних металів. У перехідних металів зв'язок між атомами частково є ковалентним.

Водневий зв'язок утворюється через атом Гідрогену, що розміщений між двома електронегативними атомами (найчастіше атомами Флуору, Оксигену та Нітрогену). Його позначають крапками (мал. 13).



Мал. 13. Приклади водневого зв'язку

Молекули гідроген флуориду HF завдяки водневим зв'язкам асоційовані в ланцюги у твердому, рідкому й газуватому стані:



Такий зв'язок може утворювати тільки атом Гідрогену, але чому? У полярних молекулах поляризований атом Гідрогену має унікальні властивості: відсутність внутрішніх електронних оболонок, значний зсув електронної пари до атома з високою електронегативністю і дуже малий розмір. Саме тому атом Гідрогену здатний глибоко укорінитися в електронну оболонку сусіднього негативно поляризованого атома (F, O, N).

Водневий зв'язок дуже поширений і відіграє важливу роль під час асоціації молекул, у процесах кристалізації, розчинення, утворення кристалогідратів тощо.

! Коротко про головне

Хімічний зв'язок утворюється лише в тому випадку, коли під час наближення атомів повна енергія системи знижується.

Він виникає за рахунок електростатичної взаємодії ядер і електронів атомів, а також різних видів взаємодій, унаслідок чого існують дво- та багатоатомні структури (молекули, йони, кристали тощо).

В утворенні хімічного зв'язку між атомами головну роль відіграють електрони, розміщені на зовнішній оболонці. Саме тому будова валентної електронної конфігурації атомів є визначальним чинником при утворенні хімічного зв'язку. Існує така закономірність: під час утворення молекули атоми намагаються набути стійкої восьмиелектронної (октет) або двоелектронної (дублет) оболонки.

Хімічний зв'язок може утворюватися різними способами, що зумовлює різні типи хімічного зв'язку — йонний, ковалентний, металічний, водневий, які різняться механізмом утворення.

? Контрольні завдання

1. Поясніть природу хімічного зв'язку.
2. Розкрийте суть ковалентного зв'язку і на конкретних прикладах покажіть два способи його утворення.
3. Поясніть, що таке кратність зв'язку. Наведіть приклади.
4. Поясніть механізм утворення йонного типу зв'язку.
5. Розкрийте суть водневого зв'язку. На прикладі води покажіть механізм його утворення.
6. Схарактеризуйте металічний зв'язок. Поясніть, чому поняття валентності до металів як простих речовин незастосовно.
- 7*. Металічний зв'язок утворює елемент з електронною конфігурацією атома

А $1s^1$;	В $\dots 2s^2 2p^2$;
Б $1s^2$;	Г $\dots 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$.
- 8*. Водневий зв'язок найміцніший у

А Н – О...Н –;	В Н – N...Н –;
Б Н – F...Н –;	Г Н – Cl...Н –.
- 9*. Атом Нітрогену є електронним аналогом Фосфору. Проте Фосфор може утворювати п'ять хімічних зв'язків, а Нітроген — ні. Поясніть, чому.

§ 9. Кристалічні ґратки

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ характеризувати внутрішню будову твердої речовини;
- ◆ розрізняти типи кристалічних ґраток;
- ◆ пояснювати аморфний стан, будову кристалічних ґраток різних типів, залежність фізичних властивостей речовин від кристалічної будови й обґрунтовувати її.

Ви вже знаєте, що відносно прості форми організації речовини —

існують. Вони взаємодіють одна з одною й утворюють сукупність частинок — різні речовини.

- Пригадайте з курсу фізики, в якому агрегатному стані можуть існувати речовини і чим ці стани відрізняються.

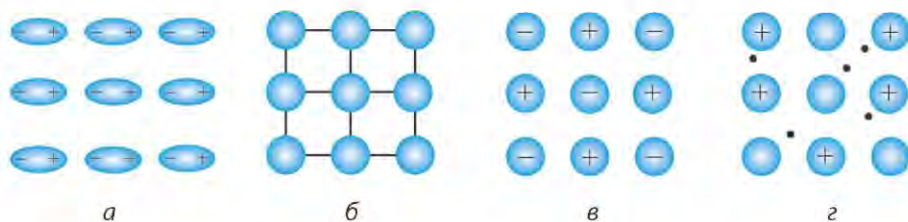
Залежно від природи частинок і характеру взаємодії між ними розрізняють певні агрегатні стани.

Тверді речовини можуть перебувати в аморфному і кристалічному станах. Речовини в аморфному стані *не мають упорядкованої структури*. До них належить багато полімерів, смоли, янтар (бурштин), силіцій, селен тощо. Серед аморфних матеріалів найвідомішим є скло, тому аморфний стан ще називають *склоподібним*.

У речовин у кристалічному стані складові частинки мають упорядковане просторове розташування. Регулярне розміщення частинок у твердому тілі зображується у вигляді ґраток, у вузлах яких містяться ті або інші частинки, з'єднані уявними лініями, що утворюють так звані *кристалічні ґратки*.

Кристалічні ґратки — це розташування у просторі атомів, молекул, йонів у певному порядку.

На основі різної природи частинок, які містяться у вузлах кристалічних ґраток, і різних хімічних зв'язків між ними усі кристали поділяються на молекулярні, атомні, йонні та металічні. Залежно від цього й кристалічні ґратки поділяють на відповідні типи (мал. 14).



Мал. 14. Типи кристалічних ґраток: а — молекулярні; б — атомні; в — йонні; г — металічні

Молекулярні кристали. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток (мал. 14, а) містяться молекули (полярні та неполярні), зв'язані між собою слабкими міжмолекулярними силами, зокрема водневими зв'язками. Наприклад, кристали льоду складаються з молекул води, які утримуються в ґратці водневими зв'язками, що значно слабкіші за сили ковалентного зв'язку. Тому речовини з молекулярними ґратками мають невелику твердість, вони легкоплавкі й леткі. До таких речовин належать кристали йоду, хлору, броду, водню, кисню, азоту, інертних газів, «сухого льоду» CO_2 , амоніаку NH_3 , метану CH_4 та майже всіх органічних сполук.

Атомні кристали. У вузлах атомних кристалічних ґраток містяться

Тому речовини з таким типом кристалічних ґраток характеризуються великою твердістю, дуже високими температурами плавлення і кипіння; вони нелеткі, практично не розчиняються в жодних розчинниках, електричний струм не проводять. Атомні ґратки мають лише деякі речовини в твердому стані — алмаз С, силіцій Si, бор В, силіцій(IV) оксид SiO_2 , силіцій(IV) карбід SiC та ін.

Йонні кристали. У вузлах йонних кристалічних ґраток містяться позитивно і негативно заряджені йони — як прості (Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{2-}), так і складні (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NH_4^+) (мал. 14, в). Вони сполучені один з одним силами електростатичного притягання. До них належать солі, основні оксиди, гідроксиди. Речовини з йонними ґратками мають порівняно високу твердість; вони доволі тугоплавкі, майже нелеткі та крихкі.

Металічні кристали. У вузлах металічних кристалічних ґраток містяться атоми і позитивно заряджені йони. Між ними — «електронний газ», розподілений по всьому металу (мал. 14, г). Отже, валентні електрони атомів не локалізовані. Між позитивно зарядженими йонами металічних елементів та нелокалізованими електронами існує електростатична взаємодія. Речовини з металічними ґратками — метали — мають різні температури плавлення, здебільшого високі. Вони нелеткі (крім ртуті), тверді, пластичні, ковкі. Мають високу електро- та теплопровідність.

! Коротко про головне

Тверді речовини у кристалічному стані складаються з атомів, молекул, йонів, розміщених не хаотично, а в певному порядку, утворюючи кристалічні ґратки.

Залежно від характеру частинок, які утворюють кристал, і типу хімічного зв'язку між ними кристалічні ґратки поділяються на *молекулярні, атомні, йонні, металічні*.

Тип кристалічної ґратки чітко визначає фізичні властивості речовини. Чим міцніший зв'язок між структурними частинками кристалічної ґратки, тим переважно вищі твердість речовини і температура плавлення. Міцними є атомні та металічні ґратки, а молекулярні мають незначну міцність і невисокі температури плавлення, особливо якщо у вузлах ґратки містяться неполярні молекули.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, як ви розумієте аморфний і кристалічний стан твердої речовини.
2. Схарактеризуйте кристалічні ґратки речовини. Вкажіть ознаки, за якими вони поділяються на певні типи.
3. Речовина, в якій хімічні зв'язки утворені між атомами елементів із зарядами ядер +3 і +17, має кристалічні ґратки

А атомні;

В металічні;

Б йонні;

Г молекулярні.

4. Поясніть, чому різні метали мають такі спільні властивості, як електрична провідність, металічний блиск, пластичність.
5. За стандартних умов йонна кристалічна ґратка характерна для
 А йоду; В натрій карбонату;
 Б глюкози; Г калій гідроксиду.
6. Металічну кристалічну ґратку має речовина, утворена елементом з електронною конфігурацією (повною або скороченою) атомів
 А $1s^1$; В $\dots 2s^2 2p^2$;
 Б $1s^2$; Г $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.
7. Речовина, утворена елементами з електронними конфігураціями атомів $1s^1$ і $2s^2 2p^2$, має кристалічні ґратки
 А атомні; В молекулярні;
 Б йонні; Г металічні.
- 8*. Речовини з молекулярними кристалічними ґратками утворені парами елементів з електронною конфігурацією атомів
 А $1s^1$ і $\dots 2s^2 2p^3$;
 Б $\dots 2s^2 2p^4$ і $\dots 2s^2 2p^2$ (у вищому ступені окиснення);
 В $\dots 2s^2 2p^4$ і $\dots 3s^2 3p^2$ (у вищому ступені окиснення);
 Г $\dots 3d^{10} 4s^1 4p^0$ і $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^0$.

§ 10. Валентність і ступінь окиснення

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ *пояснювати* сучасний зміст понять валентності та ступеня окиснення;
- ◆ *вміти* визначати валентність і ступінь окиснення атомів елементів у сполуках та розмежовувати ці поняття.

Поняття «валентність» було введено в хімію у середині XIX ст., раніше, ніж дізналися про будову атома.

Валентність — це здатність атома хімічного елемента приєднувати або заміщувати певне число атомів іншого елемента.

Це поняття відіграло неоціненну роль у розвитку хімії. Д. І. Менделєєв, розміщуючи елементи в комірках періодичної системи, використовував валентність як орієнтир у спірних питаннях (*яких саме?*). О. М. Бутлеров уявлення про валентність поклав в основу класичної теорії хімічної будови. Проте фізичний зміст валентності став відомим лише з розвитком електронної теорії будови атома. *Валентністю атома почали вважати число його неспарених електронів* у основному або збудженому станах, які беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів, тобто в утворенні ковалентних

електронна конфігурація Кальцію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$, або $A, 4s^2$, засвідчує, що валентність Кальцію дорівнює нулю, оскільки $Ca 4s^2$.

У результаті збудження атома відбувається розпаровування електронів, і один з $4s^2$ -електронів переходить на вакантну $4p$ -орбіталь. Валентність Ca у збудженому стані дорівнює 2:



У атомів більшості d - та f -елементів на зовнішніх оболонках в основному стані немає неспарених електронів, тому їх валентність дорівнює нулю, незважаючи на те, що на передостанніх d - та f -орбіталах є неспарені електрони. Але вони не можуть утворити електронні пари з електронами інших атомів, оскільки екрануються електронами зовнішньої оболонки.

Оскільки електрони внутрішніх оболонок атома не беруть участі в утворенні хімічних зв'язків, вважали, що максимальна валентність елемента має дорівнювати числу електронів на зовнішній електронній оболонці, отже, номеру групи.

Згодом виявилось, що:

- валентність не завжди відповідає номеру групи періодичної системи, в якій розміщений елемент;
- атоми більшості елементів у неорганічних сполуках можуть утворювати різне число хімічних зв'язків з іншими атомами;
- у багатьох випадках важко визначити валентність елементів (це, наприклад, ферум пентакарбоніл $Fe(CO)_5$, пентаборан B_5H_9);
- є сполуки, до яких поняття валентності взагалі незастосовне, наприклад інтерметаліди ($NaCd_5$, $NaZn_{12}$, $FeZn_7$); кристалічні сполуки, що мають йонну будову; сполуки з металічним зв'язком.

Усе зазначене і розвиток електростатичної теорії хімічного зв'язку пояснюють необхідність введення формального поняття «ступінь окиснення», яке є загальною характеристикою атомів хімічних елементів.

Ступінь окиснення — це умовний заряд, якого набув би атом у речовині, якби спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома.

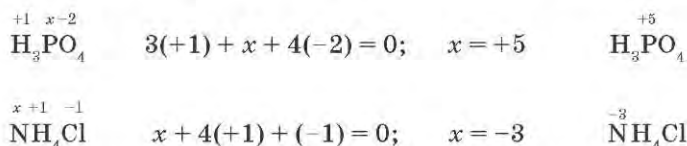
Для визначення ступеня окиснення елемента у сполучі варто придати правила, з якими частково ви ознайомилися раніше.

- Ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю.
- Елементи-метали у сполуках мають позитивні ступені окиснення.
- Гідроген у сполуках має ступінь окиснення +1 (крім гідридів металічних елементів NaH ; CaH_2 , тощо).

- Оксиген у сполуках має ступінь окиснення -2 (за винятком оксиген флуориду $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ і гідроген пероксиду $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$).
- Ступінь окиснення Флуору в усіх його сполуках становить -1 .
- Найвище позитивне значення ступеня окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи у періодичній системі, де розміщений елемент, а найвище негативне значення — номеру групи мінус 8.

Винятком становлять Флуор, Оксиген, Ферум: найвищий ступінь окиснення атомів цих елементів виражається числом, значення якого нижче за номер групи, до якої вони належать. У елементів ІВ групи, навпаки, найвищий ступінь окиснення більший за одиницю, хоча вони належать до І групи.

Застосовуючи ці правила для визначення ступеня окиснення елемента в сполуці, потрібно пам'ятати, що *алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці завжди дорівнює нулю*. Наприклад:



Поняття «ступінь окиснення» використовується в неорганічній хімії для різних практичних і навчальних цілей.

! Коротко про головне

Поняття *валентності* виникло у середині ХІХ ст., і дотепер його зміст постійно розвивається разом з хімічною наукою. Сучасні уявлення про валентність часто ототожнюють із загальним уявленням про хімічний зв'язок, і під *валентністю елемента* розуміють число спільних електронних пар, які зв'язують атом елемента з іншими атомами.

Поняття валентності застосовується тільки для сполук з ковалентним зв'язком. Для сполук з йонним і металічним зв'язками його застосовувати не можна.

Кількісною характеристикою стану атома в хімічних сполуках нині вважають *ступінь окиснення* елемента. Це умовний заряд, якого набув би атом у складі хімічної сполуки за умови, що електронні пари, якими він сполучений з іншими атомами, зміщені до більш електронегативних атомів.

Найвищий ступінь окиснення елемента (а не валентність!) дорівнює номеру групи, в якій розміщений елемент (є винятки).

Ступінь окиснення — формальне поняття, однак з другої половини ХХ ст. воно широко використовується у неорганічній хімії як альтернатива поняттю «валентність».

? Контрольні завдання

1. Поясніть, що таке валентність елементів і чому поняття «валентність» не можна застосовувати для сполук з йонним і металічним зв'язком.
2. Поясніть, як ви розумієте ступінь окиснення елемента в сполуці і визначте ступені окиснення елементів у сполуках з такими формулами: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; N_2O ; Mn_2O_7 ; CaCrO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; NH_4NO_3 .
3. Поясніть механізм утворення зв'язків у йоні гідроксонію H_3O^+ . Яку валентність виявляє Оксиген у цьому йоні?
- 4*. Поміркуйте, чому Алюміній вважають тривалентним елементом, адже його атоми на зовнішньому шарі мають лише один неспарений електрон.
- 5*. Наведіть приклади речовин (не менше трьох), у яких значення ступенів окиснення атомів і валентності не збігаються.
- 6*. Поміркуйте, чому для атомів Фосфору максимальна валентність збігається з номером групи, а для атомів Нітрогену — ні.
- 7*. Поясніть, чому Сульфур може виявляти змінну валентність — два, чотири і навіть шість, а Оксиген завжди двовалентний.
- 8*. Визначте валентність Карбону та його ступені окиснення у таких сполуках:
 CH_4 ; CH_3Cl ; CH_2Cl_2 ; CHCl_3 ; CCl_4 .

§ 11. Окисно-відновні реакції

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ пояснювати значення окисно-відновних реакцій, суть процесів окиснення й відновлення, понять окисник і відновник;
- ◆ визначати окисник і відновник;
- ◆ складати схеми електронного балансу;
- ◆ розставляти коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій.

Пригадаємо означення:

реакції, під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються **окисно-відновними**.

Будь-яка окисно-відновна реакція (ОВР) складається з процесів окиснення і відновлення. *Окиснення* — це процес віддавання електронів, тобто підвищення ступеня окиснення елемента. Речовини, які у процесі реакції віддають електрони, називаються *відновниками*.

Наприклад, $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$.

Процес окиснення: Цинк — відновник.

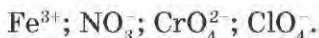
До типових відновників належать прості речовини, атоми яких мають низьку електронегативність, наприклад метали, вуглець, водень.

Відновлення — це процес приєднання електронів, тобто зниження ступеня окиснення елемента. Речовини, які під час реакції приєднують електрони, називаються *окисниками*.



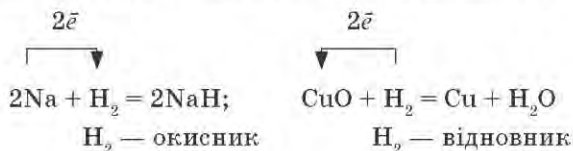
Процес відновлення: Йон Cu^{2+} — окисник.

До типових окисників належать прості речовини, атоми яких мають високу електронегативність, наприклад галогени, кисень, а також катіони й аніони, що містять атоми з високим ступенем окиснення:



Слід пам'ятати, що один і той самий елемент може виявляти різні властивості: окисні (у високих ступенях окиснення) і відновні (у нижчих ступенях окиснення). Так, Сульфур у $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$ виявляє окиснювальні властивості, а Сульфур у $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ — відновні властивості.

Один і той самий елемент в одному і тому самому ступені окиснення залежно від умов реакції може виявляти як окиснювальні, так і відновні властивості. Так, водень у реакціях з металами — окисник, а в реакціях із неметалами або оксидами металічних елементів — відновник:

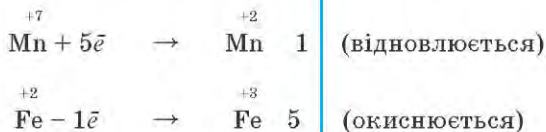
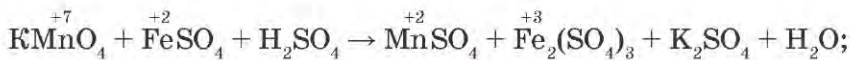


Окисно-відновні реакції мають дуже складний характер. Відокремлений перебіг реакцій окиснення і відновлення відбувається лише в електрохімічних процесах. У хімічних ОВР окиснення і відновлення взаємопов'язані.

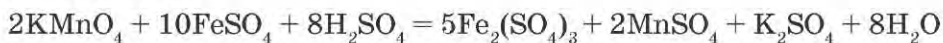
Відомо кілька методів складання рівнянь ОВР. Нагадаємо алгоритм дій, які необхідно виконати для складання рівнянь цих реакцій:

- записати схему реакції — формули вихідних речовин і продуктів реакції;
- визначити елементи, атоми яких змінюють ступінь окиснення;
- скласти електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення;
- знайти додаткові множники-коефіцієнти;
- поставити коефіцієнти у схемі реакції, вона перетвориться на рівняння реакції (перевірка!).

Наприклад, потрібно скласти рівняння реакції окиснення ферум(II) сульфату калій перманганатом у кислому середовищі. Оскільки реакція відбувається в кислому середовищі, то в лівій частині рівняння, крім окисника і відновника, має бути кислота, зазвичай розбавлена сульфатна. Продуктами реакції мають бути сульфати Мангану(II), Калію, Феруму(III) і вода. Схема реакції і наступні дії:



Отже, для збереження балансу відданих і приєднаних електронів у лівій та правій частинах рівняння має бути по 10 атомів Феруму і по два атоми Мангану:



Окисно-відновні реакції дуже різноманітні. Їх значення в хімії, технології та повсякденному житті людини важко переоцінити. ОВР лежать в основі добування металів і сплавів, водню і галогенів, лугів та лікарських препаратів. З ними тісно пов'язано функціонування біологічних мембран, процеси дихання і травлення, робота хімічних джерел струму (аккумуляторів і батарейок) тощо.

! Коротко про головне

Характерною ознакою окисно-відновних реакцій (ОВР) є зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Процес віддавання електронів — це *окиснення*, а процес їх приєднання — це *відновлення*.

Елементи, а отже, й речовини, що віддають електрони, є *відновниками*, а які їх приєднують — *окисниками*.

Відновники, віддаючи електрони, окиснюються, а окисники, приєднуючи їх, відновлюються. Отже, окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. Це означає, що окисно-відновні реакції — єдність двох протилежних процесів — окиснення і відновлення.

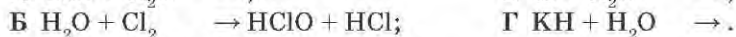
Окисно-відновні властивості атомів елементів залежать від їх електронегативності: чим більша електронегативність елемента, тим сильніші його окиснювальні властивості, і навпаки, чим менша електронегативність, тим сильніші відновні властивості елемента.

? Контрольні завдання

- Поясніть, які реакції називаються окисно-відновними. Наведіть приклади і розкрийте їх значення.
- Окиснювальні властивості елементів зростають у ряді
 - Хлор, Бром, Флуор;
 - Бром, Хлор, Флуор;
 - Сульфур, Гідроген, Оксиген.
- Серед зазначених речовин найсильнішим відновником є

А сірка:	Б кисень:	В хлор:	Г алюміній
----------	-----------	---------	------------

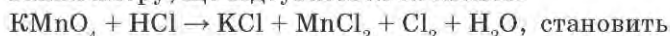
4*. Вода є окисником у схемах окисно-відновних реакцій



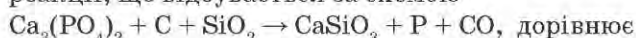
5*. Схеми процесів окиснення — це



6*. Загальна сума коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновної реакції добування хлору, що відбувається за схемою



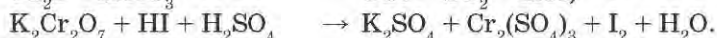
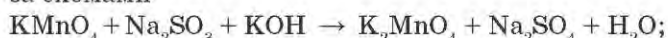
7*. Значення коефіцієнта перед формулою відновника в окисно-відновній реакції, що відбувається за схемою



8*. Для окисно-відновної реакції, що відбувається за схемою $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, найменше спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів становить



9*. Розставте коефіцієнти в окисно-відновних реакціях, що відбуваються за схемами



§ 12. Розчини. Процес розчинення речовин

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ *наводити* означення понять «розчин» і «розчинність»;
- ◆ *характеризувати* види розчинів і механізм їх утворення;
- ◆ *пояснювати* зміст і значення сольватів, гідратів, кристалогідратів; чинники, які впливають на розчинність речовин; теплові ефекти під час розчинення різних речовин;
- ◆ *розуміти* суть хімічної теорії розчинів.

Ви вже знаєте, що розчинами називають однорідні системи (гомогенні суміші), які містять не менше двох речовин: одна — розчинник, інша — розчинена речовина. Розчини можуть бути в будь-якому агрегатному стані. Залежно від агрегатного стану розчинника розрізняють газуваті, рідкі й тверді розчини.

Газуватими розчинами є повітря та інші суміші газів.

До рідких розчинів належать гомогенні суміші газів, рідин і твердих речовин з рідинами.

Твердими розчинами є скло, сплави металів один з одним.



Мал. 15.
Термоскоп

у розчин, утворюючи в результаті якісно нову однорідну систему — розчин.

Розчинник — це компонент розчину, який перебуває у тому самому агрегатному стані, що й розчин.

Утворення багатьох розчинів супроводжується *тепловими ефектами*.

Дослід 1. У велику хімічну склянку наливаємо воду і занурюємо в неї термоскоп (мал. 15). Фіксуємо положення рівня рідини в трубці за допомогою рухомого гумового кільця на трубці. Додаємо у воду кілька мілілітрів концентрованої сульфатної кислоти (або кілька кусочків їдкого натру) і, перемішавши рідину термоскопом, фіксуємо підвищення температури розчину (за підвищенням рівня рідини в трубці).

Дослід 2. У хімічній склянці з водою, в яку занурено термоскоп, розчиняємо амоній нітрат. Температура розчину при цьому помітно знижується.

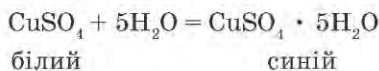
Теплові ефекти, що спостерігалися під час розчинення речовин, пояснює хімічна, або сольватна, теорія розчинів, запропонована Д. І. Менделєєвим у 1887 р. Суть теорії полягає в тому, що між частинками розчиненої речовини і молекулами розчинника відбувається взаємодія, в результаті якої утворюються нестійкі сполуки змінного складу — *сольвати* або *гідрати*, якщо розчинником є вода. В їх утворенні головну роль відіграють неміцні міжмолекулярні сили, зокрема водневий зв'язок.

Сучасна теорія розчинів розглядає розчинення як сукупність таких процесів:

- взаємодія розчинника з частинками розчиненої речовини — *сольватація* (утворюються зв'язки), що супроводжується *виділенням теплоти*;
- руйнування структури розчиненої речовини і кристалічних ґраток — *іонізація*, що відбувається з *поглинанням теплоти*;
- розподіл сольватованих (гідратованих) частинок в об'ємі розчинника — *дифузія*.

Залежно від співвідношення значень теплових ефектів процес розчинення речовини може бути екзо- або ендотермічним.

Підтвердженням існування процесу сольватації (гідратації) є утворення *кристалогідратів*:





Мал. 16. Зневоднення мідного купоросу

Кристалогідрати — це кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води.

Утворення кристалогідратів супроводжується виділенням теплоти, а для відщеплення води кристалогідрати потрібно нагрівати.

Дослід 3. У пробірку поміщаємо 1—2 г кристалів мідного купоросу і, закріпивши її штативі трохи похило в бік отвору (*чому?*), поступово нагріваємо (мал. 16). При цьому кристалізаційна вода відщеплюється від купрум(II) сульфату. Водяна пара частково конденсується в холоднішій частині пробірки, і вода стікає в інший попередньо висушений циліндр, на який якого вміщено 2—3 кристали калій перманганату. При нагріванні мідний купорос, перетворюючись у безводний купрум(II) сульфат, утрачає колір і стає білим порошком.

За розглянутим вище механізмом у воді розчиняється багато сполук з йонними і молекулярними (полярними) кристалічними ґратками. Речовини з атомними або металічними кристалічними ґратками у воді практично не розчиняються.

Розчинність речовини чисельно дорівнює її концентрації у насиченому розчині за даних умов.

Розчинність речовин залежить від: а) природи речовини; б) природи розчинника; в) умов розчинення (температури, тиску).

Речовини йонної природи (солі, луги) або речовини, молекули яких є полярними (кислоти), добре розчиняються у полярних розчинниках. Речовини молекулярної, але неполярної будови добре розчиняються в неполярних або малополярних розчинниках, погано — у воді. Діє емпіричне правило: *подібне розчиняється у подібному*.

З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується, зростає і взаємна розчинність рідин. А розчинність газів, навпаки, зменшується з підвищенням температури. Це пояснюється тим, що розчинність газів — процес екзотермічний.

Тиск впливає тільки на розчинність газів: у разі підвищення тиску їх розчинність збільшується, а в разі зниження — зменшується.



Коротко про головне

Розчин — неоднорідна система змінного складу, що містить

Розчини посідають проміжне місце між хімічними сполуками та сумішами. З одного боку, вони так само, як і хімічні сполуки, гомогенні; утворення розчинів переважно супроводжується тепловими ефектами, що засвідчує взаємодію розчиненої речовини з розчинником. З іншого — у розчинах немає чіткого співвідношення між розчиненою речовиною і розчинником; розчин можна розділити на окремі складові — як суміш. Розчинення — складний фізико-хімічний процес, що складається із *сольватації (гідратації), йонізації, дифузії*.

Розчинність речовини — це її здатність переходити у розчин. Розчинність дорівнює концентрації речовини у насиченому розчині. Вона залежить від природи розчинюваної речовини і розчинника та зовнішніх чинників — температури і тиску.

? Контрольні завдання

1. Наведіть означення розчину і назвіть види розчинів, які ви знаєте.
2. Поясніть механізм утворення розчину і поміркуйте, чому процес розчинення речовини може бути ендотермічним або екзотермічним.
3. Розкажіть, що таке розчинність та від яких чинників вона залежить. Відповідь обґрунтуйте.
- 4*. Поясніть, як ви розумієте емпіричне правило «подібне розчиняється у подібному».
- 5*. Поміркуйте, чому йод I_2 розчиняється в органічних розчинниках і не розчиняється у воді.
- 6*. Поясніть теплові ефекти, що спостерігаються під час розчинення у воді: а) сульфатної кислоти; б) калій нітрату.
- 7*. Неправильні твердження — це
 А насичений розчин не може бути розбавленим;
 Б у розчинах, як і в механічних сумішах, властивості окремих компонентів завжди зберігаються у незмінному вигляді;
 В при змішуванні різних рідин сумарний об'єм завжди дорівнює сумі об'ємів рідин, що змішувалися;
 Г у насиченому розчині за певних умов речовина більше не розчиняється.
- 8*. Після прожарювання 13,9 г залізного купоросу маса безводного ферум(II) сульфату становить 7,6 г. Визначте формулу залізного купоросу.

§ 13. Кількісний склад розчинів

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- пояснювати поняття «молярна концентрація», «масова частка» розчиненої речовини;
- вміти визначати зазначені поняття, обчислювати склад розчинів і виготовляти розчини з певною молярною концентрацією розчиненої речовини.

Кількісний склад розчинів найчастіше виражається безрозмірною відносною величиною — *масовою (об'ємною, молярною) часткою* і роз-

Концентрація показує відношення кількості розчиненої речовини (молярна концентрація) або маси (масова концентрація) до об'єму розчину.

Масова концентрація

$$\rho = \frac{m(\text{кг})}{V(\text{м}^3)}$$

Молярна концентрація

$$c = \frac{n(\text{моль})}{V(\text{м}^3)}$$

Молярна концентрація (c) — це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини (n) до об'єму розчину (V).

Виражається у моль/м³ або моль/л. Для позначення одиниці молярної концентрації використовують також символ M . Наприклад, $1M$ — одномолярний розчин, тобто $c = 1$ моль/л; $0,1M$ — децимолярний розчин ($c = 0,1$ моль/л); $0,02M$ — двосантимольарний розчин ($c = 0,02$ моль/л).

Припустимо, нам треба приготувати децимолярний розчин натрій сульфату. Це означає, що в розчині об'ємом 1 л має міститися сіль Na_2SO_4 кількістю речовини 0,1 моль, тобто $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$ г/моль, $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$ г/моль \cdot моль = 142 г; $0,1$ моль $(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 14,2$ г.

Дослід. Зважуємо сіль Na_2SO_4 масою 14,2 г (*пригадайте правила зважування*) і всипаємо її в мірну колбу об'ємом 1 л.

Доливаємо потроху дистильовану воду і струшуємо колбу, аби сіль повністю розчинилася (*пригадайте правила струшування рідини в колбі*). Доливаємо воду до позначки на вузькій шийці колби, і децимолярний розчин солі об'ємом 1 л готовий: $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л.

Масова концентрація — це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини (m) до об'єму розчину (V).

Одиницями масової концентрації є кг/м³, г/л, г/мл. До введення системи СІ масову концентрацію розчину, виражену в г/мл (г/см³), називали титром розчину, а концентрацією — будь-які форми вираження відносного вмісту розчиненої речовини. Мілілітр (мл) — спеціальна назва кубічного сантиметра (см³).

Масова частка — це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до маси розчину.

$$W = \frac{m_1(\text{речовини})}{m_2(\text{розчину})}$$

Масова частка — безрозмірна величина. Виражається у частках одиниці або відсотках. Наприклад, масова частка дорівнює 0,03, або 3 %.

! Коротко про головне

Кількісний склад розчину виражається кількома способами, найчастіше — це масова частка або концентрація (не розчину, а розчиненої речовини!).

Концентрація показує відношення маси або кількості речовини, яка міститься в розчині, до об'єму розчину; відповідно розрізняють *масову* і *молярну* концентрації.

Молярна концентрація показує число молів розчиненої речовини, яке міститься в 1 л розчину. Позначається c ; одиниці вимірювання — моль/м³, моль/л.

Частка розчиненої речовини — це відношення однотипних величин. Наприклад, масова частка є відношенням маси розчиненої речовини до маси розчину, безрозмірна величина. Позначається W (дубль ве), виражається у частках одиниці або відсотках.

? Контрольні завдання

- Якщо у воді масою 159 г розчинити калій гідроксид масою 75 г, то масова частка лугу в розчині становитиме
 А 34,3 %; Б 33,3 %; В 32,3 %; Г 31,3 %.
- Унаслідок упарювання розчину солі масою 12 кг з масовою часткою NaCl 12 % добуто розчин масою 9,6 кг. Масова частка солі в утвореному розчині дорівнює
 А 15 %; Б 20 %; В 30 %; Г 35 %.
- Унаслідок розчинення натрій гідроксиду масою 240 г утворився розчин об'ємом 2 л, молярна концентрація NaOH в якому дорівнює
 А 1 моль/л; Б 2 моль/л; В 3 моль/л; Г 4 моль/л.
- Маса натрій карбонату для приготування розчину об'ємом 250 мл 0,2M дорівнює
 А 5,3 г; Б 3,3 г; В 10,6 г; Г 106 г.
- Сульфур(VI) оксид, утворений під час повного окиснення сульфур(IV) оксиду об'ємом 5,6 л (н.у.), розчинили у воді об'ємом 180 мл. Молярна концентрація утвореної в розчині сульфатної кислоти становить
 А 2,5 моль/л; В 3,75 моль/л;
 Б 1,25 моль/л; Г 4 моль/л.
- *. Масова частка хлороводню у розчині, який містить в одному об'ємі води 450 об'ємів HCl (н.у.), дорівнює
 А 42,3 %; Б 33,7 %; В 34 %; Г 36,3 %.
- *. Унаслідок розчинення у воді масою 36 г мідного купоросу масою 5 г утворюється розчин купрум(II) сульфату з масовою часткою
 А 9,8 %; Б 8,9 %; В 8,7 %; Г 7,8 %.
- *. Обчисліть об'єм розчину з масовою часткою калій гідроксиду 44 % і густиною 1,46 г/мл для розчинення алюмінію масою 8,1 г. Який об'єм водню (н.у.) при цьому виділяється?

ПРАКТИЧНА РОБОТА 2

ВИГОТОВЛЕННЯ РОЗЧИНУ СОЛІ ЗАДАНОЇ МОЛЯРНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Завдання. На основі знань з теорії розчинів ви повинні вміти готувати розчин з певною молярною концентрацією розчиненої речовини.

- *Завдання 1.* Приготувати 0,5 л 0,1М розчину натрій карбонату.
- *Завдання 2.* Приготувати 200 мл розчину з молярною концентрацією NaCl 0,1 моль/л.
- *Завдання 3.* Приготувати 0,5 л децимолярного розчину натрій нітрату.
- *Завдання 4.* Приготувати 200 мл розчину мідного купоросу з молярною концентрацією 0,2 моль/л.

У звіті зазначте відповідні обчислення і хід роботи (основні операції).

§ 14. Гідроліз солей

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *пояснювати* поняття «гідроліз солей» і суть цього процесу;
- ▲ *характеризувати* різні випадки гідролізу;
- ▲ *вміти наводити приклади* гідролізу і *складати рівняння* відповідних реакцій;
- ▲ *прогнозувати* реакцію середовища та експериментально її *визначати*.

Пригадайте, які речовини називаються солями та їх хімічні властивості. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Тепер ви дізнаєтеся ще про одну властивість солей — здатність до гідролізу. Що таке гідроліз?

Гідроліз солі — це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, у результаті якої утворюється слабкий електроліт.

Звернемося до експерименту.

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

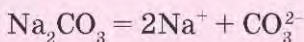
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Дослід 1. У пробірку налейте 1—2 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 і додайте 1—2 краплі фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Про що це свідчить?

Малинове забарвлення засвідчує лужну реакцію розчину, тобто наявність іонів OH^- . Звідки вони взялися? Адже у складі Na_2CO_3 іонів OH^- немає, а вода, в якій розчинили цю сіль, має нейтральну реакцію, оскільки внаслідок дисоціації води (хоча й дуже слабкої) утворюються однакові кількості іонів H^+ і OH^- :

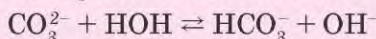


Чому порушилася ця рівновага? Йони Na^+ , що утворились у результаті дисоціації солі



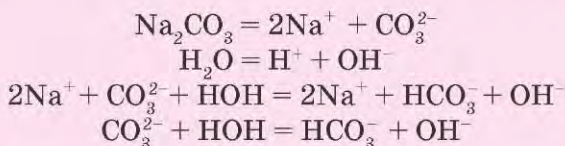
порушити рівновагу дисоціації води не можуть. Вони здатні з'єднуватися лише з протилежно зарядженими йонами, тобто з йонами OH^- , утворюючи NaOH . А це, як вам відомо, сильний електроліт, який у розчині існує у вигляді окремих іонів Na^+ і OH^- .

Залишаються йони CO_3^{2-} , які з'єднуються з йонами H^+ , утворюючи слабкий електроліт — карбонатну кислоту H_2CO_3 , точніше гідрогенкарбонат-іон HCO_3^- (дисоціює ще менше):

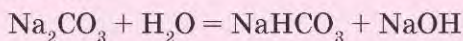


Отже, карбонат-іони в розчині Na_2CO_3 зв'язують йони H^+ з води і тим самим зміщують рівновагу дисоціації води праворуч. Створюється надлишок іонів OH^- , і виникає *лужне середовище*.

Запишемо рівняння реакцій, які супроводжують гідроліз натрій карбонату:



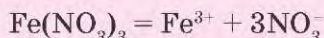
У загальному вигляді



Отже, саме так відбувається гідроліз, якщо сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою. Реакція розчину є лужною. А якщо навпаки — слабкою основою і сильною кислотою? Відповідь шукатимемо в хімічному експерименті.

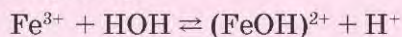
Дослід 2. У пробірку налейте 1—2 мл розчину ферум(III) нітрату і занурте в нього лакмусовий папірець. Що спостерігаєте? Про що це свідчить?

Червоне забарвлення лакмусового папірця засвідчує кислотну реакцію розчину, тобто наявність йонів H^+ . Що ж відбулося? У водному розчині сіль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ дисоціює на йони:

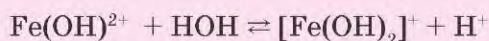


Йони Fe^{3+} , йони слабкої основи $\text{Fe}(\text{OH})_3$, притягують до себе з води йони OH^- , утворюючи при цьому групи, які слабо дисоціюють.

Перший ступінь гідролізу:



Другий ступінь гідролізу:

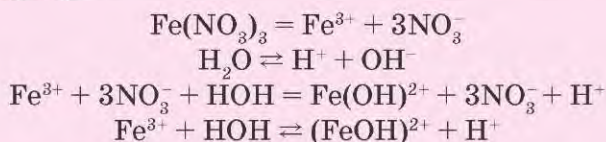


Третій ступінь гідролізу:

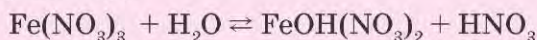


Гідроліз відбувається, як правило, за першим ступенем.

Запишемо рівняння реакцій, що супроводжують гідроліз ферум(III) нітрату:

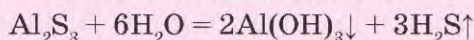


У загальному вигляді



Отже, йони Fe^{3+} у розчині солі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ зв'язують йони OH^- , тим самим зміщуючи рівновагу дисоціації води праворуч. Виникає надлишок йонів H^+ , і утворюється *кисле середовище*. Отже, якщо сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою, то реакція розчину — кислота.

А як відбуватиметься гідроліз, якщо сіль утворена і слабкою основою, і слабкою кислотою? У цьому разі з водою взаємодіятимуть як катіон слабкої основи, так і аніон слабкої кислоти, наприклад:



Відбувається повний і необоротний гідроліз солі.

Розглянемо випадок, коли солі утворені сильними основами і сильними кислотами.

Дослід 3. У пробірку налейте 1—2 мл розчину натрій хлориду і занурте в нього лакмусовий папірець. Що спостерігаєте? Чому?

Лакмус показує, що реакція розчину NaCl — нейтральна. Це пояснюється тим, що сіль NaCl утворена сильною основою і сильною кислотою. Йони солі Na^+ і Cl^- не утворюють з водою слабких електролітів. Рівновага дисоціації води не порушується. Реакція розчину залишається нейтральною, і гідроліз практично не відбувається.

! Коротко про головне

Гідроліз солі — це обмінна реакція солі з водою, у результаті якої утворюється малодисоційована або малорозчинна сполука. Гідроліз солей відбувається лише тоді, коли до складу солі входить катіон слабкої основи або аніон слабкої кислоти (чи одночасно обидва). Солі, які складаються з катіону сильної основи й аніону сильної кислоти, не зазнають гідролізу.

Гідроліз солей, як правило, — *оборотний процес*. Лише гідроліз солей, утворених обома слабкими електролітами, часто відбувається до кінця (випадає осад, виділяється газ), тобто є *необоротним процесом*.

Гідроліз солей, утворених сильною основою та слабкою багатоосновною кислотою або слабкою дво- чи трикислотною основою та сильною кислотою, може відбуватися *ступінчасто*. Як правило, він відбувається тільки за першим ступенем, тобто за участю однієї молекули води.

? Контрольні завдання

1. Наведіть означення гідролізу солі. Відповідь проілюструйте конкретним прикладом.
2. Солі, які у водному розчині зазнають гідролізу лише за аніоном, — це
 А калій карбонат; В барій хлорид;
 Б алюміній сульфід; Г натрій сульфід.
3. Серед формул солей K_2SO_4 , K_2S , $Ca(NO_3)_2$, $NaNO_3$, $CuCl_2$ зазначте ті, які у водних розчинах зазнають гідролізу. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
4. Солі, які у водному розчині гідролізують і за катіоном, і за аніоном, — це
 А амоній нітрат; В амоній ацетат;
 Б амоній гідрогенсульфід; Г аргентум фторид.
- 5*. Поясніть, чому неможливо визначити розчинність алюміній сульфіді у таблиці розчинностей солей на місці Al_2S_3 — риска. Відповідь обґрунтуйте рівнянням реакції.
- 6*. Чинники, які зміщують праворуч рівновагу реакції гідролізу $CO_3^{2-} + HON \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$, — це
 А додавання води; В нагрівання розчину;
 Б охолодження розчину; Г підкислення розчину.
- 7*. Інокли під час реакції обміну замість очікуваного осаду солі випадає осад гідроксиду металічного елемента. Наприклад, під час реакції між ферум(III) хлоридом і натрій карбонатом утворюється не $Fe_2(CO_3)_3$, а $Fe(OH)_3$. Поясніть і напишіть рівняння реакції.
- 8*. Напишіть рівняння реакції між алюміній хлоридом і натрій сульфідом, що відбувається у водному розчині.

§ 15. Хімічна рівновага

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- пояснювати суть хімічної рівноваги й умови її зміщення, принцип Ле Шательє;
- вміти розрізняти оборотні та необоротні реакції, записувати їх рівняння;
- керувати хімічними процесами завдяки зміщенню хімічної рівноваги і зміні швидкості хімічних реакцій.

Пригадайте, які хімічні реакції називають необоротними, а які — оборотними. Наведіть приклади. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

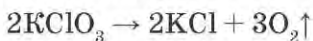
Вам уже відомо, що хімічні реакції, які відбуваються в одному напрямку, називають *необоротними*. Більшість хімічних процесів є *оборотними*, оскільки за одних і тих самих умов відбуваються і пряма, і зворотна реакції (особливо в замкнених системах). Наприклад:

а) реакція, рівняння якої $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$, у відкритій системі необоротна;

б) ця сама реакція, рівняння якої $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$, у замкненій системі оборотна.

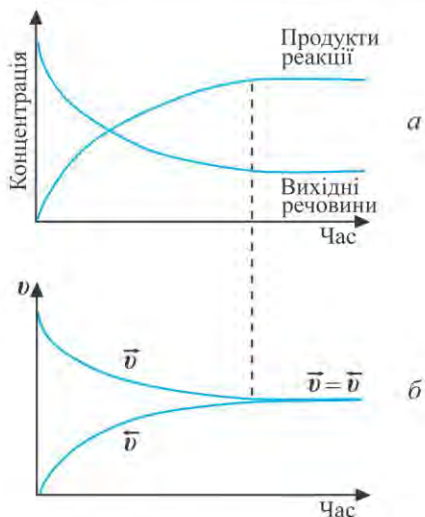
Під час оборотних реакцій у системі присутні як реагенти, так і продукти реакції. Співвідношення між ними змінюється тільки при зміні умов (температури, тиску, концентрації).

Типовим прикладом необоротної реакції є розклад калій хлорату за наявності каталізатора:



Адже добути калій хлорат KClO_3 сполученням калій хлориду і кисню неможливо за будь-яких умов.

Якщо реакція оборотна, то початкові концентрації реагуючих речовин поступово зменшуються, швидкість прямої реакції також зменшується. Однак поява продуктів уможливіє перебіг зворотної реакції. З часом концентрації продуктів реакції збільшуються, як і швидкість зворотної реакції. Зрештою досягається такий стан, за якого швидкість прямої і зворотної реакцій стають однаковими: $\vec{v} = \overleftarrow{v}$ (мал. 17).



Мал. 17. Зміна концентрацій речовин (а) і швидкостей (б) оборотної реакції у системі $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ з часом

Стан реакційної системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, називають **хімічною рівновагою**.

При цьому концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції не змінюються. Їх називають *рівноважними концентраціями*. На макрорівні здається, що нічого не відбувається. Насправді прямий і зворотний процеси тривають, але з однаковою швидкістю. Тому таку рівновагу в системі називають *динамічною*.

Стан рівноваги може зберігатися невизначено тривалий час, якщо не змінювати умови, за яких він установлюється.

Перехід системи з одного рівноважного стану в інший називається **зміщенням, або зсувом, хімічної рівноваги**.

На зсув рівноваги впливають концентрація, температура, тиск. Принцип, що характеризує зсув рівноваги під впливом зміни зовнішніх умов, сформулював французький учений Ле Шательє:

якщо на рівноважну систему справляти будь-який вплив, то хімічна рівновага зміщуватиметься в бік тієї реакції, яка послаблює цей вплив.

За принципом Ле Шательє, напрям зміщення рівноваги можна передбачити. Так, якщо:

- збільшується концентрація реагуючих речовин, то хімічна рівновага системи зміщується в бік прямої реакції (утворення продуктів);
- збільшується концентрація продуктів реакції, то хімічна рівновага системи зміщується в бік зворотної реакції (утворення початкових речовин);
- підвищується тиск, то хімічна рівновага системи зміщується в бік тієї реакції, яка супроводжується зменшенням числа молів газуватих речовин; при зниженні тиску — в бік тієї реакції, яка супроводжується збільшенням числа молів газуватих речовин;
- підвищується температура, то хімічна рівновага системи зміщується в бік ендотермічної реакції, за зниження температури — в бік екзотермічного процесу.

Суттєво впливають на стан хімічної рівноваги каталізатори. Однак вони не зміщують рівновагу, бо водночас прискорюють як пряму, так і зворотну реакції. Але наявність каталізатора дає змогу пришвидшити встановлення рівноваги, що є важливим для хімічного виробництва.

! Коротко про головне

Хімічні реакції бувають *необоротними*, бо відбуваються тільки в одному напрямку, — в бік утворення продуктів реакції, та *оборотними*, бо за одних і тих самих умов ідуть у прямому та зворотному напрямках.

Коли швидкості прямої і зворотної реакцій збігаються, настає стан хімічної рівноваги. Він утримується дуже довго, якщо умови не змінюються.

Під впливом зовнішніх умов відбувається зміщення хімічної рівноваги у бік тієї реакції, яка послаблює вплив цих умов (*принцип Ле Шательє*).

Зміщення хімічної рівноваги можна досягти збільшенням концентрації однієї з реагуючих речовин, підвищенням (або зниженням) температури чи тиску. Застосування каталізаторів лише пришвидшує досягнення стану рівноваги, однак вони не змінюють співвідношення між швидкістю прямої та зворотної реакцій.

? Контрольні завдання

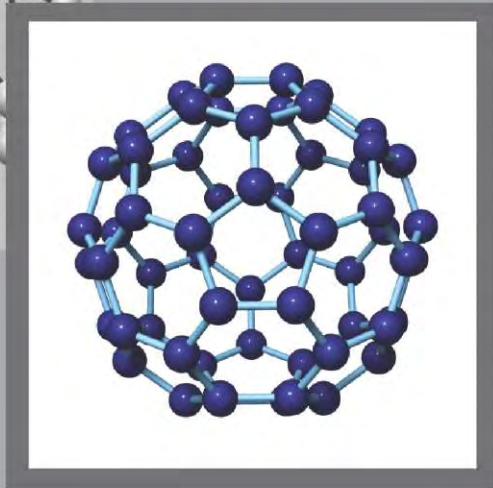
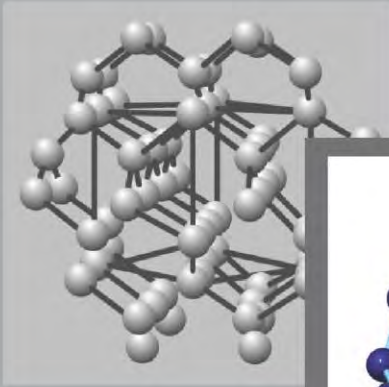
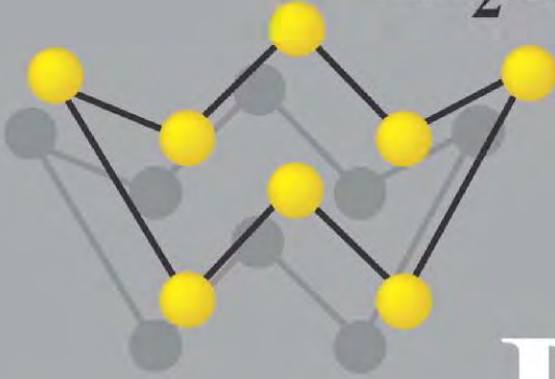
- Поясніть, чому реакція нейтралізації є необоротною. Напишіть відповідне рівняння.
- Поясніть, що таке хімічна рівновага і чому вона динамічна.
- Сформулюйте принцип Ле Шательє. Поясніть його суть.
- * Унаслідок розкладу кальцій карбонату в замкненій посудині встановлюється рівновага

$$\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$$
 Як треба змінити умови перебігу цієї реакції, щоб за тієї самої температури довести її до кінця?
- * Визначте, як впливає підвищення тиску на хімічну рівновагу в таких системах:
 - $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$;
 - $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$;
 - $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$.
- * Поясніть, чому зміна тиску зміщує рівновагу реакції

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$
,
 але не зміщує рівноваги реакції $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$.
- * Поміркуйте, чи зміниться тиск у скляному балоні, якщо змішати рівні об'єми водню і хлору та опромінити балон ультрафіолетовими променями.
- * Поясніть, як вплине на стан рівноваги реакції, що виражається рівнянням $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl} + Q$, підвищення: а) температури; б) тиску. Відповідь обґрунтуйте.

РОЗДІЛ 2

НЕМЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХ СПОЛУКИ



ГІДРОГЕН. ВОДЕНЬ



Т. Парацельс
(1493 — 1541)



А. Лавуазьє
(1741 — 1794)

Водень відкрив у XVI ст. німецький учений Т. Парацельс. Французький хімік А. Лавуазьє довів, що елемент, який утворює водень, входить до складу води, і дав йому назву *Гідроген* — «той, що народжує воду» (1783).

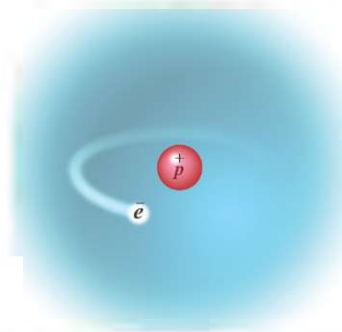
§ 16. Гідроген

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *обґрунтовувати* місце Гідрогену в періодичній системі, його валентність і ступені окиснення;
- *характеризувати* Гідроген за місцем у періодичній системі, будовою атома, ізотопним складом, поширеністю у природі;
- *оцінювати* біологічну роль Гідрогену.

Положення у періодичній системі, будова і властивості атома. Гідроген — перший елемент у періодичній системі. Його атом найменший за розміром, найлегший за масою серед атомів усіх хімічних елементів і складається з ядра, що містить один протон та один електрон на $1s$ -орбіталі (мал. 18). Електронна конфігурація атома Гідрогену $1s^1$.

Електронегативність Гідрогену дорівнює 2,1 і є проміжною величиною між її значеннями в типових металічних та неметалічних елементів. Отже, його атом, подібно до лужних елементів, здатний віддавати свій єдиний електрон атомам електронегативніших елементів, набуваючи ступінь окиснення $+1$ і подібно до



Мал. 18. Моделі атома Гідрогену

галогенів — приєднувати один електрон від атомів менш електронегативних елементів (зазвичай металічних) до завершення двохелектронного шару, набуваючи ступінь окиснення -1 . Тому Гідрогену, єдиному серед хімічних елементів, відведено у періодичній системі два місця — в ІА і VIIA групах. Неметалічні властивості Гідрогену переважають над металічними, і його відносять до неметалічних елементів. У молекулі простої речовини водню H_2 ступінь окиснення Гідрогену — 0 . В усіх сполуках виявляє валентність І.

Ізотопи Гідрогену. Гідроген має три ізотопи: Протій, Дейтерій і Тритій (табл. 3).

Таблиця 3

Ізотопи Гідрогену

Характеристики	Протій 1H (H)	Дейтерій 2H (D)	Тритій 3H (T)
Склад ядра	$1p$	$1p, 1n$	$1p, 2n$
Нуклонне число	1	2	3
Електронна конфігурація	$1s^1$	$1s^1$	$1s^1$
Атомна частка у природі, %	99,98	0,015	(2 кг)
Стабільність	Стабільний	Стабільний	Радіоактивний

Для кожної сполуки Гідрогену існує дейтерієвий аналог. Найважливішим серед них є дейтерій оксид D_2O , так звана *важка вода*. Вона використовується як сповільнювач нейтронів у ядерних реакторах.

Поширеність у природі. Гідроген — основний елемент Космосу (92 % усіх атомів): Сонце складається на 75 % з Гідрогену, Юпітер — на 80 %, Сатурн — на 60 %. Під час термоядерних процесів на Сонці з Гідрогену утворюються інші хімічні елементи та протони H^+ , які викидаються в навколосонячний простір у вигляді так званого *сонячного вітру*.

На Землі Гідроген міститься у воді, в усіх органічних сполуках, у вільному стані як водень — у природних газах. Його вміст у земній корі і гідросфері дорівнює 1 %. В організмі людини масою 70 кг маса його атомів становить 7 кг.

Джерелами надходження Гідрогену в повітряну оболонку Землі є Світовий океан, кратери вулканів, деякі фотохімічні реакції в атмосфері. Через свою легкість водень з атмосфери Землі потрапляє в космічний простір. Але його кількість на Землі не зменшується, тому що ядра Гідрогену «сонячного вітру», досягнувши Землі, реагують з киснем атмосфери і випадають звичайним дощем. Підтвердженням є те, що маса Гідрогену, що міститься у воді всіх земних водойм, дорівнює масі протонів, «занесених» сонячним вітром на Землю за весь час її існування.

Біологічна роль. Гідроген є одним з основних елементів живих організмів. Водневі зв'язки, які утворюють атоми Гідрогену з атомами Оксигену, Нітрогену, Сульфурі, утримують у сталому стані вторинну структуру молекули білкової речовини, а також молекули нуклеїнових кислот.

ДНК, розпізнавання ферментами (біокаталізатори) сполук, реакції яких прискорюють здатність води розчиняти велику кількість речовин. Гідроген у складі води бере участь у переміщенні речовин у живому організмі (рух крові, лімфи), у забезпеченні організму киснем.

! Коротко про головне

Гідроген — хімічний елемент № 1 у періодичній системі, розташований у ІА та VIIA групах. Складається з трьох ізотопів: Протію, Дейтерію і Тритію. Електронна конфігурація атома — $1s^1$. У реакціях виявляє відновні й окиснювальні властивості, валентність у сполуках I, ступені окиснення $-1, 0, +1$. Належить до неметалічних s-елементів.

Гідроген — найпоширеніший елемент Всесвіту. На Землі трапляється переважно у формі складних речовин органічного і неорганічного походження. Має велике значення для життєдіяльності організмів.

? Контрольні завдання

- Назва найпоширенішого ізотопу Гідрогену
А Протій; Б Дейтерій; В Тритій.
- Гідроген виявляє властивості
А тільки окисника; Б тільки відновника; В окисника та відновника.
- Складіть електронні формули для частинок Гідрогену: Н, Н⁻, Н⁺.
- Земна кора містить (за масою) 49 % Оксигену і 0,8 % Гідрогену. Звідси співвідношення атомів Гідрогену та Оксигену в земній корі дорівнює
А 1:1; Б 1:2; В 1:3; Г 1:4.
- Напишіть формули води, утвореної різними ізотопами Гідрогену. Обчисліть її відносну молекулярну масу.
- Визначте ступені окиснення Гідрогену в сполуках: Н₂, Н₂О₂, SiH₄, Н₂S, СН₄, СаН₂.
- Клітини організму людини в середньому містять 65 % Оксигену, 18 % Карбону і 10 % Гідрогену за масою. Обчисліть, атомів якого елемента найбільше в організмі людини.
- Обґрунтуйте, за якими особливостями Гідроген можна внести до Книги рекордів Гіннеса.

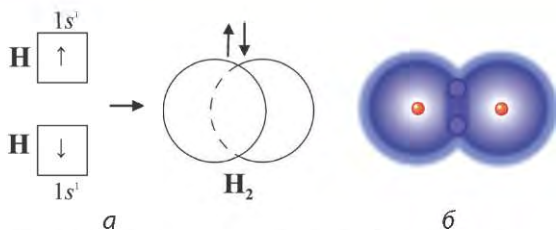
Теми проєктів: Гідроген і Космос. Гідроген і життя. Гідроген і майбутнє.

§ 17. Водень. Фізичні властивості. Добування

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *характеризувати* фізичні властивості, способи добування водню;
- ♦ *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Фізичні властивості. Водень Н₂ — безбарвний газ без запаху і смаку,



Мал. 19. Молекула водню: *a* — схема утворення зв'язку; *б* — модель молекули

Ковалентний неполярний зв'язок між атомами Гідрогену в молекулі водню, утворений перекриванням двох $1s^1$ -орбіталей обох атомів (мал. 19), зумовлює молекулярний тип кристалічної ґратки твердого водню. Тому водень кипить і

плавиться за низьких температур ($t_{\text{пл}} = -259^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = -253^\circ\text{C}$).

У воді водень малорозчинний: за н.у. у 100 об'ємах води розчиняється лише 2 об'єми водню (кисню за тих самих умов розчиняється 5 об'ємів).

► Поясніть причину незначної розчинності водню та кисню у воді.

Рідкий і твердий водень одержати в земних умовах дуже важко, але для інших планет це цілком звичайний його стан. Так, під атмосферою гіганта Сонячної системи — планети Юпітер є океан рідкого водню завглибшки тисячі кілометрів, а під ним — оболонка з твердого водню.

Добування. У лабораторії водень добувають кількома способами, передусім — реакцією металів, розташованих у витискувальному ряді до водню (цинк, залізо, магній, алюміній), з розбавленими хлоридною або сульфатною кислотами:



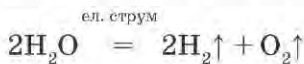
Збирають водень у посудину двома способами: витісненням води або повітря в пробірку дном догори.

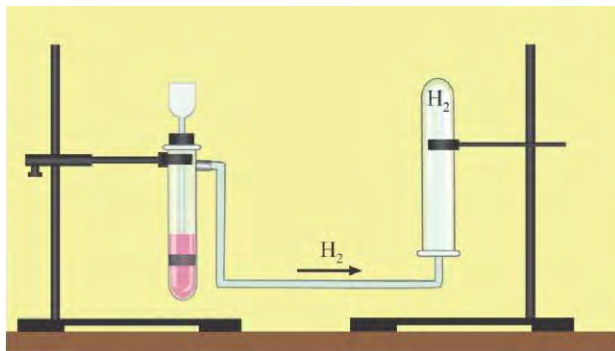
► Порівняйте способи збирання водню та кисню.

Дослід. Добудемо водень у приладі для добування газів, що складається з пробірки з газовідвідною трубкою. У пробірку помістимо 2—3 гранули цинку, наллємо 3—4 мл хлоридної кислоти, закриємо пробкою з газовідвідною трубкою, яку внесемо в порожню пробірку, закріплену в іншому штативі дном догори (мал. 20, *a*). Спостерігаємо, як бульбашки газу з'являються на поверхні цинку, відриваються від неї і спливають на поверхню рідини (мал. 20, *б*). Через деякий час пробірка в іншому штативі наповнюється воднем.

Для збирання водню витісненням води газовідвідну трубку підведемо у пробірку з водою в кристалізаторі (мал. 20, *в*). Спостерігаємо, як об'єм води поступово зменшується. Коли рідини в пробірці не залишиться, закриємо її отвір під водою скляною пластиною й витягнемо з води. У пробірці зібрався водень.

Іншим лабораторним способом добування водню є електроліз води:





а



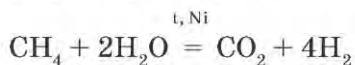
б



в

Мал. 20. Прилад для добування та збирання водню витісненням повітря (а), взаємодія цинку з кислотою (б), збирання водню витісненням води (в)

У промисловості водень добувають кількома способами. Найдешевший з них — *конверсія* (перетворення) метану з водяною парою:



У зв'язку з розвитком водневої енергетики йде пошук нових джерел водню. Реальним і практично невичерпним джерелом водню є вода. Але добування водню з води потребує значних затрат енергії, що можна зменшити за допомоги каталізатора. Уже існують каталізатори на основі нікелю, що дають можливість розкласти воду на кисень і водень під дією сонячного світла, а також виділяти його з рослинної маси.

! Коротко про головне

Проста речовина Гідрогену — *водень* H_2 . Це газ без кольору, запаху, смаку, неотруйний, малорозчинний у воді, легший за повітря, плавиться і кипить за низьких температур.

У лабораторії водень добувають реакцією активних металів з розбавленими хлоридною або сульфатною кислотами, електролізом води, а збирають витісненням води або повітря у посудину дном догори. Промисловий спосіб добування водню — перетворення суміші водяної пари та метану на водень і вуглекислий газ під час нагрівання у присутності нікелевого каталізатора.

? Контрольні завдання

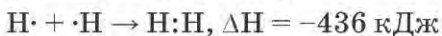
- У молекулі водню зв'язок між атомами Гідрогену
 А йонний; В ковалентний неполярний;
 Б ковалентний полярний; Г водневий.
- Кристалічна ґратка твердого водню
 А молекулярна; В йонна; Г металічна.
- Добутий у лабораторії водень збирають витісненням
 А повітря у пробірку дном догори;
 Б повітря у пробірку дном донизу;
 В води.
- Поясніть причини подібності та відмінності фізичних властивостей водню і кисню.
- Обчисліть, у якому випадку виділяється більший об'єм водню (н.у.) при взаємодії з надлишком розбавленої сульфатної кислоти: а) 1 г алюмінію; б) 1 г заліза; в) 1 г магнію.
- Обчисліть (усно) об'єм метану, необхідного для добування водню об'ємом 10 л (н.у.) реакцією з водяною парою.

§ 18. Хімічні властивості водню. Застосування

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

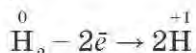
- ♦ *характеризувати* хімічні властивості, практичне значення водню;
- ♦ *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- ♦ *формулювати* закон об'ємних відношень газів.

Хімічні властивості. Атоми Гідрогену в молекулах водню сполучені між собою міцним ковалентним неполярним зв'язком, при утворенні якого виділяється значна кількість енергії:

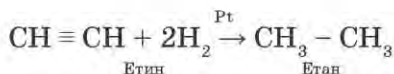
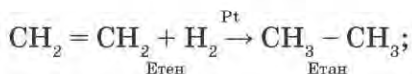
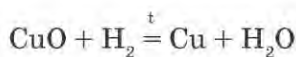
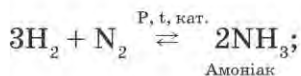
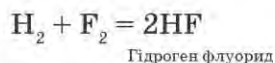
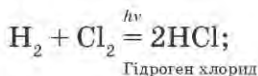
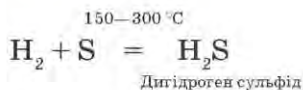
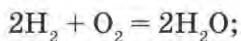


Таку саму кількість енергії потрібно для того, щоб молекули водню кількістю 1 моль під час реакції розпалися на окремі атоми. Це досягається нагріванням до температури 2000 °С. Тому за стандартних умов водень хімічно інертний і взаємодіє лише з найактивнішим неметалом — фтором, з іншими речовинами — при нагріванні, освітленні або наявності каталізатора. У реакціях може бути відновником або окисником.

Відновні властивості водень виявляє у реакціях з киснем, бромом, сіркою, селеном, азотом та іншими неметалами, а також з оксидами металічних елементів (як правило, *d*-елементів) та ненасиченими вуглеводнями, що відповідає схемі:



і рівнянням реакцій:



При підпалюванні водень реагує з киснем і горить світло-блакитним, майже непомітним полум'ям (мал. 21, а). Якщо до отвору пробірки з сумішшю водню та повітря піднести полум'я, то станеться вибух, якому передуює свист. Особливо вибухонебезпечною є суміш з двох об'ємів водню й одного об'єму кисню. Її називають *гримучою сумішшю*. Здатність суміші водню з киснем або повітрям вибухати використовують для перевірки водню на чистоту, тобто на присутність у ньому повітря (кисню). Зрозуміло, що проводити реакції за участю водню можна лише впевнившись, що він чистий.

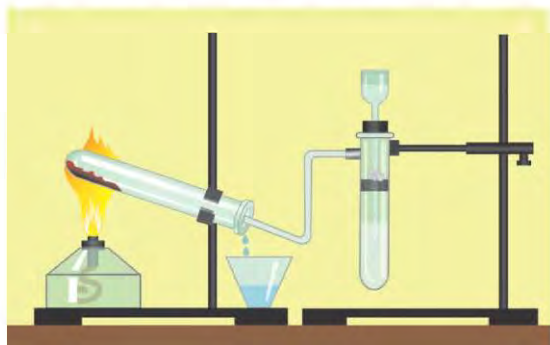
Дослід 1. Добудемо водень реакцією цинку з кислотою й зберемо його у пробірку витісненням повітря (див. мал. 20, а). Залишаючи пробірку в положенні дном догори, піднесемо до її отвору запалену скіпку. Якщо водень містить домішки повітря, то вибух супроводжується різким звуком. У такому разі продовжуємо наповнювати пробірку воднем і знову перевіряємо його на чистоту. Якщо згорання водню відбувається з приглушеним звуком, то зібраний водень є чистим.

Практично значущою є реакція водню з оксидами металічних елементів.

Дослід 2. Складемо прилад, як на мал. 21, б. Добудемо водень реакцією цинку з кислотою і зберемо в окрему пробірку для перевірки



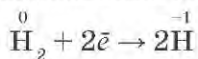
а



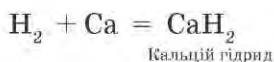
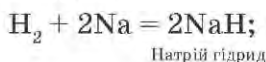
б

на чистоту. Якщо водень чистий, то пропустимо його над нагрітим у пробірці купрум(II) оксидом. Через деякий час поверхня оксиду почервоніє, а на стінках пробірки з'являться краплі води. Отже, внаслідок реакції утворилися мідь і вода.

Окиснювальні властивості водень виявляє в реакціях з меншою кількістю речовин, а саме: із лужними і лужноземельними металами з утворенням твердих гідридів. Процес відновлення водню у них відповідає схемі:



і рівнянням реакцій:



- ➔ Складанням схем електронного балансу розглянутих хімічних реакцій доведіть відновні та окиснювальні властивості водню.

Нагадуємо, що об'єми газуватих реагентів і продуктів реакцій підпорядковуються **закону об'ємних співвідношень**:

об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок неї, співвідносяться як прості цілі числа.

Знання закону дає змогу легко обчислювати об'єми газів за рівнянням хімічних реакцій, які ви здійснювали у 9-му класі.

Застосування водню зумовлене його фізичними й хімічними властивостями. Раніше він широко використовувався в літальних апаратах (аеростатах, дирижаблях). Однак небезпечність водню різко обмежила його застосування в цьому напрямку. Нині літальні апарати і повітряні кулі наповнюють чистим гелієм або в суміші з воднем.

Водень є сировиною для добування амоніаку, який йде на виробництво мінеральних добрив, хлоридної кислоти, метанолу, що використовується для виробництва пластмас. У металургійній промисловості водень застосовують для добування металів з відповідних оксидів, у харчовій — для перетворення олій на тверді жири. Реакція горіння водню в кисні застосовується у водневому пальнику для зварювання та різання металів.

Рідкий водень є одним з найефективніших видів ракетного пального. У найближчому майбутньому можливе використання водню як екологічно чистого пального для автомобілів: водневі двигуни не забруднюють довкілля, оскільки виділяють тільки водяну пару. Однак за сучасних технологій добування водню з води як палива є набагато дорожчим, ніж бензину.

! Коротко про головне

За стандартних умов водень — хімічно інертна речовина й взаємодіє лише з фтором. При нагріванні, освітленні або в присутності каталізатора водень реагує з великою кількістю простих і складних

речовин, виявляючи відновні або окиснювальні властивості. Як *відновник* водень вступає в реакцію з киснем, галогенами, сіркою, азотом, оксидами металічних елементів, ненасиченими вуглеводнями тощо, як окисник — з лужними і лужноземельними металами. Реакцію горіння водню у кисні використовують для його перевірки на чистоту. Суміш двох об'ємів водню та одного об'єму кисню називається *гримучою сумішшю*, вона є вибухонебезпечною.

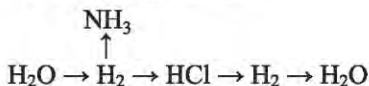
Водень застосовують для наповнювання повітряних кульок і літальних апаратів (разом з гелієм), добування амоніаку, хлоридної кислоти, метанолу, металів, для перетворення олій на тверді жири, зварювання та різання металів, як ракетне паливо. У майбутньому можливе використання водню як екологічно чистого пального.

Для допитливих. У 1889 р. харківський біохімік К. Данилевський побудував перший в світі керований повітряний апарат, у якому використовувався балон з воднем.

У 1937 р. німецький дирижабль «Гінденбург», найбільший у світі на той час, загинув внаслідок вибуху водню. Ця катастрофа поклала край ері водневих дирижаблів.

? Контрольні завдання

1. Речовина, за допомоги якої визначають чистоту водню, — це
А фтор; В азот;
Б кисень; Г купрум(II) оксид.
2. Об'ємне співвідношення водню і кисню у «гримучій суміші»
А 1:2; Б 2:2; В 1:1; Г 2:1.
3. Складіть рівняння реакцій, схеми електронного балансу, що відповідають перетворенням:



4. Висловіть судження відносно використання водню та бензину як палива в автомобільному транспорті.
5. Складіть таблицю, що ілюструє залежність галузей використання водню від його властивостей.
6. Обчисліть об'єми газів, які складатиме суміш після реакцій:
а) 2 л хлору і 3 л водню; б) 10 м³ азоту і 40 м³ водню.
7. Обчисліть об'єми хлору та водню (н.у.) для добування 37 %-вої хлоридної кислоти масою 1000 кг.
- 8*. Газ, що виділився під час реакції цинку масою 2,0 г із хлоридною кислотою, пропустили при нагріванні над купрум(II) оксидом масою 4,0 г. Обчисліть масу добутої твердої суміші.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 3

ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ВОДНЮ

1. Складіть прилад, як показано на мал. 21, б.
2. Добудьте водень реакцією металу з кислотою й заповніть ним окрему пробірку.
3. Перевірте водень на чистоту.
4. Якщо водень чистий, вставте газовідвідну трубку в пробірку з порошком купрум(II) оксиду якомога ближче до його поверхні. Запаліть сухе пальне й нагрівайте пробірку з оксидом. Спостерігайте за перебігом реакцій. Як тільки порошок почервоніє, нагрівання припиніть.
5. Напишіть рівняння реакцій у послідовності їх перебігу, вкажіть тип. Установіть окисник і відновник.
6. Зробіть висновки з роботи.

Контрольні завдання

1. Поясніть, чому пробірку з купрум(II) оксидом треба закріплювати похило.
2. Укажіть ознаки, за якими визначається чистота одержаного водню, перебіг реакцій водню з кислотою та його взаємодії з купрум(II) оксидом.
3. Поясніть, яка властивість водню і за яких умов робить цей газ небезпечним.
4. Назвіть фізичні властивості водню, які спостерігали під час дослідів.
5. Оцініть практичне значення реакції водню з купрум(II) оксидом.

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ VIIA ГРУПИ

Як відомо, хімічні елементи VIIA групи періодичної системи Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Іод I й Астат At називаються *галогенами*. Свою назву галогени (у перекладі з грец. — «ті, що народжують солі») одержали завдяки здатності утворювати з металічними елементами солі, наприклад натрій хлорид NaCl, калій бромід KBr, кальцій флуорид CaF₂, алюміній іодид AlI₃.



а



б



в



z



r

Мал. 22. Галогени:
а — фтор; б — хлор;
в — бром; z — йод;
r — астат

Назви Хлору, Брому та Іоду пов'язані з властивостями їх простих речовин (мал. 22): **Хлор** — за кольором (зеленкувато-жовтий), **Бром** — із запахом (смердючий), **Іод** — за кольором пари (фіалковий). Назва **Флуору** походить від латинського слова fluidus — плинний, оскільки добавки мінералу флюориту CaF₂ до металічних руд полегшують їх плавлення. Назва радіоактивного елемента Астат грецькою мовою означає «нестійкий».

§ 19. Загальна характеристика

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- характеризувати і порівнювати хімічні елементи VIIA групи за місцем у періодичній системі та електронною будовою їх атомів, поширеність у природі;
- оцінювати біологічну роль галогенів.

Електронна будова і властивості атомів елементів відображено у табл. 4. Галогени у періодичній системі розташовані наприкінці кожного періоду, крім першого, перед інертними елементами. Тому серед елементів кожного періоду вони мають найбільший заряд ядра, найменший атомний радіус і, як наслідок, найвище значення електронегативності, неметалічний характер властивостей.

- Поясніть, чому в галогенів найменші атомні радіуси серед хімічних елементів кожного періоду.

В атомів галогенів подібна будова зовнішнього електронного шару, на якому сім валентних електронів — ns^2np^5 , один з яких неспарений, що відповідає графічно-електронній формулі:



де n — номер періоду галогена.

Наявність одного неспареного електрона і нестача одного електрона до завершення стійкої восьмиелектронної оболонки зумовлюють характерні для всіх галогенів валентність I та ступені окиснення -1 і, крім Флуору, $+1$.

Таблиця 4

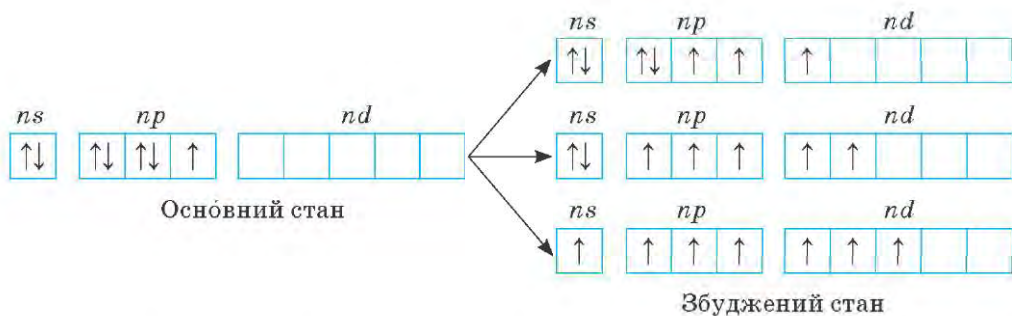
Загальна характеристика хімічних елементів VIIA групи

Хімічний елемент	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Неметалічні властивості
Флуор F	2	9	19	0,064	4,0	$2s^22p^5$	I	$-1, 0$	Послаблюються ↓
Хлор Cl	3	17	35,5	0,099	3,16	$3s^23p^5$	I, III, V, VII	$-1, 0, +1, +3, +5, +7$	
Бром Br	4	35	80	0,114	2,96	$4s^24p^5$	I, III, V, VII	$-1, 0, +1, +3, +5, +7$	
Іод I	5	53	127	0,133	2,66	$5s^25p^5$	I, III, V, VII	$-1, 0, +1, +3, +5, +7$	

Але атоми галогенів, крім Флуору, здатні виявляти й інші валентності та ступені окиснення, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні їх атомів є вакантний d -підрівень із п'ятьма електронними орбіталами, на які в збудженому стані атома можуть переходити валентні електрони з s - та p -підрівнів (схема 2). Утворення неспареними електронами відповідної кількості ковалентних зв'язків зумовлює виявлення відповідних валентностей III, V, VII і ступенів окиснення +3, +5, +7.

Схема 2

Електронна конфігурація валентних електронів атомів галогенів в основному і збудженому станах



Проте зовнішній енергетичний рівень атома Флуору як елемента другого періоду складається тільки з $2s$ - та $2p$ -підрівнів, на яких вільних орбіталей немає. Тому розпаровування електронних пар неможливе, і Флуор у сполуках одновалентний і як найелектронегативніший елемент не виявляє позитивних ступенів окиснення.

➤ Поясніть, чому Флуор — найелектронегативніший хімічний елемент.

Отже, для всіх галогенів найнижчим ступенем окиснення є -1 , а найвищим, крім Флуору, $+7$.

Подібність електронної будови атомів галогенів зумовлює подібність їх властивостей: усі вони є активними неметалічними елементами. Але при переході від Флуору до Іоду зі зростанням розмірів атомів неметалічні властивості закономірно послаблюються.

Флуор та Іод існують у природі лише у вигляді одного ізотопу, Хлор трапляється у вигляді двох ізотопів — ^{35}Cl і ^{37}Cl . Легкий ізотоп є більш поширеним (атомна частка $75,53\%$).

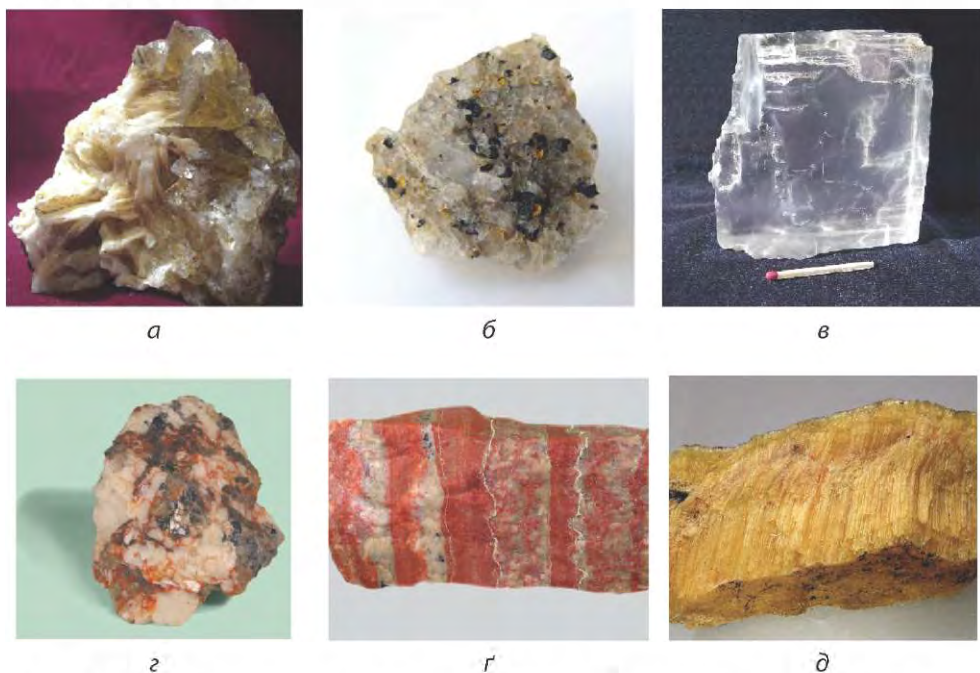
➤ Доведіть розрахунками, що атомна частка ^{35}Cl дорівнює $75,53\%$.

Прості речовини галогенів є неметалами. Їх назви збігаються з назвами відповідних елементів, але пишуться з маленької літери. Винятком є назви простих речовин Флуору (*фтор*) та Іоду (*йод*). Молекули галогенів складаються з двох атомів: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

Як неметалічні елементи галогени, крім Флуору, утворюють кислотні оксиди E_2O_x , де x — валентність галогену. Сполука Флуору з Оксигеном OF_2 називається Діфторидом Флуору. Валентність Оксигену в сполуці з Флуором дорівнює $+2$.

новмісними кислотами. Леткі сполуки галогенів з Гідрогеном називаються *гідрогенгалогенідами*, або *галогеноводнями*, і мають загальну формулу HE . Їх водні розчини є безоксигеновими кислотами. Утворені галогенами солі називаються відповідно *флуоридами*, *хлоридами*, *бромідами*, *іодидами*.

Поширеність у природі. У зв'язку з великою активністю галогени існують у природі лише у складі солей (мал. 23). Флуор у земній корі найчастіше трапляється у вигляді флюориту, або плавикового шпату CaF_2 і кріоліту $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Основними мінералами Хлору є галіт, або кам'яна сіль NaCl , сильвін KCl , сильвініт $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Натрій хлорид у величезній кількості розчинений у водах морів, океанів, деяких озер. Великі поклади кам'яної солі є біля Артемівська в Донбасі, сильвініту — поблизу міст Калуш і Стебник у Західній Україні.



Мал. 23. Природні сполуки Флуору: *а* — флюорит, або польовий шпат, *б* — кріоліт; Хлору: *в* — галіт (кам'яна сіль), *г* — сильвін, *д* — сильвініт, *е* — карналіт

Бром та Іод — малорозповсюджені у земній корі елементи, найбільше їх у морській воді та водоростях.

Біологічна роль. Галогени з ґрунту засвоюються рослинами. З водою та кормом вони потрапляють до організму тварин, з харчовими продуктами і водою надходять в організм людини.

Флуор бере участь у забезпеченні нормального стану зубів, кісток, волосяних м'язів, шкіри та інших систем. Функція солей внутрішньої

секреції. Нестача Флуору у питній воді та харчових продуктах виявляється в людини через карієс (руйнування твердої частини зубів), його надлишок пошкоджує зубну емаль. Оптимальним є вміст Флуору в питній воді близько 1 мг/л. Добова потреба людини у Флуорі становить у середньому 2—3 мг і задовольняється в основному питною водою.

Хлор — це компонент тканин рослин, тварин і людини. У складі натрій хлориду бере участь у формуванні плазми крові. Хлоридна кислота у шлунковому соку (0,4—0,5 %) забезпечує необхідну для перетравлення їжі кислотність, запобігає розвитку в шлунку процесів гниття та бродіння, впливу хвороботворних бактерій. Добова потреба людини у Хлорі становить у середньому 3 г.

Іод у складі біологічно активних речовин бере участь в обміні речовин. При дефіциті в організмі Іоду розвивається базедова хвороба і, як наслідок, тяжке захворювання — зоб. Для людини добова потреба в Іоді становить приблизно 0,2 г.

Бром разом з Іодом впливають на функцію щитоподібної залози, у вигляді бромідної кислоти разом із хлоридною — на кислотність шлункового соку.

Потребу в галогенах забезпечують різноманітні харчові продукти (овочі, овочеві консерви, варення, чай, крупи, м'ясо, риба, курячі яйця тощо).

! Коротко про головне

Галогени (F, Cl, Br, I, At) — типові неметалічні елементи VIIA групи періодичної системи. Електронна конфігурація атомів галогенів ns^2np^5 , у сполуках виявляють ступені окиснення -1 та валентність I, а також (крім F) непарні позитивні ступені окиснення $+1$, $+3$, $+5$, $+7$ і валентності III, V, VII. Неметалічні властивості галогенів зі збільшенням атомного номера поступово послаблюються.

Галогени утворюють прості речовини, які є неметалами; кислотні оксиди (крім Флуору) і відповідні їм оксигеновмісні кислоти; галогеноводні, водні розчини яких є безоксигеновими кислотами; солі.

Галогени у природі існують лише в зв'язаному стані. Мають велике значення для функціонування живих організмів.

? Контрольні завдання

1. Галоген, який має: а) найбільший атомний радіус; б) найбільшу електронегативність, — це

А Br; Б Cl; В F; Г I.

2. Електронна конфігурація: а) атома Хлору; б) хлорид-іона Cl^- — це

А $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; В $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

Г $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

3. Поясніть, чому галогени
- належать до неметалічних елементів;
 - мають ступінь окиснення -1 , а також, крім Флуору, позитивні неперні ступені окиснення;
 - у природі трапляються лише в зв'язаному стані.
4. Ізотопи Хлору різняться між собою
- числом протонів;
 - числом нейтронів;
 - числом електронів.
5. Кожні 100 г маси тіла людини містять у середньому 70 мг Хлору, 50 мг Йоду, 3,7 мг Флуору, 0,7 мг Броду. Обчисліть масу та кількість атомів кожного з галогенів у вашому організмі.
- 6*. Вода Сакського озера (Крим) містить до 1 % магній броміду. На основі цієї інформації складіть 1—2 завдання.

§ 20. Хлор. Фізичні властивості. Добування

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *характеризувати* фізичні властивості та способи добування хлору;
- ▲ *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Хлор уперше добув шведський хімік К. Шеєле (1774). Однак учений помилявся щодо природи добутого газу. У 1810 р. англійський учений Г. Деві висловив думку, що цей газ є простою речовиною. Через два роки французький хімік і фізик Ж.-Л. Гей-Люссак дав цьому газу сучасну назву *хлор*.

Фізичні властивості. Хлор складається з двохатомних неполярних молекул, які в твердому стані утворюють молекулярну кристалічну ґратку (мал. 24). Тому хлор легкий, неелектропровідний, має низькі температури плавлення і кипіння. За стандартних умов — це газ зеленкувато-

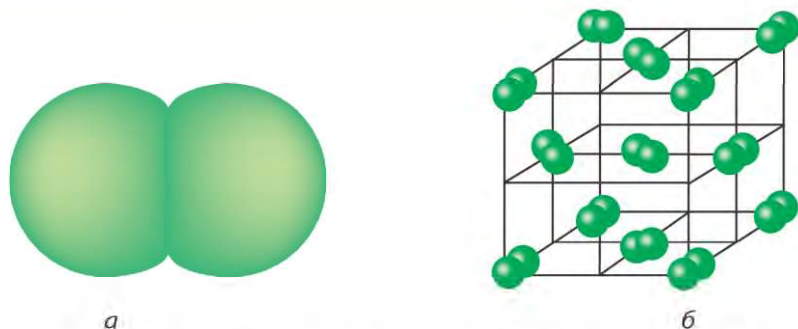
жовтого кольору (див. мал. 22, б), отруйний, має різкий запах, який нагадує запах «хлорки». При охолодженні до $-34\text{ }^{\circ}\text{C}$ хлор перетворюється на рідину жовто-зеленкуватого кольору, а при $-101\text{ }^{\circ}\text{C}$ переходить у твердий стан. Хлор у 2,5 раза



К. Шеєле
(1742—1786)



Ж.-Л. Гей-Люссак
(1778—1850)



Мал. 24. Моделі молекули (а) та кристалічної ґратки (б) хлору

Порівняно з воднем і киснем хлор значно краще розчиняється у воді: за н.у. в 100 об'ємах води розчиняється 460 об'ємів хлору, що пояснюється хімічною взаємодією з водою. Водний розчин хлору називають *хлорною водою*. Її формула Cl_2 . Свіжоприготовлена хлорна вода має забарвлення й запах хлору.

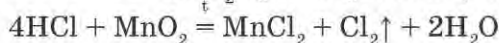


Мал. 25. Добування і збирання хлору

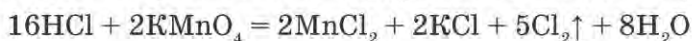
Вдихання невеликої кількості хлору спричиняє подразнення дихальних шляхів, а значної — призводить до смерті від задухи. Поводитися з хлором треба дуже обережно і роботи з ним виконувати тільки у витяжній шафі!

При отруєнні хлором слід вдихати пару суміші спирту і 10 % -вого розчину амоніаку (однакових об'ємів).

Добування. У лабораторії хлор звичайно добувають взаємодією концентрованої хлоридної кислоти з манган(IV) оксидом MnO_2 при нагріванні (мал. 25):

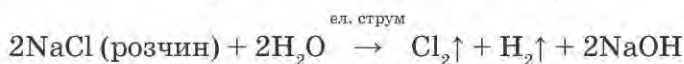
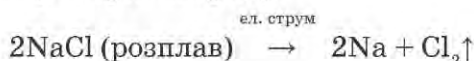


Реакція з калій перманганатом відбуватиметься без нагрівання:



Крім сполук Мангану, для одержання хлору використовують бертолетову сіль KClO_3 , плюмбум(IV) оксид PbO_2 тощо. Збирають хлор витісненням повітря у посудину дном донизу.

У промисловості хлор добувають електролізом розплаву або концентрованого розчину натрій хлориду:



Зріджений (за кімнатної температури під тиском 600 кПа) хлор зберігають у сталевих балонах і так доставляють до місця використання.

! Коротко про головне

Проста речовина хлор складається з двохатомних молекул, які у твердому стані утворюють молекулярну кристалічну ґратку. За стандартних умов це отруйний газ зеленкувато-жовтого кольору, з різким запахом, помірно розчиняється у воді, важчий за повітря, має низькі температури плавлення і кипіння. Розчин хлору у воді називається *хлорною водою*.

У лабораторії хлор добувають взаємодією концентрованої хлоридної кислоти з сильними окисниками. Основним промисловим способом одержання хлору є електроліз розплаву або концентрованого розчину натрій хлориду. Збирають хлор витісненням повітря у посудину дном донизу.

? Контрольні завдання

1. Характеристики хлору за стандартних умов

А газ;	В рідина;	Г отруйний;
Б неотруйний;	Г без кольору;	Д забарвлений.
2. Речовини для добування хлору в: а) лабораторії, б) промисловості, — це

А хлорна вода;	В манган(IV) оксид;
Б хлоридна кислота;	Г натрій хлорид.
3. Добутий хлор у лабораторії збирають витісненням

А води;
Б повітря у посудину дном донизу;
В повітря у посудину дном догори.
- 4*. Розставте коефіцієнти у рівняннях реакцій за допомоги схем електронного балансу:

а) $\text{KClO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. Обчисліть об'єм хлору (н.у.), що утвориться при дії хлоридної кислоти на манган(IV) оксид масою 17,4 г.
- 6*. Установіть для хлору послідовність величин за ланцюжком їх назв: маса (г) → кількість речовини (моль) → об'єм (н.у., л) → кількість молекул → кількість атомів:

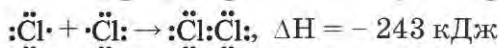
А $6,02 \cdot 10^{22}$;	Б 2,24;	В 7,1;	Г $1,204 \cdot 10^{23}$;	І 0,1.
--------------------------	---------	--------	---------------------------	--------
- 7*. Густина хлору при температурі 20 °С дорівнює 2,96 г/л. Обчисліть масову частку (%) хлору в хлорній воді (розчинність хлору при 20 °С дорівнює 300 мл у 100 мл води).

§ 21. Хімічні властивості хлору. Застосування

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати хімічні властивості хлору, його практичне значення;
- пояснювати сутність ланцюгових реакцій на прикладі взаємодії хлору з воднем;
- складати рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

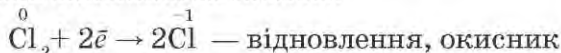
Хімічні властивості. При утворенні молекул хлору за схемою:



виділяється енергії майже вдвічі менше, ніж при утворенні молекул водню (див. § 18). Це свідчить про те, що зв'язок між атомами Cl у молекулі Cl₂ вдвічі слабший, ніж між атомами H у молекулі H₂, і легше розривається в хімічних реакціях.

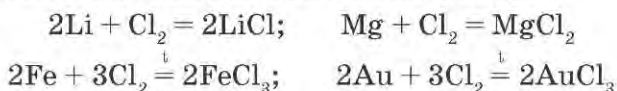
→ Поясніть, чому зв'язок Cl—Cl слабший, ніж H—H.

Отже, хлор хімічно активніший за водень, і для нього можливі реакції за стандартних умов. Хлор взаємодіє з простими і складними речовинами. Усі реакції за його участю є окисно-відновними, майже в усіх хлор виконує роль окисника за схемою:



Реакції хлору з простими речовинами. Взаємодія з металами.

Хлор вступає у реакції з усіма металами, у тому числі з малоактивними — золотом і платиною, утворюючи хлориди:



Зверніть увагу на те, що хлор окиснює метали до стану з вищим ступенем окиснення їх атомів, що свідчить про його високу окиснювальну здатність. Деякі метали горять у хлорі, як у кисні.

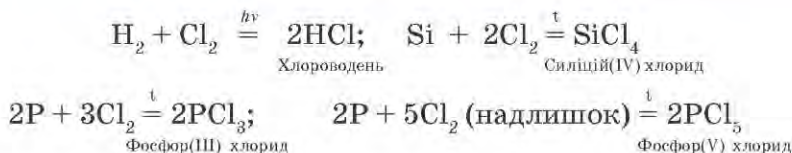
Дослід. Заповнимо хлором товстостінну склянку, на дно якої насипано тонким шаром кварцовий пісок. Розігріємо на полум'ї пальника залізнi ошурки так, щоб вони почали жевріти, і внесемо їх у склянку з хлором. Від виділеної під час реакції теплоти залізо розжарюється й утворюється ферум(III) хлорид бурого кольору (мал. 26).



Мал. 26. Взаємодія хлору з залізом

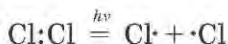
Взаємодія з неметалами.

Хлор взаємодіє майже з усіма неметалами, крім вуглецю, кисню та азоту:



Розглянемо докладніше реакцію водню з хлором. Ця реакція перебігає своєрідно: у темряві хлор з воднем не реагує, однак при сильному освітленні реакція відбувається з вибухом. Отже, суміш водню та хлору, як і суміш водню з киснем, є «grimучою».

Реакція починається з дисоціації молекул хлору під впливом енергії світла:

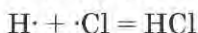


При цьому утворюються окремі атоми Хлору з одним неспареним електроном — *вільні радикали*.

Завдяки неспареному електрону вільні радикали надзвичайно хімічно активні, тому стають ініціаторами наступних реакцій:



Як тільки один з реагентів витратиться, почнуть відбуватися переважно реакції між радикалами, що приведе до припинення процесу:



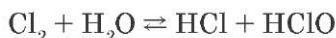
Ланцюг таких перетворень включає сотні тисяч ланок, тобто одна молекула хлору, яка розпадається на окремі атоми, викликає утворення сотень тисяч молекул хлороводню замість двох його молекул за відсутності ланцюга.

Реакція, яка відбувається з утворенням активної частинки (радикала), здатної до утворення інших активних частинок, називається **ланцюговою**.

Російський хімік М. М. Семенов уперше дослідив цю реакцію і встановив, що так само відбувається багато інших реакцій, наприклад процеси горіння, вибухи. За розробку теорії ланцюгових реакцій учений у 1956 р. одержав Нобелівську премію.

Реакції хлору зі складними речовинами. Взаємодія з водою.

З водою хлор утворює хлорну воду — суміш хлоридної (HCl) і хлоратної(I) HClO кислот:

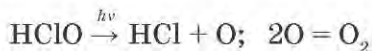


Ця реакція перебігає не до кінця: на кислоти перетворюється не більше третини хлору.

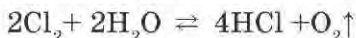


М. М. Семенов
(1896 — 1987)

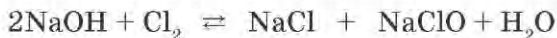
Хлоратна(I) кислота нестійка, вона розкладається на хлоридну кислоту й Оксиген:



Тому хлорна вода є сильним окисником і вибілювачем. Сухий хлор не вибілює. Загальне рівняння реакції:

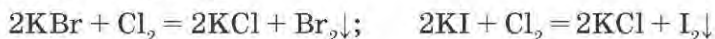


Взаємодія з лугами. Пропусканням хлору крізь холодний розчин лугу одержують розчин (відомий під назвою *жавелева вода*), який містить не кислоти, як у реакції з водою, а їх солі, відповідно хлорид і гіпохлорит:



Натрій хлорид Натрій гіпохлорит

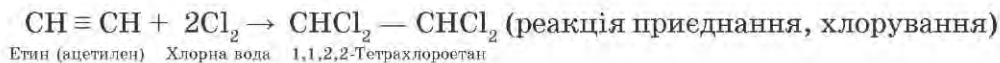
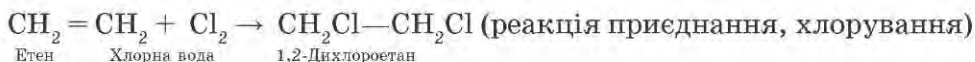
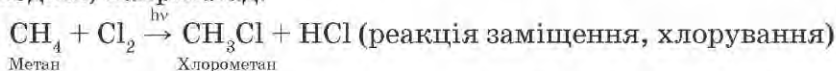
Взаємодія з бромідами та іодідами ілюструє сильніші окиснювальні властивості Хлору порівняно з Бромом та Іодом. При цьому хлор витісняє галогени з їх солей:



Із флуоридами хлор не реагує, оскільки його окиснювальна здатність нижча за фтор.

→ Складанням схем електронного балансу розглянутих реакцій підтвердіть окиснювальні властивості хлору.

Взаємодія з вуглеводнями. Хлор заміщує атоми Гідрогену в молекулах насичених вуглеводнів і приєднується до молекул ненасичених вуглеводнів, наприклад:



Застосування хлору. За масштабами використання хлор набагато перевищує всі інші галогени. Значна кількість його іде на виробництво хлоридної кислоти, хлорного вапна $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$, яким знезаражують питну воду, вибілюють льняні й бавовняні тканини, папір. З жавелевої води виготовляють побутовий вибілюючий засіб під назвою «Білизна». Поводитися з ним треба украй обережно, обов'язково працювати в гумових рукавичках, бо в ньому міститься луг. У разі потрапляння препарату на шкіру негайно змийте його під струменем води, а пошкоджене місце обробіть слабким розчином оцтової або лимонної кислоти.

З хлору добувають хлоровмісні органічні сполуки — барвники, розчинники, лікарські препарати, пластмаси, хлоропреновий каучук, інсектициди. У кольоровій металургії методом хлорування руд добувають деякі метали (титан, ніобій, тантал).

! Коротко про головне

Хлор — хімічно активний неметал, сильний окисник, взаємодіє з більшістю металів і неметалів за винятком кисню, азоту і вуглецю.

Реакція хлору з воднем відбувається на світлі, має ланцюговий характер. Хлор взаємодіє з водою з утворенням хлоридної та хлоратної(I) кислот, із лугами — з утворенням хлориду і гіпохлориту. Із бромідів й іодидів витісняє відповідні галогени. Насичені вуглеводні вступають з хлором у реакції заміщення, ненасичені — у реакції приєднання. Вологий хлор є сильним вибілювачем. Застосовується для дезінфекції води, виробництва засобів захисту рослин, хлороводню і хлоридної кислоти, хлоридів, пластмас і синтетичного каучуку, добування кольорових металів.

Для допитливих. Уперше хлор був застосований як отруйний засіб під час Першої світової війни. У 1915 р. біля французького містечка Іпр німецькі війська одночасно відкрили 6 000 балонів з хлором. Упродовж п'яти хвилин утворилася величезна, масою 180 т, біла хмара, яка накрила окопи англо-французьких військ. Хлор уразив 15 тис. солдат, з них — 5 тис. на смерть. Під час битви у 1917 р. під тим самим містом була використана нова отруйна речовина хлорорганічного походження, яку пізніше назвали «іприт». Згодом з цією метою застосовували й інші хлоровмісні сполуки, наприклад фосген COCl_2 .

? Контрольні завдання

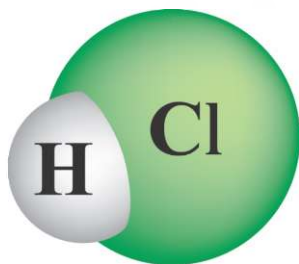
- Хлор у хімічних реакціях порівняно з воднем
 А менш активний; Б більш активний; В активність однакова.
- Прості речовини, з якими хлор реагує за певних умов, — це
 А кисень; Б водень; В азот; Г літій; І фосфор.
 Складіть рівняння реакцій, що відбуваються.
- Складні речовини, з якими реагує хлор за певних умов, — це
 А калій бромід; В пропін;
 Б калій флуорид; Г хлоретан.
 Складіть рівняння реакцій, що відбуваються.
- Поясніть, чому
 а) хлор реагує з бромідами та іодідами і не реагує з флуоридами;
 б) реакція хлору з воднем називається ланцюговою;
 в) вільні радикали є хімічно активними частинками.
- Складіть рівняння реакцій і схеми електронного балансу таких перетворень:
 $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HCl}$.
- Складіть рівняння реакцій хлору з кальцієм, алюмінієм, стибієм та від-

7. Обчисліть об'єм хлору (н.у.), потрібного для повного витіснення йоду з розчину калій іодиду масою 200 г з масовою часткою солі 12,45 %, та масу солі, що утворюється.
- 8*. Деяку кількість хлору розчинили у воді об'ємом 200 мл. У процесі реакції виділився кисень об'ємом 560 мл (н.у.). Обчисліть об'єм розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 14 % і густиною 1,116 г/мл для нейтралізації розчину, що утворюється.

§ 22. Хлороводень. Хлоридна кислота. Хлориди

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* властивості хлороводню, хлоридної кислоти, хлоридів; способи їх добування; практичне значення;
- *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.



Мал. 27. Модель молекули хлороводню

Хлороводень. Атоми в лінійній молекулі хлороводню HCl сполучені ковалентним полярним зв'язком (мал. 27). Кристалічна ґратка твердого хлороводню — молекулярна. Хлор у цій сполуці має найнижчий ступінь окиснення -1 .

Фізичні властивості. Хлороводень за стандартних умов — безбарвний газ із різким запахом, токсичний, важчий за повітря, леткий, має низькі температури плавлення та кипіння ($t_{\text{пл}} = -114\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип}} = -85\text{ }^{\circ}\text{C}$), на вологому повітрі димить, утворюючи з паром води

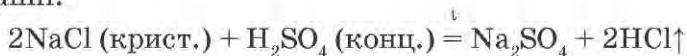
дрібні крапельки хлоридної кислоти. Під час вдихання хлороводень подразнює дихальні шляхи і спричиняє ядуху. **Нюхати його треба обережно!**

Хлороводень добре розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти: за н.у. в 1 об'ємі води розчиняється до 500 об'ємів хлороводню. Розчин хлороводню у воді називається *хлоридною кислотою*.

- Порівняйте розчинність хлороводню та хлору. Поясніть причину відмінності.

Дослід 1. У круглодонну колбу, наповнену хлороводнем, внесемо піпеткою 1—2 краплі води. Отвір одразу закриємо пробкою зі скляною трубкою, кінець якої зануримо у посудину з водою, забарвленою фіолетовим лакмусом. Спостерігаємо швидке наповнення колби водою і зміну фіолетового забарвлення розчину лакмусу на червоне (мал. 28). Отже, у колбі розчин хлоридної кислоти

Добування. У лабораторії хлороводень добувають взаємодією кристалічного натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні:

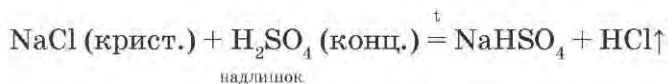


За відсутності води хлороводень виділяється у вигляді газу, і реакція перебігає до кінця.

Дослід 2. (Виконується у витяжній шафі.)

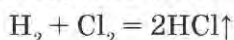
У хімічну колбу з натрій хлоридом наллємо концентровану сульфатну кислоту (мал. 29). Суміш почне пінитися — це виділяється хлороводень. Почервоніння внесеного у склянку зволоженого папірця універсального індикатора вказує на утворення кислоти. Про те, що склянка наповнилася хлороводнем, свідчить поява білого диму з дрібних крапель хлоридної кислоти над її отвором і характерний запах хлороводню.

Якщо сульфатну кислоту взяти в надлишку і суміш не сильно нагрівати, то утвориться кисла сіль натрій гідрогенсульфат:

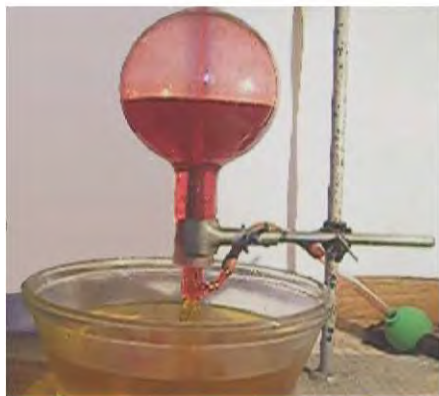


Збирають хлороводень витісненням повітря у суху посудину дном донизу.

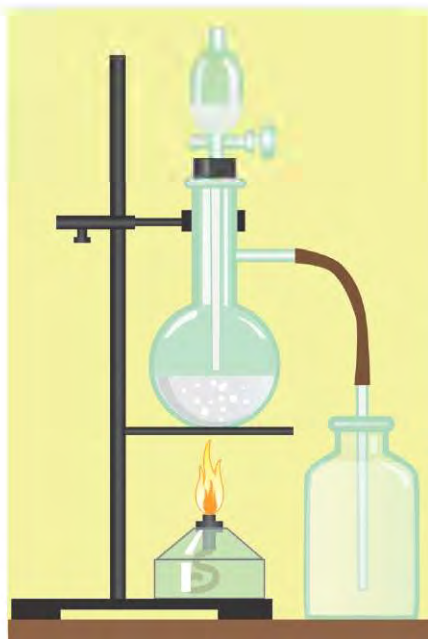
У промисловості хлороводень добувають синтезом, тобто прямим сполученням хлору з воднем:



Хімічні властивості. Сухий хлороводень хімічно інертний і не реагує навіть з активними металами. За



Мал. 29. Добування хлороводню в лабораторії



Мал. 29. Добування хлороводню

наявності вологи такі реакції відбуваються, оскільки в реакцію вступає вже не хлороводень, а хлоридна кислота.

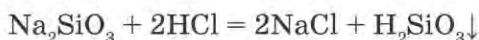
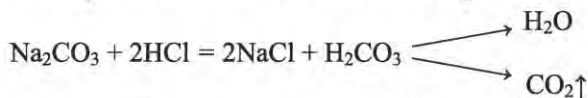
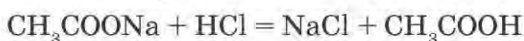
Хлоридна кислота — не індивідуальна речовина, а розчин хлороводню у воді. Це безбарвна, летка рідина. Масова частка хлороводню в концентрованій хлоридній кислоті становить близько 37 %, на вологому повітрі вона «димить», бо з неї виділяється газуватий хлороводень.

Хлоридна кислота — сильний електроліт. Ступінь її дисоціації у розбавлених розчинах досягає 90 %. Дисоціює за рівнянням:



Наявність йонів H^+ у хлоридній кислоті доводиться за допомоги індикаторів.

Хлоридна кислота виявляє хімічні властивості, типові для класу кислот, а саме: реагує з металами, що розташовані у витискувальному ряді до водню, з виділенням водню; основними та амфотерними оксидами; основами та амфотерними гідроксидами, солями слабких і легких кислот, а також із такими, що утворюють з хлоридною кислотою нерозчинні солі або слабкі кислоти:



➤ Поясніть, чому кожна з розглянутих реакцій перебігає до кінця. Підтвердіть йонними рівняннями реакцій.

Специфічні властивості хлоридної кислоти зумовлені тим, що Хлор в її молекулі, маючи найменший для нього ступінь окиснення -1 , може виявляти в реакціях відновні властивості. Так, концентрована хлоридна кислота реагує з сильними окисниками з утворенням вільного хлору.

➤ Наведіть приклад реакцій хлоридної кислоти з окисниками.



а



б

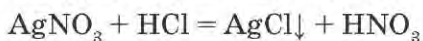


в



г

Хлориди — це солі хлоридної кислоти. Деякі з них трапляються у природі (див. мал. 23). Забарвлення їм надають катіони (мал. 30). Більшість хлоридів, за винятком хлоридів Аргентуму AgCl , Плюмбуму PbCl_2 , Меркурію Hg_2Cl_2 , добре розчиняється у воді. Нерозчинність AgCl у воді та кислотах використовують для виявлення аніонів Cl^- , хлоридної кислоти і хлоридів: унаслідок взаємодії з аргентум нітратом утворюється білий сирнистий осад аргентум хлориду, нерозчинний у сильних кислотах:



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА ХЛОРИД-ІОНИ

У дві пробірки налийте по 1 мл розчину натрій хлориду та хлоридної кислоти, у кожену додайте по 1—2 краплі розчину аргентум нітрату. Зверніть увагу на колір і характер осаду. Додайте до осадів у пробірках нітратної кислоти. Осад не розчиняється. Чому? Напишіть рівняння реакцій.

Хлориди одержують за допомоги реакцій, які було розглянуто під час вивчення властивостей хлоридної кислоти та хлору. Хімічні властивості хлоридів є типовими для класу солей (див. § 1).

➔ Наведіть приклади рівнянь реакцій, у результаті яких одержують хлориди, та реакцій за їх участю.

Застосування хлоридної кислоти та хлоридів. Хлоридну кислоту застосовують для добування хлоридів, водню, хлору, в шкіряній промисловості (для обробки шкіри перед хромовим вичинюванням), медицині, при гідролізі деревини та в органічному синтезі (виробництво пластмас, розчинників, барвників, ліків).

Багато хлоридної кислоти використовується для травлення сталі, тобто очищення її поверхні від продуктів корозії перед покриттям сталевих виробів і листового заліза шаром захисного металу (нікелювання, хромування, лудіння). Інакше метал до поверхні сталі не пристане.

Відомості про застосування хлоридів наведено в табл. 5.

Таблиця 5

Застосування хлоридів

Хлорид	Галузі застосування
Кам'яна, або кухонна, сіль NaCl	Сировина для добування хлору, водню, металічного натрію, їдкого натру, хлороводню і соди, у харчовій, шкіряній промисловості, миловарінні, в медицині як фізіологічний розчин
Калій хлорид KCl	Калійне добриво, сировина для добування інших солей Калію і калій гідроксиду

Закінчення табл. 5

Кальцій хлорид CaCl_2	Безводна сіль як осушувач газів та органічних рідин; насичений розчин — для збагачення сировини флотаційним методом
Цинк хлорид ZnCl_2	При паянні для зняття оксидної плівки з поверхні металу (травлення), для просочування дерев'яних предметів, щоб запобігти гниттю
Алюміній хлорид AlCl_3	В органічному синтезі як каталізатор (у реакціях ізомеризації вуглеводнів, хлорування ароматичних сполук)
Аргентум хлорид AgCl	При виготовленні фотоплівок

! Коротко про головне

Хлороводень — безбарвний газ з різким неприємним запахом, отруйний, важчий за повітря, добре розчиняється у воді з утворенням хлоридної кислоти, хімічно інертний. У лабораторії добувають взаємодією кристалічного натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою, в промисловості — прямим синтезом із водню та хлору.

Хлоридна кислота — розчин хлороводню у воді. Сильний електроліт, виявляє типові хімічні властивості сильних кислот. Застосовується для добування хлору і хлоридів, у виробництві розчинників, барвників, пластмас, для травлення металів, у шкіряній і харчовій промисловості, медицині.

Хлориди — солі хлоридної кислоти, майже всі добре розчинні у воді, виявляють типові хімічні властивості класу солей. Мають широке використання. Добувають за допомоги хлоридної кислоти та хлору.

Якісною реакцією на хлоридну кислоту та розчини її солей є дія розчину аргентум нітрату. При цьому випадає білий сирнистий осад, нерозчинний у сильних кислотах.

? Контрольні завдання

- Хлороводень збирають у посудину витісненням
 - А повітря з посудини дном донизу;
 - Б повітря з посудини дном догори;
 - В води.
- Реагент для визначення хлорид-іонів у розчині — це
 - А барій нітрат;
 - Б аргентум нітрат;
 - В барій хлорид;
 - Г аргентум хлорид.
- Речовини, з якими не реагує хлоридна кислота, — це
 - А хром;
 - Б натрій сульфат;
 - В карбон(IV) оксид;
 - Г ферум(III) гідроксид.

4. Поясніть, чому
 - а) рідкий хлороводень практично не проводить електричний струм, а хлоридна кислота є провідником електричного струму;
 - б) можна спростувати відоме прислів'я «Немає диму без вогню».
5. Складіть рівняння:
 - а) реакцій за схемою перетворень: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$;
 - б) п'яти реакцій добування магній хлориду.
6. Обчисліть (усно) об'єми водню і хлору, необхідних для синтезу хлороводню об'ємом 20 л (н.у).
7. Обчисліть маси цинк оксиду і хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 5 %, необхідних для добування цинк хлориду масою 13,64 г.
8. Хлороводень, що утворився при спалюванні в хлорі водню об'ємом 10 л (н.у.), розчинили у воді об'ємом 1 л. Обчисліть масову частку хлороводню в добутому розчині.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 4

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ

Роботу виконують учні у групах з подальшим обговоренням результатів дослідження та їх узагальненням. У звіті про роботу зазначте свої спостереження, складіть рівняння реакцій і виразіть їх у йонних формах.

■ *Дослід 1.* Взаємодія хлоридної кислоти з металами.

Налийте в три пробірки по 1 мл хлоридної кислоти і помістіть у них по одній гранулі (кусочку) цинку, міді, заліза. Спостерігайте перебіг реакцій.

■ *Дослід 2.* Взаємодія хлоридної кислоти з основними оксидами.

Налийте в пробірку 1 мл хлоридної кислоти, насипте трохи купрум(II) оксиду і нагрійте пробірку. Спостерігайте перебіг реакції.

■ *Дослід 3.* Взаємодія хлоридної кислоти з лугами.

Налийте в пробірку 1 мл розчину натрій гідроксиду й додайте кілька крапель фенолфталеїну. Спостерігайте зміну кольору індикатора. Додайте краплями хлоридну кислоту до зникнення забарвлення. Про що це свідчить?

■ *Дослід 4.* Взаємодія хлоридної кислоти з нерозчинними у воді основами.

Налийте в пробірку 1 мл купрум(II) сульфату. Додайте краплями розчин лугу до утворення осаду і долийте хлоридної кислоти. Спостерігайте за перебігом реакцій і характером утворених продуктів.

■ *Дослід 5.* Взаємодія хлоридної кислоти з солями.

У три пробірки з розчинами натрій карбонату (сода), натрій силікату (силікатний клей) і твердим кальцій карбонатом (крейда)

додайте краплями хлоридної кислоти. Спостерігайте за перебігом реакції й характером утворених продуктів.

■ **Дослід 6.** Якісна реакція на хлорид-іони.

Налийте в дві пробірки по 1 мл хлоридної кислоти і розчину натрій хлориду. Додайте в обидві пробірки 1—2 краплі аргентум нітрату. Спостерігайте за характером осаду. Долийте нітратної кислоти. Спостерігайте за результатами.

Обговоріть результати досліджень, виконаних різними групами учнів, і зробіть висновки про хімічні властивості хлоридної кислоти.

? Контрольні завдання

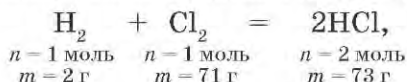
1. Назвіть властивості хлоридної кислоти, які ви дослідили під час практичної роботи. Які з них є типовими для класу кислот? Чим вони зумовлені?
2. Визначте типи реакції, виконаних у ході практичної роботи.
3. Поміркуйте, чому в реакції хлоридної кислоти з лугом використовується фенолфталеїн, а в реакції з нерозчинною основою — ні.
4. Назвіть специфічну властивість хлоридної кислоти, яку ви дослідили під час практичної роботи. Чим вона зумовлена?
5. Поміркуйте, чому утворений аргентум хлорид треба перевіряти дією на нього нітратної кислоти.

§ 23. Обчислення за рівнянням хімічної реакції, якщо один з реагентів узятو в надлишку

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ розв'язувати задачі на надлишок.

Розглянемо рівняння реакції водню з хлором:



за яким водень масою 2 г реагує з хлором масою 71 г з утворенням хлороводню масою 73 г. А скільки утвориться хлороводню з суміші 2 г водню й 75 г хлору? Так само — 73 г хлороводню, оскільки за рівнянням реакції водень масою 2 г повністю прореагує із хлором масою 71 г з утворенням 73 г хлороводню. Хлор масою 4 г ($75 \text{ г} - 71 \text{ г} = 4 \text{ г}$) є надлишком і залишиться в суміші з основним продуктом — хлороводнем. Отже,

якщо в умові задачі дано кількості двох реагентів, то розрахунки за рівнянням реакції здійснюють за тією речовиною, що прореагує повністю, а не тією, яка є в надлишку.

Нехай змішали 10 г водню й 284 г хлору. Як визначити, яка речовина з двох прореагує повністю, а яка — в надлишку? Пропонуємо два способи: першим доцільно користуватися, якщо коефіцієнти в рівнянні реакції прості й невеликі; другим — якщо співвідношення кількості моль реагуючих речовин за рівнянням реакції складне.

I спосіб	II спосіб
<p>1) Записати співвідношення кількостей речовини реагентів за рівнянням реакції:</p> $n(\text{H}_2) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 1. \quad (1)$ <p>2) Обчислити $n(\text{H}_2)$ і $n(\text{Cl}_2)$ за умовою задачі:</p> $n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) : M(\text{H}_2) = 10 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль},$ $n(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 284 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль}.$ <p>3) Записати їх співвідношення:</p> $n(\text{H}_2) : n(\text{Cl}_2) = 5 : 4 = 1,25 : 1. \quad (2)$ <p>4) Порівняти співвідношення (1) і (2) та визначити речовину, яка в надлишку, а яка — прореагує повністю:</p> $n(\text{H}_2) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 1$ (за рівнянням реакції); $n(\text{H}_2) : n(\text{Cl}_2) = 1,25 : 1$ (за умовою задачі). У надлишку H_2 , повністю прореагує Cl_2 .	<p>1) Обчислити $n(\text{H}_2)$ і $n(\text{Cl}_2)$ за умовою задачі:</p> $n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) : M(\text{H}_2) = 10 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль};$ $n(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 284 : 71 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль}.$ <p>2) Позначити n моль однієї з вихідних речовин за невідому x: нехай $n(\text{Cl}_2) = x$.</p> <p>3) Обчислити x, склавши пропорцію:</p> $5 : x = 1 : 1, x = 5 \text{ моль},$ тобто для реакції з 5 моль H_2 потрібно 5 моль Cl_2 .
<p>Висновок: обчислення робимо за хлором</p>	<p>4) Порівняти $n(\text{Cl}_2)$, обчислену в п. 3, із $n(\text{Cl}_2)$, обчисленою в п. 1: H_2 — у надлишку, Cl_2 прореагує повністю.</p> <p>Висновок: обчислення робимо за хлором</p>

Задачі, умова яких містить відомості про кількість речовини, масу, об'єм обох реагентів, належать до типу «Задачі на обчислення за рівнянням реакції, якщо один з реагентів узятو в надлишку», або скорочено «Задачі на надлишок».

Розглянемо приклади таких задач.

▪ **Задача 1.** Обчисліть масу кальцій хлориду, що можна добути реакцією кальцію масою 40 г із хлором масою 142 г.

При розв'язуванні цієї задачі речовину, яка повністю прореагує, визначаємо за способом 1.

Дано:

$$m(\text{Ca}) = 40 \text{ г}$$

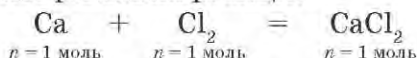
$$m(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = ?$$

Розв'язання

1. Визначимо тип задачі: задача «на надлишок», тому що дано маси двох реагентів.

2. Напишемо рівняння реакції:



3. Запишемо відношення кількостей речовини реагентів за рівнянням реакції:

$$n(\text{Ca}) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 1 \quad (1)$$

4. Обчислимо $n(\text{Ca})$ і $n(\text{Cl}_2)$ за даними задачі:

$$n(\text{Ca}) = m(\text{Ca}) : M(\text{Ca}) = 40 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 1 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}$$

5. Знайдемо їх співвідношення:

$$n(\text{Ca}) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 2 \quad (2)$$

6. Порівняємо співвідношення (1) і (2) й визначимо речовину, яка в надлишку і за якою робитимемо розрахунки:

$$n(\text{Ca}) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 1 \text{ (за рівнянням реакції);}$$

$$n(\text{Ca}) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 2 \text{ (за умовою задачі)}$$

У надлишку — Cl_2 , повністю прореагує Ca , тому розрахунки маси CaCl_2 робитимемо за Ca .

7. Обчислимо масу кальцій хлориду за рівнянням реакції:

$$m(\text{CaCl}_2) = M(\text{CaCl}_2) \cdot n(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 111 \text{ г}$$

В і д п о в і д ь. Добуто 111 г CaCl_2 .

■ **Задача 2.** Обчисліть об'єм хлору (н.у.), який можна добути реакцією калій перманганату масою 6,32 г із хлоридною кислотою масою 2,19 г.

При розв'язуванні цієї задачі речовину, яка повністю прореагує, визначаємо за способом 2.

Дано:

$$m(\text{KMnO}_4) = 6,32 \text{ г}$$

$$m(\text{HCl}) = 2,19 \text{ г}$$

$$V(\text{Cl}_2) = ? \text{ (н.у.)}$$

Розв'язання



$$2. n(\text{KMnO}_4) = m(\text{KMnO}_4) : M(\text{KMnO}_4) = 6,32 \text{ г} : 158 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) : M(\text{HCl}) = 2,19 \text{ г} : 36,5 \text{ г/моль} = 0,06 \text{ моль}.$$

3. Обчислимо $n(\text{HCl})$, що потрібне для реакції з 0,04 моль KMnO_4 : нехай $n(\text{HCl}) = x$, тоді $2 : 16 = 0,04 : x$; $x = 16 \cdot 0,04 : 2 = 0,32$ (моль).

Отже, для реакції з 0,04 моль KMnO_4 потрібно 0,32 моль HCl ; за умовою задачі $n(\text{HCl}) = 0,06$ моль: KMnO_4 — у надлишку, HCl прореагує повністю. Розрахунки робимо за HCl .

$$4. n(\text{Cl}_2) = \frac{5}{16} n(\text{HCl}) = \frac{5}{16} \cdot 0,06 \text{ моль} = 0,0188 \text{ моль.}$$

$$5. V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,0188 \text{ моль} = 0,42 \text{ л.}$$

В і д п о в і д ь. Добуто 0,42 л Cl_2 .

Алгоритм розв'язування задачі «на надлишок»

1. Визначити тип задачі.
2. Записати рівняння реакції, підписати під хімічними формулами відповідну кількість речовини.
3. Обчислити кількість речовини реагентів за умовою задачі.
4. Порівняти кількість речовини реагентів, що відповідають рівнянню реакції та умові задачі, і визначити вихідну речовину, яка повністю прореагувала.
5. Обчислити кількість продукту реакції за рівнянням реакції.

! Коротко про головне

Ознака задач на обчислення за рівнянням реакції, якщо один з реагентів узято в надлишку, — в умові дано значення маси, об'єму або кількості речовини обох реагентів. Обчислення здійснюються за тією речовиною, яка прореагувала повністю. Тому розв'язування задачі цього типу полягає у визначенні на основі розрахунків такої речовини.

Подальші обчислення маси, об'єму або кількості речовини продукту реакції здійснюються за рівнянням реакції відомими способами.

? Контрольні завдання

1. Розчин кальцій хлориду застосовують у медицині як кровоспинний засіб. Обчисліть масу кальцій хлориду, який можна добути реакцією кальцій гідроксиду масою 14,8 г із хлоридною кислотою масою 18,25 г.
2. Обчисліть об'єм водню (н.у.), який можна добути реакцією заліза масою 224 г із хлоридною кислотою масою 73 г.
3. При взаємодії водню об'ємом 5 л (н.у.) і хлору об'ємом 4,48 л (н.у.) одержали продукти, які розчинили у воді об'ємом 85,4 мл. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в розчині.
- 4*. Хлороводень, що утворився під час взаємодії надлишку сульфатної кислоти і безводного магній хлориду масою 19 г, пропустили крізь розчин, що містить 10 г калій гідроксиду. Розчин випарили. Яку речовину одержали та яка її маса?
- 5*. Дією сульфатної кислоти масою 24,5 кг на кухонну сіль масою 30 кг добули хлороводень масою 9,1 кг. Обчисліть, чи можна з суміші, що залишилася, нічого не додаючи, добути додатково хлороводень.

§ 24. Фтор. Бром. Йод

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати та порівнювати властивості фтору, броду, йоду та їх сполук, практичне значення;
- скласти рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- визначати експериментально галогенід-іони в розчинах та йод.

Фізичні властивості. Прості речовини фтор, бром, йод, як і хлор, складаються з двохатомних молекул з неполярним ковалентним зв'язком між атомами і в твердому стані утворюють молекулярні кристалічні ґратки. Тому вони леткі, плавляться і киплять за низьких температур (табл. 6).

Таблиця 6

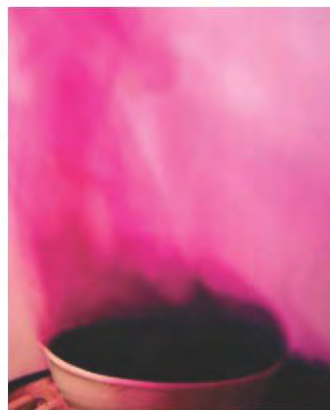
Фізичні властивості галогенів

Речовина	M_r	Агрегатний стан за н.у.	Колір	Запах	Температура плавлення, °С	Температура кипіння, °С
Фтор F_2	38	Газ	Світло-жовтий	Різкий, подразливий	-220	-188
Бром Br_2	160	Рідина	Темно-бурий	Різкий, смердючий	-7	+58
Йод I_2	254	Тверда речовина	Сірувато-чорний з металічним блиском	Різкий	+114	+186

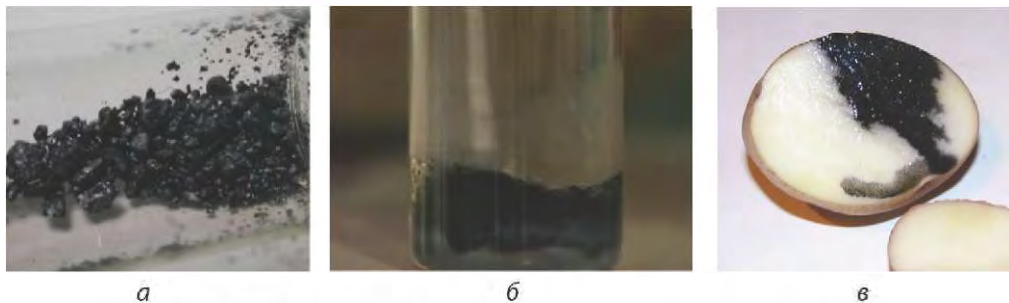
Про леткість галогенів свідчать наявність запаху, можливість твердого йоду при слабкому нагріванні, не плавлячись, перетворюватися на пару фіолетового кольору з різким запахом. При охолодженні пара знов осідає у вигляді кристалів (мал. 31).

Перехід речовин при нагріванні з твердого стану в газуватий і навпаки, оминаючи рідкий, називається **сублімацією**.

Таке явище характерне ще для деяких відомих вам речовин з молекулярною ґраткою, наприклад вуглекислого газу, нафтадену.



Мал. 31. Сублімація йоду

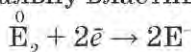


Мал. 32. Йод (а), якісна реакція на йод з крохмалем (б), виявлення крохмалю в картоплі дією йодом (в)

Зі збільшенням молекулярної маси галогенів їх температури плавлення і кипіння підвищуються, зростає густина, посилюється інтенсивність забарвлення. Поява в йоді металічного блиску (мал. 32, а) відповідає закономірному посиленню металічних властивостей зі збільшенням атомного номера хімічних елементів однієї групи періодичної системи.

Бром і йод малорозчинні у воді, але добре розчиняються в органічних розчинниках (спирт). Рідина, яку називають у побуті йодом, насправді є спиртовим розчином йоду. Водні розчини бром та йоду, як і хлору, називають відповідно *бромною* та *йодною водою*. Їх формули — Br_2 та I_2 , а колір майже однаковий — від слабкожовтого до темно-коричневого. Але йод легко розпізнати за допомогою крохмалю, з яким він утворює продукт темно-синього кольору. Крохмаль є реактивом на йод, а йод — реактивом на крохмаль (мал. 32, б, в). Фтор не утворює фторної води, оскільки реагує з водою із вибухом.

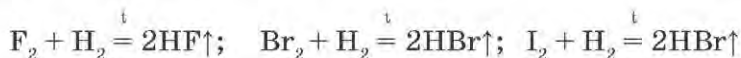
Хімічні властивості фтору, бром, йоду зумовлені здатністю їх атомів приєднувати один електрон до завершення останнього електронного шару і виявляти окиснювальну властивість:



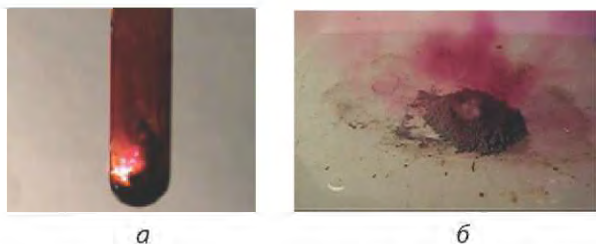
Окиснювальна здатність галогенів послаблюється від фтору до йоду: Фтор — найсильніший, а йод — найслабший окисник серед галогенів, бром дещо поступається хлору.

★ Поясніть причину послаблення окиснювальних властивостей галогенів.

Взаємодія з воднем. Фтор реагує з воднем із вибухом. Хлор, як ви пам'ятаєте, вибухає з воднем лише при освітленні, а в темряві реакція не відбувається. Для реакції водню з бромом і йодом потрібне нагрівання:



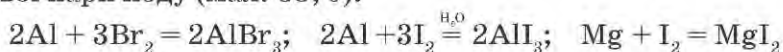
Продуктами реакцій є відповідно флуороводень, або фтороводень



Мал. 33. Реакція алюмінію з: *a* — бромом; *b* — йодом

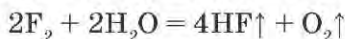
металами (золотом, сріблом, платиною). Алюміній і цинк в атмосфері фтору спалахують.

Решта галогенів реагує з металами при нагріванні. Так, у парах бромов горить алюміній (мал. 33, *a*). Йод окиснює метали повільніше, однак у присутності води як каталізатора реакції йоду з порошками алюмінію, магнію, цинку дуже бурхливі й супроводжуються появою фіолетової пари йоду (мал. 33, *b*):



► Поясніть причину появи пари йоду.

Взаємодія з водою. У цій реакції окиснювальна активність галогенів також закономірно послаблюється від фтору до йоду. Так, у фторі вода горить, хоча відомо, що вода — негорюча речовина, нею гасять пожежі. Продуктами реакції є флуороводень і кисень:

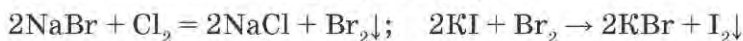


Зверніть увагу, Флуор витісняє Оксиген з молекули води. Це доводить, що фтор активніший окисник, ніж кисень.

► Складанням схеми електронного балансу доведіть правильність цього твердження.

Реакція хлору з водою, як вам відомо, відбувається лише на світлі. Бром і йод з водою не реагують.

Взаємодія з солями галогенів. Про послаблення окиснювальних і посилення відновних властивостей галогенів свідчать реакції, у яких галогени з меншим атомним номером витісняють галогени з більшим атомним номером, а саме: Хлор витісняє Бром та Йод, Бром — лише Йод, а Йод не здатний витіснити ні Бром, ні Хлор:



► Чому не можна проводити таку реакцію за наявності Флуору як у складі простої речовини, так і в складі флуориду?

Реакції між хлором і бромідами та іодідами застосовують у промисловості для добування бромов та йоду.

Порівняльна характеристика галогеноводневих кислот. Як і хлороводень, усі галогеноводні, розчиняючись у воді, утворюють кислоти: флуоридну HF (двариснову або фторидну), бромідну HBr, іодидну HI.

ну HI. Сила галогеноводневих кислот як електролітів збільшується в ряді: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$. Найсильніша з галогеноводневих кислот — іодидна, найслабша — фторидна.

Велика міцність хімічного зв'язку H–F, за чого фторидна кислота слабо дисоціює у воді, зумовлена малим розміром атома Флуору і відповідно малою відстанню між ядрами Гідрогену та Флуору. Із збільшенням атомного номера галогенів від F до I зростає радіус їх атомів, збільшується відстань між атомами галогену та Гідрогену, а тому зменшується міцність зв'язку між ними і відповідно посилюється здатність до електролітичної дисоціації.

➔ Складіть рівняння дисоціації іодидної та флуоридної кислот.

Солі розглянутих галогеноводневих кислот називаються відповідно флуоридами (фторидами), бромідами, іодідами. Майже всі солі сильних бромідної та іодидної кислот, як і хлоридної, добре розчинні у воді. Серед практично нерозчинних у воді солей — галогеніди Аргентуму(I): AgCl , AgBr , AgI .

Навпаки, аргентум флуорид є розчинною сіллю. Хлориди, броміди, іодиди Аргентуму відрізняються за кольором: аргентум хлорид — білого, аргентум бромід — світло-жовтого; аргентум іодид — яскравожовтого кольору. Це використовують для розпізнавання галогенід-іонів у розчині за допомоги одного реактиву — аргентум нітрату AgNO_3 .

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ХЛОРИД-, БРОМІД-, ІОДИД-ІОНИ ТА ЙОД

1. У три пробірки налейте по 1 мл розчинів хлориду, броміду та іодиду Натрію. Додайте краплями розчин аргентум нітрату. Порівняйте колір осадів, що утворилися. Долейте в кожную пробірку з осадом по 1 мл нітратної кислоти. Осади солей не розчиняються. Поясніть, чому.

➔ Складіть хімічні рівняння реакцій і виразіть їх у йонних формах.

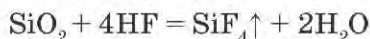
2. У пробірку налейте 1 мл крохмального клейстеру і додайте краплю йодної настойки. Зверніть увагу на зміну кольору розчину.

Для визначення флуорид-іонів F^- використовують реакцію з розчинами солей Кальцію, оскільки кальцій флуорид CaF_2 нерозчинна у воді сіль.

➔ Складіть хімічне рівняння реакції між розчинним у воді флуоридом і сіллю Кальцію. Виразіть його в йонних формах.

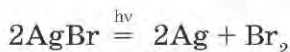
Застосування сполук Флуору, Брому, Іоду. Фтор використовують в атомній промисловості і ракетній техніці. З нього добувають флуоровуглеводні. Так, газ фреон, який містить сполуки дифлуородихлорометан CCl_2F_2 і трифлуорохлорометан CClF_3 , застосовують у холодильних установках. Тетрафлуороетилен $\text{F}_2\text{C}=\text{CF}_2$ може полімеризуватися, утворюючи політетрафлуороетилен $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$, або тефлон. Цей матеріал стійкий до дії більшості хімічних реагентів. Його застосовують у хімічній промисловості, а також для виго-

товлення побутового посуду. Флуор входить до складу зубних паст, ліків. Плавикову кислоту застосовують для нанесення на скло малюнків, оскільки вона взаємодіє з силіцій(IV) оксидом скла, тобто «плавить» його (звідси її назва):



Для цього скло вкривають тонким шаром парафіну, наносять малюнок, а потім виріб занурюють у розчин плавикової кислоти. Під дією кислоти на склі залишається малюнок. Таким способом видатний литовський художник М. Чюрльоніс створив майже тридцять художніх творів, що зберігаються в музеї його імені в Каунасі.

Бром незамінний у виробництві фотоплівки. Фотографування засновано на розкладанні аргентум броміду під дією світла за рівнянням реакції:



Чорне зображення на проявленій фотоплівці утворюють найдрібніші частинки металічного срібла. Натрій бромід застосовують як засіб, що заспокоює нервову систему.

Головним споживачем йоду є фармацевтична та хімічна промисловість. Його 5 — 10 %-вий спиртовий розчин (йодна настойка) використовують для обробки ран. Сучасним напрямом застосування галогенів є використання їх в енергозберігаючих лампах. У колбу лампи, крім інертних газів (аргону та азоту), додають пари галогенів — йоду або брому, що вдвічі підвищує її ефективність і в чотири рази довговічність.

Широке застосування сполук галогенів, а саме флуоро-, бромо-, хлорофреонів, супроводжується попередженням учених про можливість їх негативного впливу на озоновий шар Землі.

! Коротко про головне

Прості речовини фтор, бром, йод є типовими неметалами. Молекулярна кристалічна ґратка галогенів зумовлює їх леткість, низькі температури плавлення і кипіння. Зі збільшенням молекулярної маси галогенів закономірно змінюється їх агрегатний стан: від газуватого фтору до твердого йоду. Йод здатний до *сублімації*.

Як окиснювачі фтор, бром, йод взаємодіють з металами, воднем. У ряді $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$ окиснювальна здатність галогенів послаблюється, внаслідок чого галогени з меншим атомним номером витісняють із солей галогени з більшим атомним номером.

Водні розчини галогеноводнів є кислотами, сила яких посилюється від флуоридної до іодидної кислоти. Бромідна та іодидна кислоти, як і хлоридна, є сильними кислотами, флуоридна — слабкою.

Галогени та їх сполуки широко застосовують у виробництві сучасних матеріалів: полімерів, холодоагентів, фотоматеріалів, енергозберігаючих приладів.

Контрольні завдання

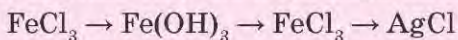
- Укажіть
 - галоген, якому притаманна найбільша окиснювальна здатність:
 А F_2 ; Б Cl_2 ; В Br_2 ; Г I_2 ;
 - формулу найсильнішої кислоти:
 А HF ; Б HCl ; В HBr ; Г HI .
- Запропонуйте спосіб розпізнавання розчинів флуориду, хлориду, броміду, іодиду Натрію, що містяться у чотирьох пробірках без етикеток, за допомоги лише одного реактиву. Складіть рівняння реакцій.
- Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким схемам перетворень:
 - $I_2 \rightarrow AlI_3 \rightarrow AlBr_3 \rightarrow AgBr$;
 - $Br_2 \rightarrow HBr \rightarrow KBr \rightarrow KCl \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow I_2$.
- До розчину калій броміду масою 1,19 г добавили аргентум нітрат масою 2 г. Осад, що утворився, відокремили. Які речовини містяться у фільтраті? Обчисліть їх маси.
- Флуорид двохвалентного металічного елемента, який містить 48,7 % Флуору за масою, становить 0,036 % маси кісток людини. Визначте формулу сполуки та обчисліть масу Флуору в кістках людини масою 70 кг, якщо масова частка кісток від маси тіла дорівнює 20 %.
- Йодна настойка є 5 %-вим розчином кристалічного йоду в спирті. Обчисліть об'єм спирту, густина якого 0,8 г/см³, для приготування 250 г такого розчину.
- Розчин натрій броміду з масовою часткою солі 10 % застосовують при розладі нервової системи. Обчисліть (усно) масу натрій броміду в ампулі, що містить 10 г даного розчину.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 5

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ З ТЕМИ «СПОЛУКИ ГАЛОГЕНІВ»

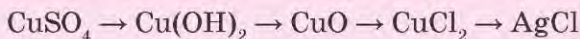
■ Варіант I (середній рівень)

- Доведіть хімічним способом, що видана вам речовина — бромід.
- Виконайте експериментально перетворення за схемою:



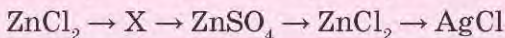
■ Варіант II (достатній рівень)

- Визначте, чи містить виданий вам зразок калій нітрату домішки хлоридів.
- Виконайте експериментально перетворення за схемою:



■ Варіант III (високий рівень)

- У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини хлориду, броміду, іодиду Натрію. Визначте хімічним способом вміст кожної пробірки.
- Виконайте експериментально перетворення за схемою:



ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ VIA ГРУПИ (ХАЛЬКОГЕНИ)

До VIA групи періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва належать неметалічні елементи Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te і металічний елемент Полоній Po.

У природі Оксиген, Сульфур, Селен, Телур трапляються у вигляді сполук з металічними елементами, які утворюють руди. Тому ці елементи називають *халькогенами* (з грец. — «ті, що народжують руди»).

Хімічний елемент **Оксиген** (лат. — «той, що народжує кислоту») відкрив шведський хімік К. Шеєле у 1771 р. і незалежно від нього англійський хімік Д. Прістлі в 1774 р.; **Сульфур** (походження назви не з'ясовано) відомий з VIII ст. до н. е; **Селен** (від грец. Місяць) — шведський хімік Й. Берцеліус у 1817 р.; **Телур** (від лат. Земля) — угорський гірничий інспектор Ф. Мюллер фон Рейхенштейн у 1782 р.

Назви двох останніх елементів свідчать, що у природі вони є супутніми, часто містяться в одних гірських породах.

Полоній — радіоактивний хімічний елемент, відкритий у 1898 р. П. Кюрі та М. Склодовською-Кюрі. Названий на честь Польщі — батьківщини М. Склодовської-Кюрі.

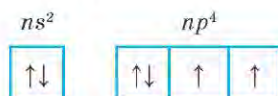
§ 25. Загальна характеристика

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ *характеризувати і порівнювати* хімічні елементи VIA групи за положенням у періодичній системі та будовою атомів, їх поширеність у природі;
- ◆ *наводити приклади* основних природних сполук халькогенів;
- ◆ *оцінювати* їх біологічне значення.

Електронна будова та властивості атомів елементів. Елементи VIA групи мають подібну будову зовнішнього енергетичного рівня їх атомів, на якому розміщуються шість валентних електронів, що забезпечує неметалічний характер і подібність їхніх властивостей (табл. 7).

Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів — ns^2np^4 , де n — номер періоду:



- ➔ Чому елементи VIA групи належать до p -елементів?

Із зростанням атомного номера при переході від Оксигену до Полонію збільшуються атомні радіуси елементів, що послаблює притягання зовнішніх валентних електронів до ядра. Відповідно електронегативність

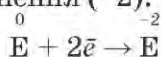
зменшується, послаблюються неметалічні властивості й окиснювальна здатність і посилюються металічні властивості хімічних елементів.

Таблиця 7

Характеристика елементів VIA групи

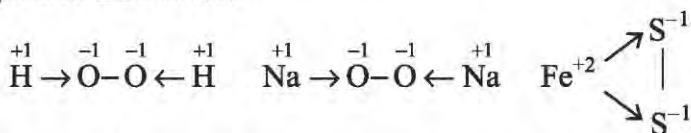
Хімічний елемент	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електронегативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Неметалічні властивості
Оксиген O	2	8	16	0,066	3,44	$2s^2 2p^4$	II	-2, -1, 0, +2	Послаблюються ↓
Сульфур S	3	16	32	0,104	2,58	$3s^2 3p^4$	II, IV, VI	-2, -1, 0, +4, +6	
Селен Se	4	34	79	0,117	2,55	$4s^2 4p^4$	II, IV, VI	-2, 0, +4, +6	
Телур Te	5	52	128	0,137	2,10	$5s^2 5p^4$	II, IV, VI	-2, 0, +4, +6	
Полоній Po	6	84	209	Немає відомостей	2,0	$6s^2 6p^4$	II, IV, VI	0, +2, +4, +6	

До завершення зовнішнього енергетичного рівня халькогенам не вистачає двох електронів, тому в сполуках з менш електронегативними елементами, а саме Гідрогеном, металічними елементами вони виявляють найменший ступінь окиснення (-2).



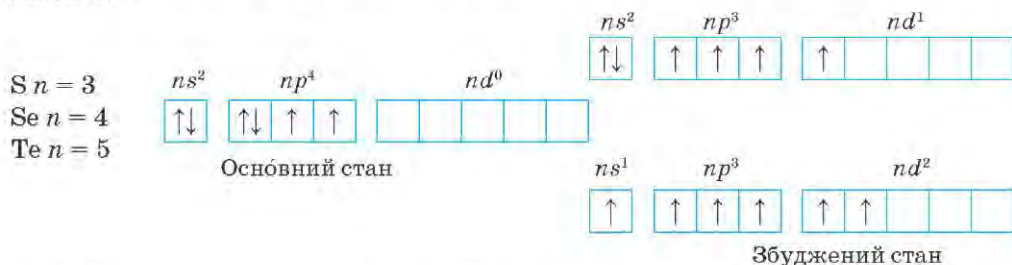
У цих сполуках елементи VIA групи мають валентність II за наявності двох неспарених p -електронів на зовнішньому енергетичному рівні, які утворюють два хімічні зв'язки.

Як Оксиген у гідроген пероксиді H_2O_2 , пероксидах лужних металічних елементів (Na_2O_2), так і Сульфур у піриті FeS_2 виявляють ступінь окиснення -1, тому що один ковалентний неполярний зв'язок витрачають на з'єднання між собою:



Усі елементи VIA групи, крім Оксигену, в сполуках з більш електро-негативними неметалічними елементами мають ступені окиснення +4 або +6 і валентність IV та VI. Це зумовлено наявністю різних орбіталей

лей на d -підрівні відповідних зовнішніх енергетичних рівнів, на які в збудженому стані можуть переходити валентні електрони, як показано на схемі:



Оксиген виявляє позитивний ступінь окиснення (+2) тільки у сполуці з більш електронегативним Флуором OF_{2-1} .

→ Поясніть, чому сполука OF_2 має назву оксиген флуорид, а не флуор оксид.

Як і в галогенів, фізичні й хімічні властивості простих і складних речовин, утворених елементами VIA групи, закономірно змінюються зі збільшенням атомного номера елемента і радіуса.

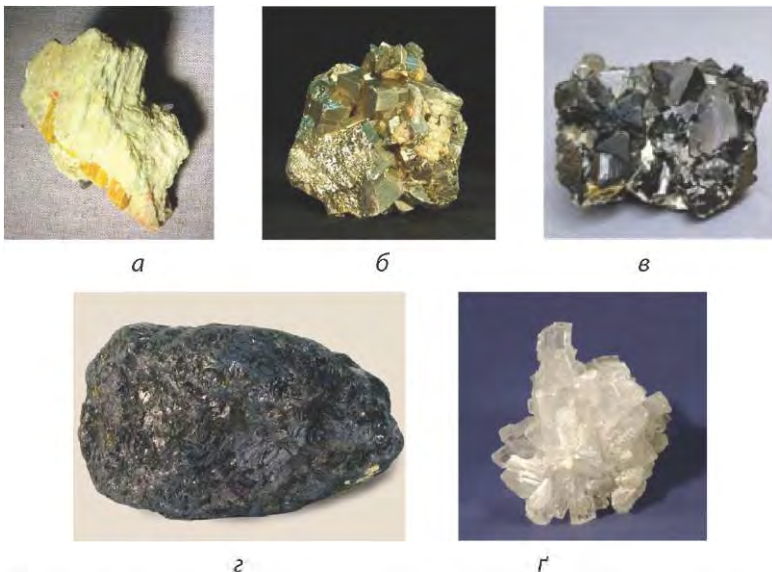
Кисень і сірка — типові неметали, мають найбільшу окиснювальну здатність. Селен і телур подібно до сірки крихкі, але за зовнішньою ознакою — металічним блиском — подібні до металів; є напівпровідниками. Полоній — м'який, сріблясто-білий метал.

Халькогени як неметалічні елементи утворюють кислотні оксиди складу EO_2 та EO_3 . Їм відповідають гідроксиди — кислоти складу H_2EO_3 та H_2EO_4 .

Загальною формулою летких сполук халькогенів з Гідрогеном є H_2E . Це задушливі газы, при розчиненні яких у воді утворюються кислоти. Міцність хімічного зв'язку в ряду $H_2O \rightarrow H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$ зі збільшенням атомного радіуса елементів VIA групи зменшується, що зумовлює збільшення сили кислот.

Поширеність у природі. За поширеністю на Землі Оксиген посідає перше місце. Він утворює дві прості речовини: кисень O_2 та озон O_3 , які входять до складу земної атмосфери. Об'ємна частка кисню в атмосфері становить 20,95 %, масова частка — 23,12 %. Оксиген є найпоширенішим елементом літосфери (масова частка 47,4 %) і гідросфери (масова частка 85,82 %). Це один з основних елементів-органогенів, який входить до складу більшості органічних сполук.

Сульфур за поширеністю є 16 елементом у літосфері (майже 0,05 %), де міститься у вигляді самородної сірки й утворює різні руди: *сульфідні* — пірит, або залізний колчедан FeS_2 , цинкову обманку ZnS , свинцевий блиск PbS ; *сульфатні* — гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (мал. 34) і барит $BaSO_4$. У вигляді дигідроген сульфідну H_2S в природному та вулканічних газах, у нафті



Мал. 34. Природні сполуки Сульфуру: а — самородна сірка; б — пірит; в — цинкова обманка; г — свинцевий блиск; ґ — гіпс

За поширеністю у природних водах посідає шосте місце. Морська вода містить 0,1 % Сульфуру у вигляді сульфат-іонів SO_4^{2-} .

Масова частка Селену в літосфері становить 0,000005 %, Телуру — 0,0000001 %. Найчастіше вони містяться в сульфуровмісних рудах.

Біологічне значення. Оксиген — елемент, біологічне значення якого ви розглядали раніше на уроках хімії та біології.

➤ Схарактеризуйте біологічне значення Оксигену.

Як елемент-органоген Сульфур входить до складу амінокислот, з яких синтезуються білки. Становить 0,25 % маси людського тіла — міститься переважно у волоссі, шкірі, нігтях. Сполуки Сульфуру беруть участь практично в кожному метаболічному процесі організму, забезпечують здорові шкіру, нігті, волосся, мають протиалергічну й антиоксидантну дію. Сульфур міститься в різних сортах капусти, в цибулі, винограді, яблуках, зернових, пісному м'ясі, рибі. Добова потреба людини в цьому елементі становить 1 г.

Більшість живих істот містить від 0,01 до 1 мкг/кг (1 мкг = $1 \cdot 10^{-6}$ г) Селену. Це важливий елемент, необхідний для підтримки імунної системи тварин і людини, має антиоксидантну дію, впливає на гостроту зору. Застосування сполук Селену дає позитивні результати в лікуванні ВІЛ-інфікованих. Своєрідні «чемпіони» за вмістом Селену — кокос і фісташки, менший вміст у свинячому салі та часнику. Однак його сполуки токсичні в завищених дозах. Отруєння живих організмів спричиняє антропогенне забруднення навколишнього середовища.

Сполуки Телуру токсичні, хоча в надзвичайно незначній кількості містяться у живих організмах. Біологічна роль поки ще не з'ясована.

! Коротко про головне

До VIA групи належать неметалічні елементи-халькогени: Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te, на зовнішньому енергетичному рівні атомів яких розміщуються шість валентних електронів. Зі збільшенням атомного номера відповідно збільшуються атомні радіуси елементів, що послаблює їх неметалічні властивості й окиснювальну здатність. *Валентність*: II; для Сульфуру, Селену, Телуру — IV, VI. *Типові ступені окиснення*: -2, 0; для Сульфуру, Селену, Телуру: +4, +6. *Утворюють*: прості речовини — неметали, кислотні оксиди складу EO_2 , EO_3 та відповідні їм оксигеновмісні кислоти H_2EO_3 , H_2EO_4 ; легкі водневі сполуки складу H_2E , водні розчини яких є кислотами. Існують у природі як у вигляді простих речовин (O_2 , O_3 , S), так і складних. Мають велике біологічне значення.

? Контрольні завдання

- Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів VIA групи

А ns^2np^2 ;	В ns^2np^4 ;
Б $ns^2np^3nd^2$;	Г $ns^1np^2nd^2$.
- Ступінь окиснення халькогенів у бінарних сполуках з металічними елементами

А 0;	Б +4;	В +2;	Г -2.
------	-------	-------	-------
- Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів халькогенів у бінарних сполуках з металічними елементами

А ns^2np^4 ;	Б $ns^2np^3nd^1$;	В $ns^2np^3nd^2$;	Г ns^2np^6 .
----------------	--------------------	--------------------	----------------
- Найбільш сильним окисником є

А Телур;	Б Сульфур;	В Оксиген;	Г Селен.
----------	------------	------------	----------
- Установіть відповідності між назвою сполуки та її формулою:

Назви	Формули
1 Пірит	А $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
2 Цинкова обманка	Б ZnS
3 Свинцевий блиск	В FeS_2
4 Гіпс	Г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
	Г PbS
- Поясніть, чому
 - халькогени є неметалічними елементами, а Полоній належить до металічних;
 - халькогени, крім негативного, мають і позитивні ступені окиснення;
 - Оксиген на відміну від інших аналогів проявляє тільки валентність II;
 - у бінарних сполуках з Гідрогеном зі зростанням атомного номера халькогенів міцність хімічного зв'язку в молекулах зменшується, а сила відповідних кислот у розчинах збільшується;

- г) сила оксигеновмісних кислот халькогенів зі зростанням їх атомного номера зменшується.
7. Знайдіть у тексті § 25 значення масових часток Оксигену і Сульфуру в літосфері. Обчисліть, у скільки разів атомів Оксигену в літосфері більше, ніж атомів Сульфуру.
8. Масова частка Гідрогену в його сполуці з елементом VIA групи становить 2,47 %. Визначте елемент. Укажіть можливі валентності та складіть електронні формули, що відповідають кожному валентному стану.

§ 26. Кисень. Озон

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *характеризувати та порівнювати* алотропні видозміни Оксигену, фізичні та хімічні властивості, способи добування кисню й озону, практичне їх значення; значення озонового шару для життя на Землі;
- *пояснювати* суть алотропії;
- *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Кисень і озон. Оксиген утворює дві прості речовини: кисень O_2 й озон O_3 . $M_r(O_2) = 32$, $M_r(O_3) = 48$.

У природі озон утворюється в атмосфері з кисню під час грозових електричних розрядів. Характерний запах свіжості, який ми відчуваємо після грози, — це запах озону.

Явище існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, різних за властивостями і будовою, називається алотропією, а самі прості речовини — алотропними видозмінами (формами, модифікаціями) хімічного елемента.

Кисень O_2 й озон O_3 — алотропні видозміни хімічного елемента Оксигену.

У чому полягає причина різних властивостей алотропних видозмін, а саме кисню й озону? Ви уже знаєте, що властивості речовини зумовлені її складом і будовою.

Кисень й озон мають однаковий якісний склад, але різний кількісний; однакову молекулярну будову, але різну просторову будову молекул: лінійну — в неполярної молекули кисню і кутову — в полярної молекули озону. Отже, крім подібних ці речовини мають різні властивості.

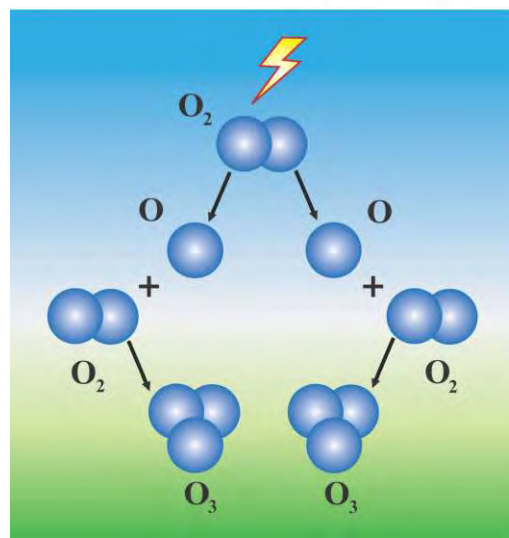
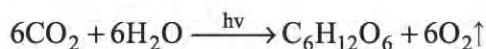
Характеристика властивостей алотропних видозмін Оксигену наведена в таблиці 8

Властивості кисню й озону

Властивості	Прості речовини	
	Кисень	Озон
Агрегатний стан за стандартних умов	Газ	Газ
Колір	Безбарвний	Синій
Запах	Без запаху	Своєрідний, різкий
Розчинність (у 100 об'ємах води при 20 °С)	3 об'єми	49 об'ємів
Густина газу (за н.у.)	1,43 г/л	2,14 г/л
Температура кипіння	-193 °С	-112 °С
Температура плавлення	-219 °С	-192 °С
Фізіологічна дія	Неотруйний	Дуже отруйний
Хімічні властивості	Окисник	Дуже сильний окисник
Реакційна здатність	Висока	Дуже висока

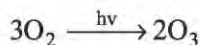
► Поясніть, порівнявши склад молекул кисню й озону, чому в озону більша густина та вищі температури кипіння і плавлення, ніж у кисню.

Добування кисню й озону. Обидві алотропні видозміни Оксигену утворюються у природі. Пригадаємо, що кисень утворюється у процесі фотосинтезу в хлоропластах зелених рослин під дією сонячного світла із вуглекислого газу та води:



Мал. 35. Утворення озону в атмосфері

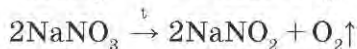
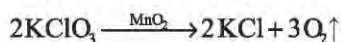
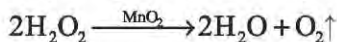
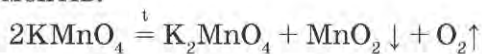
Озон, як уже зазначалось, утворюється з кисню під час дії грозових електричних розрядів (мал. 35), а також у верхніх шарах атмосфери (стратосфері) під дією енергії жорсткого ультрафіолетового сонячного випромінювання:



У промисловості кисень добувають зі зрідженого повітря.

Лабораторні способи добування кисню ґрунтуються на реакціях розкладу оксигеновмісних сполук: калій перманганату KMnO_4 (саме з цієї речовини ви добували кисень на практичній

роботі в 7 класі), дигідроген пероксиду H_2O_2 , калій хлорату KClO_3 , нітратів лужних елементів:

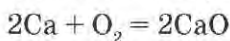


- ➔ Складіть для кожного рівняння схеми електронного балансу. Поясніть, як впливає на перебіг реакцій розкладу H_2O_2 і KClO_3 наявність манган (IV) оксиду.

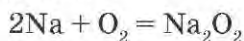
У лабораторії озон добувають у спеціальних приладах — озонаторах з кисню під дією електричного розряду (мал. 36).

Хімічні властивості алотропних видозмін Оксигену. Висока електронегативність Оксигену зумовлює сильні окиснювальні властивості його алотропних видозмін.

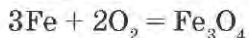
Вам відомо, що кисень характеризується високою реакційною здатністю. Він реагує з переважною більшістю простих речовин з утворенням оксидів. Майже з усіма металами реакція відбувається вже за кімнатної температури. Більшість металів горить у кисні:



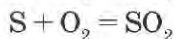
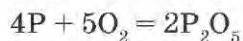
Лужні метали внаслідок своєї надзвичайної активності реагують з киснем з утворенням пероксидів:



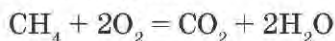
Залізо згоряє в кисні з утворенням подвійного оксиду Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) залізної ожини:



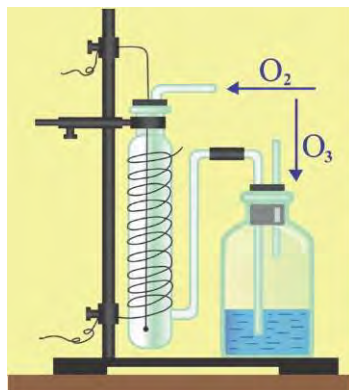
З неметалами (крім гелію, неону, аргону, галогенів) кисень зазвичай реагує при нагріванні: з фосфором до 60°C , з сіркою (мал. 37) — до 250°C , з графітом — до 700°C :



Реагує кисень і з багатьма складними неорганічними, а також з усіма органічними речовинами, як правило — із утворенням оксидів елементів, з яких складається сполука:



- ➔ Складіть схеми електронного балансу наведених рівнянь реакцій.

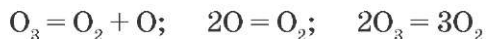


Мал. 36. Озонатор

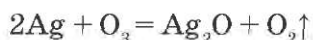


Мал. 37. Горіння сірки у кисні

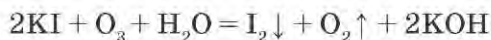
Озон значно активніший за кисень. Озон — нестійка сполука, розкладається з утворенням атома Оксигену, що забезпечує підвищену окиснювальну здатність озону:



Так, за стандартних умов озон на відміну від кисню реагує зі сріблом і ртуттю:



Якісна реакція на озон — взаємодія з калій йодидом із виділенням йоду:



Застосування кисню у промислових масштабах почалося з середини ХХ ст. — після винаходу пристрою для зрідження та розділення повітря. Як окисник його застосовують у металургії для добування сталі конверторним способом, різання металів, у суміші з іншими багатими на Оксиген сполуками — для окиснення ракетного пального, у газових сумішах для дихання при проведенні підводних робіт, у медицині при порушенні дихання.

Застосування озону зумовлено його дуже високою реакційною здатністю. Він використовується для дезинфекції питної води, очищення димових газів, промислових і побутових стічних вод, вибілювання тканин, а також як окисник ракетного пального.

Фізіологічна дія O_3 . Слід пам'ятати, що надзвичайна окиснювальна здатність озону зумовлює його токсичну дію на людину, тварин і рослини. Навіть малі концентрації озону, що перевищують природні, викликають подразнення дихальних шляхів, кашель, блювоту, запаморочення, стомлюваність. Такі симптоми можна спостерігати у великих містах, де підвищені викиди автомобілів, які містять оксиди Нітрогену, спричиняють перетворення кисню в озон.

Максимальної концентрації в атмосфері озон досягає на відстані 23 — 25 км від поверхні Землі, утворюючи так званий *озоновий шар*.

Озоновий шар відіграє важливу роль у збереженні життя на нашій планеті. Він затримує згубну для людей, тварин і рослин частину шкідливого ультрафіолетового сонячного випромінювання, яке може спричинити захворювання шкіри (зокрема, й онкологічні), негативно вплинути на біологічні процеси. Крім того, разом з вуглекислим газом озоновий шар поглинає теплове, інфрачервоне випромінювання Землі і запобігає її охолодженню.

Однак під впливом антропогенних чинників озоновий шар зазнає руйнування, в ньому утворюються «озонові дірки». Відомі десятки

речовин — забруднювачів атмосфери, які руйнують озоновий шар. Учені дослідили, що особливо небезпечними є оксиди Нітрогену, які утворюються під час роботи авіаційних двигунів. Щодо ступеня впливу інших речовин, то він у природних умовах остаточно не визначений.

Збереження і відновлення озонового шару, встановлення причин його руйнування — одна з найнагальніших проблем людства, що потребує розв'язування.

! Коротко про головне

Оксиген утворює дві алотропні видозміни — кисень O_2 й озон O_3 , які відрізняються складом та будовою молекули і, відповідно, властивостями. Існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, різних за властивостями і будовою, називається *алотропією*, а самі прості речовини — *алотропними видозмінами* (формами) хімічного елемента. Алотропні видозміни Оксигену — кисень O_2 й озон O_3 — сильні окисники, що виявляється у реакціях з більшістю простих речовин і багатьма складними. Продуктами реакцій окиснення киснем зазвичай є *оксиди*. Окиснювальна здатність озону O_3 вища, ніж у кисню O_2 , що зумовлено утворенням винятково активних атомів Оксигену.

Озоновий шар — це частина атмосфери на висоті 23 — 25 км від земної поверхні з максимальною концентрацією озону. Він частково поглинає небезпечне для усього живого на планеті ультрафіолетове сонячне випромінювання. Застосування кисню й озону зумовлено їх окиснювальними властивостями.

? Контрольні завдання

1. Дайте означення явища алотропії. Назвіть алотропні видозміни Оксигену. Чим пояснюється існування різних його видозмін?
2. Схарактеризуйте подібність і відмінність властивостей кисню й озону: а) фізичних; б) хімічних. Відповідь на запитання б) доповніть рівняннями хімічних реакцій.
3. Поясніть, що таке «озоновий шар». Чому підвищений вміст озону в нижніх шарах атмосфери (тропосфері) і понижений — у верхніх (стратосфері) викликає занепокоєння вчених.
4. При пропусканні кисню об'ємом 5 л через озонатор одержали газову суміш об'ємом 4,9 л. Обчисліть об'ємну частку озону в суміші. Об'єми газів виміряні за однакових умов.
5. Проста нестійка газувата речовина А перетворюється в іншу просту речовину В, при цьому в її атмосфері горить метал Д. Як результат цієї реакції утворюється оксид, у якому металічний елемент перебуває в двох ступенях окиснення. Визначте речовини А, В, Д. Напишіть рівняння цих реакцій, складіть схему електронного балансу для реакції горіння металу.

6. Визначте, яку з перелічених сполук треба взяти, щоб у результаті термічного розкладу однакових мас цих сполук добути максимальну кількість кисню: KMnO_4 , KClO_3 , KNO_3 .
7. При спалюванні порошку металу масою 13,5 г утворився оксид масою 25,5 г, у якому металічний елемент тривалентний. Визначте, порошок якого металу спалили.
- 8*. При розкладі калій перманганату масою 47,4 г утворився твердий залишок масою 45,0 г. Обчисліть: об'єм кисню, що виділився (н.у.), і склад твердого залишку.
- 9*. Газ, добутий унаслідок повного термічного розкладу калій перманганату масою 16,8 г із масовою часткою домішок 6 %, пропустили крізь озонатор. При цьому 15 % газу перетворилися на озон. Обчисліть об'єм одержаної газової суміші (н.у.).

§ 27. Сірка

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ✦ *характеризувати* будову алотропних видозмін Сульфуру, фізичні та хімічні властивості, способи добування, практичне значення сірки;
- ✦ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Сірка. Вважають, що українська назва речовини «сірка» походить від санскритського (давньоіндійського) *sira* — світло-жовтий. У старослов'янській мові «сера» — будь-яка горюча речовина.

- ➔ Пригадайте з уроків географії місцезнаходження покладів сірки в Україні.

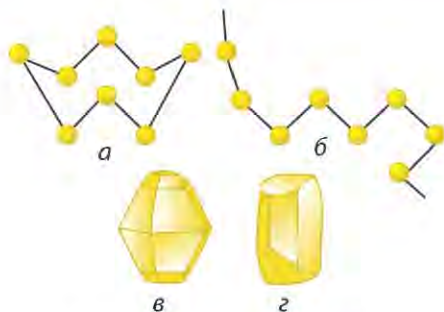
Фізичні властивості. Сірка існує у природі у вільному і зв'язаному станах. За стандартних умов — це крихка кристалічна речовина жовтого кольору, нерозчинна у воді й важча за неї. Проте порошок сірки у воді не тоне, залишаючись на поверхні, оскільки не змочується водою. Якщо додати до води незначну кількість спирту або ацетону, сірка осідає на дно. Вона добре розчиняється в сірковуглеці, бензині та інших органічних розчинниках.

Алотропні видозміни Сульфуру. Як і Оксиген Сульфур здатний до утворення алотропних видозмін, які відрізняються одна від одної будовою молекулярної кристалічної ґратки і відповідно властивостями.

Усього відомо понад десять алотропних видозмін Сульфуру, найбільш стійкими серед них є ромбічна, моноклінна і пластична сірка.

Утворенню алотропних видозмін сприяє здатність атомів Сульфуру утворювати ланцюги — S—S—S—S—S—S—S—S— , які можуть давати циклічні молекули з восьми атомів, що нагадують корону. З таких молекул складаються молекулярні кристали ромбічної та моноклінної сірки (мал. 38 а).

Відрізняються кристалічні алотропні модифікації Сульфуру формою кристалів, у яких молекули упаковані по-різному: більш щільне упакування характерне для ромбічної сірки (мал. 38, *в*). У вільному стані у природі існує ромбічна сірка. Різна будова кристалів ромбічної і моноклінної сірки зумовлює різницю їхніх фізичних властивостей (табл. 9).



Мал. 38. Форми молекул сірки: *a* — кристалічної, *б* — пластичної; її кристалів: *в* — ромбічної, *г* — моноклінної

Таблиця 9

Властивості ромбічної та моноклінної сірки

Властивості простих речовин	Сірка	
	ромбічна	моноклінна
Колір	Лимонно-жовтий	Блідо-жовтий, майже безбарвний
Густина	2,07 г/см ³	1,96 г/см ³
Температура плавлення	112,8 °С	119,3 °С

На прикладі алотропії Сульфуру можна пересвідчитись у переході видозмін одна в одну.

Для добування *моноклінної* сірки необхідно нагріти в пробірці шматочок ромбічної сірки до плавлення — появи рухливої світло-жовтої рідини, яка також складається з молекул складу S₈. Потім охолодити розплавлену сірку до часткового тверднення і злити ту, що не застигла. На стінках пробірки залишаються довгі голчасті кристали моноклінної сірки, яка через певний час перетворюється на ромбічну.

Щоб добути *пластичну* сірку, треба нагрівати ромбічну сірку в пробірці до кипіння за температури 445 °С. За цих умов циклічні молекули руйнуються. Якщо киплячу сірку обережно вилити тонкою цівкою в склянку з холодною водою, то утвориться темно-коричнева, гумоподібна пластична сірка, яка складається з молекул, утворених довгими ланцюгами атомів (мал. 38, *б*). Вона нестійка і через декілька годин перетворюється на ромбічну.

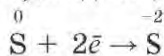
Добування. Природне джерело — самородна сірка. Значну кількість сірки також добувають з дигідроген сульфїду, що є супутником природного газу і нафти, а також промислових газів, що містять H₂S і SO₂.

Хімічні властивості. Сірка — типовий, достатньо хімічно активний неметал, хоча менш активний порівняно з киснем і галогенами (*чому?*). Тому більшість реакцій за участю сірки відбувається при нагріванні.

- ➔ Розглянуті у параграфі хімічні властивості сірки є загальними для усіх алотропних видозмін Сульфуру, тому в рівняннях реакцій формула сірки записується S.

У реакціях залежно від природи іншого реагенту сірка виявляє або окиснювальні, або відновні властивості, що пояснюється проміжним значенням ступеня окиснення S.

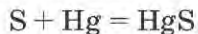
Окиснювальні властивості сірка проявляє в реакціях з металами (окрім золота, платини, іридію), воднем, деякими неметалами:



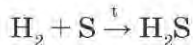
За стандартних умов з сіркою взаємодіють лужні та лужноземельні метали, а також ртуть. З переважною більшістю металів реакції відбуваються при нагріванні. Продуктами реакцій є сульфіді:



Реакцію сірки із ртуттю з утворенням меркурій(II) сульфіді використовують для видалення слідів розливої ртуті, яка є сильною отрутою. Для цього місця з найменшими краплинками ртуті посипають порошком сірки:



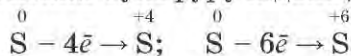
При пропусканні крізь розплавлену сірку водню утворюється дигідроген сульфід, або сірководень, — задушливий газ із характерним запахом тухлих яєць:



Під час нагрівання сірка реагує із вуглецем, силіцієм, фосфором з утворенням відповідно CS₂ — карбон(IV) сульфіді, SiS₂ — силіцій(IV) сульфіді, P₂S₃ — фосфор(III) сульфіді.

- ➔ Складіть схеми електронного балансу для наведених рівнянь реакцій.

Відновні властивості. Залежно від сили окисника й умов проведення реакції ступінь окиснення Сульфуру підвищується по-різному:

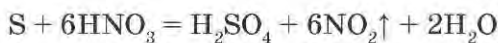


Під час нагрівання сірка реагує з киснем повітря, утворюючи сульфур(IV) оксид SO₂. Процес горіння супроводжується утворенням невеликої кількості сульфур(VI) оксиду SO₃.

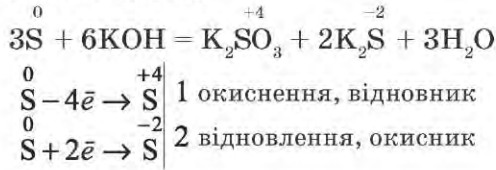
Сірка взаємодіє з галогенами (крім йоду), утворюючи сполуки різного складу: сульфур(VI) флуориду SF₆ (хімічно інертної «хімічної платини»), сульфур(IV) хлориду SCl₄:



При нагріванні сірка реагує з концентрованими кислотами-окисниками:



Проміжний ступінь окиснення Сульфуру S^0 зумовлює здатність сірки до реакції *самоокиснення* — *самовідновлення*. Прикладом такої реакції є розчинення сірки у лугах з утворенням сульфідів і сульфитів відповідного металічного елемента:



Застосування. Сірка використовується переважно як сировина для виробництва сульфатної кислоти H_2SO_4 і кальцій гідрогенсульфіту $Ca(HSO_3)_2$, необхідного для переробки целюлози. Сірку використовують також у виробництві гуми (вулканізація каучуку), органічних барвників, ліків, препаратів для захисту рослин. Вона входить до складу пороху та інших піротехнічних сумішей. У вигляді мазей очищену сірку застосовують для лікування шкіри. Також її використовують для добування так званого сухозлітного золота SnS_2 , яким покривають куполи церков, «золотять» скульптури та елементи архітектурних споруд (мал. 39).

! Коротко про головне

Сульфуру відповідають декілька алотропних видозмін, які відрізняються будовою молекул і кристалів ґратки. Найбільш стійкими є *ромбічна, моноклінна і пластична* сірка. Фізичні властивості зумовлені молекулярною кристалічною ґраткою алотропних видозмін Сульфуру. За хімічними властивостями сірка — типовий неметал. Більшість реакцій проходить при нагріванні. Як *окисник* сірка реагує з металами з утворенням сульфідів та воднем — при цьому утворюється дигідроген сульфід (сірководень). А як *відновник* реагує з киснем з утворенням сульфур(IV) оксиду, галогенами (крім йоду) — при цьому утворюються галогеніди Сульфуру різного складу, а також з концентрованими кислотами. Більшість сірки використовується для добування сульфатної кислоти.



а



б



в



г

Мал. 39. Застосування сірки: а — виробництво гуми; б — сірка-фунгіцид; в — виготовлення мазей; г — сухозлітне золото (інтер'єр Одеського оперного театру)

Для допитливих. Сірка — речовина, яка відома людству з найдавніших часів. Про неї згадується у Старому та Новому завітах, творах Гомера (VIII ст. до н. е.). Сірку вважали речовиною зі світу підземних богів. Її куріння використовували в релігійних обрядах. Вона здавна входила до складу різних горючих сумішей: «грецького вогню» (V ст. до н. е.), пороху (XIII ст., Китай). У 941 р. під стінами Царгороду «грецьким вогнем» було знищено флот київського князя Ігоря. Літописець, розповідаючи про цю подію, зазначає, що греки пускали вогонь, ніби блискавку на небі, яка спалювала воїнів Ігоря, через що вони не подолали ворога. У часи алхімії сірка вважалася обов'язковою складовою («батьком») усіх металів. У XVIII ст. її елементарну природу встановив французький учений А. Лавуазьє.

? Контрольні завдання

- Найбільш стійка за стандартних умов алотропна модифікація Сульфуру

А усі нестійкі;	В ромбічна сірка;
Б пластикна сірка;	Г моноклінна сірка.
- Сірка за звичайних умов

А аморфна речовина, яка проводить електричний струм;
Б летка кристалічна речовина, що розчиняється у воді;
В крихка кристалічна речовина, яка погано проводить тепло і не проводить електричний струм;
Г кристалічна речовина, що проводить тепло.
- Сірка у хімічних реакціях виявляє властивості

А лише окисника;
Б окисника і відновника;
В лише відновника.
- Напишіть по три рівняння реакцій, що характеризують сірку як окисник і як відновник. Складіть схеми електронного балансу.
- Із переліку виберіть речовини, з якими реагує сірка: вода, кальцій, водень, хлоридна кислота, кисень, золото, бром, натрій бромід, вуглець, мідь, концентрована нітратна кислота, розчин натрій гідроксиду, йод. Напишіть рівняння реакцій. Складіть схеми електронного балансу.
- Мінерал сфалерит містить 9,9 % Сульфуру. Обчисліть масову частку цинк сульфід у мінералі за умови, що інші складові сфалериту не містять Сульфуру.
- Обчисліть об'єм сірководню, що утворився в результаті взаємодії сірки масою 12,0 г із воднем об'ємом 4,48 л (н.у.).
- При взаємодії технічної сірки масою 38,0 г із порошком алюмінію добули алюміній сульфід масою 52,5 г. Обчисліть масу домішок у вихідній речовині.
- Обчисліть масу сульфур(IV) хлориду, який утворився при взаємодії технічної сірки масою 80 г, яка містить 4 % домішок, з хлором об'ємом 110 л (н.у.).
- * Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду (н.у.), що утворився при взаємодії сірки масою 4,0 г із киснем об'ємом 3,2 л, вимірним за температури 27 °С і тиску 1 атм.

§ 28. Сірководень. Сульфіді

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* склад і будову сірководню, сульфідної кислоти, її солей; фізичні та хімічні властивості, практичне значення сполук Сульфуру(II); фізіологічну дію сірководню;
- *визначати* сульфід-іони в розчинах;
- *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Сірководень, або дигідроген сульфід H_2S , — летка воднева сполука Сульфуру; $M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34$.

У молекулі сірководню атом Сульфуру утворює два ковалентні полярні зв'язки з двома атомами Гідрогену — внаслідок перекривання кожного із двох неспарених p -електронів атома Сульфуру з неспареними s -електронами кожного з атомів Гідрогену. Валентний кут наближається до прямого і становить 92° . Унаслідок кутової будови молекула полярна (мал. 40).

На відміну від молекули води молекули сірководню не утворюють між собою водневих зв'язків, що пояснюється значно меншою полярністю зв'язків $\text{S}-\text{H}$ порівняно зі зв'язками $\text{O}-\text{H}$.

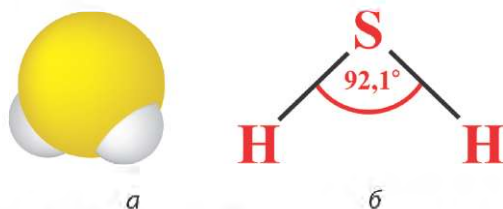
→ Поясніть різницю полярності зазначених зв'язків.

Поширеність у природі. Ви уже знаєте з § 25, що сірководень міститься у природному та вулканічному газах, нафті, мінеральних джерелах: Синяк, Немирів, Черче (Україна), Мацеста (Росія). Сірководень утворюється під час розкладу рослинних і тваринних решток.

Фізичні властивості сірководню зумовлені молекулярною кристалічною ґраткою. За стандартних умов — це безбарвний газ, важчий за повітря, з дуже неприємним запахом тухлих яєць. За температури 20°C в одному об'ємі води розчиняються 2,4 об'єму сірководню. При зниженні температури до 0°C розчинність сірководню збільшується майже вдвічі, до 4,6 об'єму. В насиченому розчині його масова частка становить приблизно 0,3 %. Розчин сірководню змінює колір лакмусу на червоний, тобто виявляє властивості слабкої кислоти — сульфідної.

Фізіологічна дія. Сірководень — дуже отруйна речовина. При роботі з ним слід бездоганно дотримуватися правил безпеки. **Працювати з цим газом потрібно тільки у витяжній шафі або герметичному приладі.**

Нааявність у повітрі об'ємної частки сірководню 0,1 % викликає отруєння. Лише один

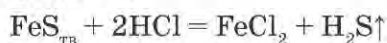


Мал. 40. Молекула сірководню: *a* — модель, *б* — просторова будова

подих сірководню може спричинити непритомність, параліч дихального центру. Отруйна дія пояснюється його здатністю взаємодіяти з Ферумом гемоглобіну крові.

Перша допомога при отруєнні сірководнем — вдихання чистого повітря.

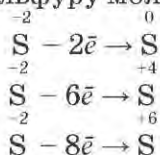
Добування. У лабораторії сірководень добувають у витяжній шафі. У пробірку, закріплену в лабораторному штативі, кладуть 5—6 грудочок ферум(II) сульфіді розміром з горошину. Доливають до половини пробірки розчин хлоридної або сульфатної кислоти і закривають пробкою з газовідвідною трубкою. Якщо реакція відбувається повільно, то пробірку обережно нагрівають:



Добутий сірководень використовують у дослідах для виявлення його властивостей.

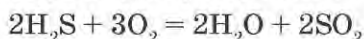
→ Виразіть рівняння реакції в йонних формах.

Хімічні властивості. Наявність у складі сірководню Сульфуру з мінімальним ступенем окиснення -2 зумовлює сильні відновні властивості цієї речовини. Залежно від сили окисника й умов проведення реакції ступінь окиснення Сульфуру може підвищуватися по-різному:

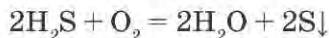


Взаємодія сірководню з киснем. Сірководень горить блакитним полум'ям в атмосфері кисню або на повітрі при підпалюванні.

При повному згорянні сірководню утворюються сульфур(IV) оксид і вода:

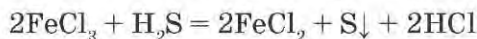
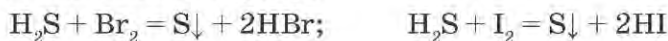


При неповному згорянні в умовах нестачі кисню утворюється сірка:



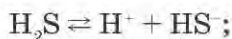
Реакція має промислове значення для добування сірки з сірководню.

Сірководень легко окиснюється галогенами (бромна або йодна вода) та солями тривалентного Феруму:



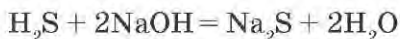
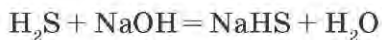
→ Для наведених рівнянь окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу.

Сульфідна кислота. Розчин сірководню у воді — дуже слабка двоосновна кислота, яка дисоціює ступінчасто з утворенням гідрогенсульфід-іонів HS^- і сульфід-іонів S^{2-} :



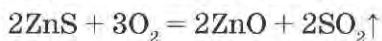
У розчині багато недисоційованих молекул, тому він має дуже сильний запах сірководню.

Сульфідна кислота реагує з основними оксидами, основами, солями з утворенням двох видів солей: кислих — гідрогенсульфідів і середніх — сульфідів:



➔ Виразіть рівняння наведених реакцій у йонних формах.

Сульфіди, як і сірководень, є сильними відновниками. Реакція взаємодії сульфідів металічних елементів з киснем — випалювання сульфідів — перша у процесі добування кольорових металів із сульфідних руд:

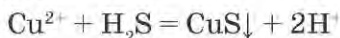


➔ Складіть схеми електронного балансу.

Більшість гідрогенсульфідів і сульфіди лужних металічних елементів та амонію NH_4^+ розчиняються у воді, а переважна більшість сульфідів — нерозчинні. Сульфіди як солі слабкої кислоти у водних розчинах гідролізуються з утворенням лужного середовища.

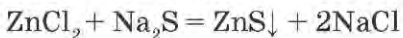
➔ Складіть рівняння реакції гідролізу натрій сульфиду.

Сульфіди важких металічних елементів, які містяться у витискувальному ряді металів після Fe, добувають при пропусканні сірководню крізь розчин їхніх солей:



Взаємодія дуже слабкої сульфідної кислоти з розчинами солей сильних кислот (сульфатної, нітратної, хлоридної) зумовлена дуже незначною розчинністю утворених сульфідів. Так, для розчинення 1 г аргентум(I) сульфиду потрібно 2 км³ води.

Нерозчинні сульфіди більш активних металічних елементів добувають взаємодією розчинів їх солей з розчинними сульфідами:

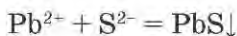


➔ Виразіть рівняння реакції у йонних формах.

Сульфіди лужних металів безбарвні. А багато сульфідів кольорові: плюмбум(II) сульфід, купрум(II) сульфід, нікол(II) сульфід — чорні, кадмій(II) сульфід — жовтий, манган(II) сульфід — рожевий.

На різній розчинності сульфідів у воді та їх забарвленні засновані якісні реакції на сульфід-іон і катіони деяких металічних елементів.

В аналітичній хімії реактивом на сірководень та розчинні сульфіди є розчин плюмбум(II) нітрату:



➔ Поясніть, чому взяли саме цей реактив. Напишіть хімічне рівняння. Виразіть його в повній йонній формі.

Враховуючи те, що солі Плюмбуму не входять до Базового переліку реактивів для обладнання шкільного хімічного кабінету, поясніть, який реактив, крім плюмбум(II) нітрату, можна ще запропонувати для визначення на шкільному рівні сульфід-іона.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА СУЛЬФІД-ІОН

У пробірку налийте розчин натрій сульфідіду об'ємом 1 мл. Додайте такий самий об'єм розчину купрум(II) сульфату. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції. Виразіть його в йонних формах. Зробіть висновок: яким реактивом можна розпізнавати сульфід-іони.

Застосування сполук Сульфуру(II). Сульфідні руди є природними сполуками не тільки Сульфуру, а й багатьох кольорових металів. Тому їх використовують як сировину для промислового добування металів: цинку, свинцю, срібла, ртуті, бісмуту, молібдену, індію тощо (§ 58). Забарвлення багатьох сульфідів у різні кольори зумовило застосування сірководню в аналітичній хімії для розпізнавання катіонів металічних елементів.

! Коротко про головне

Сірководень (дигідроген сульфід) H_2S — речовина молекулярної будови, ступінь окиснення Сульфуру мінімальний (-2), зв'язки S—H полярні, валентний кут 92° . Молекула має кутову будову. Сірководень — це отруйний газ із запахом тухлих яєць; малорозчинний у воді. Його водний розчин — слабка сульфідна кислота. Ця кислота двоосновна, дисоціює ступінчасто, в реакціях з основними оксидами, основами, солями утворює два види солей — кислі (гідрогенсульфіди) і середні (сульфіди).

Більшість сульфідів нерозчинна у воді, частина з них має забарвлення. Якісна реакція на сульфід-іон S^{2-} — взаємодія з розчином плюмбум(II) нітрату або купрум(II) сульфату з утворенням чорного осаду плюмбум(II) сульфідіду або купрум(II) сульфідіду. Сірководень і сульфідіди належать до сильних відновників. Сульфідні руди — сировина для промислового добування кольорових металів.

Для допитливих. Ще 1890 р. російська океанографічна експедиція довела, що в акваторії Чорного моря дуже високий вміст сірководню — 100 м від поверхні у центрі та 300 метрів у прибережній зоні. На сірководневу товщу припадають майже 90 % від загального об'єму води.

З багатьох гіпотез щодо причин появи сірководню в Чорному морі найбільш визнаними є неорганічна й органічна. Суть неорганічної гіпотези полягає в тому, що сірководень переважно надходить з надр Землі, а органічної — увесь сірководень є продуктом біохімічних процесів

На сучасну екологічну ситуацію в Чорному морі значно впливає антропогенний чинник: щорічне збільшення надходження речовин-забруднювачів, поява радіонуклідів після катастрофи на Чорнобильській АЕС. Наслідком цього негативного впливу є поширення в деяких місцях сірководневої зони вже до глибини 50 — 60 метрів від поверхні моря. Фахівці вважають, що тільки спільні зусилля причорноморських країн щодо зменшення забруднення можуть поліпшити екологічний стан Чорного моря

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чому сірководень за стандартних умов перебуває в газуватому стані, а вода — у рідкому.
2. Обґрунтуйте: а) відновні властивості сірководню, сульфідів; б) слабкі кислотні властивості сульфідної кислоти; в) вибір реактиву — плюмбум(II) нітрату (йона Pb^{2+}) для визначення сульфід-іона S^{2-} .
3. Схарактеризуйте практичне значення сполук Сульфур(II).
4. Напишіть рівняння реакцій за схемою перетворень:
а) $S \rightarrow Na_2S \rightarrow CdS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2$; б) $S \rightarrow H_2S \rightarrow MgS \rightarrow H_2S \rightarrow S$.
Для окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу.
5. Запропонуйте два способи добування сірководню в лабораторії, якщо є тільки три реактиви: сірка, цинк, хлоридна кислота і необхідне обладнання. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Для окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу; для реакцій за участю електролітів — рівняння в йонних формах.
6. Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду, який виділяється в результаті згоряння технічного сірководню об'ємом 53,75 л, що містить 20 % негорючих домішок. Об'єми виміряно за однакових умов.
- 7*. Обчисліть масу солі, яка утворилась при пропусканні сірководню об'ємом 0,898 л (н.у.) крізь розчин об'ємом 72,2 мл з масовою часткою купрум(II) сульфату 10 % (густина розчину 1,1 г/мл).
- 8*. На розчинення плюмбум(II) оксиду, що утворився при випалюванні свинцевого блиску масою 16 г, потрібно 23,5 мл хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 14,5 % і густиною 1,07 г/мл. Обчисліть масову частку домішок у свинцевому блиску.
- 9*. Сплавляли сірку масою 1,12 г та залізо масою 2,24 г у вигляді залізного пилу. До сплаву додали надлишок хлоридної кислоти. Визначте склад сплаву за масою та об'єм газуватих речовин (н.у.), які виділилися при взаємодії сплаву і кислоти.
- 10*. На наважку купрум(II) сульфіді масою 24 г подіяли розчином бромідної кислоти. Газ, що утворився, пропустили крізь розчин масою 150 г з масовою часткою нагрій гідроксиду 12 %. Обчисліть масові частки солей у розчині після реакції.

Творче завдання. Використавши додаткові джерела інформації та Інтернет-ресурс, знайдіть відповідь на такі запитання: а) чому картини стародавніх художників з часом темнішають, втрачають яскравість фарб; б) як саме реставратори оновлюють ці картини?

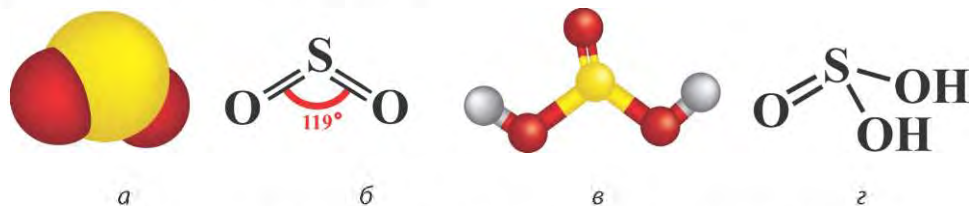
§ 29. Сполуки Сульфуру(IV)

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* склад сульфур(IV) оксиду, сульфітної кислоти та її солей, фізичні та хімічні властивості, добування і практичне значення;
- *визначати* сульфит-іони в розчинах;
- *складати* рівняння реакцій та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Найбільше значення серед сполук Сульфуру зі ступенем окиснення +4 має сульфур(IV) оксид, або сірчистий газ SO_2 , якому відповідає сульфітна кислота H_2SO_3 . $M_r(\text{SO}_2) = 64$; $M_r(\text{H}_2\text{SO}_3) = 82$.

У цих сполуках Сульфур утворює чотири ковалентні полярні зв'язки з атомами Оксигену (мал. 41).



Мал. 41. Молекула SO_2 : а — модель, б — просторова будова; молекула H_2SO_3 : в — модель, г — просторова будова

- Поясніть здатність атома Сульфуру утворювати чотири ковалентні зв'язки і набувати позитивного ступеня окиснення +4.

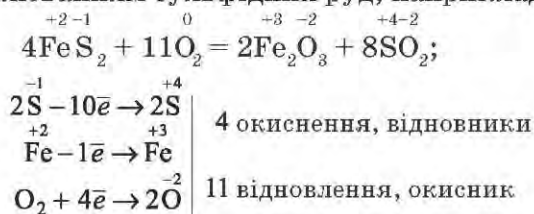
Поширеність у природі. Значна кількість сірчистого газу викидається в атмосферу під час виверження вулканів. У деяких місцях сірчистий газ виділяється з тріщин земної кори. Нещодавно вчені встановили, що атмосфера одного із супутників Юпітера практично повністю складається з сірчистого газу вулканічного походження.

Фізичні властивості. Сульфур(IV) оксид має молекулярну кристалічну ґратку. Це газ без кольору, з різким запахом, важчий за повітря. За температури -10°C він зріджується й утворює безбарвну рідину, яка розчиняє гуму і деякі пластмаси. Добре розчиняється у воді (за н.у. в одному об'ємі води розчиняється 40 об'ємів SO_2).

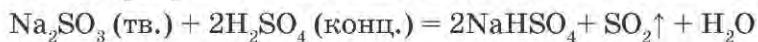
Фізіологічна дія. Сульфур(IV) оксид дуже токсична речовина. При вмісті в атмосфері лише 0,3 % він спричиняє бронхіт чи пневмонію, а при збільшенні вмісту — навіть смерть.

Сірчистий газ є одним з основних забруднювачів атмосфери антропогенного походження. Саме цей оксид вважається найбільш шкідливим для людини, бо погіршує загальний стан здоров'я і позначається на

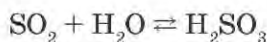
Добування. У промисловості сульфур(IV) оксид одержують спалюванням сірки, випалюванням сульфідних руд, наприклад піриту:



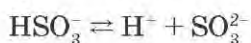
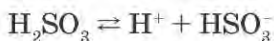
У лабораторії сульфур(IV) оксид добувають взаємодією сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 70 % із кристалічними сульфітами. Колбу Вюрца наповнюють великими грудками натрій сульфіту, з крапельної лійки добавляють сульфатну кислоту. Газ, що утворюється внаслідок розкладу нестійкої H_2SO_3 , збирають у посудину витісненням повітря:



Хімічні властивості. Сульфур(IV) оксид — кислотний оксид, ангідрид сульфітної кислоти — розчиняється у воді з утворенням розчину сульфітної кислоти:



Рівновага зміщена вліво, утворюються гідрати змінного складу $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Сульфітна кислота — нестійка сполука, легко розкладається на сірчистий газ і воду, тому існує тільки у водних розчинах. Належить до електролітів середньої сили. Як двохосновна кислота дисоціює ступінчасто з утворенням гідрогенсульфіт-іонів HSO_3^- та сульфіт-іонів SO_3^{2-} :



У водних розчинах сульфітної кислоти існує рівновага:



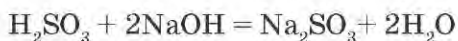
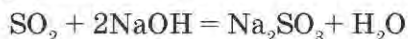
Відповідно до ступінчастої дисоціації утворює кислі солі — гідрогенсульфіти NaHSO_3 і середні — сульфіти Na_2SO_3 .

Сульфур(IV) оксид і сульфітна кислота взаємодіють:

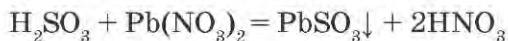
з основними та амфотерними оксидами із утворенням солей:



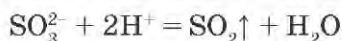
з основами із утворенням солей:



Сульфітна кислота взаємодіє з розчинами солей:

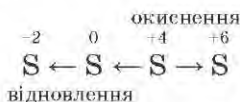


Якісна реакція на сульфитну кислоту та її солі. Реактивом на сульфит-іон SO_3^{2-} є катіон Гідрогену H^+ , тобто будь-яка сильна кислота. Сульфитна кислота, що утворюється в ході реакції, розкладається з виділенням сірчастого газу, який визначають за характерним запахом і зміною кольору зволоженого лакмусового паперу:

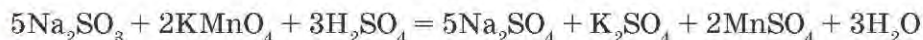
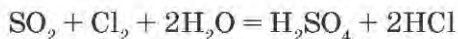
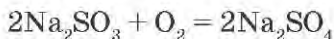
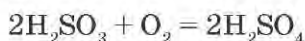
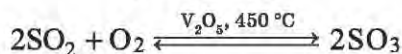
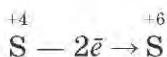


→ Напишіть хімічне і повне йонне рівняння реакцій.

Окисно-відновні властивості сполук Сульфуру(IV). Проміжний ступінь окиснення Сульфуру +4 у сульфур(IV) оксиді, сульфитній кислоті та сульфітах зумовлює їх участь в окисно-відновних процесах як окисника або відновника.

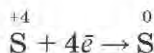


Так, *відновні властивості* сполуки Сульфуру(IV) виявляють в реакціях з сильнішими окисниками: киснем, галогенами, калій перманганатом:

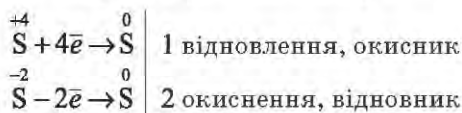
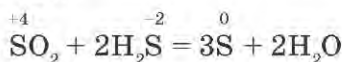


→ Складіть схеми електронного балансу цих реакцій.

Окиснювальні властивості сполук Сульфур(IV) виявляються в реакціях з сильними відновниками:



Ілюстрацією окиснювальних властивостей сульфур(IV) оксиду є його реакція з сірководнем, яка відбувається у вулканічних газах (мал. 42):

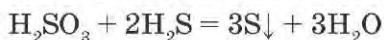


Мал. 42. Сірка на схилі вулкана

Утворення сірки досить легко спрогнозувати, бо окисником і відновником є один елемент — Сульфур, який у продукті реакції матиме проміжний ступінь окиснення відносно ступеня окиснення в реагентах.

У даному випадку це єдиний можливий варіант ступеня окиснення Сульфуру — S.

Аналогічно взаємодіє з сірководнем і сульфідна кислота:



➤ Складіть схеми електронного балансу.

Реакцію взаємодії сірчистого газу з сірководнем застосовують для добування сірки із сірководню, виділеного з супутніх нафтових газів. Сірчистий газ для реакції добувають спалюванням частини сірководню.

Застосування сполук Сульфуру(IV). Окиснення сульфур(IV) оксиду до сульфур(VI) оксиду є проміжним, але обов'язковим етапом добування сульфатної кислоти.

Сірчистий газ SO_2 і солі сульфідної кислоти натрій гідрогенсульфіт NaHSO_3 та натрій сульфід Na_2SO_3 застосовують як м'які окисники для вибілювання паперу, соломи, вовни та шовку, кукурудзяного борошна. Іноді ця реакція може бути оборотною, і колір, наприклад соломи, через деякий час відновлюється.

Сірчистий газ знищує багато мікроорганізмів. Тому його використовують як дезинфікуючий засіб в овочесховищах, для знищення плісняви в бродильних чанах, захисту плодів рослин від хвороб і шкідників. Окрім того, його застосовують як консервант для зберігання овочів та фруктів.

! Коротко про головне

Сполуками Сульфуру(IV) є сульфур(IV) оксид SO_2 — сірчистий газ, сульфідна кислота H_2SO_3 та її солі: середні — *сульфіти* Na_2SO_3 , кислі — *гідрогенсульфіти* NaHSO_3 . Сульфур(IV) оксид — речовина молекулярної будови, що зумовлює її фізичні властивості; дуже отруйна.

Сульфідна кислота — нестійка сполука, тому існує тільки в розчині. Електроліт середньої сили. Як двохосновна кислота дисоціює ступінчасто з утворенням гідрогенсульфіт-іонів HSO_3^- та сульфід-іонів SO_3^{2-} .

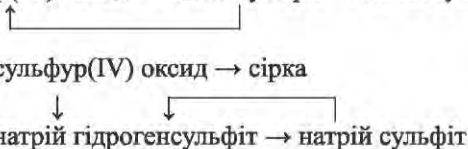
Сульфур(IV) оксид і сульфідна кислота виявляють типові кислотні властивості. Як сполуки, що містять Сульфур з проміжним ступенем окиснення, залежно від властивостей іншого реагенту виявляють відновні (при взаємодії з сильнішими окисниками) або окиснювальні (при взаємодії з сильнішими відновниками) властивості. Реактивом на сульфід-іон SO_3^{2-} є катіон Гідрогену (H^+) у складі будь-якої сильної кислоти. Ознака реакції — виділення сірчистого газу, який розпізнають за характерним запахом і почервонінням вологого лакмусового паперу.

Застосування сполук Сульфур(IV) зумовлене їх окиснювальними (вибілювальна і дезинфікуюча дії) і відновними (добування сульфур(VI) оксиду) властивостями.

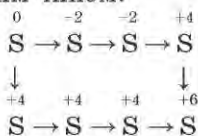
? Контрольні завдання

- Схарактеризуйте: а) фізичні властивості сірчастого газу і сульфітної кислоти; б) токсичність сірчастого газу; в) практичне значення сполук Сульфур(IV).
- Обґрунтуйте
 - виявлення сполуками Сульфур(IV) кислотних, відновних і окиснювальних властивостей;
 - вибір реактиву — сильної кислоти (катиона Гідрогену H^+) для визначення сульфід-іона SO_3^{2-} .
- Складіть рівняння реакцій за схемою перетворень:

а) сірка \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow калій сульфід \rightarrow калій сульфат;



- Підберіть речовини до реакцій, під час перебігу яких ступінь окиснення Сульфур(IV) змінюється таким чином:



Складіть рівняння реакцій, назвіть речовини: для окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу; для реакцій за участю електролітів — рівняння реакцій у йонних формах.

- Обчисліть масу піриту, масова частка нессульфідних домішок в якому становить 20 %, необхідного для добування сірчастого газу об'ємом 2 м³ (н.у.).
- Обчисліть об'єм сірководню (н.у.), необхідного для видалення сульфур(IV) оксиду з газів теплоелектростанції, що утворилися при згорянні вугілля масою 10 т із масовою часткою Сульфур(IV) 3 %. Яка маса сірки при цьому утвориться?
- Над нагрітим платиновим каталізатором пропустили суміш кисню і сірчастого газу об'ємом 30 мл. Після закінчення реакції об'єм суміші зменшився на 10 мл. Усі вимірювання проводилися за однакових умов. Обчисліть об'ємні частки речовин у вихідній суміші.
- Суміш натрій сульфіді, натрій нітрату і натрій хлориду масою 80 г розчинили у воді та долили надлишок розчину ферум(II) нітрату. При цьому випав осад масою 16,32 г, який виділили. До фільтрату долили надлишок розчину аргентум(I) нітрату. Утворився осад масою 86,1 г. Обчисліть масові частки солей у вихідній суміші.

§ 30. Сполуки Сульфуру(VI)

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- характеризувати склад, фізичні та хімічні властивості, добування і практичне значення сульфур(VI) оксиду, сульфатної кислоти, її солей;
- визначати сульфат-іони у розчинах;
- складати рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- дотримуватися правил безпечного поводження з розчином сульфатної кислоти.

До сполук Сульфуру(VI) належать Сульфур(VI) оксид, сульфатна кислота та її солі. $M_r(\text{SO}_3) = 80$; $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$.

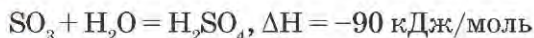
Сульфур(VI) оксид — вищий оксид Сульфуру. За стандартних умов — це безбарвна летка рідина з різким запахом, що складається переважно з циклічних тримерів $(\text{SO}_3)_3$ (мал. 43, в). Окремі молекули в газуватому стані мають форму плоского правильного трикутника, у центрі якого максимально окиснений атом Сульфуру, а у вершинах — атоми Оксигену. Всі атоми розміщені в одній площині, валентні кути 120° (мал. 43, а, б).

Сульфур(VI) оксид здатний розчинятись у концентрованій сульфатній кислоті. Цей розчин називається *олеумом*, максимально він може містити 65 % SO_3 . Добувають вищий оксид Сульфуру окисненням сірчистого газу.

Фізіологічна дія. SO_3 — токсична речовина, яка уражає слизові оболонки і дихальні шляхи, руйнує органічні сполуки. Зберігається в запаяних скляних посудинах.

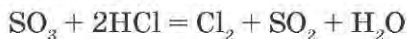
Хімічні властивості. Сульфур(VI) оксид є типовим кислотним оксидом. Енергійно реагує з водою з утворенням сульфатної кислоти.

Це екзотермічний процес, що супроводжується виділенням значної кількості теплоти:



• Напишіть рівняння реакцій, що характеризують сульфур(VI) оксид як кислотний.

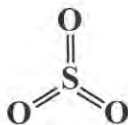
Сульфур(VI) оксид — сильний окисник, що зумовлено максимальним ступенем окиснення Сульфуру +6. Як правило, відновлюється до сірчистого газу:



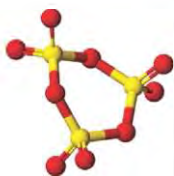
• Складіть схеми електронного балансу.



а



б



в

Мал. 43.
Молекула SO_3 :
а — модель;
б — просторова будова;
в — модель тримера $(\text{SO}_3)_3$

Сульфатна кислота H_2SO_4 — речовина молекулярної будови (мал. 44).

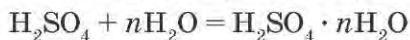
- Поясніть здатність атома Сульфуру утворювати шість ковалентних зв'язки і набувати позитивного ступеня окиснення +6.

Фізичні властивості. Безводна сульфатна кислота — це важка безбарвна оліїста рідина, нелетка, без запаху, не проводить електричний струм.

У лабораторії використовують розчин з масовою часткою H_2SO_4 96 %. Таку кислоту називають *концентрованою* ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).

Сульфатна кислота надзвичайно гігроскопічна речовина — змішується з водою у будь-яких пропорціях. Розчинення у воді супроводжується суттєвим зменшенням об'єму і виділенням великої кількості теплоти.

Доведено, що розчинення сульфатної кислоти у воді — фізико-хімічний екзотермічний процес утворення гідратів:



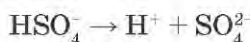
При розбавленні сульфатної кислоти треба дотримуватися певних правил.

Не можна воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти!

Кислоту треба доливати у воду невеликими порціями при постійному перемішуванні, інакше відбудеться сильне розбрикування розігрітого і небезпечного розчину сульфатної кислоти. У разі потрапляння на шкіру спричиняє тяжкі опіки.

Хімічні властивості. Сульфатна кислота є дуже реакційноздатною речовиною. Хімічні властивості значною мірою залежать від її концентрації, хоча поділ на концентровану і розбавлену кислоти достатньо умовний.

Розбавлена сульфатна кислота — сильний електроліт, виявляє типові хімічні властивості кислот. Як двохосновна кислота дисоціює ступінчасто з утворенням гідрогенсульфат-іонів HSO_4^- і сульфат-іонів SO_4^{2-} :

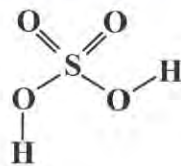


Утворює два види солей: кислі — гідрогенсульфати, наприклад, NaHSO_4 , і середні — сульфати, наприклад Na_2SO_4 .

За таблицею розчинності визначимо розчинність сульфатів. Пересвідчимося, що більшість сульфатів добре розчиняється у воді. Мало-розчинними є кальцій сульфат CaSO_4 та аргентум(І) сульфат Ag_2SO_4 . Це



а



б

Мал. 44. Молекула H_2SO_4 ; а — модель; б — просторова будова

менш розчинним — плюмбум(II) сульфат PbSO_4 , практично нерозчинним — барій сульфат BaSO_4 .

- Який реагент можна запропонувати для визначення сульфат-іонів SO_4^{2-} у розчині? Яку розчинність можна спрогнозувати в гідрогенсульфатів?

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗБАВЛЕНОЇ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ

- *Дослід 1.* Дія кислоти на індикатори.

У три пробірки налийте розчин сульфатної кислоти об'ємом 1—2 мл. Додайте кілька крапель розчину: в першу пробірку — лакмусу, в другу — метилоранжу, в третю — фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Зробіть висновок. Який індикатор не можна використати для виявлення йонів Гідрогену в розчині?

- *Дослід 2.* Взаємодія кислоти з металами.

У три пробірки покладіть різні метали: в першу — ошурки магнію, в другу — гранули цинку, в третю — шматочок міді. В кожну пробірку налийте по 1 мл розчину сульфатної кислоти. Які метали взаємодіють з розчином сульфатної кислоти? Який газ виділяється в цих реакціях? Напишіть рівняння реакцій, що відбулися, та зазначте, що окиснюється, а що — відновлюється.

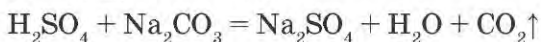
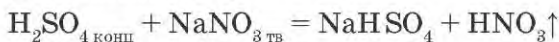
- *Дослід 3.* Взаємодія кислот з основними оксидами.

На дно пробірки насипте чорного порошку купрум(II) оксиду, долейте розчину сульфатної кислоти і нагрійте. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції. Виразіть його в йонних формах.

- *Дослід 4.* Взаємодія кислоти з основами.

У пробірку з розчином натрій гідроксиду додайте 2—3 краплі фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Доливайте у пробірку краплями розчин сульфатної кислоти до зміни забарвлення індикатора. Напишіть рівняння реакції. Виразіть його в йонних формах.

Як сильна і нелетка сульфатна кислота реагує з солями, утвореними слабшими і леткими кислотами:



Цю властивість сульфатної кислоти використовують для добування в лабораторії летких кислот: хлоридної, сульфідної, сульфітної, нітратної.

- Напишіть рівняння наведених реакцій у йонних формах. Поясніть, чому розбавлена сульфатна кислота виявляє типові хімічні властивості слабкої кислоти.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

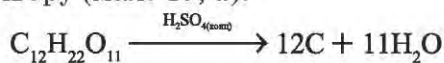
ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА СУЛЬФАТ-ІОНИ

В одну пробірку налейте 1 мл розчину натрій сульфату, в іншу — 1 мл розбавленої сульфатної кислоти. Потім у кожен долейте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігаєте? Яка сполука випадає в осад? Схарактеризуйте цей осад. У кожен пробірку до білого осаду долейте по 1 мл розбавленої нітратної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння проведених якісних реакцій на сульфатну кислоту та її солі й виразіть їх у йонних формах. Утворений білий осад барій сульфату практично не розчиняється ні у воді, ні в нітратній кислоті.

Властивості концентрованої сульфатної кислоти. Ви уже знаєте, що сульфатна кислота є надзвичайно гігроскопічною. Вона здатна відбирати воду навіть з органічних речовин, до складу яких входять хімічні елементи Оксиген і Гідроген, й обвуглювати (виділяти вуглець) речовини.

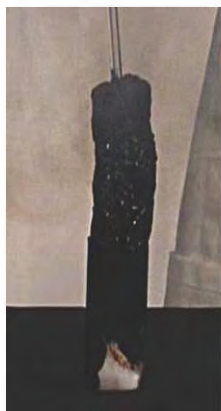
■ Дослід 1.

У хімічний стакан насипаємо 10 г цукру ($C_{12}H_{22}O_{11}$), розтертого в порошок. По скляній паличці обережно доливаємо приблизно 5 мл концентрованої сульфатної кислоти до утворення густої суміші, швидко перемішуємо. Цукор при контакті з сульфатною кислотою починає нагріватися, темніти і спучуватися. Кислота забирає воду, залишається вуглець чорного кольору (мал. 45, а):



Спучування пояснюється утворенням вуглекислого і сірчистого газів.

У концентрованій сульфатній кислоті обвуглюється деревина:



а



б

Мал. 45. Взаємодія концентрованої H_2SO_4 з:

а — цукром; б — деревиною.

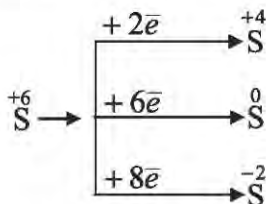
скіпка миттєво чорніє, перетворюючись на вуглець (мал. 45, б).

Ці досліди пояснюють, чому сульфатна кислота спричинює сильні опіки — хімічні та термічні. Працювати з нею треба вкрай обережно.

Якщо сульфатна кислота потрапила на шкіру або одяг, то її одразу слід змити великою кількістю води. Далі нейтралізувати розчином соди і знову змити водою.

- Напишіть рівняння реакції нейтралізації сульфатної кислоти розчином соди NaHCO_3 , виразіть його в йонних формах.

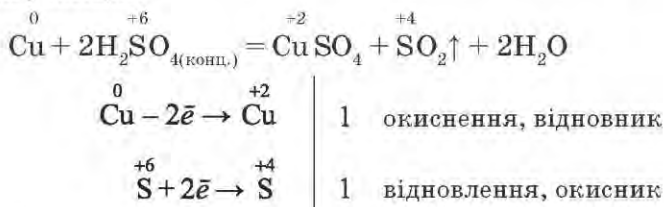
Концентрована сульфатна кислота — сильний окисник. Ви уже знаєте, що це зумовлено вищим ступенем окиснення Сульфуру +6. Ступінь окиснення, якого набуває Сульфур при відновленні, залежить від концентрації сульфатної кислоти і природи іншого реагенту — відновника:



Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з металами

■ Дослід 2.

Помістимо в пробірку декілька мідних дротинок або трохи мідних ошурок, додаммо невелику кількість концентрованої сульфатної кислоти. Змін не спостерігаємо. Обережно у витяжній шафі нагріваємо пробірку. Бачимо зміну кольору розчину на блакитний і виділення газу з різким неприємним запахом. Вологий лакмусовий папір червоніє під дією газу, що утворився, — сульфур(IV) оксиду. Тобто відбувається окисно-відновна реакція:

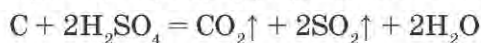


На відміну від реакції розбавленої сульфатної кислоти з металами окисником у цій реакції є S^{+6} .

Окрім міді, за нагрівання сульфатна кислота реагує зі сріблом і ртуттю, які стоять у витискувальному ряді металів після водню, з виділенням сульфур(IV) оксиду. В реакціях з металами, що стоять у витискувальному ряді до водню, продуктами відновлення можуть бути як сірка S^0 , так і сірководень H_2S^{-2} .

Концентрована сульфатна кислота за стандартних умов не реагує з алюмінієм, залізом, хромом, нікелем, а пасивує ці метали, тобто утворює на їх поверхні тверду нерозчинну оксидну плівку. Це дає змогу перевозити безводну сульфатну кислоту в сталевих цистернах. Концентрована сульфатна кислота не взаємодіє також із золотом і платиною.

Взаємодія з неметалами. Концентрована сульфатна кислота максимально окиснює вуглець і фосфор, відновлюючись до SO_2 :

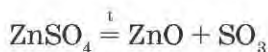


→ Складіть схеми електронного балансу для цих реакцій.

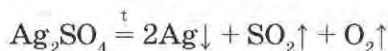
Солі сульфатної кислоти. Ми вже розглянули склад кислих (гідрогенсульфатів) і середніх (сульфатів) солей сульфатної кислоти та їх розчинність у воді. Багато солей сульфатної кислоти кристалізуються з розчинів у вигляді кристалогідратів.

Кристалогідрати сульфатів металічних елементів: Fe, Cu, Zn, Ni, Co називають *купоросами*. Наприклад, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мідний купорос, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — цинковий купорос; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс, $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ — алебастр (мал. 46).

Солі сульфатної кислоти виявляють типові для класу солей властивості (*пригадайте, які саме*). Крім того, для них характерна реакція термічного розкладу. За нагрівання тверді сульфати ведуть себе по-різному. Так, сульфати лужних елементів розплавляються без розкладу, а сульфати металічних елементів середньої активності утворюють відповідні оксиди:



Сульфати найбільш важких металічних елементів розкладаються з виділенням металу:



→ Складіть схеми електронного балансу.

Застосування сполук Сульфуру(VI). Сульфатна кислота — один з найважливіших, стратегічних видів продукції, її називають «хлібом хімічної промисловості». Світове виробництво сульфатної кис-



а



б



в

Мал. 46. Сульфати: а — мідний купорос; б — цинковий купорос; в — глауберова сіль

лоти перевищує 100 млн т на рік. Використовується майже в усіх галузях господарства. До 75 % сульфатної кислоти, що виробляється, іде на виробництво мінеральних добрив (суперфосфату, амоній сульфату та ін.).

Також сульфатну кислоту застосовують для добування інших летких кислот (наприклад, хлоридної, фосфатної, флуоридної). Значна її частина використовується для очищення нафтопродуктів від шкідливих домішок, у виробництві вибухових речовин, пластмас, ліків, штучних волокон, барвників. У машинобудуванні цю кислоту використовують для очищення поверхонь виробів перед нанесенням захисного покриття та як електроліт — в акумуляторах транспортних засобів.

Широке застосування мають і солі сульфатної кислоти. Сульфат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ і калію K_2SO_4 застосовують як мінеральні добрива; натрій сульфат Na_2SO_4 — у виробництві соди і скла, в медицині як проносний засіб. Кальцію сульфат у вигляді кристалогідратів: гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, алебастру $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ широко застосовують у будівництві, виготовленні скульптур (мал. 47) та медицині.

Купороси залізний $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та мідний $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ використовують для боротьби зі шкідниками рослин, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — у виробництві мінеральних фарб і в медицині.



а



б



в



г

Мал. 47. Застосування гіпсу:
а — Софія Київська;
б — обрамлення сходів;
в — копія античного бюста з алебастру; г — єгипетська скульптура (XVI ст. до н. е.)

! Коротко про головне

Основні сполуки Сульфур(VI) — сульфур(VI) оксид SO_3 , сульфатна кислота H_2SO_4 , солі сульфатної кислоти: кислі — *гідрогенсульфати*, середні — *сульфати*. Сульфур(VI) оксид SO_3 — речовина молекулярної будови, типовий кислотний оксид, токсичний. Сульфатна кислота H_2SO_4 — найважливіша з мінеральних кислот, сильний електроліт. Типові кислотні властивості розбавленої сульфатної кислоти зумовлені наявністю в її розчині катіонів Гідрогену H^+ . Окиснювальні властивості сульфур(VI) оксиду і концентрованої сульфатної кислоти пов'язані з максимальним ступенем окиснення Сульфур(VI) $+6$. Повнота відновлення S залежить від активності відновника. Сульфати багатьох металічних елементів кристалізуються із розчинів з утворенням кристалогідратів різного складу. Кристалогідрати сульфатів важких металічних елементів називаються *купоросами*. Реактивом на сульфат-іон є катіон Ba^{2+} — BaCl_2 або $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, а ознакою — білий кристалічний осад, нерозчинний у нітратній кислоті.

Сульфатна кислота надзвичайно гігроскопічна, спричиняє сильні хімічні та термічні опіки. Сполуки Сульфур(VI) широко використовуються в різних галузях господарства. Сульфатну кислоту називають «хлібом хімічної промисловості», це стратегічний вид продукції.

Для допитливих. Існує думка, що сульфатну кислоту добувають тільки штучно. Однак вона є в природних водах вулканічного походження. Так, вода південноамериканської річки Ель Ріо Винагре («Кисла»), що бере початок поблизу діючого вулкана Пурасе у Кордильєрах, містить 0,1 % сульфатної кислоти. Щороку річка виносить в океан до 20 т H_2SO_4 . А в тілі деяких равликів уміст сульфатної кислоти становить 4 %.

? Контрольні завдання

- Схарактеризуйте
 - фізичні властивості сульфур(VI) оксиду та сульфатної кислоти;
 - практичне значення сполук Сульфур(VI).
- Обґрунтуйте
 - виявлення сполуками Сульфур(VI) кислотних і окиснювальних властивостей;
 - вибір катіону Барію Ba^{2+} для визначення сульфат-іона SO_4^{2-} ;
 - необхідність дуже обережного поводження з сульфатною кислотою.
- Напишіть
 - формули і назви відомих вам купоросів;

б) рівняння реакцій (по одному), які ілюструють кислотні та окиснювальні властивості сполук Сульфуру(VI).

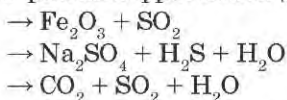
4. Визначте, з якими з перелічених металів: сріблом, залізом, цинком, алюмінієм, ртуттю реагує сульфатна кислота: а) розбавлена; б) концентрована. Напишіть рівняння можливих реакцій, складіть схеми електронного балансу.

5. Напишіть рівняння реакцій за схемою перетворень:

сульфітна кислота \rightarrow сульфатна кислота \rightarrow купрум(II) сульфат \rightarrow
 \rightarrow цинк сульфат \rightarrow цинк хлорид.

Для окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу, для реакцій за участю електролітів — у йонних формах.

6. Після одного з уроків хімії в кабінеті був знайдений клаптик «шпаргалки», на якому збереглися фрагменти деяких схем реакцій:



Спробуйте відновити «шпаргалку» і розставити коефіцієнти методом електронного балансу.

7. У чотирьох посудинах без написів містяться розчини: купрум(II) сульфату, барій хлориду, натрій гідроксиду, купрум(II) хлориду. Як без інших реактивів можна визначити перелічені речовини? Складіть план досліду. Напишіть рівняння реакцій. Виразіть їх у йонних формах.

8. Обчисліть масову частку сульфур(VI) оксиду в олеумі, якщо на 1 моль сульфур(VI) оксиду припадає 2 моль сульфатної кислоти.

9. При термічному розкладі купрум(II) сульфату масою 24 г утворився твердий залишок масою 18 г. Обчисліть

а) ступінь розкладу солі (%);

б) масовий склад утвореного твердого залишку.

10*. Наважку суміші натрій сульфату, натрій нітрату і натрій карбонату масою 56,0 г розчинили у воді і додали у надлишку розчин барій нітрату. Утворився осад масою 69,9 г. Якщо до такої самої маси наважки додати надлишок розчину хлоридної кислоти, виділяється газ об'ємом 2,24 л (н.у.). Обчисліть масові частки компонентів у вихідній суміші.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 6

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ З ТЕМИ «СПОЛУКИ СУЛЬФУРУ»

■ Варіант 1 (середній рівень)

1. Виділіть хімічним способом натрій хлорид із суміші натрій хлориду і натрій сульфату. Складіть рівняння реакції в йонних формах.

2. Проведіть реакції, за допомоги яких можна здійснити такі перетворення: купрум(II) сульфат \rightarrow ферум(II) сульфат \rightarrow ферум(II) гідроксид.

Складіть рівняння реакцій у йонних формах.

■ Варіант II (достатній рівень)

1. Визначте, у якій з трьох пронумерованих пробірок містяться кристалічні натрій сульфід, натрій сульфат, натрій сульфат. Складіть рівняння реакції в йонних формах.

2. Добудьте у дві стадії розчин мідного купоросу з мідних ошурок. Складіть рівняння реакцій у йонних формах.

■ *Варіант III (високий рівень)*

1. Визначте, у якій з трьох пронумерованих пробірок міститься розчин кожної речовини, не використовуючи додаткові реактиви: купрум(II) сульфат, натрій сульфід, барій хлорид. Складіть рівняння реакцій у йонних формах.

2. Проведіть реакції, за допомоги яких можна здійснити такі перетворення:

мідь $\xrightarrow{1}$ купрум(II) оксид $\xrightarrow{2}$ X $\xrightarrow{3}$ купрум(II) хлорид $\xrightarrow{4}$ купрум(II) сульфід.

Складіть рівняння реакцій у йонних формах.

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ VA ГРУПИ

До елементів VA групи належать Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій і Бісмут. Їх ще називають *пніктогенами* — за різкий, неприємний запах деяких сполук.

Назви цих елементів пов'язані з властивістю їх простих речовин. Азот (від грец. *азот*, де *a* — заперечення, *зое* — життя) — той, що не підтримує ні горіння, ні життя; відкрив шотландський учений Д. Резерфорд (1772). Англіяці назвали хімічний елемент Нітрогеном (від лат. *Nitrogenium*) — «той, що народжує селітру». **Фосфор** (від грец. *світлоносний*) відкрив німецький хімік Х. Бранд 1669 р. У середні віки були відомі Арсен, Стибій і Бісмут.



Д. Резерфорд
(1749 — 1819)



Х. Бранд
(1625 — 1692)

§ 31. Загальна характеристика

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати і порівнювати хімічні елементи VA групи за їх місцем у періодичній системі та будовою атомів, поширеність у природі;
- оцінювати їх біологічне значення.

Електронна будова та властивості атомів елементів

- Поясніть, за якою ознакою хімічні елементи об'єднані в VA групу періодичної системи. Їх характеристика наведена в табл. 10.

Таблиця 10

Характеристика елементів VA групи

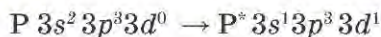
Хімічний елемент	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Неметалічні властивості
Нітроген N	2	7	14,01	0,074	3,04	$2s^2 2p^3$ p-елемент	III, IV	-3, 0, +1, +2, +3, +4, +5	Послаблюються ↓
Фосфор P	3	15	30,97	0,110	2,19	$3s^2 3p^3$ p-елемент	III, V	-3, 0, +3, +5	
Арсен As	4	33	74,92	0,121	2,18	$4s^2 4p^3$ p-елемент	III, V	-3, 0, +3, +5	
Стибій Sb	5	51	121,75	0,141	2,05	$5s^2 5p^3$ p-елемент	III, V	-3, 0, +3, +5	
Бісмут Bi	6	83	208,98	0,152	2,02	$6s^2 6p^3$ p-елемент	III, V	-3, 0, +3, +5	

Усі елементи VA групи на зовнішньому енергетичному рівні атомів мають по 5 валентних електронів, що зумовлює їх неметалічний характер і подібність властивостей. З п'яти електронів два s-електрони є спареними, три p-електрони — неспареними:



Тому загальна електронна формула зовнішнього енергетичного рівня атомів $ns^2 np^3$. Наявність трьох неспарених електронів зумовлює здатність атомів утворювати три ковалентні зв'язки та виявляти валентність III і ступені окиснення -3 та +3, наприклад, у сполуках NH_3 , PCl_3 , N_2O_3 , P_2O_3 .

При переході атомів у збуджений стан відбувається розпаровування електронної пари на 3s-підрівні і перехід одного електрона на 3p-підрівні.



- Визначте валентність і ступінь окиснення Фосфору в сполуках PH_3 , P_2O_5 і H_3PO_4 .

Однак такий перехід електронів неможливий в атома Нітрогену, бо в нього як елемента 2-го періоду лише два енергетичних рівні. Але атом Нітрогену може утворити ще один ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, надавши іншому елементу пару електронів на вільну орбіталь.

- Пригадайте донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку (див. § 8).

Отже, у Нітрогену, на відміну від Фосфору, максимальна валентність IV, а ступінь окиснення +5. Наприклад, у молекулах нітратної кислоти HNO_3 , оксиду Нітрогену N_2O_5 .

Чим пояснюється відмінність властивостей елементів VA групи і в чому вона виражається?

- За даними таблиці 10 простежте, як змінюються радіуси атомів елементів зі збільшенням їх атомного номера.

Найменший радіус у атома Нітрогену, в якому зовнішні електрони розміщено на другому рівні; найбільший розмір має атом Бісмуту, бо його зовнішні електрони розміщені на $6s$ - і $6p$ -підрівнях.

Зі збільшенням у ряді $\text{N} - \text{P} - \text{As} - \text{Sb} - \text{Bi}$ атомних радіусів послаблюється притягання валентних електронів до ядра і зменшується значення електронегативності. За електронегативністю Нітроген (3,04) поступається лише Флуору (4,0) та Оксигену (3,5). Однак це типовий неметалічний елемент. Порівняно з Нітрогеном електронегативність атома Бісмуту значно менша, тому він належить до металічних елементів.

Подібність будови зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів VA групи зумовлює утворення подібних гідрогеновмісних і оксигеновмісних сполук.

Гідрогеновмісні сполуки. Загальна формула EH_3 : NH_3 — амоніак, PH_3 — фосфін, AsH_3 — арсин, SbH_3 — стибін, BiH_3 — бісмутин. Елементи VA групи у них проявляють валентність III і нижчий негативний ступінь окиснення (-3), тому для них характерні відновні властивості.

Оксигеновмісні сполуки — це оксиди, загальна формула яких E_2O_3 і E_2O_5 , виявляють кислотні властивості й утворюють відповідні їм кислоти. Кислотні властивості від нітроген(V) оксиду до бісмут(V) оксиду послаблюються. Для металічного елемента Бісмуту характерний позитивний ступінь окиснення (+3), хоча відомі бісмутати (наприклад, NaBiO_3) — солі метабісмутової кислоти HBiO_3 , яка у вільному стані невідома.

Елементи підгрупи Нітрогену утворюють прості речовини: азот N_2 , фосфор P_4 , арсен As_4 , стибій Sb_4 і бісмут Bi_n . Азот і фосфор — типові неметали, в арсену й стибію з'являються ознаки металічності, а бісмут — метал.

Поширеність у природі. Серед усіх елементів VA групи лише *Нітроген* є у природі у вільному стані N_2 . Нітроген входить до складу неорганічних та органічних сполук, міститься в рослинних і тваринних організмах. У земній корі атомна частка Нітрогену становить 0,025 %, у повітрі об'ємна частка азоту — 78 %. Значні родовища Нітрогену відомі у вигляді натрієвої, або чилійської, селітри $NaNO_3$.

У земній корі атомна частка *Фосфору* становить 0,052 %. У живій масі організмів суходолу його міститься $5 \cdot 10^9$ т. Найважливішими природними сполуками фосфору є мінерали фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$ та апатит.

- ➔ Наведіть приклади сполук, до складу яких входять Нітроген і Фосфор. Визначте масову частку Нітрогену в чилійській селітрі, Фосфору — у фосфориті.

Біологічне значення. *Нітроген* — необхідний для життя елемент, який входить до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Зокрема, міститься в амінокислотах, що утворюють білки, нуклеїнових кислотах, ферментах, гормонах та деяких вітамінах.

Фосфор входить до складу білків (0,5 — 0,6 %), нуклеїнових кислот, ферментів і ліпідів. Завдяки сполукам Фосфору здійснюється обмін жирів та білків. Він відіграє важливу роль у процесах обміну, роботі центральної нервової системи. Найбільше його міститься в кістках і зубах у вигляді кальцій ортофосфату $Ca_3(PO_4)_2$.

! Коротко про головне

Елементи VA групи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня ns^2np^3 . Вони належать до неметалічних елементів, неметалічні властивості яких від Нітрогену до Бісмуту послаблюються, а металічні — посилюються. Нітроген і Фосфор — це типові *неметалічні елементи*, а Бісмут — *металічний елемент*. У сполуках виявляють валентність III і V. Характерні ступені окиснення $-3, 0, +5$. Нітроген є винятком, оскільки в сполуках має вищу валентність IV, а ступінь окиснення $+5$. У природі лише Нітроген існує у вигляді простої речовини N_2 , решта елементів цієї групи — у вигляді сполук. Нітроген і Фосфор мають велике біологічне значення.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чому
 - а) неметалічні властивості елементів від Нітрогену до Бісмуту послаблюються;

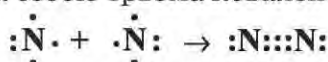
- в) Нітроген трапляється у природі у вільному стані, а Фосфор — у зв'язаному.
2. Формула сполуки, у якій валентність Нітрогену IV, а ступінь окиснення +5:
 А NO_2 ; Б N_2O_5 ; В HNO_3 ; Г H_3N ; І KNO_3 .
3. Серед оксидів елементів VA групи типовими кислотними оксидами є
 А As_2O_3 ; Б P_2O_5 ; В Sb_2O_5 ; Г N_2O_5 ; І Bi_2O_5 .
- 4*. Елемент, вищий оксид якого відповідає формулі E_2O_5 , утворює з Гідрогеном ковалентну сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 3,85 %. Визначте відносну молекулярну масу вищого оксиду елемента Е.
- 5*. Для лікування глаукоми використовують водний розчин фосфаколу, який крім Фосфору містить 43,62 % Карбону, 5,1 % Гідрогену, 34,91 % Оксигену і 5,1 % Нітрогену. Визначте формулу сполуки. Обчисліть масу фосфаколу й об'єм води для приготування 500 г 0,02 % - вого розчину.

§ 32. Азот

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

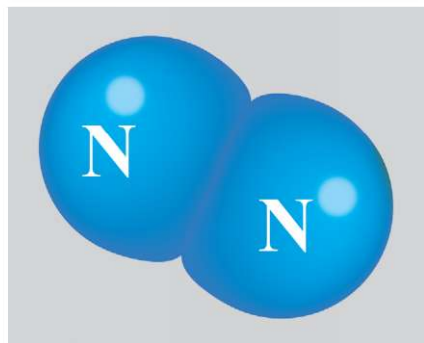
- ▲ *характеризувати* будову молекули, фізичні та хімічні властивості, способи, добування, застосування азоту;
- ▲ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Хімічна формула азоту — N_2 , електронна — $:\text{N}::\text{N}:$, структурна — $:\text{N}\equiv\text{N}:$, $M_r(\text{N}_2) = 28$, $M(\text{N}_2) = 28$ г/моль. Атоми Нітрогену в молекулі азоту сполучаються між собою трьома ковалентними зв'язками:



Оскільки зв'язки в молекулі азоту неполярні, то і молекула неполярна, має лінійну будову (мал. 48).

→ Поясніть, чому в молекулі азоту ковалентні зв'язки неполярні.



Мал. 48. Модель молекули азоту

Фізичні властивості. Речовина молекулярної будови, тому за стандартних умов азот — це газ, безбарвний, без запаху і смаку; $t_{\text{кип}} = -195,8$ °С, $t_{\text{пл}} = -209,86$ °С; густина 1,25 г/л; трохи легший за повітря, малорозчинний у воді (в 1 об'ємі води при 20 °С розчиняється 0,0154 об'єму азоту). За температури плавлення азот переходить у рідкий стан, утворюючи снігоподібну масу.

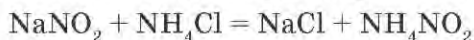
Предмети, занурені у рідкий азот, охолоджуються до $-195,8$ °С. Напри-

клад, гумова трубка стає крихкою і легко ламається, а заморожена в рідкому азоті троянда розбивається, ніби зроблена з тонкого скла.

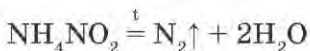
- Виходячи з фізичних властивостей азоту, запропонуйте способи збирання його в посудину та порівняйте зі збиранням водню, хлору і кисню.

Добування. У промисловості азот добувають фракційною дистиляцією зрідженого повітря (одночасно з киснем). Під час поступового нагрівання рідкого повітря азот випаровується першим, оскільки має нижчу температуру кипіння ($-195,8\text{ }^\circ\text{C}$), ніж кисень ($-183\text{ }^\circ\text{C}$).

У лабораторії азот добувають реакцією між кристалічними натрій (калій) нітритом і амоній хлоридом при нагріванні:



Амоній нітрит NH_4NO_2 , що утворюється, розкладається з виділенням вільного азоту:



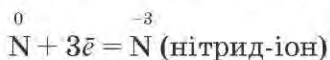
- Визначте типи наведених хімічних реакцій. Для останньої реакції складіть схему електронного балансу.

Хімічні властивості. Азот хімічно малоактивна речовина, бо зв'язок у молекулі дуже міцний, тому вона починає розпадатися на атоми за дуже високої температури — $4000\text{ }^\circ\text{C}$. Ось чому азот не горить і не підтримує горіння, дихання та життя, про це свідчить і його назва (*пригадайте*).

- Порівняйте енергії зв'язку (кДж/моль) у молекулах фтору F_2 (151), кисню O_2 (494) та азоту N_2 (942) і поясніть, чому в молекулі азоту зв'язок найміцніший.

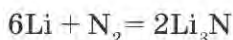
Азот — типовий неметал і тому під час хімічних реакцій виявляє переважно властивості окисника, а з більш активними окисниками — властивості відновника.

Окиснювальні властивості виявляються в його здатності приєднувати $3\bar{e}$:

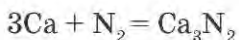


Як окисник азот взаємодіє з металами з утворенням *нітридів* і воднем — з утворенням *амоніаку*. Ступінь окиснення Нітрогену в продуктах реакцій -3 .

З металів за стандартної температури азот реагує лише з літієм, утворюючи літій нітрид:

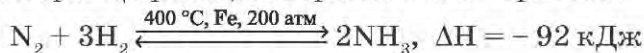


За підвищеної температури азот реагує з багатьма металами, утворюючи відповідні нітриди:



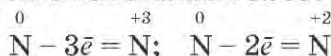
- Доведіть окиснювальні властивості азоту, склавши схему електрон-

З воднем азот взаємодіє за підвищених тиску і температури та наявності каталізатора. Ця реакція оборотна й екзотермічна:

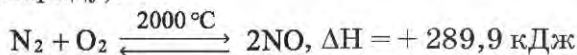


- ➔ Поміркуйте, чому цю реакцію треба проводити за таких умов. Для відповіді пригадайте умови збільшення швидкості реакції та зміщення рівноваги у хімічних реакціях, зокрема принцип Ле Шательє (див. § 15).

Відновні властивості азоту виявляються в здатності атомів віддавати електрони в реакціях з неметалами за особливих умов:



З киснем азот реагує за дуже високих температур. Так, реакція азоту з киснем починається за температури 2000 °С (наприклад, під час електричного розряду):



- ➔ Поміркуйте, чи може така реакція відбутися у природі, за яких умов. Які властивості виявляє азот? Доведіть їх, склавши схему електронного балансу.

Застосування. У хімічній промисловості азот використовують переважно як сировину для синтезу амоніаку. Застосування в техніці зумовлено його інертністю. В атмосфері азоту виплавляють деякі метали, перекачують горючі рідини, які легко спалахують; ним заповнюють електричні лампи. Рідкий азот використовують, якщо треба розігнати хмари, як холодоагент для швидкого заморожування продуктів, для зберігання крові. У суміші з киснем азот діє як слабкий наркотик, викликаючи стан ейфорії, зменшує больову чутливість.

! Коротко про головне

Азот N_2 — речовина молекулярної будови, що визначає його фізичні властивості: за стандартних умов — газ, має низькі температури плавлення і кипіння. Атоми в молекулі азоту сполучені потрійним ковалентним зв'язком, що й зумовлює його хімічну інертність. Азот вступає в хімічні реакції лише за певних умов: підвищеного тиску, нагрівання, наявності каталізатора. У реакціях виявляє як окиснювальні, так і відновні властивості (з перевагою перших). Хімічною інертністю азоту пояснюється знаходження його у природі у вільному стані та застосування.

Для допитливих. За стандартних умов азот фізіологічно інертний. Однак при вдиханні повітря під тиском 2—2,5 атм настає стан, подібний до алкогольного сп'яніння; його називають *азотним наркотом*. Тому в разі потреби використовують штучні газові суміші, в яких азот замінений гелієм або іншим інертним газом.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - хімічний елемент № 7 має назву «Нітроген», а проста речовина — «азот»;
 - рідкий азот використовують як холодоагент;
 - азот і кисень співіснують у повітрі, хоча взаємодія між ними можлива.
- Азот — це основний компонент

А земної кори; Б Всесвіту; В морської води; Г повітря.
- На кальцій кількістю речовини 1,5 моль за високої температури подіяли азотом кількістю речовини 1 моль. Які речовини і в якій кількості можна виявити після закінчення реакції?
- Для реакції між магнієм і азотом обчисліть маси затраченого металу і одержаного продукту, якщо використали 33,6 л газу (н.у.).
- Обчисліть об'єм водню й азоту для виробництва амоніаку об'ємом 17 м³ (н.у.).
- *. Визначте невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій за наведеними схемами:

$$\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{A}; \text{A} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{E}\uparrow + \text{D}\downarrow; \text{E} + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{L} + \text{H}_2\text{O}.$$
 Укажіть суму молярних мас речовин А, Е, D та L.

§ 33. Амоніак

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати будову молекули амоніаку, його фізичні та хімічні властивості, способи добування і застосування;
- складати рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- дотримуватися правил безпечного поводження з амоніаком.

Амоніак — одна з найважливіших сполук Нітрогену, яка має велике практичне значення. Життя на Землі пов'язано зі здатністю деяких бактерій перетворювати азот повітря на амоніак. Запах амоніаку знайомий кожному, варто лише відкрити склянку з нашатирним спиртом.

Хімічна формула амоніаку NH₃,

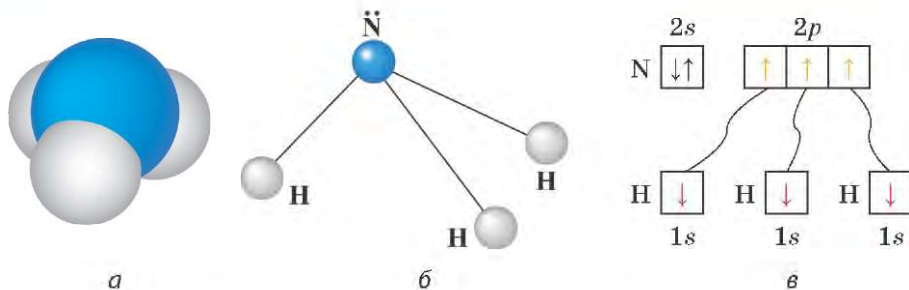
електронна $\text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} : \text{H}$, структурна — $\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} \\ | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$.

$M_r(\text{NH}_3) = 17$; $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль.

Будова молекули. Хімічні зв'язки між атомами Нітрогену і Гідрогену в молекулі амоніаку — ковалентні полярні. Молекула має форму піраміди (мал. 49, а, б) і тому полярна. Речовина молекулярної будови.

- Пригадайте і запишіть електронні формули атомів Нітрогену і Гідрогену.

В атома Нітрогену є 3 неспарені *p*-електрони, які беруть участь в утворенні трьох спільних електронних пар із трьома *s*-електронами

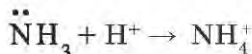


Мал. 49. Амоніак: *a* — модель; *б* — просторова будова молекули; *в* — утворення зв'язків у молекулі амоніаку

Електронні пари сильно зміщені до атома Нітрогену, оскільки електронегативність Нітрогену (3,07) більша, ніж Гідрогену (2,1). Пара $2s$ -електронів атома Нітрогену залишається незмінною.

Отже, у молекулі амоніаку зв'язки ковалентні полярні, молекула — сильнополярна. Через взаємне відштовхування електронів трьох хімічних зв'язків і неподіленої електронної пари молекула амоніаку має форму піраміди (мал. 49, *a*). У вершині розміщений атом Нітрогену з неподіленою електронною парою (мал. 49, *б*).

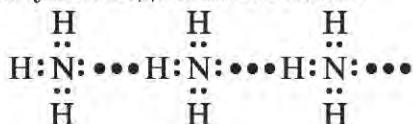
Наявність трьох ковалентних зв'язків зумовлює валентність Нітрогену в молекулі амоніаку III, проте за певних умов валентність Нітрогену може збільшитися до чотирьох за рахунок утворення четвертого ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом, як у йоні амонію:



Молекулярна будова, полярність і просторова будова молекули визначають фізичні властивості амоніаку.

Фізичні властивості. За стандартних умов амоніак — газ, безбарвний з характерним різким запахом; $t_{\text{пл}} = -77,73 \text{ }^\circ\text{C}$ (амоніак твердне), $t_{\text{кип}} = -33,34 \text{ }^\circ\text{C}$ (перетворюється на рідину), густина $0,69 \text{ г/см}^3$; дуже добре розчиняється у воді (при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ в одному об'ємі води розчиняється 700 об'ємів NH_3), легший за повітря в 1,7 раза.

У рідкому стані молекули амоніаку, як і молекули води, здатні утворювати асоціати за рахунок водневих зв'язків:



Водневі зв'язки виникають між атомами Гідрогену одних молекул амоніаку, які несуть частковий позитивний заряд, та електронегативними атомами Нітрогену інших молекул амоніаку, що несуть частковий негативний заряд.

З'ясуємо, чому амоніак дуже добре розчиняється у воді? Пояснюється це тим, що, по-перше, молекули амоніаку та води подібні за своєю полярністю і здатністю утворювати водневі зв'язки між молекулами (*пригадайте твердження «подібне розчиняється в подібному»*). По-друге, амоніак взаємодіє з водою, про що дізнаєтеся, вивчаючи його хімічні властивості.

Фізіологічна дія. Амоніак належить до групи речовин задушливої дії. Його пари дуже подразнюють слизові оболонки очей та органів дихання, а також шкіру. Крім того, зріджений амоніак під час випаровування поглинає теплоту, тому при зіткненні зі шкірою може спричинити обморожування. Отже, якщо відчувається запах амоніаку, то працювати без засобів захисту небезпечно.

Засоби першої допомоги в разі отруєння амоніаком: свіже повітря, промивання очей великою кількістю води, вдихання водяної пари.

Досліди з амоніаком слід проводити у витяжній шафі!

Добування. У лабораторії амоніак одержують дією лугів на солі амонію при нагріванні.

Дослід 1. У ступці змішуємо приблизно рівні об'єми (по чайній ложці) кристалічного амоній хлориду і кальцій гідроксиду (гашеного вапна), висипаємо в пробірку і трохи нагріваємо.

→ Запропонуйте спосіб збирання амоніаку в посудину, порівняйте з азотом і хлороводнем.

Амоніак, що виділяється, збираємо в пробірку так, як показано на мал. 50, і закриваємо пробкою. Залишаємо пробірку для подальшого вивчення властивостей амоніаку.

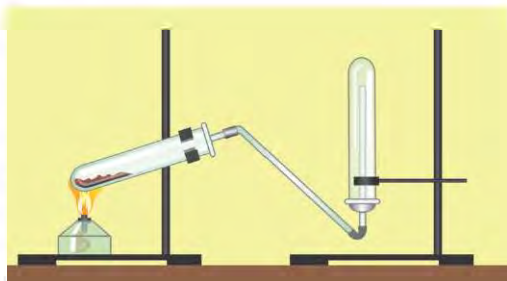
→ Після демонстрації досліду дайте відповідь на такі запитання: *Чи відчувався запах амоніаку?; Чому пробірку тримають дном догори?; Чи можна збирати амоніак витісненням води? Чому?*

Хімічні властивості. Для амоніаку характерні реакції приєднання через наявність вільної пари електронів у Нітрогену й відновні властивості завдяки ступеню окиснення Нітрогену –3.

Реакції приєднання. Амоніак не лише розчиняється у воді, а й взаємодіє з нею.

Дослід 2. Розчинення амоніаку у воді.

Круглодонну колбу заздалегідь наповнюємо амоніаком. На уроці в колбу спочатку вносимо краплю води і сильно струшуємо, закриваємо отвір трубки. Потім колбу отвором занурюємо у посудину з водою, в яку попередньо додаємо кілька крапель фенолфталеїну, і під водою відкриваємо отвір (мал. 50).



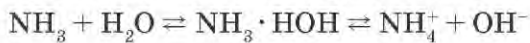
Мал. 50. Прилад для добування амоніаку

- ➔ Опишіть спостереження і поясніть. Чому в колбу з амоніаком спочатку вносять краплю води і сильно струшують? Чому вода «фонтаном» заходить у колбу? До якого процесу (фізичного, хімічного чи фізико-хімічного) можна віднести розчинення амоніаку у воді? Чому розчин набуває малинового забарвлення?

Малинове забарвлення свідчить про утворення в розчині гідроксид-іонів OH^- . Звідки вони в розчині? Причина полягає в тому, що за донорно-акцепторним механізмом електронна пара атома Нітрогену переходить на вакантну орбіталь йона Гідрогену молекули води й утворюються йони амонію:



Реакція взаємодії амоніаку з водою є оборотною. У водному розчині амоніаку більше молекул NH_3 , ніж йонів амонію NH_4^+ і гідроксид-іонів OH^- . Тому формулу амоній гідроксиду записуємо не NH_4OH , а $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Отже, молекули NH_4OH не існує. Під час взаємодії амоніаку з водою встановлюється рівновага:



Саме наявність гідроксид-іонів у розчині зумовлює лужне середовище і малинове забарвлення розчину. Водний розчин амоніаку називають *нашатирним спиртом*.

Взаємодія амоніаку з кислотами.

Дослід 3. Взаємодія амоніаку з гідроген хлоридом.



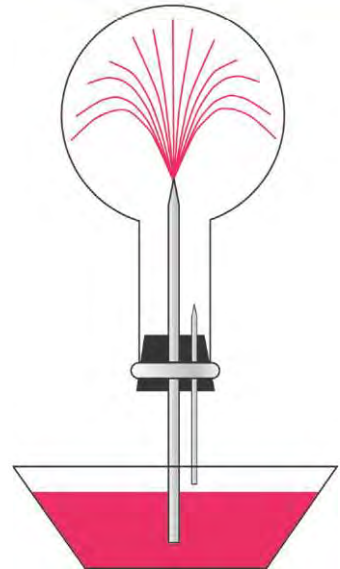
Мал. 52. Горіння амоніаку в кисні

Змочений концентрованим розчином амоніаку циліндр піднесемо до циліндра, змоченого концентрованою хлоридною кислотою. З'являється білий дим, який поступово осідає на стінках циліндра і перетворюється на красиві безбарвні кристали солі — амоній хлориду:



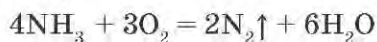
Зверніть увагу на те, що сполука NH_4Cl утворена двома видами хімічного зв'язку: в йоні амонію зв'язки ковалентні полярні, а між йонами амонію і Хлору — зв'язок йонний.

Відновні властивості амоніаку. Ступінь окиснення Нітрогену в молекулі амоніаку –3 зумовлює лише відновні властивості амоніаку.



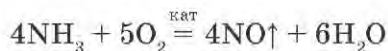
Мал. 51. «Фонтан»

Амоніак не горить на повітрі, але в середовищі чистого кисню горить жовтим полум'ям (мал. 52):

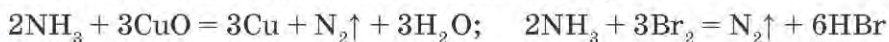


- ➔ Складіть схему електронного балансу і доведіть відновні властивості амоніаку.

Процес окиснення амоніаку відбуватиметься інакше, якщо проводити його за наявності каталізатора. Він дає змогу направити процес більш економічним шляхом: за рахунок утворення не азоту, а нітроген(II) оксиду:



При нагріванні амоніаку з оксидами важких металічних елементів і галогенами він відновлюється до вільного азоту:



- ➔ Для всіх рівнянь реакцій складіть схеми електронного балансу і доведіть відновні властивості амоніаку.

Біологічне значення амоніаку полягає в тому, що він є продуктом азотистого обміну в організмі людей і тварин. Утворюється під час метаболізму білків, амінокислот та інших нітрогеновмісних сполук. Амоніак дуже токсичний для організму. Тому більша частина його перетворюється печінкою в менш шкідливу речовину — карбамід (сечовину), яка частково виводиться нирками.

Застосування. Амоніак — важливий продукт хімічної промисловості. Сучасна промисловість використовує десятки мільйонів тонн амоніаку на рік. Основна кількість його переробляється в нітроген(II) оксид NO і далі в нітратну кислоту. Тому підприємства з виробництва амоніаку зазвичай розміщують безпосередньо біля заводів-виробників нітратної кислоти.

Частково амоніак використовують для добування вибухових речовин, сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ як мінерального добрива, обробки силосу. Він є сировиною для синтезу пластмас та штучних волокон, наприклад капрону. Входить до складу мийних засобів для прання білизни, чищення скла, килимів і ювелірних виробів, вибавлення плям. Рідкий амоніак використовують як холодоагент в аміачних холодильних установках. Нашатирний спирт застосовується в медицині.

! Коротко про головне

Амоніак NH_3 має певні особливості, пов'язані з будовою його молекули:

1) висока полярність зв'язку N—H, наявність вільної пари електронів у молекулі, що зумовлює високу розчинність амоніаку у воді;

2) амоніак може бути донором електронів, утворюючи ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом з йоном Гідрогену (акцептор), в результаті утворюється йон амонію NH_4^+ . Цим пояснюється взаємодія амоніаку з водою і кислотами;

3) у водному розчині амоніак існує переважно у вигляді молекул NH_3 , тому формулу амоній гідроксиду записують не як NH_4OH , а як $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Молекули NH_4OH не існує. Водний розчин амоніаку має лужне середовище, називається *нашатиричним спиртом*;

4) ступінь окиснення Нітрогену в молекулі амоніаку -3 , тому в реакціях амоніак — сильний відновник. Фізичні й хімічні властивості амоніаку зумовлюють його практичне використання.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - розчинність амоніаку у воді добра, а розчинність азоту — погана;
 - формула $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ точніше відображає склад амоній гідроксиду, ніж NH_4OH .
- Якщо амоніак пропустити крізь воду, то реакція середовища змінюється з

А нейтральної на кислу;	В нейтральної на лужну;
Б лужної на кислу.	
- Амоніак реагує з групою таких речовин, як

А H_2O , KOH , K_2O ;	Б CuO , H_2O , NaOH ;	В H_2O , HCl , HNO_3 .
--	---	--
- Обчисліть об'єм нітроген(II) оксиду, який можна одержати шляхом каталітичного окиснення амоніаку об'ємом 100 л (н.у.). Який об'єм кисню при цьому витрачається?
- Суміш, яка складається з кальцій гідроксиду масою 1,48 г і амоній сульфату масою 3 г, нагріли до припинення реакції. Обчисліть об'єм амоніаку (н.у.), що утворився.
- Амоніак, одержаний під час термічного розкладу амоній хлориду кількістю 0,8 моль, пропустили крізь розчин нітратної кислоти масою 283,5 г із масовою часткою розчиненої речовини 20 %. Обчисліть масу солі, що утворилася в ході реакції.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 7

ДОБУВАННЯ АМОНІАКУ І ДОСЛІДИ З НИМ

- *Дослід 1.* Добування амоніаку і взаємодія його з гідроген хлоридом.

Візьміть пробірку із сумішшю амоній хлориду і гашеного вапна (кальцій гідроксиду). Складіть прилад для добування амоніаку за мал. 50. Прогрійте обережно всю пробірку, а потім лише місце розташування суміші реагентів. Піднесіть вологий червоний лакмусовий або універсальний папір до отвору пробірки зі жмутиком вати. Припиніть нагрівання, якщо папір змінив забарвлення. Скляну паличку, змочену концентрованою хлоридною кислотою, піднесіть до отво-

ру газовідвідної трубки і спостерігайте за утворенням білого «димув». Поясніть його утворення. Відповідь обґрунтуйте рівнянням реакції.

■ *Дослід 2.* Збирання амоніаку і розчинення його у воді.

Вийміть жмутик вати з пробірки із амоніаком, закрийте пробірку великим пальцем і опустіть у кристалізатор з водою, до якої добавлено 2—3 краплі фенолфталеїну. Під водою відкрийте отвір, легко струшуючи пробірку, але з кристалізатора не виймайте і не перевертайте. Що спостерігаєте? Чому?

? Контрольні завдання

1. Поміркуйте, чому отвір пробірки, в яку збирають амоніак, закривають жмутиком вати? Чому пробірку з реагентами закріплюють похило?
2. Поміркуйте, чому вода дуже швидко заповнила пробірку? Про що це свідчить? Чому змінюється забарвлення індикатора? Напишіть відповідне рівняння реакції.
3. Поясніть утворення «димув». Напишіть відповідне рівняння реакції.
4. Зробіть висновок (на основі спостережень) про лабораторний спосіб добування, збирання амоніаку, його фізичні та хімічні властивості.

§ 34. Солі амонію

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ *характеризувати* фізичні, загальні та специфічні хімічні властивості солей амонію, їх добування і застосування;
- ◆ *експериментально розпізнавати* солі амонію;
- ◆ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Солі амонію мають йонну кристалічну ґратку, у вузлах якої розміщуються катіони — йони амонію та аніони — кислотні залишки.

➔ Поміркуйте, який хімічний зв'язок виникає між йонами амонію і кислотного залишку і який — у йоні амонію? (За допомогою зверніться до § 33.)

Фізичні властивості. Солі амонію — це переважно безбарвні кристалічні речовини, добре розчинні у воді, термічно нестійкі на відміну від солей, утворених катіонами металічних елементів.

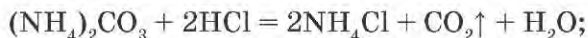
Хімічні властивості. Солі амонію належать до сильних електролітів, тому для них характерні загальні властивості солей. З багатоосновними кислотами утворюються солі двох видів: *кислі*, наприклад амоній гідрогенсульфат NH_4HSO_4 , і *середні* — амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

➔ Пригадайте загальні хімічні властивості солей (див. § 1).

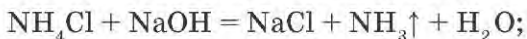
Як сильні електроліти солі амонію у водному розчині дисоціюють на йони амонію і йони кислотного залишку:



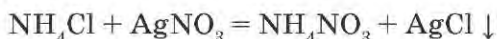
Цим визначаються їх загальні властивості, а саме взаємодія з: *кислотами*, якщо солі амонію утворені слабкими кислотами:



лугами при нагріванні. Це якісна реакція на солі амонію:



іншими солями:



➔ Напишіть усі рівняння реакцій у йонних формах.

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА АМОНІЙ-ІОН

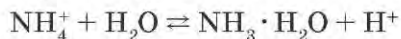
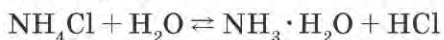
1. Налийте в пробірку 1 мл розчину амоній хлориду і додайте стільки само розчину натрій гідроксиду. Нагрійте розчин до кипіння, припиніть нагрівання й обережно понюхайте газ, що виділяється. Піднесіть до отвору пробірки червоний лакмусовий папір, попередньо змочений водою, або вологий універсальний папір. Що спостерігаєте? Визначте тип реакції. Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції в йонних формах.

2. У двох пронумерованих пробірках містяться безбарвні розчини солей. Розпізнайте, в якій з них — розчин солі амонію.

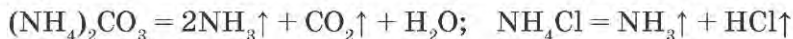
Отже, *якісною реакцією* на солі амонію є дія на них лугів при нагріванні з виділенням амоніаку, який можна розпізнати за запахом або за допомогою вологого червоного лакмусового або універсального паперу.

Специфічні властивості солей амонію:

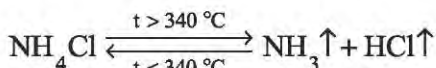
1) підлягають гідролізу з утворенням кислого середовища:



2) нестійкі до нагрівання. Солі амонію, утворені кислотами-неокисниками, розкладаються при нагріванні з утворенням амоніаку:



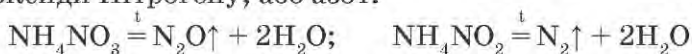
При нагріванні до температури +340 °С амоній хлорид розкладається на амоніак і гідроген хлорид. Оскільки ця реакція є оборотною, то при зниженні температури вона проходить у зворотному напрямку:



Дослід. Термічний розклад солей амонію. Покладемо в пробірку невелику кількість амоній хлориду (тривіальна назва — *нашатир*) і нагріємо в полум'ї пальника. У пробірці з'являється білий дим, а кількість солі поступово зменшується. Через кілька хвилин її зовсім не залишиться на дні, а у верхній холодній частині пробірки з'являється білий наліт кристалів амоній хлориду.

Пригадайте, яке явище називається сублимацією. Чи можна вважати, що при нагріванні амоній хлорид сублимується?

Якщо кислотний залишок — окисник, то при розкладі солі утворюються або оксиди Нітрогену, або азот:



➔ Складіть схеми електронного балансу. Які властивості атомів Нітрогену в сполуках амонію?

Застосування солей амонію засновано на:

1. Біогенній ролі Нітрогену, тому амоній нітрат NH_4NO_3 , амоній гідрогенортофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ і амоній дигідрогенортофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — мінеральні добрива.

2. Термічній нестійкості солей, тому з амоній нітрату NH_4NO_3 разом із горючими речовинами виробляють вибухові речовини — *амонали*, які використовуються під час прокладання тунелів, розробки родовищ.

Амоній карбонат $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ і амоній гідрогенкарбонат NH_4HCO_3 уже при слабкому нагріванні повністю розкладаються з утворенням газів, що спускають тісто. Тому вони використовуються як розпушувачі тіста, на кондитерських фабриках. Амоній хлорид (нашатир) NH_4Cl застосовують як електроліт у сухих елементах, під час паяння (див. «Для допитливих»).

! Коротко про головне

Солі амонію — сильні електроліти, у воді гідролізуються з утворенням кислого середовища. Для них характерні як загальні властивості солей, так і специфічні. Реакція з лугами є якісною на солі амонію. Ознака реакції — виділення амоніаку. При нагріванні солі амонію розкладаються, продукти реакції залежать від властивостей кислотного залишку. Застосування солей амонію визначається їх індивідуальними властивостями.

Для допитливих. Якщо нагрітій паяльник занурити в нашатир NH_4Cl , то сіль розкладається (див. вище). Утворений хлороводень HCl взаємодіє з купрум(II) оксидом CuO , що вкриває поверхню паяльника. Внаслідок цього утворюється купрум(II) хлорид CuCl_2 , який сплавляється з надлишком нашатирю NH_4Cl . Поверхня паяльника звільняється від оксидів і розжарене електродування до опущеної мілі

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - солі амонію не можна зберігати на відкритому вологому повітрі;
 - при розкладанні солей амонію не завжди виділяється амоніак;
 - нашпатурний спирт не можна називати нашпатурем.
- Складіть рівняння реакцій, за допомоги яких можна виявити:
 - амоній сульфат;
 - амоній нітрат;
 - амоній карбонат.
- Визначте невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій за наведеними схемами:
 $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\quad} \text{A} + \text{D}$; $\text{A} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{E}$; $\text{E} \xrightarrow{\quad} \text{G} + \text{H}_2\text{O}$;
- При тривалому нагріванні технічного амоній нітриту масою 1 кг виділяється азот об'ємом 336 л (н.у.). Обчисліть масову частку домішок у солі.
- Обчисліть об'єм (н.у.) амоніаку і вуглекислого газу, які утворюються при термічному розкладі амоній гідрогенкарбонату, якщо в тісто внесли цю сіль масою 50 г.
- До розчину об'ємом 64,8 мл ($\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою амоній нітрату 15 % додали розчин калій гідроксиду масою 121 г з масовою часткою лугу 25 %. Розчин випарили, а залишок прожарили. Обчисліть масу твердого залишку, одержаного після прожарювання.

§ 35. Обчислення виходу продукту

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- формулювати означення поняття «вихід продукту»;
- висловлювати судження про його значення для оцінки ефективності виробництва;
- розв'язувати задачі означеного типу.

Ви уже знаєте, як проводити розрахунки за хімічними рівняннями, якщо один з реагентів узято в надлишку, і як здійснювати розрахунки, якщо вихідні речовини містять домішки.

Вихід продукту є важливим показником ефективності виробничого процесу. Зокрема, на його основі роблять висновок про повноту використання сировини. Річ у тому, що в реальних умовах через оборотність багатьох реакцій і виробничі втрати вихід продукту завжди менший від того, який мав би утворитися згідно з рівнянням реакції (за законом збереження маси речовин). Отже,

вихід продукту — це відношення реальної маси (об'єму чи кількості речовини) продукту (практичний вихід) до теоретично можливої, обчисленої за рівнянням реакції (теоретичний вихід); виражається у відсотках (%) або частках одиниці.

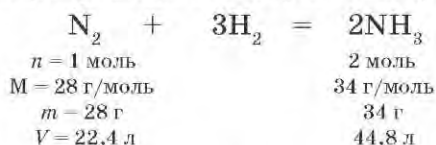
Позначимо вихід продукту грецькою літерою η (вимовляється «ета»), m_1 (практ.) — фактично добута маса продукту, m_2 (теор.) — розрахована теоретично можлива маса того самого продукту.

$$\eta = \frac{m_1(\text{практ.})}{m_2(\text{теор.})}, \text{ або } \eta = \frac{m_1(\text{практ.})}{m_2(\text{теор.})} \cdot 100\%$$

Далі міркуємо так. Оскільки маса речовини пропорційна кількості речовини, то:

$$\eta = \frac{n_1(\text{практ.})}{n_2(\text{теор.})}, \text{ а для газів } \eta = \frac{V_1(\text{практ.})}{V_2(\text{теор.})}$$

У всіх випадках знаходимо одне й те саме значення шуканої величини. Наприклад, якщо в реакції синтезу амоніаку



його вихід становить 75 % ($\eta = 75\%$), то це означає, що з 1 моль, або 28 г, або 22,4 л (н.у.) азоту одержимо не 2 моль, або 34 г, або 44,8 л амоніаку (теоретичний вихід), а практично:

$$\eta = \frac{34 \text{ г} \cdot 75\%}{100\%} = 25,5 \text{ г, або } 1,5 \text{ моль, або } 33,6 \text{ л (н.у.)}$$

Розглянемо декілька прикладів задач.

- **Задача 1.** Обчислити вихід амоніаку, якщо відомо, що після взаємодії азоту об'ємом 2,24 л (н.у.) із воднем утворився амоніак об'ємом 4,0 л.

Дано:

$$V(\text{N}_2) = 2,24 \text{ л}$$

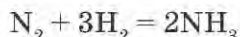
$$V(\text{NH}_3) = 4 \text{ л}$$

$$\eta(\text{NH}_3) = ?$$

Розв'язання

1. Обчислимо об'єм амоніаку, який можна одержати з 2,24 л азоту.

Для цього проведемо розрахунки за рівнянням реакції:



За законом об'ємних відношень і рівнянням реакції

$$V_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = 2 \cdot 2,24 \text{ л} = 4,48 \text{ л}$$

2. Обчислюємо вихід амоніаку за формулою:

$$\eta = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теор.})}; \eta = \frac{4 \text{ л}}{4,48 \text{ л}} = 0,89, \text{ або } 89\%$$

В і д п о в і д ь. Вихід амоніаку становить 0,89, або 89 %.

- **Задача 2.** Обчисліть об'єм амоніаку (н.у.), який можна одержати з азоту об'ємом 0,68 л і достатньої кількості водню, якщо вихід амоніаку становить 43 %.

Дано:

$$V(\text{N}_2) = 0,68 \text{ л}$$

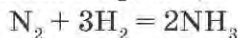
$$\eta(\text{NH}_3) = 43 \%$$

$$(0,43)$$

$$V(\text{NH}_3) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції



За законом об'ємних відношень і рівнянням реакції знаходимо об'єм амоніаку, який можна одержати теоретично:

$$V_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = 2 \cdot 0,68 \text{ л} = 1,36 \text{ л}$$

2. Знаходимо об'єм амоніаку, який утворився фактично. Використаємо для цього формулу:

$$\eta = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теор.})}, \text{ звідси } V(\text{практ.}) = \eta \cdot V(\text{теор.}),$$

$$V(\text{практ.}) = 0,43 \cdot 1,36 \text{ л} = 0,58 \text{ л}$$

В і д п о в і д ь. Можна одержати амоніак об'ємом 0,58 л (фактично утворюється 0,58 л амоніаку).

Отже, щоб обчислити вихід продукту від теоретично можливого, обчислюємо відношення між масами, об'ємами чи кількостями речовин, розрахованих за рівнянням реакції, і масами, об'ємами чи кількостями речовин, одержаних фактично. З цією метою можна скористатися формулами, наведеними в тексті.

Контрольні завдання

1. Поясніть суть поняття «вихід продукту» і суть формули, за якою розраховується величина виходу продукту.
2. Обчисліть вихід амоніаку, якщо відомо, що при проходженні через колоду синтезу азоту масою $2,32 \cdot 10^3$ кг одержали амоніак масою $2,58 \cdot 10^3$ кг.
3. Обчисліть вихід амоніаку (н.у.), якщо при нагріванні суміші, що містила 10,7 г амоній хлориду і 10,7 г кальцій гідроксиду, добуто амоніак об'ємом 4 л.
4. Обчисліть масу амоній нітрату, добутого з амоніаку і нітратної кислоти масою 126,0 г. Вихід солі становить 0,8.
- 5*. Обчисліть масу амоніаку, потрібну для добування нітратної кислоти масою 12,6 т, враховуючи, що втрати виробництва становлять 5 %.
- 6*. З амоніаку масою 1000 кг одержали розчин нітратної кислоти масою 4611,76 кг з масовою часткою розчиненої речовини 70 %. Обчисліть вихід нітратної кислоти.

§ 36. Оксиди Нітрогену

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* будову молекул оксидів Нітрогену(II) і (IV), їх фізичні та хімічні властивості, добування і застосування;
- *висловлювати* судження про вплив оксидів Нітрогену на довкілля;
- *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Нітроген утворює п'ять оксидів зі ступенями окиснення від +1 до +5. Серед них найбільше практичне значення мають нітроген(II) оксид і нітроген(IV) оксид.

➤ Складіть формули можливих оксидів Нітрогену.

Нітроген(II) оксид NO. Хімічна формула — NO, електронна — $\cdot\ddot{\text{N}}::\ddot{\text{O}}\cdot$ (радикал), $M_r(\text{NO}) = 30$, $M(\text{NO}) = 30$ г/моль. Молекула лінійна, речовина молекулярної будови (мал. 53).

- 1. Зобразіть схематично, як утворюються дві ковалентні пари електронів між атомами Нітрогену й Оксигену в молекулі NO.
- 2. Чи можуть дві молекули NO сполучатися між собою ковалентним зв'язком і утворити димер N_2O_2 ?

Зверніть увагу, що в молекулі NO в атома Нітрогену залишається вільний електрон, завдяки якому виникає додатковий зв'язок (мал. 53, б). При цьому за зниженої температури утворюється нестійкий димер N_2O_2 , він твердий, синього кольору.



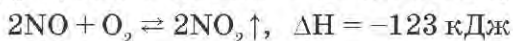
Мал. 53. Молекула NO: *a* — модель; *b* — структурна формула

Фізичні властивості. За стандартних умов нітроген(II) оксид — безбарвний газ без запаху, з низькими температурами плавлення і кипіння, трохи важчий за повітря, погано розчиняється у воді.

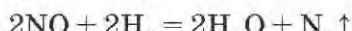
➤ Запропонуйте способи збирання нітроген(II) оксиду в посудину.

Хімічні властивості. Нітроген(II) оксид належить до несолетворних оксидів, тому не взаємодіє ні з кислотами, ні з лугами. Він має високу відновну властивість, яка пояснюється низьким ступенем окиснення Нітрогену +2.

Уявімо, що з циліндра, в якому міститься безбарвний нітроген(II) оксид, зняли скляну пластину. Над циліндром з'являється бура хмара нітроген(IV) оксиду з різким запахом. Реакція екзотермічна й оборотна:



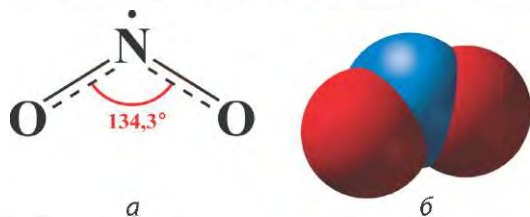
Нітроген(II) оксид може бути й окисником, наприклад, при взаємодії з воднем за певної температури:



- ➔ Підтвердіть відновні та окиснювальні властивості нітроген(II) оксиду, склавши схеми електронного балансу.

Нітроген(IV) оксид NO_2 . Хімічна формула — NO_2 . $M_r(\text{NO}_2) = 46$, $M(\text{NO}_2) = 46$ г/моль. Хімічний зв'язок між атомами в молекулі NO_2 ковалентний полярний, просторова будова молекули NO_2 кутова (мал. 54), кристалічна ґратка молекулярна.

Фізичні властивості. За стандартних умов нітроген(IV) оксид — це

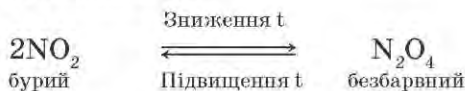


Мал. 54. Молекула NO_2 : а — просторова будова; б — модель

газ бурого кольору, з характерним гострим запахом, дуже отруйний, з низькими температурами кипіння і плавлення. (Чому?) Важчий за повітря, добре розчиняється у воді, бо молекула NO_2 , як і молекула води, має кутову форму.

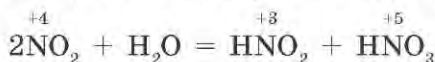
- ➔ Запропонуйте способи збирання нітроген(IV) оксиду в посудину.

Завдяки неспареному електрону в атомі Нітрогену молекули NO_2 схильні до димеризації, як і молекули NO . Димер N_2O_4 — безбарвна кристалічна речовина (за $t = 89,3^\circ\text{C}$), стійка за низької температури, а під час нагрівання розкладається:



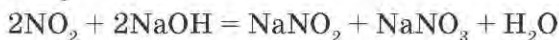
Фізіологічна дія. Пари оксидів нітрогену токсичні за винятком нітроген(I) оксиду N_2O . Вони уражають легені, в еритро-, лімфо- та моноцитах відбуваються зміни конфігурації, що призводить до зниження кров'яного тиску, збільшення розмірів печінки і селезінки, розладу психіки.

Хімічні властивості. Нітроген(IV) оксид — це солетворний кислотний оксид. Він не лише добре розчиняється у воді, а водночас реагує з нею, утворюючи дві кислоти: нітритну — HNO_2 і нітратну — HNO_3 :

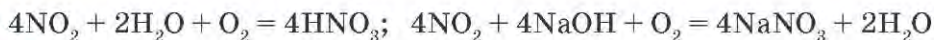


Нагадаємо, що це реакція самоокиснення — самовідновлення, або диспропорціювання.

Як *кислотний оксид* нітроген(IV) оксид реагує з лугами, утворюючи солі нітритної та нітратної кислот, наприклад натрій нітрит NaNO_2 і натрій нітрат NaNO_3 :

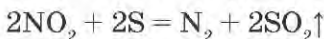


Якщо реакція нітроген(IV) оксиду з водою або розчином луку проходить за наявності кисню, то утворюються відповідно лише нітратна



➔ Визначте типи хімічних реакцій і властивості нітроген(IV) оксиду в них.

Нітроген(IV) оксид — сильний окисник. Сірка, фосфор і вугілля, запалені на повітрі, продовжують горіти в атмосфері нітроген(IV) оксиду. Наприклад, рівняння реакції горіння сірки:



➔ Визначте властивості реагентів, склавши схеми електронного балансу.

Рідкий і твердий нітроген(IV) оксид — безбарвні, утворюють з багатьма органічними речовинами вибухові суміші.

Застосування. На окиснювальних властивостях нітроген(IV) оксиду засновано використання його як окисника у ракетному паливі. Ця речовина є проміжним продуктом у виробництві нітратної кислоти.

Захист довкілля від оксидів Нітрогену. Нітроген(II) оксид належить до найнебезпечніших забруднювачів повітря. Він потрапляє в атмосферу з вихлопними газами наземного й авіаційного транспорту, ракетосіів, із викидами установок перегонки і крекінгу при переробці нафти. Одним із головних джерел забруднювачів довкілля є теплоенергетика. На її частку припадає майже 60 % NO. Оксиди Нітрогену утворюють кислотні дощі, завдаючи тим самим великої шкоди живим організмам.

Зменшують утворення оксидів Нітрогену в теплоенергетиці спалюванням подрібненого вугілля в потоці повітря. Цим досягається зниження температури згоряння палива або пального. Як запобіжні заходи на транспорті може бути введення різних добавок до пального або заміна його етиловим спиртом чи стисненим газом. Неабияке значення має правильне регулювання роботи двигунів автомобілів та дотримання оптимальних умов виробництва нітратної кислоти, переробки нафти тощо.

! Коротко про головне

Найбільше практичне значення мають нітроген(II) оксид і нітроген(IV) оксид. Нітроген(II) оксид — несолетворний, сильний відновник, а нітроген(IV) оксид — солетворний, сильний окисник, обидва отруйні. Спричиняють негативний вплив на довкілля. У природі нітроген(II) оксид може утворюватися під час грози або за дуже високої температури, а нітроген(IV) оксид — окисненням нітроген(II) оксиду киснем повітря.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чому

а) молекули NO і NO₂ здатні утворювати відповідно молекули N₂O₂ і N₂O₄;

б) нітроген(II) оксид — сильний відновник, а нітроген(V) оксид — сильний окисник.

2. Електропровідність води змінюється при розчиненні в ній
А азоту; Б нітроген(II) оксиду; В нітроген(IV) оксиду.
3. Складіть рівняння реакцій за схемою: $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$.
4. Обчисліть вихід нітроген(II) оксиду, якщо в реакції окиснення амоніаку об'ємом 44,8 л (н.у.) одержали нітроген(II) оксид об'ємом 40,0 л (н.у.).
5. Обчисліть об'єм нітроген(II) оксиду, який можна добути при каталітичному окисненні амоніаку об'ємом 56 л (н.у.), якщо вихід нітроген(II) оксиду дорівнює 90 %.
- 6*. Для виробництва амоній сульфату масою 1000 кг використано розчин сульфатної кислоти масою 980 кг з масовою часткою кислоти 78 % та амоніак масою 270 кг. Визначте вихід амоній сульфату.

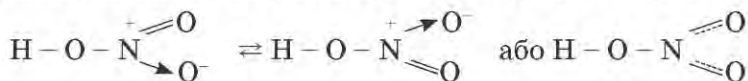
Творче завдання. Доберіть інформацію про сучасні погляди на фізіологічну дію нітроген(II) оксиду, скориставшись даними з Інтернету.

§ 37. Нітратна кислота

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ✦ *характеризувати* будову молекули, фізичні та специфічні хімічні властивості нітратної кислоти, її застосування;
- ✦ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- ✦ *дотримуватися* правил безпечного поводження з розбавленою нітратною кислотою.

Молекулярна формула нітратної кислоти HNO_3 . $M_r(HNO_3) = 63$, $M(HNO_3) = 63$ г/моль. Зв'язки між атомами в молекулі ковалентні полярні, молекула має кутову будову. Структурна формула:



У молекулі HNO_3 атом Нітрогену утворює три зв'язки з двома атомами Оксигену за рахунок перекривання одноелектронних орбіталей, а четвертий зв'язок — за донорно-акцепторним механізмом: атом Нітрогену (донор) віддає електронну пару третьому атому Оксигену. Виникає частинка N^+ , а атом Оксигену, який має 6 валентних електронів, надає вільну p -орбіталь (акцептор).

Валентність Нітрогену в HNO_3 — IV, ступінь окиснення +5. Речовина молекулярної будови.

- ✦ Пригадайте, чому в атома Нітрогену не збігаються значення валентності й ступеня окиснення.

Фізичні властивості. Нітратна кислота — безбарвна рідина з характерним запахом, летка, на повітрі «димить», оскільки її пара утворює з вологим повітрям дрібні краплі туману. Технічна нітратна кислота, як правило, жовтуватого кольору, що зумовлено наявністю в ній бурого

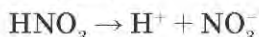
газу NO_2 , який утворюється при частковому розкладі нітратної кислоти під дією світла. Вона подразнює шкіру, справляє руйнівну дію на папір, одяг. Отруйна.

Нітратна кислота реагує з білками, зокрема шкіри, і залишає на ній характерні жовті плями. Тому поводитися з нею потрібно дуже обережно. Безводну нітратну кислоту називають *димлячою*. В лабораторії найчастіше використовують розчин нітратної кислоти з масовою часткою HNO_3 63%. Нітратну кислоту називають *концентрованою* з $W(\text{HNO}_3) = 96\%$.

➔ Порівняйте дію нітратної та сульфатної кислот на шкіру. Чим вони різняться?

Хімічні властивості. Схарактеризуємо їх за двома критеріями: як *сильний електроліт* (загальні властивості кислот) та як *сильний окисник* (специфічні властивості).

Нітратна кислота — сильний електроліт, у водному розчині практично повністю дисоціює на йони:

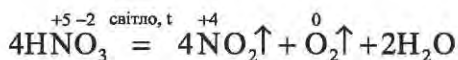


Тому для неї характерні *загальні властивості* кислот (повторіть за § 1).

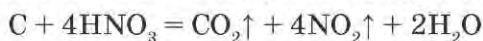
➔ Складіть повні та скорочені йонні рівняння реакцій взаємодії нітратної кислоти з основними й амфотерними оксидами CaO і ZnO , з гідроксидами основними й амфотерними $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і $\text{Zn}(\text{OH})_2$, а також з солями більш слабких і летких кислот — Na_2CO_3 .

Специфічні властивості нітратної кислоти зумовлені найвищим ступенем окиснення Нітрогену +5, тому вона — сильний окисник. Довказом є:

1. *Розклад концентрованої нітратної кислоти під дією світла і при нагріванні:*



2. *Займання тліючої скіпки в нагрітій нітратній кислоті:*



3. *Окиснення багатьох органічних сполук*, наприклад спалахування скипидару в концентрованій нітратній кислоті.

4. *Дія нітратної кислоти на метали* супроводжується відновленням Нітрогену з утворенням різних продуктів: NO_2 , NO , N_2O , NH_4NO_3 .

➔ Обґрунтуйте окиснювальні властивості нітратної кислоти, склавши схеми електронного балансу.

Усі дослід з нітратною кислотою виконуються під витяжною шафою! При роботі необхідно додержуватися особливої обережності!

Дослід 1. Спалахування скипидару в нітратній кислоті.

На дно хімічного стакана насипаємо річковий пісок шаром 2—3 см. У порцелянову чашку наливаемо суміш (1:1) концентрованих кислот —



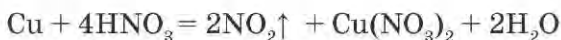
Мал. 55. Спалахування скипидару

нітратної і сульфатної. Це робиться для того, щоб підвищити концентрацію нітратної кислоти завдяки сульфатній кислоті як водовідбірному засобу. Тигельними щипцями чашку обережно ставимо у стакан на пісок. Довгою піпеткою краплями додаємо скипидар. Кожна крапля, потрапляючи в суміш кислоти, спалахує і згоряє, утворюючи багато кіптяви (мал. 55).

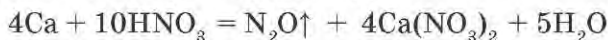
Взаємодія з металами. Розбавлена і концентрована нітратні кислоти як сильні окисники взаємодіють майже з усіма металами (за винятком золота і платинових металів). У процесі взаємодії з металами *ніколи не виділяється водень*. Залежно від концентрації кислоти й активності металу утворюються різні продукти відновлення. Так, *концентрована нітратна кислота* при взаємодії з малоактивними металами завжди виділяє нітроген(IV) оксид NO_2 , а розбавлена — NO .

Дослід 2. Взаємодія концентрованої нітратної кислоти з міддю.

У пробірку з міддю додамо трохи концентрованої нітратної кислоти. Спостерігаємо активне виділення бурого газу нітроген(IV) оксиду:



При взаємодії концентрованої нітратної кислоти з більш активними металами виділяється нітроген(I) оксид:



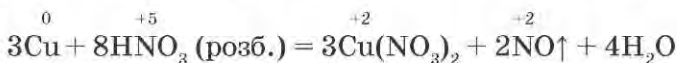
Розбавлена нітратна кислота при взаємодії з малоактивними металами виділяє нітроген(II) оксид.

Дослід 3. Взаємодія розбавленої нітратної кислоти з міддю.

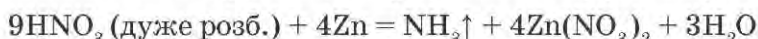
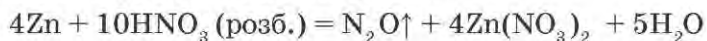
У пробірку покладемо кусочок міді, доллемо розбавленої нітратної кислоти (у співвідношенні 1: 5).

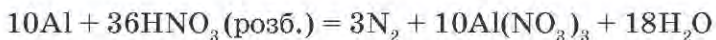
➤ Що спостерігаєте? Чому над пробіркою з'являється бурий газ?

У пробірці з міддю виділяється безбарвний газ нітроген(II) оксид NO , який над пробіркою одразу перетворюється на бурий газ нітроген(IV) оксид NO_2 :



За допомоги цієї реакції розпізнають нітратну кислоту. Вона є *якісною* на нітрат-іон. Чим більш розбавлена кислота і чим активніший метал, тим глибше відновлюється Нітроген:





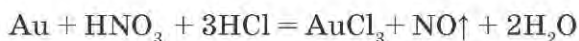
- Складіть схеми електронного балансу і доведіть окиснювальні властивості розбавленої і концентрованої нітратної кислоти. Чи однаково змінюється ступінь окиснення Нітрогену в обох реакціях?

Отже, Нітроген у молекулі нітратної кислоти знижує свій ступінь окиснення, тобто є окисником.

Метали алюміній, залізо, хром у концентрованій нітратній кислоті пасивуються. Їх поверхня покривається захисною оксидною плівкою, яка в кислоті не розчиняється. Тому концентровану нітратну кислоту (96 — 98 %) зберігають і перевозять у сталевих цистернах.

Нітратна кислота не окиснює благородні метали (золото, платину та ін.). Проте суміш концентрованих нітратної та хлоридної кислот у співвідношенні 1:3, що називається «царською водою», діє на ці метали і розчиняє їх. Це відбувається внаслідок утворення хлору, який під час виділення дуже активний.

Аналогічно розчиняється золото. Наводимо загальне рівняння реакції:

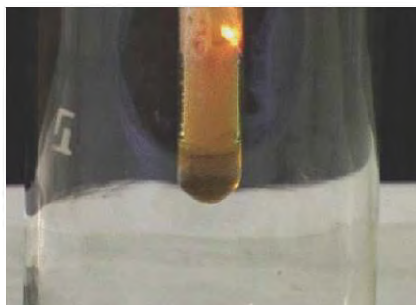


Зазначимо, що ця властивість суміші була відома ще алхімікам. На основі дослідів зробимо такі висновки:

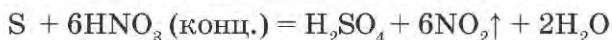
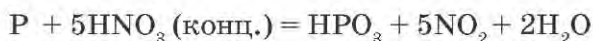
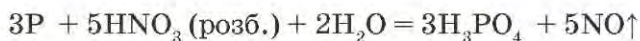
1. Нітратна кислота в окисно-відновних реакціях з *металами* є сильним окисником. При цьому окисником металів є не йон Гідрогену H^+ (як у реакціях з хлоридною та розбавленою сульфатною кислотами), а йон NO_3^- , окиснювальні властивості якого сильніші, ніж у катіона H^+ . Тому в процесі взаємодії металів з нітратною кислотою водень не виділяється.

2. Розбавлена і концентрована нітратні кислоти як сильні окисники взаємодіють з металами, які у витискувальному ряді металів містяться до і після водню. Тому продукти відновлення різні.

Взаємодія нітратної кислоти з неметалами. Нітратна кислота окиснює фосфор, особливо при нагріванні (мал. 56). Він перетворюється на ортофосфатну кислоту, а сірка — на сульфатну кислоту. Сама нітратна кислота відновлюється до нітроген(II) оксиду (розбавлена) і нітроген(IV) оксиду (концентрована):



Мал. 56. Горіння фосфору в нітратній кислоті



- Складіть схеми електронного балансу, підтвердивши окиснювальні властивості нітратної кислоти.

Застосування. Нітратна кислота є одним із важливих продуктів хімічної промисловості. Вона застосовується у виробництві мінеральних добрив, бездимного пороху, вибухових речовин, лікарських препаратів, барвників, пластмас, штучних волокон, кіно- та фотоплівки. Як сильний окисник використовується у самозаймистому ракетному паливі. У металургії — для розчинення металів, очищення їх поверхні від оксидів.

! Коротко про головне

Нітратна кислота — це сильний електроліт і окисник. Для неї характерні як загальні властивості кислот, так і специфічні. Продукти окиснення нітратною кислотою металів залежать від її концентрації та їх положення у витискувальному ряді металів. При взаємодії концентрованої нітратної кислоти з неметалами завжди утворюється нітроген(IV) оксид. Вона діє на білок та інші органічні речовини. Це один із важливих продуктів хімічної промисловості.

Для допитливих. У XVII ст. Й. Глаубер запропонував метод добування летких кислот реакцією їх солей, зокрема калійної селітри KNO_3 , із концентрованою сульфатною кислотою. Завдяки цьому в хімічну практику було введено концентровану нітратну кислоту, досліджено її властивості. Метод Глаубера застосовувався до початку XX ст., а єдиною істотною модифікацією його була заміна калійної селітри на дешевшу — натрієву селітру.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - концентрована нітратна кислота може мати жовте забарвлення;
 - нітратна кислота на світлі та при нагріванні розкладається;
 - концентровану нітратну кислоту перевозять в алюмінієвих цистернах.
- Продукти взаємодії металів і неметалів з нітратною кислотою залежать від
 - концентрації кислоти;
 - активності металу чи неметалу;
 - концентрації кислоти й активності металу чи неметалу.

3. У трьох пробірках без етикеток містяться концентровані розчини сульфатної, нітратної і хлоридної кислот. Як визначити, скориставшись лише одним реактивом, яка саме кислота в кожній з пробірок?
4. Обчисліть масу нітратної кислоти, яку можна добути з калій нітрату масою 20,2 г при дії на нього надлишком сульфатної кислоти, якщо вихід нітратної кислоти становить 0,98.
- 5*. У концентровану нітратну кислоту помістили суміш міді та купрум(II) оксиду масою 64 г, в якій масова частка купрум(II) оксиду становить 40 %. Який газ виділиться внаслідок реакції? Обчисліть його об'єм.
- 6*. Газ, який одержали при взаємодії міді масою 9,52 г із розчином нітратної кислоти об'ємом 50 мл з масовою часткою HNO_3 81 % і густиною 1,45 г/см³, пропустили крізь розчин натрій гідроксиду об'ємом 150,0 мл із масовою часткою NaOH 20 % і густиною 1,22 г/см³. Обчисліть масові частки речовин, що утворилися в розчині.

§ 38. Нітрити та нітрати

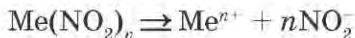
Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *характеризувати* фізичні та хімічні властивості нітритів і нітратів, їх застосування;
- ▲ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- ▲ *висловлювати* судження про вміст нітратів і нітритів у харчових продуктах.

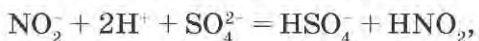
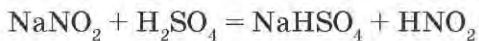
Нітрити $\text{Me}(\text{NO}_2)_n$ є похідними нітритної кислоти HNO_2 , а нітрати $\text{Me}(\text{NO}_3)_n$ — нітратної кислоти.

Нітрити. Фізичні властивості. Нітрити — кристалічні речовини йонної будови. Нітрити лужних і лужноземельних елементів добре розчиняються у воді, стійкі при нагріванні, отруйні. Нітрити лужних елементів плавляться без розкладу.

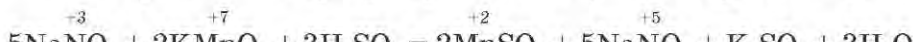
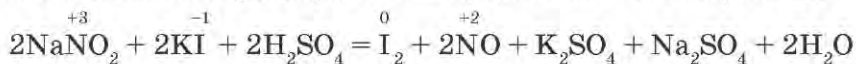
Хімічні властивості. Нітрити є сильними електролітами, тому в розчинах повністю дисоціюють на йони:



Як солі слабкої нітритної кислоти нітрити легко розкладаються сильними кислотами:



а також виявляють як окиснювальні, так і відновні властивості, оскільки ступінь окиснення Нітрогену в них — проміжний +3. Наприклад:



- Складіть схеми електронного балансу і визначте, у якій з цих реакцій NaNO_2 — окисник, а в якій — відновник.

Застосування. Нітрити застосовують у хімічній промисловості, медицині, будівництві. Так, *натрій нітрит* — у виробництві барвників, у харчовій промисловості для збереження кольору м'ясних продуктів і як консервант, для розширення кровоносних судин; *кальцій нітрит* — щоб прискорити тверднення бетону; *титан нітрит* — для покриття виробів із неіржавної сталі з метою надання їм золотистого забарвлення (мал. 57) та ін.

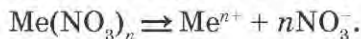


Мал. 57. Хрест і поручень із неіржавної сталі, покриті титан нітритом

Нітрати. З давніх часів ці солі називають *селітрами*. Мабуть, у магазинах для дачників вам траплялися мінеральні добрива з назвами «Натрієва, або чилійська, селітра» (натрій нітрат NaNO_3), «Калійна, або індійська, селітра» (калій нітрат KNO_3), аміачна селітра NH_4NO_3 тощо.

Фізичні властивості. Нітрати — це тверді кристалічні речовини, йонної будови, добре розчинні у воді (див. табл. розчинності). Усі вони токсичні.

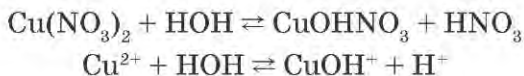
Хімічні властивості. Для нітратів характерні загальні властивості розчинів солей і специфічні — для солей у кристалічному стані. Як сильні електроліти з йонною будовою нітрати *дисоціюють*:



Саме тому для них характерні *загальні властивості* солей.

- Пригадайте загальні властивості солей (див. § 1) і складіть рівняння реакцій їх взаємодії з кислотами, лугами, розчинними у воді солями, пам'ятаючи умови, за яких реакції обміну йдуть до кінця. Складіть повні та скорочені йонні рівняння реакцій.

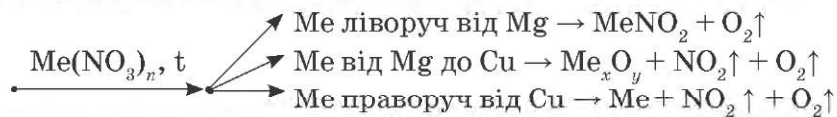
Нітрати підлягають гідролізу, якщо утворені катіоном слабкої основи та аніоном сильної кислоти. Утворюється кисле середовище, наприклад:



- Як експериментально довести, що утворилося кисле середовище?

До *специфічних властивостей* нітратів належать реакції їх розкладу при нагріванні. Продукти реакції залежать від активності металу,

Наводимо загальну схему розкладу нітратів при нагріванні, якою можна користуватися як довідковою:



- ➔ Підтвердіть загальну схему термічного розкладу нітратів прикладами конкретних рівнянь реакцій.

Застосування. Нітрати використовують у сільському господарстві як добрива, у піротехніці, для виготовлення чорного пороху, виробництва вибухових речовин. В останні роки нітрати займають основне місце у лікуванні серцево-судинних захворювань. Як консерванти для збільшення строків зберігання шинки, ковбаси та інших м'ясних продуктів використовують натрій нітрит NaNO_2 і натрій нітрат NaNO_3 .

Натрій нітрат запобігає розмноженню мікроорганізмів (бактерій, вірусів, грибів) і цим самим зберігає продукти. Багато м'ясних виробів мають рожевий колір завдяки нітрит-іонам, які утворюють комплексні сполуки з гемоглобіном крові. Проте треба запобігати надлишку нітратів, їх кількість не повинна перевищувати гранично допустимої концентрації (5 мг/кг на добу). Нітрати потрапляють у наш організм з овочами і фруктами (70 %), водою (20 %), з молочними і м'ясними продуктами (10 %). При надлишковому вмісті в овочах у шлунково-кишковому тракті нітрати можуть перейти в *нітрити*, які утворюють високотоксичні сполуки, що вражають печінку, спричиняють онкологічні хвороби тощо.

Отже, треба запобігати надлишку нітратів. Способів зменшення вмісту нітратів розроблено досить багато. Овочі і фрукти слід обов'язково ретельно мити, варити (засолювати, квасити, маринувати, виготовляти соки і пюре). У масштабах країни агрохімічна служба стежить за зберіганням мінеральних добрив на складах і додержанням норм внесення їх у ґрунт.

! Коротко про головне

Нітрати і нітрити — речовини йонної будови. Усі нітрати розчинні у воді, їх розчини — сильні електроліти. *Нітрити* в реакціях виявляють як окиснювальні, так і відновні властивості, а *нітрати* — лише окиснювальні властивості. У підвищених концентраціях нітрити і нітрати завдають шкоду організму, тому необхідно правильно їх використовувати.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чому
 - а) нітрити можуть бути й окисниками, і відновниками, а нітрати — лише окисниками;
 - б) нітрати водночас і корисні, й шкідливі речовини.

2. Гідролізу підлягають
 А ферум(III) сульфат;
 Б купрум(II) нітрат;
 В натрій нітрат.
 Підтвердіть відповідь рівняннями реакцій.
3. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень:
 $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 4*. Змішали розчин масою 10,0 г з масовою часткою аргентум нітрату 30 % із розчином калій хлориду масою 15,5 г і масовою часткою KCl 3 %. Обчисліть масу осаду, що утворився.
- 5*. Під час пропускання надлишку амоніаку крізь розчин нітратної кислоти масою 600 г з масовою часткою HNO_3 42 % добули амоній нітрат масою 300 г. Обчисліть вихід амоній нітрату.
- 6*. Прожарили суміш калій нітрату, купрум(II) нітрату та аргентум нітрату масою 45,9 г. Об'єм газів, які виділилися, дорівнює 10,08 л (н.у.). Твердий залишок обробили надлишком води, після чого його маса зменшилася на 8,5 г. Обчисліть масу купрум(II) нітрату у вихідній суміші.

§ 39. Колообіг Нітрогену в природі

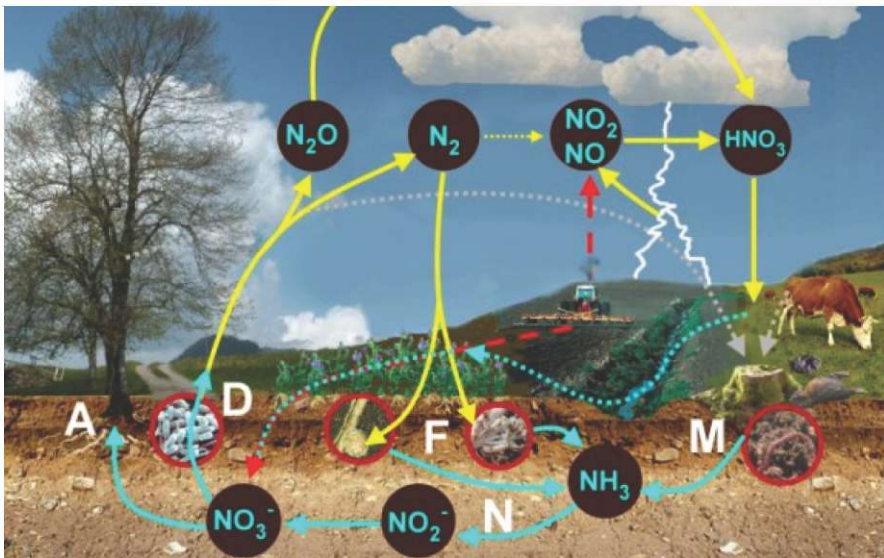
Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ пояснювати колообіг Нітрогену в природі; біологічний і небіологічний шляхи його зв'язування;
- ▲ висловлювати судження про вплив діяльності людини на колообіг Нітрогену.

Колообіг Нітрогену — важливий процес для розвитку життя на планеті Земля, звичайно, і для нас, людей. Сполуки Нітрогену відіграють вагомую роль в обміні речовин живих організмів. Багато речовин в організмі рослин, тварин і людей містять Нітроген (наприклад, білки, нуклеїнові та амінокислоти, протеїни). Вони беруть участь у хімічних процесах в атмосфері і впливають на клімат. Колообіг Нітрогену — це один із найшвидших колообігів речовин. Реалізується він переважно внаслідок життєдіяльності різних груп організмів і передусім за активної участі мікробів. Основним «депо» Нітрогену є газуватий азот N_2 атмосфери.

Зверніть увагу на те, що азот безпосередньо не засвоюється рослинами. Він переходить в амонійну або нітратну форми, які стають доступними для вищих рослин.

Користуючись мал. 58, розглянемо найважливіші стадії колообігу Нітрогену в природі. Здебільшого він складається з хімічних реакцій, що відбуваються у повітрі (переважає окиснення), та хімічних реакцій у біосфері (в рослинах і мікроорганізмах у ґрунті — окиснення або відновлення). Процес колообігу Нітрогену включає такі стадії: фіксація азоту, нітрифікація і денітрифікація, асиміляція, мінералізація.



Мал. 58. Колообіг Нітрогену: *A* — асиміляція рослинами; *F* — фіксація азоту бактеріями в симбіозі з рослинами або бактеріями ґрунту; *N* — нітрифікація; *D* — денітрифікація; *M* — мінералізація

У природі Нітроген може бути у формах, засвоєних рослинами, — нітратів або солей амонію, чи незасвоєних ними, — молекулярного азоту або нітроген(IV) оксиду. Впродовж фіксації Нітрогену або його денітрифікації відбувається обмін між обома формами (мал. 58).

Фіксація Нітрогену — це процес засвоєння рослинами сполук Нітрогену. Фіксація Нітрогену можлива багатьма бактеріями і ціанобактеріями. Вони живуть або в ґрунті, або в симбіозі з рослинами, або із декількома різновидами тварин (мал. 58, *F*).

Нітрифікація — інша стадія фіксації Нітрогену: перехід амоніаку в нітрит і нітрат завдяки нітрифікуючим бактеріям (мал. 58, *N*).

Денітрифікація — це відновлення мікроорганізмами нітратів до нітритів і далі до газуватих оксидів і молекулярного азоту. В результаті азот повертається до атмосфери і стає недоступним для більшості організмів. Денітрифікація є зворотним процесом фіксації Нітрогену (мал. 58, *D*).

Процеси асиміляції та мінералізації. Сполуки азоту, які засвоюються, можуть нагромаджуватися в ґрунті в неорганічній формі (нітрати) або міститися в живому організмі у складі органічних сполук. Асиміляція і мінералізація визначають поглинання сполук Нітрогену з ґрунту і сполучення їх у біомолекули рослин, а також здійснюють перетворення в неорганічний Нітроген після відмирання рослин. Нітрат переходить за допомоги ферментів спочатку в нітрит, а потім — в амоніак. Аміногрупа NH_2 входить до складу амінокислот (мал. 58, *A, M*).

На колообіг Нітрогену значною мірою впливає виробництво синтетичних азотних добрив, в якому зв'язують азот повітря, поетапно його перетворюють спочатку в амоніак, потім — у нітратну кислоту, необхідну для утворення нітратів. Цей процес набув великих масштабів і залучає до колообігу Нітрогену з атмосфери значну кількість азоту, приблизно $6,4 \cdot 10^7$ тонн щороку. За прогнозами, до 2020 р. обсяги промислової фіксації азоту збільшаться майже вдвічі.

Збираючи врожай, людина втручається у цей процес, порушує природну рівновагу, збіднює ґрунти Нітрогеном. Тому певні дози азотних добрив у ґрунт треба вносити регулярно.

! Коротко про головне

У природі постійно відбувається колообіг Нітрогену. Він включає такі стадії: *фіксація азоту, нітрифікація і денітрифікація, асиміляція, мінералізація*. Існує також *небіологічний шлях* зв'язування атмосферного азоту, а саме — утворення оксидів Нітрогену в атмосфері під час грозових розрядів (блискавка), роботи автомобільних або реактивних двигунів. При цьому азот перетворюється на оксиди Нітрогену, потім — на нітратну кислоту, яка в ґрунті утворює нітрати й амонійні сполуки.

? Контрольні завдання

- Поясніть
 - суть колообігу Нітрогену в природі та його значення;
 - які перетворення Нітрогену відбуваються за участю живих організмів і що це за організми;
 - як ви розумієте небіологічний шлях зв'язування атмосферного азоту;
 - які антропогенні чинники порушують колообіг Нітрогену в природі.
- Доповніть схему, що ілюструє колообіг Нітрогену в природі. Наведіть відповідні рівняння реакцій (де можливо).



- Виберіть правильне твердження. Рослини засвоюють Нітроген неорганічних сполук, які в ґрунті містяться у вигляді

А солей нітратної кислоти;	В йонів NH_4^+ і NO_3^- ;
Б амоній хлориду;	Г NH_4^+ і NO_2^- .

§ 40. Фосфор

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- характеризувати алотропні видозміни Фосфору, фізичні та хімічні властивості, поширеність у природі, добування і застосування фосфору;
- порівнювати алотропні видозміни Фосфору;
- складати рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних рівнянь реакції.

Фосфор як хімічний елемент утворює понад 10 алотропних видозмін, найважливіші з них — білий, червоний і чорний фосфор. Алотропні видозміни Фосфору мають різну будову, і тому різняться за своїми фізичними властивостями.

Фізичні властивості. Білий фосфор P_4 — біла речовина з жовтуватим відтінком (через домішки). Зовні він дуже схожий на очищений віск або парафін (мал. 59, а). Має молекулярну кристалічну ґратку, у вузлах якої містяться молекули P_4 тетраедричної будови (мал. 59, б, в). Це м'яка і легкоплавка речовина ($t_{пл} = +44,1\text{ }^\circ\text{C}$), легко ріжеться ножом.

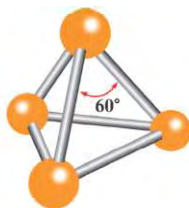
Він надзвичайно активний, поволі окиснюється киснем повітря, вже за кімнатної температури окиснення супроводжується блідо-зеленим світінням. Це явище називається *хемілюмінесценцією*. При світінні виділяється теплота, що може призвести до розплавлення фосфору і його займання. Тому білий фосфор зберігають під водою, оскільки у воді він не розчиняється, але легкокорозивний у карбон дисульфіді CS_2 та бензені.

Білий фосфор надзвичайно отруйний (викликає ураження кісток, кісткового мозку, некроз щелеп). Летальна (смертельна) доза білого фосфору для дорослої людини становить 0,05 — 0,1 г. Розчинністю в карбон дисульфіді користуються для промислового очищення його від домішок.

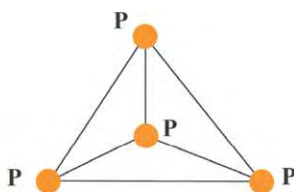
Червоний фосфор P — це більш стійка модифікація, ніж білий фосфор. Кристалічна ґратка червоного фосфору — атомна (мал. 60, б, в), тому він дуже відрізняється від білого фосфору.



а



б

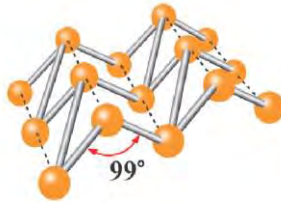


в

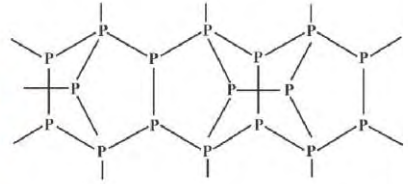
Мал. 59. Білий фосфор: а — зовнішній вигляд; б — модель;



а



б



в

Мал. 60. Червоний фосфор: а — зовнішній вигляд; б — модель; в — фрагмент кристалічної ґратки

Являє собою суміш щонайменше трьох видозмін, з яких переважає фіолетова (мал. 60, а). Без запаху, у воді та карбон дисульфіді нерозчинний, загоряється лише за $+260\text{ }^{\circ}\text{C}$. Не плавиться, оскільки ще до плавлення переходить у пару білого фосфору. Не отруйний, не леткий. Це полімер зі складною структурою.

При зберіганні на повітрі червоний фосфор поступово поглинає воду, і тому його зберігають у герметично закритих посудинах. Хімічна активність червоного фосфору значно нижча, ніж білого, що пояснюється різною будовою їх кристалічних ґраток.

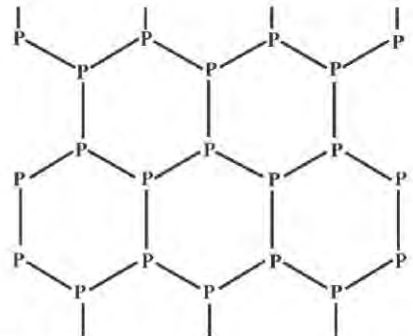
Чорний фосфор Р — найбільш стабільна і найменш активна форма Фосфору. Має атомну кристалічну ґратку (мал. 61). Речовина з металічним блиском, жирна на дотик, тому схожа на графіт; нерозчинна у воді й органічних розчинниках, є напівпровідником. Не світиться, не леткий, не отруйний.

Під тиском $8,3 \cdot 10^{10}$ Па чорний фосфор переходить у нову, більш щільну й інертну *металічну* видозміну, яка є провідником електричного струму.

«Жовтим» зазвичай називають неочищений білий фосфор. Це дуже отруйна і вогнебезпечна кристалічна речовина, із забарвленням від ясно-жовтого до темно-бурого кольору. Щоб уникнути самозаймання, жовтий фосфор зберігають і перевозять під шаром води.

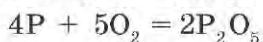
- Складіть таблицю про порівняльні властивості алотропних видозмін Фосфору.

Хімічні властивості. Нагадаємо, що Фосфор у сполуках виявляє ступені окиснення $+3$ і $+5$ та -3 . Тож у хімічних реакціях він може бути як відновником, так і окисником. Як *відновник* реагує з сильними окисниками — киснем і галогенами.

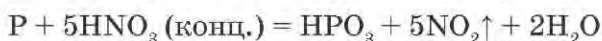
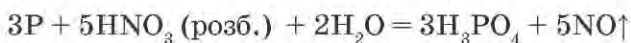


Мал. 61. Фрагмент кристалічної ґратки чорного фосфору

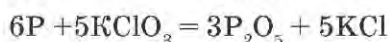
Дослід. У ложечку для спалювання кладемо трохи (на кінчику ножа) червоного фосфору, запалюємо на повітрі і вносимо в колбу з киснем. Спостерігається яскраве горіння фосфору на повітрі та в кисні:



Фосфор окиснюється складними речовинами-окисниками, наприклад розбавленою і концентрованою нітратною кислотою, бертолетовою сіллю:



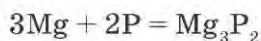
Хімічну реакцію взаємодії фосфору з бертолетовою сіллю $KClO_3$ можна спостерігати, якщо потерти сірником по боковій стінці коробки:



➔ Доведіть відновні властивості фосфору, склавши схеми електронного балансу.

Ця реакція відбувається при запалюванні сірника. Бертолетова сіль у суміші з горючим компонентом (наприклад, сіркою) міститься в головці сірника, а червоний фосфор у суміші зі скляними крихтами — на боковій стінці коробки.

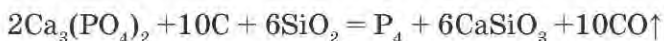
Як *окисник* фосфор взаємодіє з активними металами, при цьому він набуває ступеня окиснення -3 . Продукти реакції називаються *фосфідами*, загальна формула Me_xP_y . Наприклад, утворення магній фосфіду Mg_3P_2 :



Фосфіди — це сполуки, до складу яких входять атоми металічного елемента та Фосфору зі ступенем окиснення -3 .

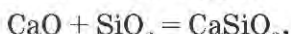
Отже, фосфор у хімічних реакціях може бути як відновником, так і окисником; більш характерними є відновні властивості.

Добування. У промисловості фосфор добувають при відновленні фосфориту вуглицем у суміші з піском за температури $1500^\circ C$:

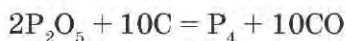


Пісок додають для того, щоб знизити температуру плавлення реакційної суміші. Це, в свою чергу, дає змогу збільшити вихід продукту. Пара білого фосфору, що утворюється, конденсується у приймачі під водою.

Пояснимо перебіг цієї реакції. Склад $Ca_3(PO_4)_2$ подамо у вигляді оксидів $3CaO \cdot P_2O_5$. Під час нагрівання відбувається взаємодія основного оксиду CaO з кислотним оксидом SiO_2 :



а P_2O_5 відновлюється вуглецем:



Застосування. Фосфор є найважливішим біогенним елементом і водночас широко застосовується у промисловості як проста речовина, засіб боротьби зі шкідниками рослин, для виготовлення сірників і лікарських препаратів, в органічному синтезі, добуванні фосфор(V) оксиду.

! Коротко про головне

Елемент Фосфор утворює декілька *алотропних видозмін* (червоний, білий, чорний фосфор тощо). Вони мають різну будову, отже, різняться своїми фізичними і хімічними властивостями.

Найбільш стабільний — чорний фосфор. У хімічних реакціях найактивнішим є *білий фосфор*, виявляючи як відновні, так і окиснювальні властивості, переважно відновні. Промислове значення має *червоний фосфор*.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - Нітроген трапляється у природі у вільному стані, а Фосфор — лише в сполуках;
 - азот — це газ, а білий і червоний фосфор — тверді речовини;
 - білий фосфор зберігають під водою, а червоний — ні.
- Доведіть, що білий і червоний фосфор — модифікації одного й того самого хімічного елемента.
- Складіть рівняння реакцій взаємодії фосфору з хлором, сіркою, магнієм. Визначте властивості фосфору в них.
- Обчисліть масу фосфору, добутого з фосфориту масою 0,2 т, масова частка кальцій ортофосфату в якому становить 85 %. Вихід фосфору 80 %.
- Обчисліть масу фосфориту, необхідного для виробництва 5 т фосфору, якщо вихід продукту становить 96 %.
- *. Атом елемента E має на п'ять електронів більше, ніж йон Натрію. Визначте елемент та електронну конфігурацію його атома. Обчисліть число атомів цього елемента в організмі підлітка масою 48 кг. Масова частка вмісту елемента E становить 0,86.

§ 41. Сполуки Фосфору

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *характеризувати* будову молекул, фізичні та хімічні властивості фосфор(V) оксиду, ортофосфатної кислоти та ортофосфатів, їх застосування;
- *складати* рівняння реакцій у повній та скороченій йонних формах;
- *пояснювати* екологічні проблеми, пов'язані з використанням ортофосфатів.

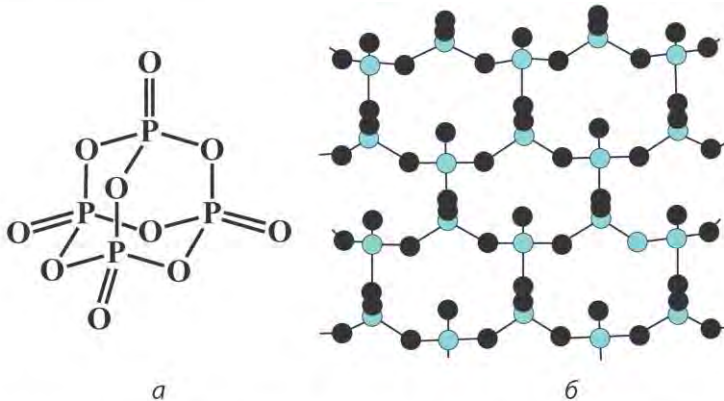
Фосфор утворює оксигеновмісні сполуки: фосфор(V) оксид P_2O_5 , ортофосфатну кислоту H_3PO_4 , ортофосфати, наприклад кальцій ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$. Вони більш стійкі, ніж сполуки Нітрогену. В оксигеновмісних сполуках Фосфор виявляє ступінь окиснення +5.

Фосфор(V) оксид P_2O_5 . Ви вже знаєте, що цей оксид утворюється у вигляді білого диму при горінні фосфору в кисні, а потім осідає на стінках посудини як білий порошок. У паровій фазі цей оксид існує у вигляді димера P_4O_{10} , молекула якого утворена чотирма тетраедрами $[PO_4]$, кожний з яких сполучений з трьома сусідніми через атом Оксигену (мал. 62, а).

Хімічні зв'язки між атомами в молекулі — ковалентні полярні, кристалічна ґратка — молекулярна. За звичайних умов більш стійкою є полімерна модифікація P_2O_5 із шаруватою будовою (мал. 62, б).

Як видно зі структурної формули і моделі, кожний атом Фосфору оточують чотири атоми Оксигену.

Фізичні властивості. Фосфор(V) оксид — біла дрібнокристалічна речовина з молекулярною кристалічною ґраткою. Сполука дуже гігроскопічна — енергійно поглинає воду з повітря. При цьому фосфор(V) оксид перетворюється на аморфну масу, тому його зберігають у герметично закритій посудині.



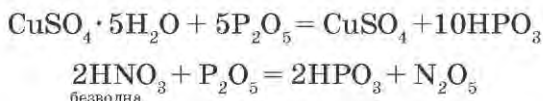
Мал. 62. Молекула P_2O_5 : а — просторова структура; б — полімерна модифікація

Хімічні властивості. Молекулярна модифікація фосфор(V) оксиду хімічно активна. Полімерна модифікація, навпаки, хімічно не активна, що характерно для більшості сполук з полімерними кристалічними ґратками.

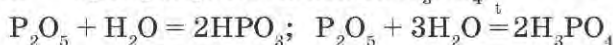
Фосфор(V) оксид — кислотний оксид з усіма характерними властивостями (див. § 1). Йому відповідає ортофосфатна кислота H_3PO_4 .

- Доведіть кислотні властивості фосфор(V) оксиду, склавши відповідні рівняння реакцій у йонних формах.

Особливість фосфор(V) оксиду полягає у його взаємодії з водою. Він здатний зв'язувати із сполук не тільки кристалізаційну, а й хімічно зв'язану воду:

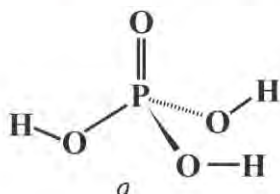


Залежно від температури реакція з водою відбувається по-різному: *без нагрівання* утворюється метафосфатна кислота HPO_3 — отруйна, а *при кип'ятінні* — ортофосфатна кислота H_3PO_4 :



Застосування. Фосфор(V) оксид широко використовують як гігроскопічну речовину, наприклад для осушування газів.

- Пригадайте, яку речовину за гігроскопічними властивостями нагадує фосфор(V) оксид.



Мал. 63. Молекула H_3PO_4 : *a* — структурна формула; *б* — модель

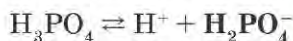
Ортофосфатна кислота H_3PO_4 . Речовина молекулярної будови. Подібно до молекули P_4O_{10} у молекулі H_3PO_4 біля атома Фосфору розміщені чотири атоми Оксигену, атоми Гідрогену безпосередньо зв'язані з атомами Оксигену (мал. 63, *a, б*). Тому при взаємодії ортофосфатної кис-

лоти з металами завжди виділяється водень.

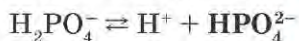
Фізичні властивості. H_3PO_4 — безбарвна, тверда кристалічна речовина; добре розчиняється у воді, не отруйна.

Хімічні властивості. Для ортофосфатної кислоти характерні як загальні властивості кислот, так і специфічні.

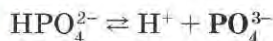
Загальні властивості. H_3PO_4 — трьохосновна кислота, тому *дисоціює* в три ступені. Це електроліт середньої сили:



Дигідрогенортофосфат-іон H_2PO_4^-



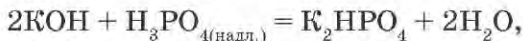
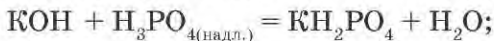
Гідрогенортофосфат-іон HPO_4^{2-}



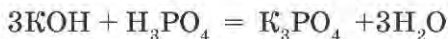
Ортофосфат-іон PO_4^{3-}

Найлегше проходить дисоціація за першим ступенем, тому в розчині є переважно йони H_2PO_4^- . Водний розчин кислоти змінює забарвлення індикаторів. Пригадайте, яких і як саме.

Зверніть увагу: якщо ортофосфатна кислота в *надлишку*, то утворюються *кислі солі* відповідно до двох видів кислотних залишків — однозаміщених (дигідрогенортофосфати) і двозаміщених (гідрогенортофосфати):



а якщо кислота *не в надлишку*, то утворюються середні солі (ортофосфати):

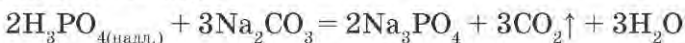


- ➔ Складіть рівняння реакцій взаємодії оксидів і гідроксидів кальцію з ортофосфатною кислотою. Виразіть рівняння у йонних формах, дайте назву солям, що утворилися.

Ортофосфатна кислота взаємодіє з розчином амоніаку, утворюючи амоній дигідрогенортофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, амоній гідрогенортофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ та амоній ортофосфат $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

- ➔ Складіть відповідні рівняння реакцій у йонних формах.

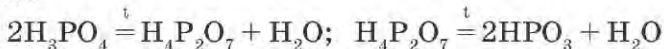
Із *солями* слабких, летких і нестійких кислот ортофосфатна кислота вступає в реакцію обміну:



Для ортофосфатної кислоти характерним є те, що вона взаємодіє зі своїми середніми солями, перетворюючи їх на дигідроген- та гідрогенортофосфати:

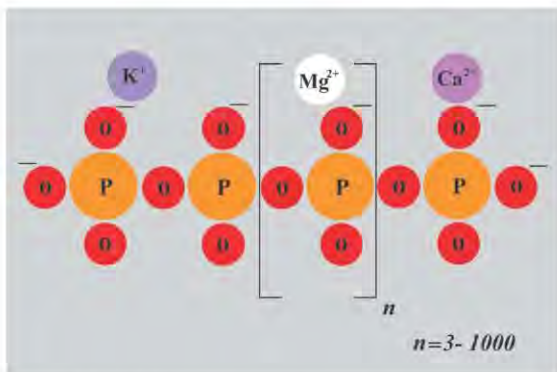


Специфічні властивості. Під час нагрівання ортофосфатна кислота поступово перетворюється на дифосфатну $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ та метафосфатну HPO_3 кислоти:



Застосування. Ортофосфатну кислоту використовують переважно для виробництва фосфатних мінеральних добрив, кормових фосфатів, для очищення металевих поверхонь і створення антикорозійного покриття. Чисту фосфатну кислоту, яку добувають із фосфор(V) оксиду, застосовують у харчовій промисловості як добавку до безалкогольних напоїв.

Ортофосфати — це солі ортофосфатної кислоти з йонною кристалічною ґраткою. Фосфат-іони PO_4^{3-} сполучаються між собою (через атом Оксигену) й утворюють полімерні ланцюги (мал. 64), які можуть містити до 10^6 атомів Фосфору. Із властивостей ортофосфатної кислоти ви дізналися, що вона утворює три види солей: дигідрогенортофосфати,

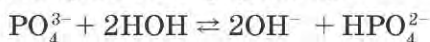


Мал. 64. Схема утворення молекули поліфосфату

Ортофосфати майже всіх металічних елементів у воді нерозчинні (виняток — ортофосфати лужних елементів і амонію), а дигідрогенортофосфати, навпаки, усі добре розчинні. Особливу групу ортофосфатів становлять поліфосфати (мал. 64).

Розчинні у воді ортофосфати виявляють загальні властивості солей. На відміну від нітратів розчинні солі ортофосфатної кислоти під-

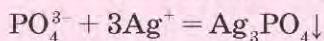
лягають частковому гідролізу як солі сильних основ і кислоти середньої сили з утворенням лужного середовища:



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА ОРТОФОСФАТ-ІОН

Налийте в пробірку 1 мл розчину натрій ортофосфату і добавляйте краплями розчин аргентум нітрату до появи осаду жовтого кольору:



→ Складіть рівняння реакції і виразіть його в повній йонній формі.

Отже, якісною реакцією на ортофосфат-іони PO_4^{3-} є реакція з розчином аргентум нітрату з утворенням жовтого осаду аргентум ортофосфату Ag_3PO_4 .

Застосування. Найважливіші галузі застосування фосфатів — виробництво фосфатних добрив, синтетичних мийних засобів, харчова промисловість.

Важливе значення мають фосфати в синтезі багатьох біологічно активних речовин, в енергетиці усіх живих організмів.

До харчових фосфатів належать натрієві та калієві солі кислот: ортофосфатної, дифосфатної $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ і метафосфатної HPO_3 . Добавки харчових фосфатів утримують вологу, гальмують процеси окиснення, разом з іншими добавками надають відповідного кольору м'ясопродуктам.

Поліфосфатні сполуки (натрій триполіфосфат) пом'якшують воду, що в результаті поліпшує властивості прального порошку. Вони також запобігають утворенню солей Кальцію та Магнію на деталях пральної машини.

Світовий потенціал фосфатів оцінюється в сотні мільярдів тонн, а України — приблизно у 2 % від загальних запасів. Найбільші в світі поклади апатитів зосереджені на Кольському півострові (Хібіни), фосфоритів — у Північній Америці, Африці, Азії. В Україні фосфати є в Рівненській, Волинській, Сумській та інших областях. Колосальні ресурси фосфатів виявлено на дні Світового океану.

! Коротко про головне

До оксигеновмісних сполук Фосфору належать фосфор(V) оксид, ортофосфатна (фосфатна) кислота, ортофосфати. Молекулярна (летка) модифікація фосфор(V) оксиду має склад P_4O_{10} . Існує також полімерна модифікація фосфор(V) оксиду.

Фосфор(V) оксид P_2O_5 — кислотний оксид з усіма характерними для цього класу речовин властивостями.

Ортофосфатна кислота H_3PO_4 — це електроліт середньої сили, дисоціює в три ступені, виявляє як загальні властивості кислот, так і специфічні. Утворює солі ортофосфати, дигідрогенортофосфати, гідрогенортофосфати. Існують також поліфосфати як солі полікислот. Вони мають біологічне і промислове значення. Якісною реакцією на ортофосфат-іони PO_4^{3-} є утворення жовтого осаду аргентум фосфату Ag_3PO_4 у реакції фосфатної кислоти або фосфатів з розчином аргентум нітрату.

Для допитливих. Фосфати є забруднювачами навколишнього середовища. Потрапляючи у водойми, вони спричиняють бурхливий розвиток водоростей, нестачу кисню і, як наслідок, — загибель риби та інших тварин через задуху. Це можна пояснити нестачею сонячного освітлення, гальмуванням у придонних рослин процесу фотосинтезу, отже, й дефіцитом кисню.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - фосфор(V) оксид використовують у лабораторії як осушувач;
 - ортофосфатна кислота утворює кислі солі.
- Поясніть, чому при дії на розчин кальцій гідроксиду надлишком фосфатної кислоти спочатку утворюється осад, а потім він зникає.
- * Поміркуйте, за якими реакціями можна здійснити такі перетворення: $P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$.
Складіть відповідні рівняння реакцій, укажіть їх тип.
- * Обчисліть масу розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою кислоти 20 %, який необхідно взяти для нейтралізації натрій гідроксиду, щоб одержати натрій гідрогенортофосфат масою 11,36 г і натрій ортофосфат масою 4,264 г.

- 5*. У розчин ортофосфатної кислоти об'ємом 25 мл і масовою часткою кислоти 10 % (густина становить $1,08 \text{ г/см}^3$) помістили фосфор(V) оксид масою 8 г. Визначте масову частку кислоти в добутому розчині.
- 6*. Обчисліть масу розчину з масовою часткою ортофосфатної кислоти 40 %, який можна добути із мінералу фосфориту масою 100 кг і масовою часткою кальцій ортофосфату 93 %.
- 7*. Обчисліть масу фосфор(V) оксиду, який утвориться при повному згорянні фосфіну PH_3 , добутого з кальцій фосфіду масою 18,2 г.
- Творче завдання.** Ознайомтеся з мийними засобами, які маєте вдома. Дослідіть їх склад на упаковці. Чи зазначені на ній фосфати? Чи можна назвати порошок пральним, якщо у ньому відсутні фосфати? Чи є такий досвід у світі? Обґрунтуйте власну думку.

§ 42. Колообіг Фосфору в природі

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ пояснювати колообіг Фосфору в природі;
- ▲ порівнювати природні колообіги Фосфору і Нітрогену.

→ Пригадайте, як відбувається колообіг Нітрогену в природі.

Атоми Фосфору, як і всіх інших елементів, беруть участь у великому природному колообігу речовин. Фосфор належить до досить поширених елементів. Він входить до складу багатьох мінералів і органічних речовин. Фосфор має винятково важливе значення в життєдіяльності рослинних і тваринних організмів.



О. Є. Ферсман
(1883 — 1945)

Російський геохімік і мінералог. Відкрив родовища апатитів, сірки, нікелю, міді.

Розробив новий спосіб добування фосфорних добрив з апатитів. Дійсний член, віцепрезидент (1926 — 1929)

Академії наук СРСР

Академік О. Є. Ферсман називав фосфор елементом життя і думки.

Сполуки Фосфору, як і сполуки Нітрогену, постійно перетворюються, включаючись у загальний колообіг речовин. Основні процеси, що характеризують колообіг Фосфору в природі, охоплюють лише літосферу та гідросферу. Загалом відбувається його переміщення з суші в поверхневі води, а згодом — у донні відкладення. У наземних екосистемах Фосфор здійснює колообіг як важлива складова цитоплазми живих організмів. У спрощеному вигляді колообіг Фосфору наведено на мал. 65.



Мал. 65. Колообіг Фосфору в природі

Суть колообігу Фосфору полягає в тому, що з родовищ на суші та відкладень на мілководдях морів він надходить до живих організмів, спочатку як живлення рослин, через них — до тварин, а потім знову повертається в мінеральний стан. Бактерії та інші мікроорганізми в колообігу Фосфору мають не таке визначальне значення, як у Нітрогену. Завершивши біохімічний цикл, він знову повертається в мінеральний світ. Фосфор, точніше його солі, звільняються при тривалому руйнуванні та вивітрюванні руди, розчиняються (нагадаємо, що ортофосфати погано розчиняються у воді, краще — в кислих розчинах, а гідроген-та дигідрогенортофосфати — добре) і поглинаються корінням рослин.

Тварини і людина одержують необхідний Фосфор з їжею. Значна частина його у вигляді екскрементів тварин, решток рослин тощо мінералізується і знову повертається в ґрунт, водойми, зрештою — на дно океану у вигляді нерозчинних ортофосфатних осадових порід. Частина Фосфору повертається з океану на сушу за рахунок рибальства та у вигляді гуано (посліду) — збагаченої Фосфором органічної маси екскрементів птахів, які живляться рибою (пелікани, баклани та ін.).

Цикл колообігу Фосфору в природі не замкнений, тому людина повинна постійно поповнювати його запаси в ґрунті, додаючи ортофосфатні добрива. Втручання людини у природний колообіг Фосфору полягає у:

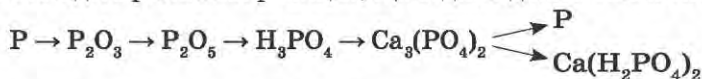
- зростанні видобутку ортофосфатних руд для виробництва мінеральних добрив та інших продуктів;
- внесенні ортофосфатних добрив у ґрунт для вирощування сільськогосподарських рослин, що не завжди є раціональним і контрольованим;

! Коротко про головне

Фосфор бере участь у великому природному колообігу речовин. Без Фосфору немає життя. Рослини нагромаджують Фосфор і забезпечують ним тварин. Основні процеси, що характеризують колообіг Фосфору в природі, порівняно з Нітрогеном охоплюють лише літосферу і гідросферу. Суть колообігу Фосфору полягає в тому, що з фосфатних родовищ на суші та мілководних морських відкладень він надходить до живих організмів спочатку як живлення для рослин, через них — до тварин, а далі, пройшовши біохімічний цикл, повертається у мінеральний стан. Однак циклічно колообіг Фосфору в природі не замкнений, і людина змушена поповнювати його запаси в ґрунті.

? Контрольні завдання

1. Схарактеризуйте суть колообігу Фосфору в природі і поясніть роль людини в ньому.
2. Поміркуйте, чим різняться колообіги Фосфору і Нітрогену. Який колообіг легше зруйнувати і до чого це може призвести?
3. Поясніть, як нерозчинні форми фосфатних сполук перевести в розчинні. Наведіть рівняння реакцій. Яку роль ці процеси відіграють у колообігу Фосфору?
4. Збагачений хібінський апатит, до складу якого входить кальцій ортофосфат, містить фосфор(V) оксид з масовою часткою 40 %. Обчисліть масу ортофосфатної кислоти, яку можна добути з такого апатиту масою 1 т.
- 5*. Масова частка металічних елементів у суміші магній ортофосфату, натрій фосфату і цинк ортофосфату становить 45,56 %. Обчисліть масову частку Фосфору в суміші.
- 6*. Складіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі перетворень:



Для реакцій у розчинах електролітів хімічні рівняння виразіть у йонних формах, для окисно-відновних реакцій складіть схеми електронного балансу.

§ 43. Азотні та фосфорні мінеральні добрива

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ характеризувати азотні та фосфорні мінеральні добрива;
- ♦ оцінювати значення азотних і фосфорних добрив для підвищення врожайності сільськогосподарських культур.

Під час вивчення сполук Нітрогену і Фосфору зазначалося, що деякі нітрати, амонійні солі і фосфати використовуються як добрива.

Завдяки сучасним методам аналізу встановлено, що рослини засвоюють з ґрунту понад 60 хімічних елементів періодичної системи. Три найважливіші з них — Нітроген, Фосфор і Калій (NPK) — необхідні рослинам у великих кількостях. Засвоюючи поживні речовини, рослини безповоротно *виносять* значну їх кількість з ґрунту разом з урожаєм основної продукції.

Добрива вносять у ґрунт для поповнення запасу поживних елементів у ньому. Вони повинні відповідати таким вимогам: мати належну концентрацію і відповідний комплекс поживних елементів, добру розчинність. Бажано, щоб добрива були гранульовані. Однак надлишок мінеральних добрив, наприклад нітратів, може призвести до нагромадження їх в органах рослин. Продукти, які виробляють з цих рослин, стають непридатними для споживання. Мінеральні добрива класифікують залежно від наявності в речовині Нітрогену, Фосфору або Калію, а також сукупності цих елементів (табл. 11).

Таблиця 11

Класифікація мінеральних добрив

Мінеральні добрива

(у дужках — масова частка поживних елементів у % від 1 моль добрива)

Калійні (K_2O)	Фосфорні (P_2O_5)	Азотні (N)
Калій хлорид KCl (52 — 60)	Простий суперфосфат $CaSO_4 \cdot 2H_2O + Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ (14 — 21)	Натрієва селітра $NaNO_3$ (15,0 — 16,5)
Калій сульфат K_2SO_4 (45 — 52)	Подвійний суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ (42 — 48) Преципітат $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ (33 — 40)	Амонійна селітра NH_4NO_3 (34 — 35)
		Сечовина $(NH_2)_2CO$ (46,0 — 46,3)
		Амоній сульфат $(NH_4)_2SO_4$ (20,5 — 21,2)
Комбіновані добрива (азотно-фосфатні)		
Амофоска $(NH_4)_2HPO_4$ з домішками $NH_4H_2PO_4 + KCl$ N (12 — 16), P_2O_5 (12 — 16), K_2O (12 — 16)		
Нітрофоска $CaHPO_4 \cdot (NH_4)_2HPO_4 + NH_4NO_3 + KCl$ N (12,3 — 17,5), P_2O_5 (6,8 — 18,7), K_2O (13,0 — 18,9)		

Азотні добрива. Нестача Нітрогену призводить до порушення нормального перебігу життєвих процесів. Особливо це позначається на рості рослин. У результаті азотного живлення рослини розвивають міцну вегетативну масу, в них збільшується вміст білку, зростає врожайність.

Регулюючи азотне живлення рослин, можна впливати не лише на абсолютні показники врожайності, а й на якість і структуру. Навпаки, при зниженні азотного живлення зменшується вміст нітрогенних речовин у рослинах. Зазвичай азотне живлення рослин регулюють застосуванням різних мінеральних азотних добрив (табл. 11, мал. 66). Крім твердих азотних добрив використовують також рідкі, наприклад амі-



а



б



в

Мал. 66. Азотні добрива: а — селітра; б — амоній сульфат; в — карбамід (сечовина)

Фосфорні добрива. У рослинах Фосфор забезпечує нормальний перебіг багатьох найважливіших процесів. У разі його нестачі порушується синтез вуглеводів (наприклад, зменшуються вміст крохмалю в картоплі та цукристість цукрових буряків), уповільнюється розвиток рослин, погіршується якість урожаю.

Приклади фосфорних добрив див. на мал. 67 і в табл. 12 (с. 186).



а



б



в

Мал. 67. Фосфорні добрива: а — суперфосфат гранульований; б — суперфосфат простий і подвійний; в — фосфоритне борошно

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ОЗНАЙОМЛЕННЯ ЗІ ЗРАЗКАМИ АЗОТНИХ І ФОСФОРНИХ ДОБРИВ

Опишіть зовнішній вигляд виданих вам добрив. Дослідіть їх розчинність у воді і порівняйте. Для цього насипте у пробірки приблизно по чверті чайної ложки кожного добрива, долийте на третину пробірки води і перемішайте. Що спостерігаєте? Візьміть пучку кожного з добрив і посипте його на полум'я спиртівки. Результати спостережень запишіть до таблиці:

Добриво	Хімічна формула	Зовнішній вигляд	Розчинність у воді	Забарвлення полум'я

Фосфорні добрива добувають із фосфоритів і апатитів, які містять Фосфор у вигляді кальцій ортофосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Кальцій ортофосфат важкорозчинний, отже, погано засвоюється рослинами. Тому його у вигляді фосфоритного борошна застосовують лише на кислих ґрунтах. Для одержання добрив, що легко засвоюються, фосфорити й апатити хімічно обробляють і переводять їх у кислі солі. Суперфосфат гранулюють, бо у вигляді гранул він менше злежується і не пригнічує життєдіяльності ґрунтових мікроорганізмів.

Цінним добривом є *нітрофоска*, оскільки містить усі три поживні елементи (Нітроген, Фосфор і Калій).

Доступність Фосфору залежить також від біологічних особливостей самих рослин, кислотності ґрунтів тощо. Таку взаємодію досліджував Д. М. Прянишников.

Зазначимо, ще Д. І. Менделєєв передбачав майбутнє фосфорних добрив: «Ера фосфорних добрив ще настане». Саме з його працями пов'язаний розвиток агрохімічної науки. Вчений досліджував роль вапнування ґрунтів, був ініціатором вивчення в ґрунтових умовах ефективності кісткового борошна, що містить $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, і суперфосфату.

Комбіновані добрива. Ці добрива містять кілька (2—3 і більше) елементів живлення рослин (приклади див. у табл. 11). Важливими у цій групі добрив є нітрофоски з вмістом Нітрогену, Фосфору і Калію. Порівняно з простими вони мають істотні переваги. Зокрема, у них менше баласту, тому застосовувати їх економічно вигідно, а елементи живлення легко засвоюються рослинами. За рахунок внесення мінеральних



Д. М. Прянишников
(1865 — 1948)

Видатний російський учений, академік, спеціаліст у галузі агрохімії, фізіології рослин і рослинництва. Розробив теорію нітратного живлення рослин (1916), називав амоніак альфою й омегою в живленні рослин. Запропонував фізіологічну характеристику калійних добрив



П. А. Власюк
(1905 — 1980)

Відомий український учений, академік, спеціаліст у галузі агрохімії, фізіології рослин, ґрунтознавства. Вперше розробив органо-мінеральну систему добрив рослин у сівозмінах, яка сприяла значній економії добрив і підвищенню продуктивності рослинництва в Україні

добрив урожайність зростає на 30 — 40 %. Під час внесення мінеральних добрив важливо дотримуватися відповідних норм, пам'ятати про екологічну культуру їх використання.

В Україні дослідження з питань агрохімії, фізіології рослин і ґрунтознавства пов'язані з працями П. А. Власюка.

Поживну цінність добрив умовно виражають через масову частку в них Нітрогену N, фосфор(V) оксиду P_2O_5 і калій оксиду K_2O . При визначенні масової частки P_2O_5 і K_2O враховують, що в самих добривах цих оксидів як самостійних сполук немає. Вони виокремлюються умовно, а тому розрахунки за ними мають умовний, однак важливий характер. Для визначення поживності добрив розроблено відповідні стандарти. Стандартними є фосфорне добриво, в якому масова частка P_2O_5 становить 18,9 %, і калійне — з масовою часткою K_2O 41,6 %.

Наведемо приклади визначення поживної цінності мінеральних добрив. Цей показник обчислюють так само, як масову частку елемента у сполучі за формулою: $W = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$.

- **Приклад.** Обчислити масову частку K_2O у калій хлориді.

Дано:

KCl

$W(K_2O)$ — ?

Розв'язання

$$M_r(KCl) = 74,5; \quad M_r(K_2O) = 94.$$

Оскільки в складі KCl є один атом Калію, а в K_2O — два атоми Калію, то відносну молекулярну масу KCl треба подвоїти:

$$W(K_2O) = \frac{M_r(K_2O) \cdot 100\%}{2M_r(KCl)} = \frac{94 \cdot 100\%}{2 \cdot 74,5} = 63,1\%$$

Відповідь. 63,1 %.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, за якими ознаками класифікують мінеральні добрива.
2. Поясніть, яку форму Нітрогену — нітратну NO_3^- чи амонійну NH_4^+ — за своєю рослини.
3. Установіть відповідність між формулами і назвами мінеральних добрив.

Формула

Назва

1. $Ca(H_2PO_4)_2$

А Фосфоритне борошно

2. NH_4NO_3

Б Преципітат

3. $Ca_3(PO_4)_2$

В Подвійний суперфосфат

4. $NH_4H_2PO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$

Г Амонійна селітра

5. $CaHPO_4 \cdot H_2O$

Г Амофос

4. Ви, звісно, бачили напис на упаковці «Овочі без нітратів». А як у цьому переконатися?

5. Обчисліть, яку масу амоній сульфату потрібно взяти, щоб внести у ґрунт Нітроген масою 0,5 т на площу 1 га.
6. Обчисліть масову частку $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ у зразку суперфосфату, якщо в ньому масова частка фосфор(V) оксиду становить 20 %.

Творче завдання. Складіть розповідь про використання мінеральних добрив на своїй присадибній ділянці.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 8

ВИЗНАЧЕННЯ МІНЕРАЛЬНИХ ДОБРИВ

Завдання. Визначити, які мінеральні добрива містяться у пакетах під номерами:

■ *Варіант I.* Амоній сульфат, суперфосфат, калійна селітра.

■ *Варіант II.* Натрієва селітра, амоній хлорид, суперфосфат.

Під час виконання роботи скористайтеся табл. 12 «Визначення мінеральних добрив».

1. Складіть спочатку план розв'язування завдання у вигляді таблиці:

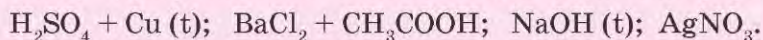
№	Реагенти (формули, назви)	Формули мінеральних добрив (за текстом завдання)

2. Складіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

3. Виконайте експеримент згідно з назвами колонок таблиці. Результати запишіть у таблицю:

№	Зовнішній вигляд	Розчинність у воді	Дія реактивів	Колір полум'я	Формула	Назва

У колонку «Дія реактивів» запишіть відповідно такі формули:



4. Оформіть відповідь: у пакеті № 1 _____; № 2 _____.

Визначення мінеральних добрив

Добриво	Зовнішній вигляд	Розчинність у воді	Взаємодія твердого добрива з $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$	Взаємодія розчиненого добрива	
				BaCl_2 та CH_3COOH	NaOH
Амонійна селітра	Біла, дрібнокристалічна речовина	Добра	Виділяється бурий газ	—	Виділяється амоніак
Натрієва селітра	Великі безбарвні кристали	Добра	Виділяється бурий газ	Невелике помутніння (від домішок)	—
Калійна селітра	Дрібні світло-сірі кристали	Добра	Виділяється бурий газ	—	—
Амоній сульфат	Великі безбарвні кристали	Добра	Бурий газ не виділяється	Білий осад, нерозчинний в оцетатній кислоті	Виділяється амоніак
Амоній хлорид	Біла кристалічна речовина	Добра	Бурий газ не виділяється	—	Виділяється амоніак
Супер-фосфат	Світло-сірий порошок або гранули	Погана	—	Білий осад, частково розчинний в оцетатній кислоті	—



ПРАКТИЧНА РОБОТА 9

**РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ
«СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ ТА ФОСФОРУ»****■ Варіант I (середній рівень)**

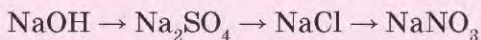
1. Доведіть якісний склад амоній хлориду. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах.
2. Визначте за характерними реакціями, в якій з пронумерованих пробірок містяться розчини сульфатної та фосфатної кислот. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах. Поясніть результати своїх спостережень.

■ Варіант II (достатній рівень)

1. Доведіть якісний склад амоній сульфату та амоній фосфату. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах.
2. Визначте за характерними реакціями, в якій з пронумерованих пробірок містяться розчини натрій хлориду, натрій фосфату і купрум(II) нітрату. Поясніть результати своїх спостережень. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах.
3. Добудьте кальцій фосфат трьома різними способами. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах і зазначте умови їх перебігу. Поясніть результати своїх спостережень.

■ Варіант III (високий рівень)

1. Доведіть якісний склад амоній нітрату, фосфатної кислоти і натрій фосфату. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах.
2. Визначте на основі характерних реакцій, в якому з пронумерованих пакетів міститься сіль: калій нітрат, натрій нітрат, амоній сульфат, калій хлорид. Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах. Виконайте експеримент і поясніть результати своїх спостережень.
3. Проведіть реакції, за якими можна здійснити такі перетворення:



Складіть рівняння виконаних реакцій у повній і скороченій йонних формах. Зазначте умови їх перебігу і поясніть результати своїх спостережень.

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ IVA ГРУПИ

До IVA групи періодичної системи належать Карбон С, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn і Плюмбум Pb.

Карбон у вигляді сажі, кам'яного і деревного вугілля відомий з глибокої давнини. Назва Карбону походить від лат. *carbo* — вугілля.



Й. Берцеліус
(1779 — 1848)



Д. І. Менделєєв і К. Вінклер
(1894 р., Німеччина)

Силіцій (від лат. *silex* — кремінь, тобто камінь, що під час удару викресає іскру) відкрив шведський хімік Й. Берцеліус (1825).

Германій, передбачений Д. Менделєєвим (1871), відкрив німецький учений К. Вінклер і назвав на честь Німеччини (1886).

Олово і свинець — прості речовини елементів Стануму і Плюмбуму — разом із золотом, сріблом, міддю, залізом і ртуттю входять до числа семи металів, відомих людині з давніх-давен.

§ 44. Загальна характеристика

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *характеризувати і порівнювати* хімічні елементи IVA групи за місцем у періодичній системі та електронною будовою атомів, їх поширеність у природі;
- *пояснювати* біологічну роль Карбону та Силіцію.

Електронна будова і властивості атомів. Хімічні елементи IVA групи є *p*-елементами. Вони мають на *p*-підрівні зовнішнього рівня два неспарених електрони та вільну *p*-орбіталь, на яку під час збудження атома може переходити розпарований електрон *s*-підрівня. Тому їх валентність становить IV, а ступені окиснення $-4, 0, +2, +4$.

Зі зростанням атомного номера елементів цієї групи відбувається закономірне збільшення розмірів їх атомів, зменшення електронегативності і, як наслідок, послаблення неметалічних і посилення мета-

металічним елементом, у Силіцію і Германію з'являються металічні ознаки, а Станум і Плюмбум — метали. У даному розділі докладніше ознайомимося лише з Карбоном і Силіцієм та їх сполуками.

Таблиця 13

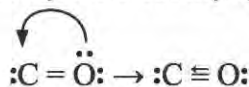
Загальна характеристика хімічних елементів IVA групи

Хімічний елемент	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Неметалічні властивості
Карбон С	2	6	12	0,077	2,50	$2s^2 2p^2$	II, III, IV	+4, +2, 0, -4	Послаблюється ↓
Силіцій Si	3	14	28	0,135	1,74	$3s^2 3p^2$	II, IV	+4, +2, 0, -4	
Германій Ge	4	32	73	0,139	2,02	$4s^2 4p^2$	II, IV	+4, +2	
Станум Sn	5	50	119	0,158	1,72	$5s^2 5p^2$	II, IV	+4, +2	
Плюмбум Pb	6	82	207	0,175	1,55	$6s^2 6p^2$	II, IV	+4, +2	

Як елементи IVA групи Карбон і Силіцій мають на зовнішньому енергетичному рівні незбудженого атома чотири валентних електрони та одну вільну орбіталь і належать до *p*-елементів. Конфігурація їх валентних електронів в основному стані $ns^2 np^2$:



Завдяки двом неспареним електронам їх атоми можуть утворювати два ковалентні зв'язки і виявляти валентність II (CS, SiO). Але Карбон, на відміну від Силіцію, в деяких сполуках здатний утворювати третій ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, надавши парі електронів атома Оксигену у молекулі CO вільну орбіталь атома Карбону:



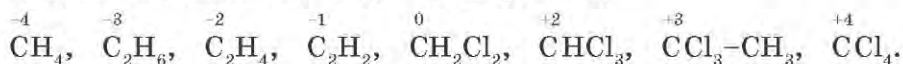
Отже, за кількістю утворених зв'язків Карбон у CO тривалентний, а Силіцій у SiO — двовалентний. Ступінь окиснення обох елементів у цих оксидах однакова й дорівнює +2.

При переході атомів у збуджений стан число неспарених електронів збільшується до чотирьох:



Це зумовлює здатність Карбону і Силіцію утворювати чотири ковалентні зв'язки і виявляти вищу валентність IV і ступені окиснення +4 з електронегативнішими елементами (CO_2 , SiO_2) та -4 з елементами,

Збуджений стан атомів і валентність IV для Карбону та Силіцію є найхарактернішими. В органічних сполуках ступінь окиснення Карбону може змінюватися від -4 до $+4$, наприклад:



Унікальною особливістю Карбону є здатність його атомів сполучатися один з одним й утворювати карбонові ланцюги різних типів: лінійні, розгалужені, циклічні. Саме цією властивістю пояснюється виняткова роль Карбону в існуванні життя на Землі.

Вищі оксиди Карбону і Силіцію типу EO_2 є кислотними, відповідні їм гідроксиди H_2EO_3 — кислоти. Летка сполука Карбону з Гідрогеном — метан CH_4 є стійкою органічною сполукою. Силан SiH_4 — малостійкий і самозаймається на повітрі. Метан і силан, на відміну від подібних сполук елементів VIIA — VA груп, не виявляють ані кислотних, ані основних властивостей. Це пояснюється низькою полярністю зв'язків C—H і Si—H унаслідок близьких за значенням електронегативностей атомів Карбону, Силіцію і Гідрогену.

Отже, Карбон і Силіцій є неметалічними елементами, але порівняно з неметалічними елементами VIIA — VA груп виявляють ознаки неметалічності меншою мірою.

Поширеність у природі. Карбон є поширеним у природі елементом і трапляється у вигляді простих речовин (графіт, алмаз, вугілля) і неорганічних та органічних сполук. Вуглець — головна складова кам'яного і бурого вугілля, торфу.

В Україні є значні поклади бурого вугілля (Дніпропетровський вугільний басейн), кам'яного вугілля й антрациту (Донецький і Криворізький вугільні басейни).

Основу мінералів становлять карбонати: кальцит CaCO_3 (вапняк, мрамур, крейда), магнезит MgCO_3 , доломіт $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, поташ K_2CO_3 , малахіт $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (мал. 68). З карбонатів Кальцію і Магнію складаються корали, перли й панцири найпростіших. У повітрі в невеликій кількості є вуглекислий газ (0,03 % за об'ємом), у природній воді розчинені кислі солі — гідрогенкарбонати Кальцію та Магнію.

Силіцій за поширенням у земній корі (атомна частка 28 %) посідає друге місце після Оксигену й трапляється лише в літосфері Землі у вигляді силіцій(IV) оксиду SiO_2 і силікатів. На їх частку припадає понад 3/4 маси планети. Кристалічний SiO_2 (кварц) є основою складовою гранітів, пісковиків, морського піску, а також утворює різноманітні мінерали: гірський криштал, агат, аметист, онікс, халцедон, яшма, опал тощо (мал. 69, 1 — 7).

Силікати, переважно Калію, Натрію, Кальцію, Магнію, Алюмінію, є основою гірських порід, що складаються з різноманітних мінералів: польового шпату ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), глини ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), слюди (силікати Калію, Алюмінію, Магнію), тальку ($3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), азбесту («гірський льон» $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) та ін. (мал. 69, 8 — 10).



а



б



в



г



д

Мал. 68. Природні сполуки Карбону:

- а — мармур;
- б — магнезит;
- в — доломіт;
- г — поташ;
- д — малахіт



1



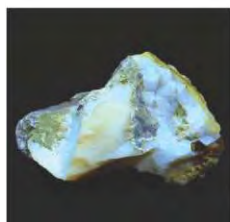
2



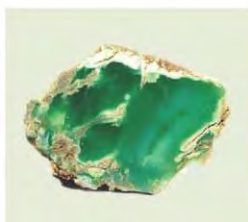
3



4



5



6



7



8



Мал. 69. Мінерали SiO_2 : 1 — агат; 2 — аметист; 3 — кварц; 4 — гірський криштал; 5 — опал; 6 — халцедон; 7 — яшма.

Мінерали силікатів:

- 8 — азбест; 9 — слюда; 10 — топаз

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ОЗНАЙОМЛЕННЯ ЗІ ЗРАЗКАМИ МІНЕРАЛІВ

Розгляньте видані вам зразки природних мінералів Карбону та Силіцію. Зверніть увагу на зовнішній вигляд. Перевірте їх твердість. Спостереження запишіть у таблицю.

Біологічна роль. *Карбон* — життєво важливий макроелемент організму людини, вміст якого досягає 21 % (15 кг на 70 кг маси тіла) і становить 2/3 маси м'язів і 1/3 маси кісткової тканини, входить до складу білків, нуклеїнових кислот, жирів, вуглеводів, ферментів, вітамінів, гормонів та мінеральних солей. Потрапляє в організм людини разом з питною водою (у вигляді гідрогенкарбонат-іонів HCO_3^-) і харчовими продуктами. Антропогенними джерелами надходження Карбону в довкілля є *аерозолі* (суміші газів та частинок твердих речовин), що містять крім *сажі* (дрібні частинки вугілля) чадний і вуглекислий гази. Через органи дихання сажа потрапляє в організм людини і спричиняє хвороби верхніх дихальних шляхів, які можуть спровокувати захворювання на туберкульоз, онкологічні та ін. У разі постійного контакту шкіри людини із сажею можливий розвиток шкірних хвороб. Найчастіше вони виникають у шахтарів, робітників коксохімічних виробництв та цукрових заводів.

Силіцій належить до мікроелементів організму людини (2,1 г на 70 кг маси тіла людини) і міститься в крові, лімфатичних вузлах, кришталику ока, м'язах плунка, підшлунковій залозі, кістковій тканині, зубах. Додаткове надходження Силіцію з їжею становить 3,5 мг, а з повітрям — близько 15 мг. Водночас деякі його сполуки згубно діють на організм людини. Найнебезпечнішим є азбест, який спричиняє захворювання шкіри, легень (азбестоз). Нагромадження в організмі людини пилу кремнезему SiO_2 викликає захворювання на силікоз (ураження дихальних органів), а також утворення каменів у нирках, підшлунковій залозі.

! Коротко про головне

До IVA групи хімічних елементів належать Карбон C, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn і Плюмбум Pb. Карбон — типовий неметал, Германій, Станум і Плюмбум — метали і виявляють металічні властивості. Конфігурація валентних електронів ns^2np^2 . Характерна валентність Карбону і Силіцію в сполуках IV, найвища ступінь окиснення +4, найнижча -4.

Карбон — це основа всього живого на Землі, трапляється як у вигляді простих, так і складних органічних та неорганічних речовин. *Силіцій* є основою літосфери Землі, за поширенням посідає друге місце після Оксигену. У природі трапляється лише у вигляді силіцій(IV) оксиду і силікатів.

Карбон — життєво важливий макроелемент, а Силіцій — мікроелемент організму людини

? Контрольні завдання

- Елемент, який має а) найбільший радіус атома; б) найбільше значення електронегативності; в) найбільше розповсюдження у літосфері; г) передбачений Д. І. Менделєєвим, — це
А Силіцій; В Плюмбум; Г Карбон.
Б Германій; Г Станум;
- Конфігурація валентних електронів атомів елементів IVA групи в основному стані
А ns^2np^6 ; Б ns^2np^2 ; В ns^2np^3 ; Г ns^2np^4 .
- Визначте ступені окиснення Карбону і Силіцію в сполуках:
 SiH_4 ; Mg_2Si ; SiF_4 ; Na_2CO_3 ; CH_4 ; C_2H_6 .
- Обчисліть вміст Карбону і Силіцію у власному організмі, скориставшись даними в параграфі про їх вміст в організмі людини.
- Вміст сажі (вуглець) у відпрацьованих газах автотранспорту становить близько $0,04 \text{ г/м}^3$. Їх вдихання призводить до захворювання верхніх дихальних шляхів і легенів. Обчисліть кількість атомів Карбону, що потрапляють в організм пасажирів, які «пропустили» крізь свої легені 200 л забрудненого сажею повітря.
- До складу азбесту входить сіль магній метасилікат, яка викликає азбестоз легень. Визначте формулу сполуки, в якій співвідношення маси Магнію, Силіцію та Оксигену становить відповідно 6 : 7 : 12.
Теми проектів. Легенди світу мінералів. Камені-покровителі. Культурна цінність мінералів Карбону та Силіцію.

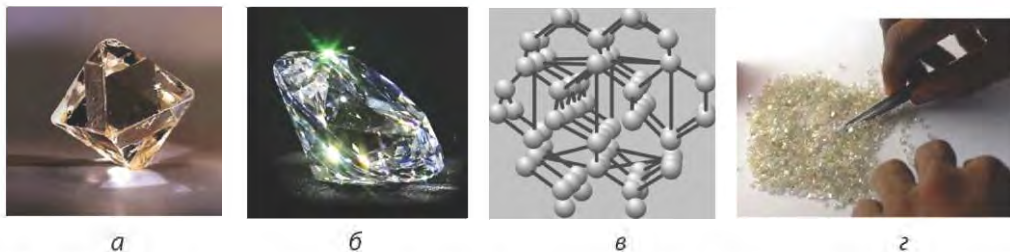
§ 45. Прості речовини Карбону. Адсорбція

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати і порівнювати алотропні видозміни Карбону та вуглецеві матеріали, їх застосування;
- пояснювати суть адсорбції, оцінювати її практичне значення.

Алотропія Карбону. Карбон — єдиний елемент IVA групи періодичної системи, що трапляється у природі у вигляді кількох простих речовин — *алотропів*, загальна хімічна назва яких — вуглець, а власні назви — *алмаз*, *графіт*, *карбін*, *фулерен* тощо. Ці прості речовини є різними формами існування одного і того самого хімічного елемента Карбону, що різняться між собою структурою кристалів.

Алмаз (від грец. *adamas* — непохитний, твердий) — кристалічна тугоплавка речовина ($t_{\text{пл}} = 4000 \text{ }^\circ\text{C}$ за тиску 100 атм), крихка, але найтвердіша серед природних речовин (мал. 70, а). За шкалою твердості алмаз оцінюється найвищим балом — 10, у 1000 разів твердіший за кварц SiO_2 . Практично не проводить електричний струм, тобто є діелектриком. Кристали переважно безбарвні, прозорі. Шліфовані та



Мал. 70. Алмаз: *а* — кристал; *б* — діамант; *в* — кристалічна ґратка; *г* — штучні кристали

огранені кристали алмазу — діаманти — це коштовні ювелірні прикраси (мал. 70, *б*).

Унікальні властивості алмазу зумовлені його будовою. Він має атомну кристалічну ґратку, в якій атоми Карбону розміщені на однаковій відстані один від одного у вершинах тетраедра і сполучені між собою міцними ковалентними зв'язками (мал. 70, *в*).

У природі алмази трапляються рідко. У вигляді гігантських «трубок» вони містяться в деяких вулканічних породах. Найбільші родовища алмазів у Південній Африці, Південній Америці (Бразилія) та Росії. Щорічний світовий видобуток їх становить близько 300 кг. Останнім часом алмази почали добувати штучно з графіту за дуже високих температур і тисків. Як правило, утворюються дрібні кристали масою до 0,2 г (мал. 70, *г*). Їх застосовують для виготовлення різального інструменту, як опору для підшипників, а також у вимірювальних приладах.

Завдяки своїй надзвичайній твердості алмази широко застосовуються в бурильних установках, для обробки твердих металів та їх сплавів, у ювелірній справі.

Алмази відомі з давнини. Їх масу ще за часів Римської імперії вимірювали каратами (1 карат = 0,2 г). Карат — це точна маса насіння ріжкового дерева, що росте в Аравійській пустелі. Маса його насіння завжди постійна, тому ювеліри застосовували їх як міру для визначення маси дорогоцінного каміння.

Найбільший і найвідоміший серед алмазів — алмаз «Куллінан», який знайшли у 1905 р. у Південній Африці. До огранювання його маса була 3106 каратів, тобто 621,2 г. Під час обробки алмаз розкололи і виготовили 105 діамантів. Найбільший серед них назвали «Зірка Африки». Він має форму краплі, 74 грані й масу 530 каратів. Нині зберігається в лондонському Тауері (мал. 71).



Мал. 71. «Зірка Африки» у скіпетрі англійських королів

Графіт — це кристалічна тугоплавка речовина ($t_{\text{пл}} = 3800\text{ }^{\circ}\text{C}$), жирна на дотик, сірого або чорного кольору з металічним блиском

(мал. 72, а). На противагу алмазу графіт м'який: за твердістю поступається навіть паперу. На відміну від більшості неметалів графіт є провідником електричного струму.

За великого збільшення можна побачити, що графіт складається з окремих лусочок. Якщо провести графітовим олівцем по паперу, то частина лусочок залишається на ньому, утворюючи слід. Тому слово «графіт» і походить від грец. *графо* — пишу. На відміну від алмазу графіт має шарувату структуру атомної ґратки: атоми Карбону розміщуються шарами, відстань між якими значно більша, ніж між атомами в одному шарі (мал. 72, б). Електрони, що зв'язують шари, утворюють єдину електронну хмару, як це відбувається в металах. Саме цим пояснюються електропровідність графіту, його металічний блиск.

Якісний склад графіту й алмазу однаковий: при спалюванні обох речовин утворюється тільки вуглекислий газ CO_2 . За стандартних умов найбільш стійкою формою вуглецю є графіт. За певних умов алмаз перетворюється на графіт, а графіт — на алмаз.

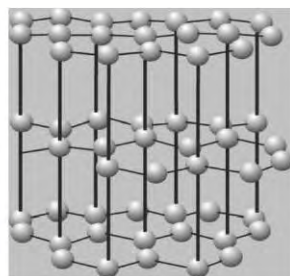
Графіт трапляється у природі частіше, ніж алмаз. У великих кількостях його добувають штучно — нагріванням коксу або антрациту в спеціальних електричних печах за температури майже $3000\text{ }^\circ\text{C}$ і підвищеного тиску без доступу повітря. Штучний графіт має високу чистоту і м'якість.

Графіт застосовується для виготовлення електродів, грифелів для олівців, у подрібненому стані його добавляють до складу фарб, у суміші з мінеральною олією використовують як мастило для машин. Завдяки високій жаротривкості з нього виготовляють тиглі, ливарні форми, а здатність графіту сповільнювати і поглинати нейтрони застосовується в атомних реакторах.

Карбін за своїми властивостями подібний до графіту й іноді трапляється в ньому у вигляді прожилків. На відміну від алмазу і графіту карбін складається з довгих ланцюгів атомів Карбону, сполучених між собою подвійними (=C=C=C=C=) або одинарними і потрійними зв'язками ($\text{—C}\equiv\text{C—C}\equiv\text{C—C}\equiv\text{C—}$). Це чорний дрібнокристалічний порошок, напівпровідник. Під дією світла його електропровідність зростає, тому карбін застосовують у фотоелементах.

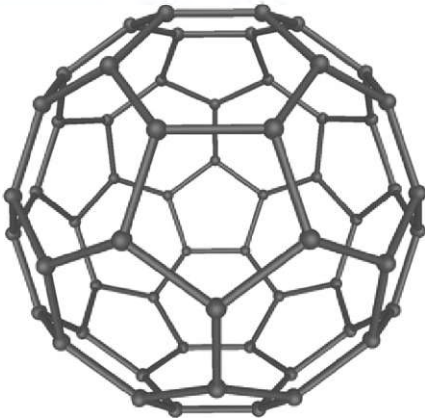


а



б

Мал. 72. Графіт (а) і його кристалічна ґратка (б)



а



б

Мал. 73. Фулерен C_{60} (а);
біосфера Б. Фуллера у Монреалі,
Канада (б)

Фулерени — це тверді кристалічні речовини, молекули яких мають форму сфери або еліпсоїда і побудовані з п'яти- або шестикутників Карбону (мал. 73, а). Вони нагадують сферичні конструкції відомого американського архітектора ХХ ст. Б. Фуллера, ім'ям якого названі (мал. 73, б). Утворюються фулерени з графіту, якщо між графітовими електродами пропустити електричну дугу. Сажа, добута таким чином, містить до 44 % фулеренів, в основному C_{60} і C_{70} . Дослідження показали, що перспективним є застосування фулеренів як надпровідників, у лазерних установках, нанотехнології, для добування штучних алмазів.

Вуглецеві матеріали. Адсорбція. До вуглецевих матеріалів належать кокс, деревне вугілля, технічний вуглець (сажа) та ін. Вони не є самостійними алотропними видами Карбону, бо кристалічна структура їх така сама, як графіту, але кристали розміщені безладно. У природі не трапляються. Їх одержують штучно з природних сполук Карбону.

Сажа утворюється при неповному згорянні органічних сполук. Це чорний, жирний на дотик порошок. Сажу використовують під час виготовлення гуми, саме тому гума чорного кольору. Вміст сажі підвищує міцність гумових виробів і подовжує термін їх використання. Сажа входить до складу друкарської фарби, копіювального паперу. Про небезпечність сажі йшлося у § 44.

Кокс виготовляють з кам'яного або бурого вугілля на коксохімічних підприємствах. У коксових печах при термічній обробці без доступу повітря вугілля перетворюється на кокс — чорну масу вуглецю. Його застосовують у металургії як паливо і для відновлення металів з руд.

Деревне вугілля є продуктом нагрівання без доступу повітря деревини. Цей процес називають *сухою перегонкою* деревини. Деревне

вугілля — тверда пориста маса, що має структуру вихідної деревини. При обробці водяною парою пори і канали вугілля очищуються від сажі та золи, завдяки чому значно зростає його поверхня — до 400 м^2 на 1 г. Таке вугілля називають *активованим*. В очищені таким чином пори і канали деревного вугілля можуть потрапляти й утримуватися в них молекули газів, розчинених речовин, причому чим більша молярна маса речовини, тим більше її поглинається.

Явище поглинання однієї речовини поверхнею іншої речовини називається **адсорбцією**. Речовина, яка здатна адсорбувати на своїй поверхні інші речовини, називається **адсорбентом**.

Використання деревного й активованого вугілля засновано на їх здатності до адсорбції (мал. 74). Через це активоване вугілля широко застосовують у харчовій промисловості для очищення спирту від сивушних масел, цукрового сиропу — від забарвлених речовин, у протигазах.

Перший протигаз винайшов 1915 р. російський учений М. Д. Зелінський. Він складається з гумової маски і коробки з активованим вугіллям (мал. 75). Повітря, яким дихає людина, проходить крізь шар активованого вугілля, яке очищує його від отруйних домішок. За таким принципом працюють побутові очищувачі води.

Таблетки активованого вугілля застосовують при отруєннях. Однак варто знати, що тривале їх використання призводить до збіднення організму на вітаміни білки жири.



Мал. 74. Адсорбція барвника



Мал. 75. Протигаз



М. Д. Зелінський
(1861 — 1952)

! Коротко про головне

Неметалічний елемент Карбон утворює кілька простих речовин, існуючих у природі, що є його *алотропними видозмінами* (алмаз, графіт, карбін, фулерен), а також *вуглецеві матеріали* (сажа, кокс, деревне вугілля), які одержують штучно з природних сполук Карбону.

Алмаз має атомну кристалічну ґратку тетраедричної форми; тугоплавкий, найтвердіший серед природних речовин, діелектрик. Застосовується в різальних і шліфувальних інструментах, для виготовлення ювелірних виробів.

Графіт має атомну кристалічну ґратку шаруватої форми; тугоплавкий, електропровідний, м'який. Застосовується як матеріал для виготовлення електродів, грифелів для олівців, фарб, мастил, в атомній енергетиці.

Карбін — тверда речовина, що складається з довгих ланцюгів атомів Карбону, сполучених подвійними або одинарними і потрійними зв'язками. Напівпровідник. Застосовується у фотоелементах.

Фулерен — це тверда речовина з атомною кристалічною ґраткою сферичної або еліпсоїдної форми; виявляє надпровідні властивості. Перспективним є використання в нанотехнології.

Вуглецеві матеріали мають кристалічну ґратку графіту неупорядкованої будови. *Деревне* та добуте з нього *активоване вугілля* здатні до адсорбції, тобто поглинання своєю поверхнею інших речовин. Це знаходить застосування в харчовій промисловості, медицині. *Сажа* використовується у виробництві гуми, друкарської фарби, копіювального паперу, а *кокс* — у металургії.

Для допитливих. Придбайте в аптеці таблетки активованого вугілля і виконайте з ними досліди. Приготуйте розчини, додавши до води кілька крапель йодної настойки або «зеленки», якими обробляють рани, або метиленового синього («синьки») для підсинювання білизни. Помістіть у розчин таблетку активованого вугілля. Деякий час струшуйте розчин. Як змінюється колір розчину? Нагрійте розчин до кипіння. Поясніть, що спостерігаєте.

? Контрольні завдання

1. Установіть відповідність між алотропною видозміною Карбону та її будовою.

Алотропна видозміна

А Алмаз

Б Графіт

В Карбін

Г Фулерен

Будова

1 Лінійна

2 Сферична

3 Шарувата

4 Тетраедрична

- Властивість, що характерна для а) графіту, б) алмазу, — це
А твердість; Б пластичність; В електропровідність.
- Алотропна видозміна Карбону, штучною формою якої є кокс і сажа, — це
А алмаз; Б графіт; В карбін; Г фулерен.
- Поясніть, чому активоване вугілля здатне до адсорбції.
- При пропусканні газової суміші, яка містить CO_2 , SO_2 , H_2O , O_2 , крізь колонку з активованим вуглецем, найбільше поглинається
А CO_2 ; Б SO_2 ; В H_2O ; Г O_2 .
- У виробництві гуми використовують сажу, яка є майже чистим вуглецем. Обчисліть масу сажі, що утвориться при неповному окисненні метану об'ємом 84 м^3 .
Теми проєктів. Походження кам'яного вугілля. Алмаз — цар каменів. Графіт, графіка, графіті. Українське графіті.

§ 46. Хімічні властивості вуглецю

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

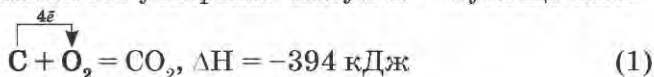
- характеризувати хімічні властивості вуглецю;
- складати рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Хімічна активність різних алотропних видозмін Карбону неоднакова. Алмаз і графіт можуть реагувати лише з чистим киснем за дуже високої температури. Вугілля, сажа не є окремою алотропною видозміною Карбону (чому?). За стандартної температури вони також хімічно інертні, але при сильному нагріванні їх хімічна активність різко зростає, і вони взаємодіють з багатьма речовинами.

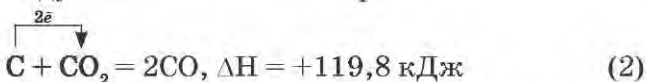
Усі реакції за участю вуглецю є окисно-відновними і, як зазначено у § 44, Карбон у них може виявляти відновну (найхарактерніша властивість) або окиснювальну властивості.

Як відновник вуглець взаємодіє з киснем, вуглекислим газом, оксидами металічних елементів, водою.

Реакції вуглецю з киснем і вуглекислим газом. Вуглець горить на повітрі, перетворюючись на вуглекислий газ. Нагрівання потрібне лише на початку реакції, далі вона супроводжується виділенням великої кількості теплоти без утворення полум'я — вуглець тліє:



За високих температур (понад $1000 \text{ }^\circ\text{C}$) поряд з цією відбувається інша реакція — взаємодія вуглецю та вуглекислого газу з утворенням карбон(II) оксиду та поглинанням енергії:



Саме такі реакції (поряд з іншими) відбуваються під час спалювання коксу, вугілля за високої температури, а також під час добування в

За нестачі кисню вуглець частково згоряє до карбон(II) оксиду CO:



➤ Поясніть, чому Карбон у реакціях 1, 2, 3 віддає різну кількість електронів і утворює різні продукти реакції.

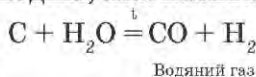
Ось чому вихлопні гази автомобільних двигунів, відхідні гази печей (в умовах слабкої тяги), тютюновий дим містять чадний газ, який забруднює повітря. Тому дуже небезпечно заводити автомобіль у гаражі за зачиненими дверима або закривати заслінку в печі, коли вугілля чи дрова вже не горять, а лише жевріють. За таких умов можна отруїтися чадним газом.

Реакції вуглецю з оксидами металічних елементів використовуються в металургії для добування заліза, міді, цинку, свинцю та інших металів:



➤ Складіть схеми електронного балансу. Визначте окисник і відновник.

Реакція вуглецю з водяною парою відбувається за 1000 °С з утворенням суміші чадного газу і водню, яка називається *водяним газом*:

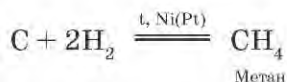


Ця реакція лежить в основі процесу перетворення вугілля на газувату горючу суміш, який називається *газифікацією* твердого палива. Водяний газ використовують як паливо та як сировину для синтезу хімічних продуктів (амоніаку, спиртів) і добування водню.

Отже, Карбон вуглецю як відновник у реакціях може віддавати чотири або два електрони залежно від активності окисника та умов, за яких відбувається реакція.

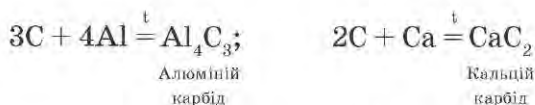
Як окисник вуглець взаємодіє з воднем, деякими металами і неметалами.

Реакція вуглецю з воднем перебігає повільно навіть при нагріванні, але прискорюється за участю каталізатора — нікелю або платини:



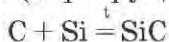
Ця реакція лежить в основі добування *біогазу*, тобто синтетичного газу з рослинної сировини.

Реакції вуглецю з металами відбуваються при нагріванні з утворенням карбідів:



➤ Складіть схеми електронного балансу. Визначте окисник і відновник.

Реакції вуглецю з неметалами, серед яких важливою є реакція з силіцієм, що відбувається за температури 2000 °С з утворенням силіцид карбіду SiC (карборунду):



Карборунд за твердістю наближається до алмазу. Внаслідок високої твердості та термостійкості (плавиться при 2830 °С) він використовується як абразивний і вогнетривкий матеріал (мал. 76).



а



б

Мал. 76. Карборунд (а), шліфувальне кільце з карборунду (б)

! Коротко про головне

Вуглець є малоактивною речовиною, взаємодіє з простими та складними речовинами лише за високих температур. Усі реакції за його участю є окисно-відновними. Як *відновник* взаємодіє з киснем, вуглекислим газом, оксидами металічних елементів, водяною парою, перетворюючись на вуглекислий або чадний газ. *Окиснювальні властивості* вуглець виявляє в реакціях з воднем, металами, силіцієм.

? Контрольні завдання

- Назва продукту хімічної взаємодії вуглецю з металом — це

А карбонат;	В карборунд;
Б карбід;	Г гідрогенкарбонат.
- Група речовин, які реагують з вуглицем (коксом), — це

А HCl, CuO, CO ₂ ;	В Fe ₂ O ₃ , Si, CO ₂ ;
Б FeSO ₄ , KOH, PbO;	Г KOH, K ₂ O, KCl.
- Складіть рівняння реакцій між вуглицем і такими оксидами:
 - ферум(II) оксид;
 - плюмбум(IV) оксид;
 - вольфрам(VI) оксид.
 Визначте окисник і відновник, склавши схему електронного балансу.
- Складіть рівняння реакцій і схеми електронного балансу, що відповідають перетворенням: $\text{C} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$.
- Утворенню чадного газу за рівнянням реакції

$$\text{C}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}, \Delta H = +119,8 \text{ кДж}$$
 сприятимуть такі зміни температури і тиску:

А підвищення температури і підвищення тиску;
Б підвищення температури і зниження тиску;
В зниження температури і підвищення тиску;
Г зниження температури і зниження тиску.

- При спалюванні коксу масою 187,5 г утворився вуглекислий газ об'ємом 336 л (н.у.). Обчисліть масову частку вуглецю в коксі.
- За допомоги коксу масою 24 кг відновили купрум(II) оксид. Виробничі втрати становлять 5%. Обчисліть масу добутої міді.

§ 47. Розрахунки за термохімічними рівняннями реакцій

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- обчислювати теплові ефекти хімічних реакцій;
- розв'язувати розрахункові задачі за термохімічними рівняннями реакцій.

Для обчислень за термохімічними рівняннями реакцій потрібно знати таке.

1. *Термохімічними* називаються рівняння хімічних реакцій, у яких зазначається тепловий ефект хімічної реакції.

2. *Тепловий ефект* хімічної реакції — це кількість теплоти, яка виділяється або вбирається під час її перебігу. Позначається ΔH (дельта аш) або літерою Q (к'ю). Одиницею вимірювання є кілоджоуль (скорочено кДж).

3. Хімічні реакції, що супроводжуються виділенням теплоти, називаються *екзотермічними*. Приклади: горіння вуглецю, взаємодія водню з киснем, реакція нейтралізації тощо.

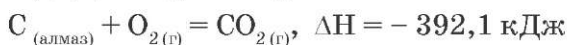
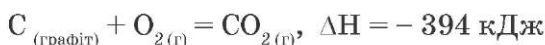
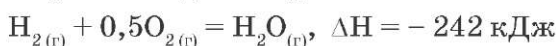
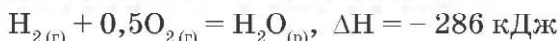
4. Хімічні реакції, що супроводжуються вбиранням теплоти, називаються *ендотермічними*. Приклади: більшість реакцій розкладу, реакції взаємодії вуглецю з вуглекислим газом або водою.

5. Термохімічні рівняння реакцій складаються за певними правилами:

а) коефіцієнти в ньому відповідають кількості речовини, тому можуть бути як цілими, так і дробовими числами;

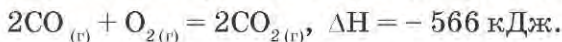
б) якщо під час реакції виділяється теплота, то в правій частині рівняння тепловий ефект ΔH записують зі знаком «-», якщо поглинається — зі знаком «+»;

в) тепловий ефект хімічної реакції залежить від агрегатного стану реагентів і продуктів реакції або типу їх алотропної видозміни. Тому в термохімічних рівняннях реакцій біля формул речовин позначається їх агрегатний стан або видозміна. Наприклад,



6. Теплота, що виділяється або поглинається під час реакції, прямо пропорційна масі, об'єму, кількості речовини кожної речовини у реакції. Так, якщо в реакцію вступає у 10 разів більше речовини, ніж зазначено в термохімічному рівнянні реакції, то теплоти виділяється так само у 10 разів більше.

- **Задача 1.** Дано термохімічне рівняння реакції горіння карбон(II) оксиду:



Обчисліть кількість теплоти, що виділиться при спалюванні:
а) 4 моль; б) 4 г; в) 4 л (н.у.) карбон(II) оксиду.

Дано:

а) $n(\text{CO}) = 4$ моль

б) $m(\text{CO}) = 4$ г

в) $V(\text{CO}) = 4$ л

Q_x — ?

Розв'язання

а) Оскільки кількість теплоти прямо пропорційна кількості речовини реагенту, що вступає в реакцію, то складаємо пропорцію:

при згорянні 2 моль CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 моль CO — x кДж теплоти;

$$2 : 4 = 566 : x, x = \frac{4 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1132 \text{ кДж}$$

б) $m(2 \text{ моль CO}) = 28 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 56 \text{ г}$. Складаємо пропорцію:
при згорянні 56 г CO виділяється 566 кДж теплоти,
при згорянні 4 г CO — y кДж теплоти;

$$56 : 4 = 566 : y, y = \frac{4 \text{ г} \cdot 566 \text{ кДж}}{56 \text{ г}} = 40,4 \text{ кДж}$$

в) $V(2 \text{ моль CO}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$.

Складаємо пропорцію:

при згорянні 44,8 л CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 л CO — z кДж теплоти;

$$44,8 : 4 = 566 : z, z = \frac{4 \text{ л} \cdot 566 \text{ кДж}}{44,8 \text{ л}} = 50,5 \text{ кДж}$$

Відповідь. а) 1132 кДж; б) 40,4 кДж; в) 50,5 кДж.

- **Задача 2.** За певних умов вуглець масою 120 г окиснюють до карбон(II) оксиду. При цьому виділяється 1105 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції.

Дано:

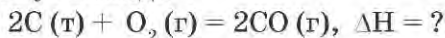
$m(\text{C}) = 120$ г

$Q = 1105$ кДж

ΔH — ?

Розв'язання

1) Записуємо термохімічне рівняння реакції в загальному вигляді:



2) Кількість речовини вуглецю у 120 г дорівнює:

$$n(\text{C}) = 120 \text{ г} : 12 \text{ г/моль} = 10 \text{ моль}$$

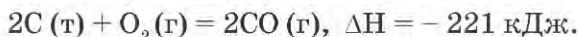
3) Складаємо пропорцію:

10 моль вуглецю відповідають 1105 кДж теплоти,

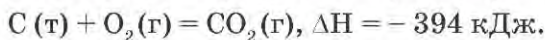
2 моль вуглецю відповідають x кДж теплоти;

$$10 : 2 = 1105 : x, x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 1105 \text{ кДж}}{10 \text{ моль}} = 221 \text{ кДж}$$

В і д п о в і д ь. Термохімічне рівняння реакції:



■ **Задача 3.** Дано термохімічне рівняння горіння вуглецю:



Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н.у.), що утворився під час реакції, якщо виділилося 985 кДж теплоти.

Д а н о:

$$Q = 985 \text{ кДж}$$

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

Р о з в ' я з а н н я

1) За рівнянням реакції виділився вуглекислий газ об'ємом

$$V(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л}$$

2) Складаємо пропорцію:

394 кДж теплоти відповідають 22,4 л CO_2 ,

985 кДж теплоти відповідають x л CO_2 ;

$$394 : 985 = 22,4 : x, x = \frac{985 \text{ кДж} \cdot 22,4 \text{ л}}{394 \text{ кДж}} = 56 \text{ л}$$

В і д п о в і д ь. $V(\text{CO}_2) = 56 \text{ л.}$

! Коротко про головне

Термохімічне рівняння реакції відображає матеріальний та енергетичний баланс реакції. Це дає змогу здійснювати розрахунки кількості вихідних речовин і продуктів реакції й енергії у вигляді теплоти, яка виділяється чи поглинається під час реакції.

Розв'язуючи хімічні задачі за термохімічним рівнянням реакції, слід пам'ятати, що між кількістю речовини, масою, об'ємом реагентів і теплотою, яка поглинається чи виділяється під час реакції, існує пряма пропорційна залежність.

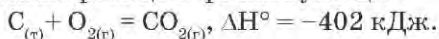
Складаючи математичну пропорцію, треба обов'язково застосовувати одну й ту саму величину кількісної характеристики речовини (масу, об'єм або її кількість).

Контрольні завдання

1. Поясніть

- чому теплові ефекти реакцій залежать від агрегатного стану речовин або алотропної видозміни;
- чи залежить тепловий ефект від наявності каталізатора.

2. Термохімічне рівняння реакції горіння вуглецю:

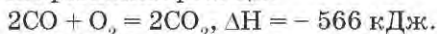


Обчисліть

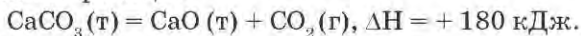
- кількість теплоти, яка виділиться при спалюванні 800 г вугілля, масова частка Карбону в якому становить 98 %;
 - масу вугілля, при спалюванні якого виділилось 2800 кДж теплоти.
- При розкладанні кальцій карбонату масою 24,4 г поглинулося 43,9 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції розкладу кальцій карбонату.
 - Обчисліть об'єм метану, потрібного на обігрівання 100-квартирного будинку протягом доби, якщо затрати теплоти на одну квартиру становлять 1000 кДж, а термохімічне рівняння реакції:



- При відновленні вуглецем купрум(II) оксиду масою 7,95 г поглинаються 5,15 кДж теплоти. Обчисліть кількість теплоти, необхідної для добування таким чином 100 г металічної міді.
- Дано термохімічне рівняння реакції:



Обчисліть об'єм карбон(II) оксиду (н.у.), що його треба спалити, аби одержати кількість теплоти, достатньої для розкладу вапняку масою 1000 кг за рівнянням реакції:



§ 48. Оксиди Карбону

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *характеризувати* фізичні та хімічні властивості, способи добування і застосування оксидів Карбону;
- ▲ *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- ▲ *висловлювати* судження про вплив оксидів Карбону на довкілля.

Карбон згідно з характерними для нього ступенями окиснення +2 та +4 утворює два оксиди — CO і CO₂, які мають кілька назв:

CO — карбон(II) оксид, карбон монооксид, чадний газ;

CO₂ — карбон(IV) оксид, карбон діоксид, вуглекислий газ.

Карбон(II) оксид належить до несолетворних оксидів, карбон(IV) оксид — до кислотних. Основні характеристики оксидів Карбону на-

Основні характеристики оксидів Карбону

Показники	Карбон(II) оксид CO	Карбон(IV) оксид CO ₂
Відносна молекулярна і молярна маси	$M_r(\text{CO}) = 28$ $M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}$	$M_r(\text{CO}_2) = 44$ $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$
Структурна та електронна формули	$\text{C} \equiv \text{O}$, :C:::O:	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$, :O::C::O:
Ступінь окиснення Карбону	+2	+4
Валентність Карбону	III	IV
Хімічні зв'язки між атомами	Ковалентний полярний, потрійний	Ковалентні полярні, подвійні
Просторова будова молекули	Лінійна	Лінійна
Тип кристалічної ґратки	Молекулярна	Молекулярна
Температура плавлення, °C	-205	-56,6 при $p = 520 \text{ кПа}$
Температура кипіння, °C	-192	-78,5 (т сублімації)
Розчинність у воді, мл на 100 г води за н.у.	3,5	171
Відносна густина за повітрям	0,97	1,52

Карбон(II) оксид, або чадний газ CO. Фізичні властивості. За стандартних умов — це безбарвний, отруйний газ, без запаху і смаку, трохи легший за повітря. Молекула лінійна і малополярна (мал. 77), подібна до молекули азоту. Термічно стійкий, малорозчинний у воді, плавиться й кипить за низьких температур.

➤ Поміркуйте, де накопичуватиметься чадний газ під час утворення в приміщенні.

Фізіологічна дія. Чадний газ є токсичним! Потрапляє в атмосферу внаслідок спалювання пального, роботи автомобільного транспорту. Концентрація CO в повітрі 1 г/м^3 є небезпечною для життя людини. Оскільки

він не має запаху, людина не може його виявити. Потрапляння карбон(II) оксиду в організм передусім згубно впливає на мозок. Він утворює стійку сполуку з гемоглобіном крові, внаслідок чого припиняється перенесення кисню від легенів до тканин, і настає кисневе голодування. У людини з'являється сильний головний біль, вона непритомніє і навіть може померти. Хронічне отруєння чадним газом, пов'язане з професійною ді-



Мал. 77. Молекула чадного газу CO

до руйнування кровоносних судин. Чадний газ згубно впливає на дитину в лоні матері, бо вони мають спільну кровоносну систему. Після одноразового і повторного отруєння вагітних жінок чадним газом ще ненароджена дитина може померти, а немовлята, які зазнали впливу CO, народжуються з фізичними вадами або затримкою психомоторного розвитку. Перша допомога при отруєнні чадним газом — свіже повітря, штучне дихання, при важкому отруєнні — переливання крові.

Добування карбон(II) оксиду в промисловості здійснюють у спеціальних печах — *газогенераторах*. У таких печах відбуваються дві реакції: горіння коксу з утворенням вуглекислого газу і відновлення вуглекислого газу коксом до чадного газу (див. § 46):



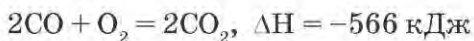
Газова суміш, що виходить з печі, містить чадний газ, залишки вуглекислого газу й азот. Цю суміш називають *генераторним газом*.

➤ Порівняйте склад генераторного і водяного газів (див. § 47).

Таким чином, у газогенераторі відбувається перетворення твердого палива (коксу) на газувате. Цей процес, як і утворення водяного газу, називають *газифікацією твердого палива*.

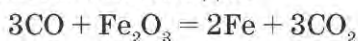
Хімічні властивості. Карбон монооксид, як і азот, хімічно інертна речовина. Будучи несолетворним оксидом, не реагує з водою, лугами і кислотами, але вступає в окисно-відновні реакції. Оскільки ступінь окиснення Карбону в оксиді становить +2, а найхарактернішим для Карбону є +4, то карбон(II) оксид є активним відновником. Реакції за його участю відбуваються за підвищених температур і тиску.

Горіння чадного газу в кисні супроводжується синім полум'ям і виділенням великої кількості теплоти, хоча на початку реакції суміш нагрівають до 700 °C:



Горіння карбон(II) оксиду можна спостерігати, запаливши сірник. Синє забарвлення нижньої частини полум'я зумовлене горінням чадного газу, який утворюється при неповному згорянні деревини сірника.

Взаємодія з оксидами металічних елементів. CO відновлює більшість металічних елементів з їх оксидів:



➤ Для розглянутих реакцій складіть схеми електронного балансу.

Застосування. Чадний газ у складі генераторного і водяного газів використовується як паливо та сировина в синтезі амоніаку, спиртів, для добування водню. Завдяки відновним властивостям застосовують у металургії під час виплавляння чавуну, добування металів з руд.

Карбон(IV) оксид, або вуглекислий газ CO₂. **Фізичні властивості.** За стандартних умов газ безбарвний, без запаху, зі слабким кислим смаком, не підтримує дихання та горіння, в 1,5 раза важчий за повітря.

➤ Поміркуйте, де накопичуватиметься вуглекислий газ при його утво-



Мал. 78. Модель молекули CO_2 (а), «сухий лід» (б)

ється на снігоподібну масу — «сухий лід». З підвищенням температури сухий лід не плавиться, а знову переходить у газуватий стан (мал. 78, б). Нагадаємо, що це явище називається *сублімацією*.

- Поясніть, які особливості будови йоду та вуглекислого газу зумовлюють їх здатність до сублімації.

Зверніть увагу, що вуглекислий газ краще, ніж чадний, розчиняється у воді, хоча його молекула, на відміну від молекули води, неполярна. Пояснюється це тим, що вуглекислий газ взаємодіє з водою, утворюючи карбонатну кислоту.

Розчинність вуглекислого газу з підвищенням тиску зростає, а з підвищенням температури навпаки — знижується. Його розчини у воді загальновідомі — це газовані напої.

Фізіологічна дія. Токсичний вплив вуглекислого газу на організм людини виявляється в подразненні шкіри й слизових оболонок. У відносно малих кількостях вуглекислий газ збуджує дихальний центр мозку, а в дуже великих — пригнічує. Високий вміст вуглекислого газу в повітрі (більше 0,25 % за об'ємом) у поєднанні з пониженим вмістом кисню спричиняє смерть. Профілактика отруєння вуглекислим газом у побуті й на виробництві передбачає інтенсивне провітрювання місць накопичення газу.

У масштабах Землі вуглекислий газ пов'язаний з «парниковим ефектом». Про це явище йтиметься далі.

Добування. У промисловості вуглекислий газ добувають випалюванням вапняку, а в лабораторії — дією на нього хлоридної кислоти. Однак вуглекислий газ є продуктом багатьох хімічних процесів, які відбуваються в промисловості, лабораторії та у природі (табл. 15).

- Порівняйте дві реакції добування карбон(IV) оксиду з вапняку. Поясніть, чому одну з них використовують у лабораторії, а іншу — в промисловості.

Збирають карбон діоксид, добутий у лабораторії, способом витіснення повітря, нахилиючи склянку дном донизу.

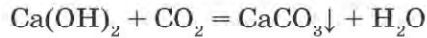
Утворення карбон(IV) оксиду

У промисловості, побуті	У лабораторії	У природі
<p>Як побічний продукт:</p> <ul style="list-style-type: none"> • у виробництві негашеного вапна: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ <ul style="list-style-type: none"> • при спалюванні палива: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\begin{array}{c} \swarrow \quad \searrow \\ \text{H}_2\text{O} \quad \text{CO}_2 \uparrow \end{array}$	<p>При повільному окисненні під час біохімічних процесів (дихання, гниття, бродіння)</p>

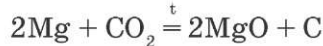
Хімічні властивості. Як кислотний оксид вуглекислий газ виявляє властивості цього класу сполук: реагує з водою з утворенням карбонатної кислоти, основними оксидами й основами, утворюючи солі.

➤ Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонних формах.

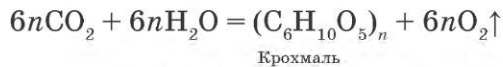
Зазначимо, що при пропусканні добутого вуглекислого газу крізь вапняну воду (насичений і відфільтрований розчин кальцій гідроксиду) випадає білий осад; цією реакцією користуються для виявлення карбон(IV) оксиду:



За високих температур вуглекислий газ виявляє окиснювальні властивості, наприклад у відомій вам реакції з вуглецем, реакції з магнієм (мал. 79):



Під дією сонячної енергії за його участю відбувається реакція фотосинтезу:



Мал. 79. Горіння магнію у вуглекислому газі

Застосування. Вуглекислий газ застосовується у виробництві соди, цукру, високоєфективного мінерального добрива карбаміду (сечовина) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$; для гасіння пожеж, зберігання харчових продуктів (сухий лід), пригнічення процесів гниття; у приготуванні газованих напоїв.

! Коротко про головне

Карбон утворює два оксиди — *несолетворний* карбон(II) оксид (чадний газ) і *кислотний* карбон(IV) оксид (вуглекислий газ). Фізичні властивості оксидів: безбарвні гази, без запаху, мають низькі температури плавлення і кипіння. *Чадний газ* отруйний, легший за повітря, не розчиняється у воді.

Вуглекислий газ важчий за повітря, розчиняється у воді внаслідок взаємодії з нею, його температури кипіння і плавлення вищі, ніж у чадного газу. При випаровуванні цей газ переходить у твердий стан, обминаючи рідкий, і утворює «сухий лід» (явище сублімації). Хімічні властивості чадного газу пов'язані з його відновною здатністю, а карбон(IV) оксиду — з приналежністю до класу кислотних оксидів і окиснювальною здатністю. Добувають чадний газ у газогенераторах у складі генераторного газу. Вуглекислий газ є побічним продуктом у виробництві негашеного вапна з вапняку, а в лабораторії його добувають взаємодією кальциту з хлоридною кислотою.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - вдихання чадного газу може спричинити смерть;
 - чадний газ може бути в реакціях відновником, а вуглекислий — лише окисником;
 - один із газів (генераторний чи водяний?) цінується більше як паливо.
- Складіть рівняння реакцій взаємодії карбон(II) оксиду з: а) WO_3 ; б) PbO . Укажіть відновник і окисник.
- Речовина, яку використовують для лабораторного добування CO_2 , — це
 - кам'яне вугілля;
 - кальцій оксид;
 - метан;
 - крейда.
- Формула речовини, яка зумовлює помутніння вапняної води при поглинанні CO_2 , — це
 - CaO ;
 - CaCO_3 ;
 - Ca(OH)_2 ;
 - H_2CO_3 .
- Обчисліть об'єм карбон(II) оксиду (н.у.), витрачений на відновлення заліза з руди масою 1 т, у якій масова частка ферум(III) оксиду становить 60 %.
- Обчисліть об'єм карбон(II) оксиду, що утворюється в газогенераторі з вугілля масою 1 т, якщо масова частка вуглецю у вугіллі становить 92 %, а виробничі втрати — 10 %.
- Рослина сонячного дня поглинає майже 5 г вуглекислого газу на кожний квадратний метр своєї листяної поверхні. Обчисліть масу Карбону, що його накопичує соняшник протягом дня, якщо його листяна площа становить $1,8 \text{ м}^2$.
- На добування вуглекислого газу розкладом барій карбонату масою 19,7 г витратили 27,2 кДж теплоти. Обчисліть тепловий ефект реакції і напишіть її термохімічне рівняння.

§ 49. Карбонатна кислота та її солі

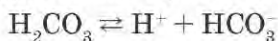
Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- називати солі карбонатної кислоти за хімічною і тривіальною номенклатурами;
- характеризувати фізичні та хімічні властивості, способи добування, застосування карбонатної кислоти та її солей;
- складати рівняння відповідних хімічних реакцій.

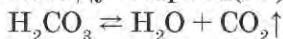
Карбонатна кислота H_2CO_3 відповідає кислотному карбон(IV) оксиду CO_2 . Належить до двохосновних кисневмісних кислот. Модель молекули зображена на мал. 80.

→ Складіть графічну та електронну формули карбонатної кислоти. Чим зумовлена її двухосновність?

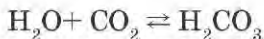
Унаслідок незначної полярності зв'язків $\text{O}-\text{H}$ карбонатна кислота є слабким електролітом. Дисоціює ступінчасто:



Карбонатна кислота нестійка, існує лише у водному розчині. У разі намагання виділити її з розчину, а також при нагріванні та тривалому зберіганні розкладається на воду і карбон(IV) оксид, тому є леткою:



Як кисневмісну карбонатну кислоту одержують розчиненням карбон(IV) оксиду у воді:



Така сама реакція відбувається під час виготовлення газованої води й утворення мінеральної води в природних умовах.

Солі карбонатної кислоти. Як двохосновна карбонатна кислота утворює два ряди солей — *середні* (карбонати) і *кислі* (гідрогенкарбонати). Для деяких солей цієї кислоти застосовують тривіальні назви:

Na_2CO_3 — натрій карбонат, сода, пральна сода, кальцинована сода;

K_2CO_3 — калій карбонат, поташ;

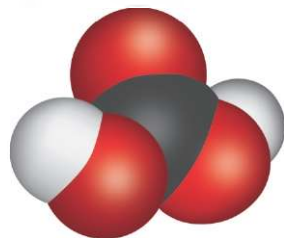
NaHCO_3 — натрій гідрогенкарбонат, питна сода;

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристалогідрат натрій

карбонату, кристалічна сода;

CaCO_3 — кальцій карбонат, кальцит, вапняк, крейда, мармур.

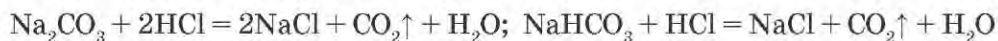
Фізичні властивості. Усі карбонати — тверді речовини з йонною кристалічною ґраткою, більшість, за винятком карбонатів лужних елементів та амонію, — нерозчинні у воді. Більшість гідрогенкарбонатів, навпаки, добре розчиняються у воді, малорозчинний лише натрій гідрогенкарбонат



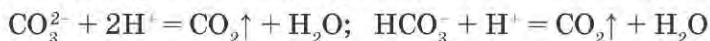
Мал. 80. Модель молекули карбонатної кислоти

Хімічні властивості солей карбонатної кислоти зумовлені, з одного боку, належністю їх до класу солей, з іншого — пов'язані з особливостями карбонатної кислоти, а саме її слабкістю, нестійкістю, леткістю, двоосновністю. Розглянемо найважливіші з них.

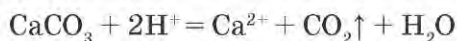
Взаємодія з кислотами. Під дією сильніших, ніж карбонатна, кислот на карбонати виділяється вуглекислий газ:



Скорочені йонні рівняння цих реакцій мають вигляд:



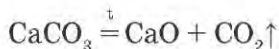
З них видно, що йони Гідрогену зв'язуються карбонат-іонами так само, як під час взаємодії кислот з основами, тому для нейтралізації кислот можна використовувати карбонати. Ця властивість карбонатів знаходить застосування у сільському господарстві: для зниження кислотності і покращення структури ґрунтів до них вносять розмелений вапняк. Відбувається реакція:



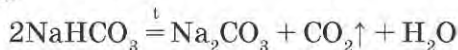
Цей процес називається *вапнуванням* ґрунтів.

Реакцію солей карбонатної кислоти з сильними кислотами використовують для їх виявлення.

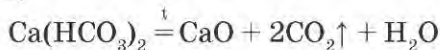
Розкладання при нагріванні. У результаті нагрівання всі карбонати, крім карбонатів лужних елементів, розкладаються з виділенням вуглекислого газу:



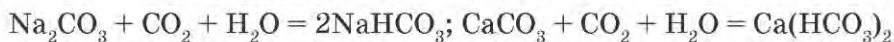
Гідрогенкарбонати лужних елементів при нагріванні перетворюються на карбонати:



Інші — на оксиди:



Взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів. Якщо через водний розчин карбонату Натрію або Кальцію пропустити вуглекислий газ, то карбонати перетворюються на гідрогенкарбонати:



Нагріванням добутих розчинів можна знову одержати карбонати.

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ЯКІСНА РЕАКЦІЯ НА КАРБОНАТ- ТА ГІДРОГЕНКАРБОНАТ-ІОНИ

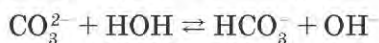
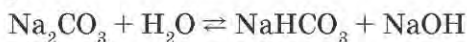
В одну пробірку насипте трохи (вкрити лише дно) крейди, в іншу налийте 2 мл розчину питної соди. У кожену додайте по 1 мл хлоридної кислоти, одразу закрийте пробками з газовідвідними трубками,

які опустіть у пробірки з свіжоприготовленою вапняною водою. Спостерігайте утворення в обох пробірках з вапняною водою білого кристалічного осаду кальцій карбонату.

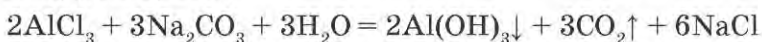
Продовжуйте пропускати вуглекислий газ крізь розчин з осадом однієї з пробірок. Спостерігайте розчинення осаду кальцій карбонату внаслідок перетворення його на кальцій гідрогенкарбонат. Прокип'ятіть цей розчин і спостерігайте утворення знову осаду кальцій карбонату.

Зробіть висновок про те, яка реакція є якісною на карбонати і гідрогенкарбонати та якою ознакою вона супроводжується; за яких умов відбувається взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів. Складіть рівняння відповідних реакцій у послідовності їх перебігу в молекулярній та йонних формах.

Гідроліз карбонатів. Карбонати лужних елементів як солі слабкої двохосновної кислоти у водному розчині гідролізують з утворенням лужного середовища:



Карбонати трьохвалентних металічних елементів, наприклад алюміній карбонат, ферум(III) карбонат і хром(III) карбонат, зазнають повного гідролізу, внаслідок якого утворюються відповідні основи та вуглекислий газ. Тому при зливанні, зокрема, розчинів алюміній хлориду і натрій карбонату утворюються не продукти реакції обміну, а продукти повного гідролізу солі:



Саме тому в таблиці розчинності в клітинках цих солей стоять риси, які вказують на неможливість їх існування у водному розчині.

Добування. Деякі карбонати у великій кількості існують у природі в складі гірських порід і мінералів (див. мал. 68).

Інші карбонати добувають у промисловості та в лабораторії, користуючись відомими вам властивостями солей карбонатної кислоти і вуглекислого газу.

➔ Складіть чотири рівняння реакцій добування середніх і кислих солей карбонатної кислоти.

Застосування найважливіших карбонатів і гідрогенкарбонатів наведено у табл. 16.

Таблиця 16

Застосування солей карбонатної кислот

Формула солі, назва	Галузі застосування
CaCO_3 — крейда, мрамур, вапняк	Будівельні матеріали, виробництво вапна, наповнювач паперу та гуми, основа зубних паст, вапнування ґрунтів

Закінчення табл. 16

Na_2CO_3 , кальцинована сода	Виробництво скла, мила та інших мийних засобів, паперу, добування сполук Натрію
NaHCO_3 , питна сода	У вогнегасниках, виробництві штучних мінеральних вод, як розпушувач тіста, лікувальний засіб
K_2CO_3 , поташ	Мінеральне добриво, у виробництві рідкого мила, тугоплавкого скла

! Коротко про головне

Карбонатна кислота є слабкою, нестійкою двохосновною кислотою, яка існує лише в розчині. Утворює два ряди солей — *карбонати* і *гідрогенкарбонати*. Добувають розчиненням вуглекислого газу у воді. Використовується в газованих напоях.

Солі карбонатної кислоти — кристалічні речовини з йонною ґраткою. *Середні солі* лужних елементів та амонію добре розчинні у воді, решта — мало або практично нерозчинні, *кислі солі* краще розчиняються, ніж середні. Виявляють характерні для солей властивості: взаємодіють з кислотами з виділенням вуглекислого газу, розкладаються за нагрівання (крім карбонатів лужних елементів). Карбонати і гідрогенкарбонати за певних умов взаємоперетворюються. Добувають за допомоги вуглекислого газу та природних карбонатів. Мають широке застосування у виробництві будівельних матеріалів, скла, мийних засобів, паперу, в сільському господарстві для вапнування ґрунтів, а також у медицині, побуті.

Для допитливих. У природній воді містяться гідрогенкарбонати Кальцію і Магнію. Якщо така вода просочується крізь склепіння печери і крапає униз, розчинені гідрогенкарбонати поступово перетворюються на карбонати. З плином часу з'являються мінеральні утворення у вигляді бурульок, трубочок тощо — *сталактити*. Водночас на дні печери аналогічно утворюються *сталагміти* — конусоподібні стовпчики, напливи тощо. Сталактити і сталагміти можуть з'єднуватися в колони заввишки до 30 м (мал. 81).



Мал. 81. Сталактити і сталагміти

Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - середовище у розчині питної і пральної соди лужне;
 - для добування карбонатів не можна використовувати карбонатну кислоту.
- Запропонуйте: а) дослід, який доводить, що карбонатна кислота слабша за оцтову; б) два способи добування пральної соди з питної й один — добування питної соди з пральної. Складіть відповідні хімічні рівняння.
- Складіть рівняння реакцій за схемами перетворень:
 - $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$;
 - $\text{Mg} \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.
- Для зменшення кислотності глинистих ґрунтів вносять вапняк у кількості 3 т на гектар. Обчисліть масу вапняку з масовою часткою домішок 10 % для вапнування присадибної ділянки площею 0,6 га. На чому ґрунтується використання вапняку для пониження кислотності ґрунтів?
- Обчисліть масу карбон(IV) оксиду, який можна добути при взаємодії кальцій карбонату масою 7 г із хлоридною кислотою масою 30 г, масова частка хлороводню в якій становить 20 %.
- * Газ, що виділився при випалюванні природного вапняку масою 10,3 г із масовою часткою домішок 2 %, поглинутий розчином натрій гідроксиду об'ємом 33,3 мл з масовою часткою лугу 20 % (густина 1,2 г/см³). Визначте, яка сіль утворилася, та обчисліть її масу.
- * Вуглекислий газ, добутий при термічному розкладанні магній карбонату масою 4,2 г, пропустили через розчин, що містить натрій гідроксид масою 2,4 г. Які солі утворилися при цьому? Обчисліть їх маси.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 10

ДОБУВАННЯ КАРБОН(IV) ОКСИДУ ТА ВИВЧЕННЯ ЙОГО ВЛАСТИВОСТЕЙ. РОЗПІЗНАВАННЯ КАРБОНАТІВ

- *Дослід 1.* Добування вуглекислого газу та його виявлення.

Підготуйте прилад для добування вуглекислого газу, перевірте його на герметичність. Покладіть у пробірку кілька грудочок крейди і долийте хлоридної кислоти, щоб лише покрити їх поверхню. Закрийте швидко пробірку пробкою з газовідвідною трубкою і занурте її кінець у порожню пробірку приблизно на хвилину. За допомоги запаленої скіпки визначте наявність у пробірці вуглекислого газу.

- *Дослід 2.* Розчинення вуглекислого газу у воді.

Пропустіть наступну порцію вуглекислого газу в пробірку з 1 — 2 мл води, забарвленої двома краплями лакмусу (метилоранжу), до зміни кольору індикатора. Про що свідчить зміна кольору індикатора?

- *Дослід 3.* Реакція вуглекислого газу з кальцій гідроксидом.

Пропустіть наступну порцію вуглекислого газу в пробірку з 1 — 2 мл вапняної води до утворення осаду. Яка сіль утворилася? Продовжуйте

пропускати вуглекислий газ до утворення прозорого розчину. Яка сіль утворилася? Прокип'ятіть одержаний розчин до утворення осаду.

■ **Дослід 4.** Розпізнавання карбонатів.

У чотирьох пронумерованих пробірках містяться розчини натрій сульфату, натрій хлориду, натрій карбонату і натрій силікату. Визначте вміст кожної пробірки хімічним способом.

Контрольні завдання

1. Поясніть, завдяки яким властивостям карбонатної кислоти можлива реакція між її сіллю та хлоридною кислотою. Чи можна вважати її якісною на солі карбонатної кислоти? Чому?

2. Перелічіть фізичні властивості вуглекислого газу, які спостерігали під час його добування.

3. З'ясуйте, яка властивість вуглекислого газу лежить в основі його визначення за допомогою запаленої скіпки.

4. Поясніть, що відбувається при пропусканні вуглекислого газу крізь дистильовану воду і чому індикатор змінив забарвлення.

5. Поясніть, чому при пропусканні вуглекислого газу крізь вапняну воду вона спочатку мутніє, потім стає прозорою, а при нагріванні випадає осад.

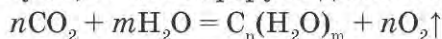
§ 50. Колообіг Карбону в природі

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ *пояснювати* колообіг Карбону в природі, сутність «парникового ефекту»;
- ▲ *оцінювати* наслідки «парникового ефекту».

Колообіг Карбону в природі — це безперервний процес руйнування одних карбоновмісних речовин та утворення інших і складова великого колообігу речовин, пов'язаного з життєдіяльністю живих організмів (мал. 82, а).

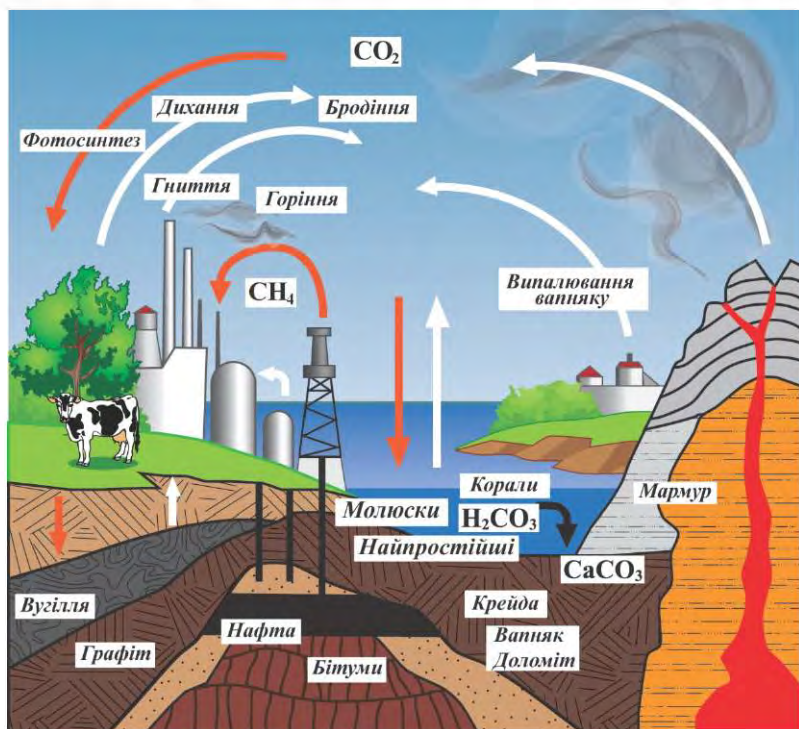
Найважливіша роль у колообігу Карбону належить вуглекислому газу, що входить до складу атмосфери Землі. З повітря він у значних кількостях поглинається наземними рослинами та фітопланктоном Світового океану. Процес поглинання CO_2 , тобто фотосинтез, відбувається в зелених рослинах тільки на світлі. У результаті цього утворюються органічні сполуки, і в атмосферу виділяється кисень:



Щорічно за рахунок фотосинтезу утворюється до 80 млрд т органічних сполук, виділяється $1 \cdot 10^{11}$ т кисню, поглинається $1,7 \cdot 10^{21}$ кДж сонячної енергії, що в 10 разів перевищує річне споживання енергії в світі.

З рослин, якими живляться тварини, Карбон у складі органічних ре-

організму людини. Згодом разом з продуктами життєдіяльності він виводиться в ґрунт у вигляді органічних решток. Під дією мікроорганізмів органічні речовини розкладаються, частина їх перетворюється на нове утворення органічної матерії — *гумус*. Іноді за нестачі повітря, високої кислотності середовища ланцюг стає неповним або коротким: органічні залишки накопичуються у вигляді торфу. У деяких торф'яних болотах шар торфу досягає 20 м завтовшки. На цьому призупиняється біологічний колообіг Карбону. Поклади кам'яного вугілля і торфу є продуктами процесів фотосинтезу минулих геологічних епох (мал. 82, б, в).



а



б



в

Мал. 82 Колообіг Карбону в природі (а): торф (б): вугілля (в)

Вуглекислий газ із атмосфери поглинається також водами Світового океану і взаємодіє з гірськими породами. Відтак утворюються вапняки, доломіти та інші карбонати, а у воді — гідрогенкарбонати. Але вуглекислий газ знову повертається в атмосферу внаслідок виверження вулканів, розкладу вапняку, дихання людини, тварин, рослин, процесів бродіння й гниття та ін.

Така різноманітність процесів забезпечує постійний і збалансований колообіг Карбону в природі: його потрапляє в атмосферу стільки, скільки й витрачається. Вуглекислий газ біля поверхні Землі затримує теплоту, що є важливим для підтримки життя на планеті в цілому. Інакше середня температура була б приблизно на 30 °С нижчою від існуючої.

Однак на стан природного колообігу Карбону суттєво впливає господарська діяльність людини. Незважаючи на те, що площі культурних рослин, користувачів вуглекислого газу, наближаються до площі природних біоценозів, через різке збільшення спалювання різних видів палива вміст вуглекислого газу в атмосфері зростає, а вміст кисню зменшується. Так, за минуле століття вміст вуглекислого газу збільшився на 10 %. Це призвело до підвищення температури повітря на один градус і зумовило виникнення так званого «парникового ефекту» — шар вуглекислого та інших газів грає роль скла в парнику.

Парниковий ефект — це підвищення температури в нижніх шарах атмосфери Землі та її поверхні внаслідок нагромадження так званих парникових газів (у тому числі й вуглекислого), що перешкоджає теплообміну з космічним простором.

- Назвіть гази, які разом з вуглекислим газом належать до «парникових».

Таке підвищення температури супроводжується глобальним потеплінням на Землі, що призводить до танення льодовиків Арктики й Антарктики, підвищення рівня Світового океану, затоплення багатьох територій. Починається танення вічної мерзлоти, спричиняючи заболочування значних площ, випадання рясних дощів, що позначається на розвитку сільського господарства. Отже, нині проблема охорони навколишнього середовища, зокрема й повітря, постає дуже гостро, без її розв'язування людство не зможе вижити. Для запобігання і подолання надмірного «парникового ефекту» існує багато конкретних способів. Насамперед — заміна традиційних джерел енергії нетрадиційними (енергія вітру, сонця, води тощо) із залученням сучасних досягнень науки і техніки.

Уже розроблений дослідний зразок обладнання, у якому завдяки енергії сонця «розщеплюються» молекули вуглекислого газу на кисень і чадний газ ($2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$). Налагодження промислового про-

цесу дасть змогу пом'якшити проблему «парникового ефекту», водночас одержати дешеві джерела чадного газу. Крім чадного газу можна буде добувати й кисень, тому за умов масового застосування цей процес може стати конкурентом тропічних лісів, які називають «зеленими легенями» планети.

! Коротко про головне

Колообіг Карбону — це постійний і збалансований природний процес руйнування одних карбоновмісних речовин та утворення інших. Атмосфера постійно поповнюється вуглекислим газом за рахунок життєдіяльності рослин, тварин, процесів гниття, бродіння, вулканічних вивержень тощо. Фотосинтез зменшує запаси вуглекислого газу в атмосфері, перетворюючи його в зелених рослинах на органічні сполуки, а вони як продукти живлення попадають в організми тварин і людей.

Господарська діяльність людини порушує рівновагу в колообігу Карбону: відбувається накопичення вуглекислого газу й зменшення кисню, що стає причиною «парникового ефекту». Важливим і дієвим способом його запобігання є заміна традиційних карбоновмісних видів палива нетрадиційними (альтернативними) джерелами енергії.

? Контрольні завдання

1. Поясніть

- що відбувається з карбонатами під час виверження вулканів; дії на них нітратної кислоти, яка утворюється під час грозових розрядів;
- причини виникнення «парникового ефекту», оцініть його наслідки;
- чому у великих приміщеннях доцільно утримувати кімнатні рослини, а в маленьких — ні.

2. Людина видихає за день 450 — 650 г вуглекислого газу. Рослина з повітря поглинає за світовий день (12 годин) 5 г вуглекислого газу на кожний квадратний метр своєї листової поверхні. Обчисліть площу листової поверхні рослини, яка поглине вуглекислий газ, що видихає людина за день.

3. На площі 1 га зернові культури за день завдяки фотосинтезу асимілюють майже 100 кг вуглекислого газу, виділяючи при цьому кисень. Обчисліть об'єм кисню, що виділяється зерновими з площі 10 га.

4*. Котельня спалює за добу 2 т вугілля, який містить 86 % С, 5 % Н, 6,5 % H_2O і 2,5 % негорючих домішок. Обчисліть площу лісу, який компенсує витрати кисню на спалювання вугілля, якщо 1 га лісу за добу «виробляє» 10 кг кисню.

§ 51. Силіцій

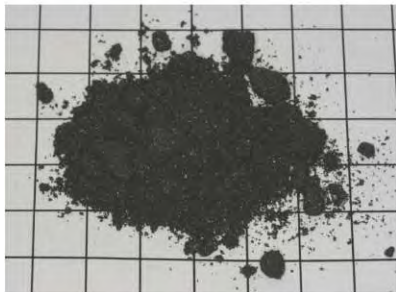
Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* алотропні видозміни Силіцію, їх фізичні та хімічні властивості, способи добування, застосування;
- *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Алотропні видозміни Силіцію. Фізичні властивості. Силіцій утворює дві прості речовини, тобто дві алотропні видозміни: силіцій кристалічний і силіцій аморфний, які різняться будовою речовини (мал. 83).



а



б

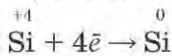
Мал. 83. Силіцій: а — кристалічний;
б — аморфний

Кристалічний силіцій має алмазоподібну кристалічну ґратку: кожний атом сполучений ковалентними зв'язками з чотирма іншими атомами Силіцію. Але зв'язки між атомами Силіцію набагато слабкіші, ніж між атомами Карбону в алмазі. Тому кристалічний силіцій міцний, але температура його плавлення (1415 °С) менша, ніж алмазу (4000 °С). Навіть за стандартних умов частина зв'язків між атомами в його кристалі руйнується, і з'являються вільні електрони, які надають силіцію металічний блиск і незначну електропровідність. При нагріванні й освітленні збільшується кількість зруйнованих зв'язків та вільних електронів і зростає електропровідність. Отже, кристалічний силіцій є напівпровідником. Зовнішньо він також схожий на метал. Однак до металів його не відносять, оскільки

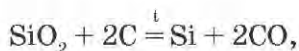
він погано проводить електричний струм, крихкий і виявляє переважно хімічні властивості неметалів.

Аморфний силіцій має також кристалічну ґратку, подібну до алмазу, але неупорядковану. Це бурий порошок, без певної температури плавлення, що характерно для аморфних речовин.

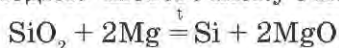
Добування. У природі Силіцій у вільному стані не трапляється, існує лише у вигляді сполук. Поширеними природними сполуками є силіцій(IV) оксид і силікати зі ступенем окиснення Силіцію +4. Тому для його добування використовують окисно-відновні реакції, в яких відбувається відновлення Силіцію за схемою:



Найбільш доступною й дешевою сировиною для добування силіцію є пісок SiO_2 . У промисловості силіцій добувають нагріванням суміші піску і вугілля:



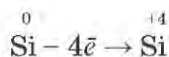
а в лабораторії — взаємодією чистого піску з порошком магнію:



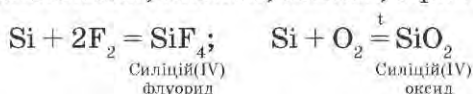
→ Складіть схеми електронного балансу розглянутих реакцій.

Хімічні властивості. За хімічними властивостями силіцій, як і вуглець, є неметалом. Однак його неметалічні властивості менш виявлені, оскільки радіус атома більший і зовнішні електрони розміщені далі від ядра (див. § 44, табл. 13). Кристалічний силіцій за стандартних умов хімічно доволі інертний, але при нагріванні стає активнішим. Аморфний — значно активніший, ніж кристалічний. Усі реакції за участю силіцію є окисно-відновними. В них силіцій, подібно до вуглецю, виявляє відновні або окиснювальні властивості.

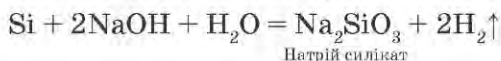
Відновні властивості більш характерні для силіцію і відповідають процесу:



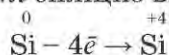
За стандартних умов силіцій реагує з фтором, при нагріванні сполучається з іншими галогенами, киснем, азотом, сіркою, вуглецем:



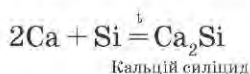
З кислотами не реагує. У реакції з розчином або розплавом лугу силіцій так само, як алюміній, витісняє водень:



Окиснювальні властивості силіцію відповідають процесу:



і виявляються при нагріванні в реакціях з багатьма металами (Ca, Cu, Cr, Mg, Mn, Fe та ін.):



→ Складіть схеми електронного балансу для розглянутих реакцій. Доведіть окисно-відновні властивості силіцію.

Застосування. Силіцій застосовується для добування різних сплавів. Так, залізо із 4 %-вою добавкою силіцію має здатність швидко

намагнічуватися і розмагнічуватися. З нього виробляють електричні трансформатори. Сталь із вмістом 15 — 20 % силіцію є кислотостійкою, її застосовують для виготовлення хімічної апаратури. Сплав міді з 4 — 5 % силіцію застосовується в машинобудуванні.

Кристали силіцію є напівпровідниками, і тому мають широке застосування в мікроелектроніці. На світлі провідна здатність силіцію зростає. Якщо з'єднати два кристали силіцію, один з яких розміщений на світлі, а інший — у темряві, то виникає електричний струм. Це явище використовується у фотоелементах — пристроях, які перетворюють сонячну енергію в електричну. Фотоелементи використовують у годинниках і мікрокалькуляторах. Тисячі кристалів силіцію, об'єднаних у сонячну батарею, є джерелом електричної енергії і на Землі, і в Космосі, наприклад на штучних супутниках. Із силіцію добувають карборунд, який за твердістю поступається лише алмазу. Тому його використовують для заточування різців металорізальних верстатів і шліфування коштовних каменів (див. мал. 76).

! Коротко про головне

Силіцій належить до неметалів. У природі у вільному стані не трапляється, існує у вигляді двох алотропних видозмін — це силіцій кристалічний і силіцій аморфний, які різняться за будовою речовини.

Кристалічний силіцій має алмазоподібну кристалічну ґратку. *Аморфний* силіцій має також алмазоподібну кристалічну ґратку, але невпорядковану.

У хімічних реакціях силіцій хімічно інертний, реагує переважно за високих температур, виявляє відновні (найбільш характерні) й окиснювальні властивості. Сировиною для добування силіцію є пісок. Має широке застосування в мікроелектроніці, сонячній енергетиці, металургії.

Для допитливих. У Каліфорнії (США) є Силіконова долина, де зосереджені відомі в усьому світі компанії з виробництва комп'ютерів, пристроїв мобільного зв'язку, програмного забезпечення, біотехнології тощо. Назва *Силіконова долина* є уособленням надсучасних технологій і високого рівня життя.

? Контрольні завдання

- Формули сполук, у яких ступінь окиснення Силіцію дорівнює а) -4 , б) $+4$, — це
 А SiO_2 ; Б SiH_4 ; В Mg_2Si ; Г SiCl_4 .
- Поясніть, чому
 а) зв'язки між атомами Силіцію в кристалічному силіцію слабкіші, ніж між атомами Карбону в алмазі;
 в) силіцій плавиться за температури 1415°C , а білий фосфор — за температури $+44^\circ\text{C}$.

3. Обчисліть масу кристалічного силіцію, який можна одержати з SiO_2 масою 0,8 кг відновленням коксом у дуговій печі, якщо його вихід становить 90 %.
4. Обчисліть масу силіцій(IV) оксиду, що утвориться при спалюванні в кисні 60 г силіцію, у якому 5 % негорючих домішок.
- 5*. Обчисліть об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 34 % і густиною $1,37 \text{ г/см}^3$, який витрачається на реакцію з силіцієм, що утворюється під час сплавлення магнію масою 4,2 г із силіцій(IV) оксидом масою 14,4 г.

§ 52. Сполуки Силіцію(IV)

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

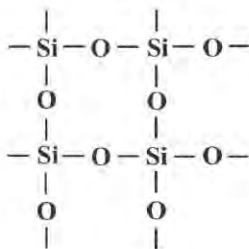
- характеризувати фізичні та хімічні властивості, способи добування і застосування силіцій(IV) оксиду, силікатної кислоти і силікатів;
- складати рівняння відповідних хімічних реакцій.

Силіцій(IV) оксид (силіцій діоксид, кремнезем) — стійкий кислотний оксид SiO_2 з вищим ступенем окиснення Силіцію +4, який дуже відрізняється за своїми фізичними і хімічними властивостями від аналогічного оксиду Карбону. Це тверда, тугоплавка речовина ($t_{\text{пл}} = 1713 \text{ }^\circ\text{C}$), у природі трапляється у вигляді мінералу кварцу (мал. 84, а), у воді нерозчинна. Причина зазначених відмінностей у тому, що твердий карбон діоксид кристалізується в молекулярній ґратці, а силіцій діоксид — в атомній. У кристалі кожний атом Силіцію сполучений ковалентними одинарними зв'язками із чотирма атомами Оксигену, а кожний атом Оксигену — з двома атомами Силіцію (мал. 84, б). Окремих молекул SiO_2 в кристалі немає, увесь кристал являє собою ніби одну гігантську молекулу, або неорганічний полімер $(\text{SiO}_2)_n$. Тому запис складу силіцій(IV) оксиду у вигляді хімічної формули SiO_2 є умовним і вказує лише на співвідношення атомів Силіцію та Оксигену в оксиді.

Хімічні властивості. Як кислотний оксид SiO_2 вступає в хімічні реакції, характерні для цього класу сполук. Але реакційна здатність його низька: на відміну від інших кислотних оксидів силіцій(IV) оксид не реагує з водою, лише за підвищеної температури (при спіканні чи спла-



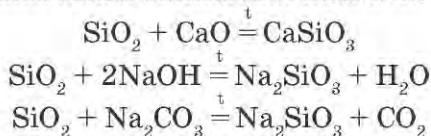
а



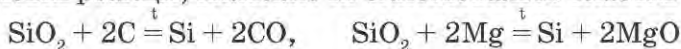
б

Мал. 84. Кварц (а), кристалічна ґратка кварцу (б)

лянні) взаємодіє з основними оксидами, лугами, карбонатами лужних елементів з утворенням солей силікатної кислоти:



Подібно до карбон діоксиду силіцій(IV) оксид здатний вступати в окисно-відновні реакції, виявляючи окиснювальні властивості:

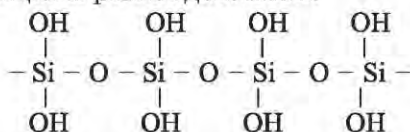


Застосування. Силіцій(IV) оксид має широке застосування в техніці. Кварцовий пісок іде на виробництво бетону, силікатної цегли, керамічних виробів, кварцового скла, що детальніше розглядатиметься у наступному параграфі. Пластинки з кристалів кварцу здатні перетворювати механічну енергію в електричну. Такі речовини за назвою *п'єзоелектрики* використовують як генератори звуку. Дрібний порошок силіцій(IV) оксиду — *силікагель* — застосовують як адсорбент у фармацевтичній, оптичній, парфумерній, шкіряній промисловості (мал. 85).



Мал. 85. Силікагель

Силікатна кислота відповідає кислотному силіцій(IV) оксиду SiO_2 . Хімічна формула — H_2SiO_3 . Атоми Силіцію у кислоті сполучені через атоми Оксигену в ланцюги різної довжини:

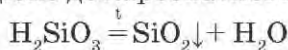


Хімічна формула H_2SiO_3 , як і в силіцій(IV) оксиду, є умовною і відображає кількісне співвідношення між атомами в молекулі. Силікатна кислота — це суміш силікатних кислот, які відрізняються довжиною ланцюгів. Виділити окремі кислоти неможливо.



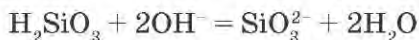
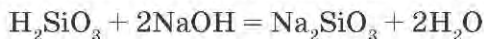
Мал. 86. Силікатна кислота

Свіжодобута силікатна кислота має вигляд драглистого осаду (мал. 86), у воді не розчиняється, при нагріванні легко розкладається подібно до карбонатної кислоти:

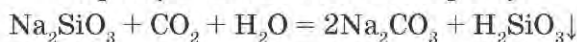
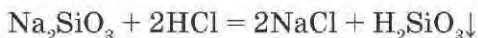


Силікатна кислота як нерозчинна речови-

властивостей, характерних для кислот. Так, вона не змінює кольору індикаторів, не реагує з металами, але розчиняється в лугах, утворюючи солі:



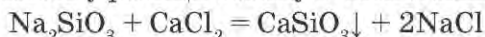
На відміну від багатьох інших оксигеновмісних неорганічних кислот силікатну кислоту не можна добути розчиненням її оксиду у воді, бо він з нею не реагує. Добувають силікатну кислоту дією сильнішої кислоти на її солі:



Реакцію розчину солі силікатної кислоти з кислотою використовують як якісну реакцію для виявлення силікатів.

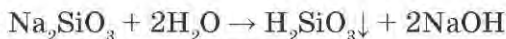
Силікатна кислота не має широкого застосування. З неї добувають силікагель.

Силікати — солі силікатної кислоти. Хімічні формули також є умовним записом їх складу. Нерозчинні у воді силікати входять до складу багатьох гірських порід. Формули прийнято записувати як сукупність формул оксидів, наприклад магній силікат — $2\text{MgO} \cdot \text{SiO}_2$, азбест — $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Природні силікати, до складу яких входить алюміній, називаються *алюмосилікатами*: польовий шпат — $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, глина — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$. Розчинними у воді є лише силікати Натрію і Калію. Водний розчин натрій силікату Na_2SiO_3 відомий як *силікатний клей*. Цю сіль називають *рідким склом* за здатність утворювати в'язкі розчини, які поступово перетворюються на склоподібну масу. Розчинні у воді силікати вступають у реакції обміну з кислотами, з іншими солями:



➔ Чи з усіма солями реагує натрій силікат? Відповідь обґрунтуйте.

У водних розчинах силікати гідролізують і створюють лужне середовище:



Унаслідок слабкості та нестійкості силікатної кислоти гідроліз перебігає до кінця, тому з часом розчини силікатів мутнішають через утворення нерозчинної силікатної кислоти.

➔ Поясніть, чому в таблиці розчинності у клітинках, що відповідають силікатам трьохвалентних металічних елементів, стоять риски.

Застосування. Із розчинних силікатів найбільше застосовується натрій силікат. Його водний розчин використовують для просочування деревини та тканин (театральні декорації), щоб надати їм вогнетривкості; виготовлення цементних розчинів; у виробництві силікатних клеїв і фарб, мийних засобів тощо. Калій силікат застосовують у виробництві керамічних і порцелянових виробів. Алюмосилікати широ-

! Коротко про головне

До важливих сполук Силіцію належать силіцій(IV) оксид, силікатна кислота та її солі (силікати). Силіцій(IV) оксид SiO_2 — кислотний оксид, основа гірських порід. Має атомну кристалічну ґратку, тому тугоплавкий, нерозчинний у воді, малоактивний за стандартних умов. За нагрівання реагує з основними оксидами, лугами, витісняє леткіші оксиди з солей. Використовується у виробництві будівельних матеріалів, кераміки, кварцового скла тощо.

Силікатна кислота H_2SiO_3 — нерозчинна у воді, нестійка, слабка, не виявляє більшості хімічних властивостей, характерних для кислот. Добувають витісненням сильнішими кислотами з її солей. Застосовують для добування поруватого адсорбенту силікагелю SiO_2 з високою поглинальною здатністю.

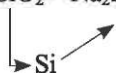
Силікати, крім силікатів лужних елементів, нерозчинні у воді. Реагують з кислотами, іншими солями, у водних розчинах гідролізують. Природні сполуки руйнуються, утворюючи мінеральні поклади, ґрунти. Застосовуються у виробництві силікатних матеріалів.

Для допитливих.

Дослід. У посудині змішайте силікатний клей з теплою водою у співвідношенні 1:5. Користуючись трубочкою або соломинкою, продуйте крізь розчин вуглекислий газ. Яка речовина випадає в осад? Напишіть рівняння хімічної реакції.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - оксиди Силіцію SiO_2 і Карбону CO_2 відрізняються за фізичними властивостями;
 - силікатна кислота не виявляє більшості хімічних властивостей, характерних для кислот;
 - розчин натрій силікату на повітрі поступово мутніє.
- Формули речовин, які утворюють силікатну кислоту, — це А SiO_2 і KOH ; Б K_2SiO_3 і HCl ; В SiO_2 і H_2O ; Г SiO_2 і HCl .
- У двох пробірках без етикеток містяться розчини калій силікату і калій карбонату. Як хімічним способом визначити кожен сіль? Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонних формах.
- Складіть рівняння хімічних реакцій за схемами перетворень:
 - $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si}$;
 - $\text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$



- Напишіть рівняння гідролізу натрій карбонату і натрій силікату. Яка з цих солей у водному розчині гідролізується більше? Чому?
- Обчисліть масу барій силікату, який можна добути під час сплавляння

7. Одна зі сполук Силіцію під кодом Е 552 використовується для запобігання злежуванню харчових продуктів (борошно, рис та ін.). Крім Силіцію вона містить 34,48 % Кальцію і 41,38 % Оксигену. Визначте формулу цієї сполуки.
- 8*. При сплавленні соди масою 170 г із масовою часткою натрій карбонату 92 % з піском масою 90 г було добуто натрій силікат масою 175 г. Обчисліть вихід продукту реакції.

§ 53. Силікатні матеріали

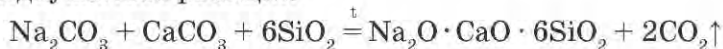
Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ наводити приклади силікатних матеріалів;
- ◆ характеризувати склад, властивості та галузі їх застосування.

Із природних силікатів виготовляють різноманітні матеріали, які називаються *силікатними*, а промисловість, що їх виробляє, — *силікатною*. До найважливіших силікатних матеріалів належать скло, кераміка, порцеляна (фарфор), фаянс, цемент, бетон.

→ Пригадайте означення поняття «матеріал».

Скло. Звичайне (віконне, натрієве) скло — це твердий прозорий матеріал. Його склад визначають за формулою $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Сировина для виробництва скла — сода Na_2CO_3 , вапняк CaCO_3 і кварцовий пісок SiO_2 . Їх очищують, змішують і сплавають за температури близько 1400 °С. Відбувається реакція:



Залежно від складу сировини і вмісту добавок скло набуває певних властивостей. Якщо замість натрій карбонату взяти калій карбонат (поташ), утвориться міцне тугоплавке скло, з якого виготовляють хімічний посуд. У результаті сплавлення силіцій оксиду з поташем та плюмбум(II) оксидом PbO одержують *кристаль* — важке скло, яке дуже заломлює світло. Кольорове скло виготовляють, додаючи різні речовини. Невелика кількість кобальт(II) оксиду CoO забарвлює його в синій колір, хром(III) оксиду Cr_2O_3 — у зелений, купрум(I) оксиду Cu_2O — у червоний. Унаслідок додавання золота утворюється рубінове скло, яке пропускає тільки червоні промені.

За хімічними властивостями скло — інертний матеріал. Лише флуоридна кислота і розплави лугів руйнують його. Скло має особливість у розплавленому стані набувати будь-якої форми, яка зберігається при застиганні. На цьому засновано виробництво різноманітних виробів, наприклад тари, лабораторного посуду, деталей оптичних приладів, побутових речей, художніх виробів.

Особливим видом скла є *кварцове скло*. Це майже чистий кремній(IV) оксид. На відміну від звичайного кварцове скло нечутливе до різких коливань температури, тому з нього виготовляють, зокрема, вітрове скло

для автомобілів, хімічний посуд. Інша його особливість — це здатність пропускати ультрафіолетові промені, тому з нього виробляють кварцові лампи, які використовуються в медицині, косметології.

Добре зарекомендували себе у новітній техніці *скловолоконні світловоди*, або світлові хвилеводи, основою яких є також кварцове скло. Найперспективніша галузь застосування світловодів — оптичний зв'язок: крізь пучок чи, точніше, в'язку світлових хвилеводів можна передавати і сприймати різноманітну інформацію (мал. 87, а).

Силікатна промисловість виробляє *термо-* та *фотохромне* скло. Термохромне скло під дією температури, а фотохромне — при освітленні темніють, відповідно пропускну здатність скла зменшується. Таку властивість цим видам скла надають добавки оксидів Церію, Європію, галогенідів Аргентуму, Купруму та інших сполук. Термо- та фотохромне скло застосовують у літако- та ракетобудуванні (засклення кабін літальних апаратів); у виготовленні вікон, шибки яких регулюють освітлення та температуру повітря у приміщенні залежно від інтенсивності сонячних променів; приладобудуванні (спеціальні фільтри зі змінним світлопропусканням); голографії (як середовище для запису інформації); медицині (спеціальні окуляри для захисту очей від шкідливого короткохвильового випромінювання).

На основі скла виробляють *скловолокно* (мал. 87, б), з якого виготовляють тканини для пошиття спеціального одягу, наприклад для пожежників, а також *склотекстоліти* — матеріали конструкційного призначення у літакобудуванні, машинобудуванні, електротехніці й електроніці. Створюють на основі скла такі мікрокристалічні матеріали, як *італи*. Вони дуже міцні, хімічно й термічно стійкі, тому застосовуються для виготовлення апаратури хімічних виробництв, деталей машин і механізмів, труб, електроізоляторів тощо. Сучасна силікатна

промисловість виробляє спеціальне скло, стійке проти дії радіоактивного випромінювання.

Кераміка (від грец. *керамон* — глина). Сировиною для виробництва керамічних виробів (цегли, кахлю, порцеляни, фаянсу) є глина та мінеральні добавки. Основна складова глини — мінерал коолін $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.



а



б

Мал. 87. Матеріали на основі скла: а — світлові хвилеводи; б — скловолокно

Виробництво керамічних виробів засноване на властивості глини утворювати з водою пластичну масу, з якої формують різноманітні вироби. Якщо їх висушити, а потім випалити за високих температур, то вироби зберігають свою форму. Щоб після випалювання вироби були непроникними для води, стійкими до кислот, не бруднилися, їх покривають *поливою*. Для цього у піч додають кухонну сіль. Пара солі, сплавляючись з матеріалом виробу, утворює на його поверхні рівний склоподібний шар.

З кераміки виготовляють черепицю, труби, керамічну плитку для стін і підлоги, цеглу.

Порцеляна — один з видів тонкої кераміки. Для її виготовлення використовують білу глину, кварцовий пісок і польовий шпат ($K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$). Порцеляна має невелику пористість, тому вона водо- та газонепроникна, має доволі високу міцність і термостійкість, електроізоляційні властивості. З неї виготовляють санітарно-технічні вироби, електроізолятори, побутові та художні вироби (мал. 88), хімічний посуд (тиглі, чашки, шпатели).

Батьківщина порцеляни — Китай, де була відома ще в 220 р. до н. е. В Європу її завезли по Великому Шовковому шляху. Для англомовного населення порцеляна й Китай позначаються одним і тим самим словом — «china». Тобто історія порцеляни та історія Китаю тісно пов'язані між собою. Європейську порцеляну вперше виготовив мейсенський алхімік Й. Беттгер (1720). Відтоді у світі мейсенська порцеляна високо цінується разом з англійською із Веджвуда.

Фаянс — це подібний до порцеляни керамічний матеріал, покритий тонким шаром поливи. Містить ті самі компоненти, що й порцеляна, але в інших співвідношеннях. З фаянсу виробляють різноманітний посуд, облицювальну плитку, художні вироби.

Цемент — це в'язучий матеріал, який застосову-



а



б



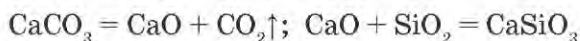
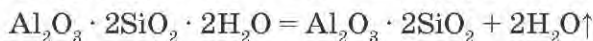
в



г

Мал. 88. Порцеляна: а — китайська; б — мейсенська; в — веджвудська; г — українська

ється в будівництві для скріплення між собою твердих предметів. Сировиною для виробництва цементу є глина, вапняк та інші речовини. Сировина завантажується в піч, що обертається, постійно перемішується і спікається за температури 1400 — 1600 °С. Відбуваються такі реакції:



Утворену масу охолоджують і розмелюють на порошок. Цемент буває різних сортів: морозотривкий, швидкоотжуваний тощо.

Із суміші цементу, піску й води готують будівельні розчини. Так, цемент, змішаний з водою і наповнювачами (піском, щебенем, гравієм, шлаком), утворює суміш, при твердненні якої утворюється *бетон*. Якщо бетоном наповнити металевий каркас, то матимемо залізобетонну конструкцію.

Із *залізобетону* виготовляють великі панелі, балки, перекриття, труби, шпали тощо. Бетон і залізобетон застосовують на будівництві гідроелектростанцій, гребель, споруд.

! Коротко про головне

Різноманітні матеріали, які виготовляють з природних сполук Силіцію, називаються *силікатними*, а промисловість, що їх виробляє, — *силікатною*. До силікатних матеріалів належать звичайне скло та його різновиди (кольорове, кришталеве, кварцове, оптичне, сонцезахисне тощо); скловолокно, ситали; кераміка, порцеляна, фаянс; цемент, бетон і залізобетон та ін., які мають широке застосування.

? Контрольні завдання

- Склад віконного скла — це

А $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 2\text{SiO}_2$;	В $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$;
Б $2\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$;	Г SiO_2 .
- Формули речовин, які використовуються для виробництва кришталю, — це

А Na_2CO_3 , CaCO_3 , SiO_2 ;	В K_2CO_3 , SiO_2 , PbO ;
Б K_2CO_3 , CaCO_3 , Cr_2O_3 ;	Г Na_2CO_3 , SiO_2 , Cu_2O .
- Поясніть
 - у чому полягає суть виробництва силікатних матеріалів;
 - чим різняться між собою звичайне і кварцове скло; скло і порцеляна; порцеляна і фаянс; цемент, бетон і залізобетон;
 - чому порцелянові та фаянсові вироби покривають поливою.
- Обчисліть маси кварцового піску, соди й вапняку для добування віконного скла масою $2,4 \cdot 10^4$ кг.
- Розчинне скло, яке широко використовується в будівництві, добувають при нагріванні кварцового піску з натрій гідроксидом або калій гідроксидом. Обчисліть масу натрій гідроксиду і кварцового піску з масовою часткою домішок 10 % для добування натрій силікату масою 12,2 т.

Теми проєктів. Історія відкриття скла. Сучасні види скла та їх застосу-

РОЗДІЛ 3

МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХ СПОЛУКИ

Ca

Na

Al



Fe

Метали належать до найрозповсюдженіших матеріалів, які людина з прадавніх часів використовувала для забезпечення своїх життєвих потреб. Нині важко знайти таку галузь виробництва, науково-технічної діяльності людини або її побуту, де метали не відігравали б суттєвої ролі. Більшість галузей промисловості пов'язана з добуванням чи обробкою матеріалів, основу яких становлять метали. Слід урахувувати й біологічне значення металічних елементів.

§ 54. Положення металічних елементів у періодичній системі. Будова атомів

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* положення металічних елементів за їх місцем у періодичній системі та електронною будовою атомів; поширеність у природі, їх біологічну роль;
- *наводити* приклади металічних руд.

Особливості будови металічних елементів. Нині відомо понад 90 металічних елементів. Це значно переважає кількість неметалічних елементів. До них належать усі *d*- та *f*-елементи, *s*-елементи ІА і ІІА груп (крім Гідрогену), а також *p*-елементи ІІІА групи (крім Бору), ІVА групи (Ge, Sn, Pb), VА групи (Sb, Bi) та VІА групи (Po).

Якщо у періодичній системі провести умовно діагональ від Берилію до Астату, то металічні елементи займатимуть під нею всю ліву нижню частину. Елементи, які розміщені поблизу діагоналі, мають амфотерні властивості (Be, Al, Ge та ін.)

- ➔ Зверніть увагу, що типові металічні *s*-елементи починають кожний період, крім першого.

Що саме визначає належність до металічних елементів? Для того щоб визначити, чи є елемент металічним, необхідно враховувати такі його характеристики:

- на зовнішньому енергетичному рівні, як правило, знаходяться один-два, рідше — три електрони;
- останній підрівень атома, який заповнюється електронами, — це *s*-, *d*- та *f*-підрівні, рідше — *p*-підрівень;
- металічні елементи утворюють оксигеновмісні сполуки основного характеру, а газуватих гідрогеновмісних сполук не утворюють;
- атоми металічних елементів, на відміну від неметалічних, віддають електрони, утворюючи прості катіони, і є *відновниками* в хімічних реакціях. Це характерна властивість металічних

Тому металічні елементи у сполуках мають тільки позитивні ступені окиснення. У *s*- та *p*-елементів вони сталі, у *d*-елементів — змінні, бо в них валентними є електрони не лише *s*-, а й *d*-підрівнів. Це також позначається на зміні металічних властивостей елементів у підгрупах. Якщо в групах *s*- та *p*-елементів металічні властивості посилюються зі зростанням атомного номера, то в побічних групах *d*-елементів — послаблюються.

Атоми металічних елементів утворюють між собою металічний зв'язок, тому властивості простих речовин-металів різко відрізняються від неметалів.

Поширеність у природі. Висока відновна здатність металічних елементів — це одна з головних причин того, що у природі вони трапляються переважно у вигляді сполук за винятком благородних металів (срібла, платини, золота). Крім того, для металічних елементів характерна велика спорідненість з Оксигеном і Сульфуром, тому в природі вони переважно існують у вигляді практично нерозчинних оксидів і сульфідів.

Сполуки металів — основна складова металічних руд, які називаються рудними мінералами.

Руда — це природне мінеральне утворення, що містить сполуки одного або кількох металічних елементів (поліметалічні руди) у концентраціях, за яких економічно доцільне їх добування.

Окрім корисних мінералів до складу руди входить пуста порода. У земній корі металічні елементи залежно від їх активності найчастіше зосереджені в таких рудах:

а) найбільш *активні* металічні елементи містяться у вигляді карбонатів: кальциту CaCO_3 (вапняк, крейда, мармур), магнезиту MgCO_3 ;

б) металічні елементи *середньої* активності зосереджені в основному у вигляді оксидів і сульфідів: магнітного залізняку Fe_3O_4 , червоного залізняку Fe_2O_3 , бокситів $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, цинкової обманки ZnS , свинцевого блиску PbS ;

в) у вільному стані в земній корі є лише *малоактивні* металічні елементи: золото, платина і платинові метали, іноді срібло, мідь, ртуть.

Залежно від складу сполук металічних елементів розрізняють такі руди:

- оксидні — боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, магнітний залізняк Fe_3O_4 ;
- сульфідні — пірит FeS_2 , цинкова обманка ZnS ;
- хлоридні — кам'яна сіль NaCl , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
- карбонатні — вапняк CaCO_3 , сидерит FeCO_3 .

У земній корі розповсюджені також поліметалічні руди. До них належать сульфідні руди, що містять Цинк, Плюмбум, Аргентум, Ку-

прум, Вісмут із домішками рідкісних металічних елементів (Германію, Ренію, Індію). Найчастіше трапляються мінерали, малорозчинні у воді та стійкі до окиснення. Металічні руди — це сировина для металургійної промисловості.

Металічні елементи входять також до складу живих організмів. Відомо, що організм людини на 3 % складається з металічних елементів. У клітинах найбільше Калію і Натрію сконцентровано в лімфатичних системах. Магній накопичується в м'язах і нервовій системі, Кальцій — у кістковій тканині, Купрум — у печінці, Ферум — у крові. Усі вони відіграють важливу роль у живих організмах і в біологічних процесах, які в них відбуваються.

! Коротко про головне

Металічних елементів значно більше, ніж неметалічних. До них належать *d*- та *f*-елементи, *s*-елементи ІА та ІІА груп і деякі *p*-елементи. На відміну від неметалічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні металічних елементів містяться один-два, рідше три електрони, які легко їх віддають і виявляють відновні властивості. Саме тому в природі вони існують переважно як руди, склад яких залежить від активності металічного елемента.

? Контрольні завдання

1. Порівняйте положення металічних і неметалічних елементів у періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
2. Поясніть, за якими ознаками хімічний елемент належить до металічних.
3. Простежте, як змінюються електронні структури атомів і властивості металічних елементів у періодах та в А групах. Установіть залежність між будовою атомів і закономірностями зміни металічних властивостей.
4. Поміркуйте, чому в земній корі не виявлено оксидів і сульфідів активних металічних елементів.
5. Уявіть, що перед вами зразки металічних руд без етикеток. Запропонуйте хімічний спосіб розпізнавання сульфідів, карбонатів і хлоридів.
6. Визначте, до якого типу елементів за електронною будовою належить елемент з атомним числом 30. Який це елемент? Відповідь поясніть.
7. Елемент розміщений у 4-му періоді, має на зовнішньому енергетичному рівні два електрони. Він утворює два оксиди: вищий R_2O_5 із кислотними властивостями і нижчий RO — з основними властивостями. Який це елемент, в якій групі та підгрупі періодичної системи міститься?
8. При взаємодії з кислотою двовалентного металу масою 0,152 г виділився водень об'ємом 140 мл (н.у.). Обчисліть відносну атомну масу металічного елемента. вкажіть його назву.

§ 55. Метали — прості речовини

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- пояснювати утворення металічного зв'язку, будову металів;
- характеризувати загальні фізичні властивості металів;
- оцінювати практичне значення металів.

Ви вже знаєте *загальні фізичні властивості металів*: усі вони (за винятком ртуті) тверді, мають металічний блиск, непрозорі, пластичні, мають високу електро- та теплопровідність. Такі загальні властивості в комплексі не характерні для неметалів, наприклад вони різняться за агрегатним станом.

У чому саме полягає причина таких унікальних властивостей металів?

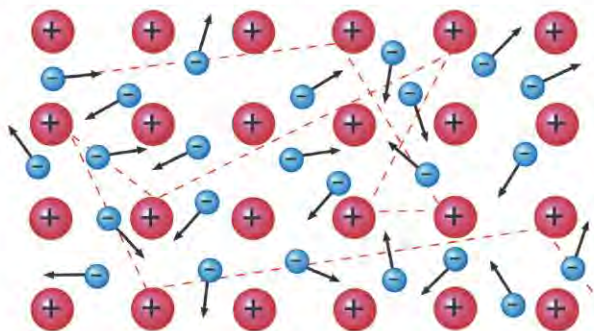
Будова металів. Особливість металів зумовлена типом хімічного зв'язку. Для них характерний *металічний зв'язок*.

- ➔ Пригадайте типи хімічних зв'язків (§ 8) і поясніть, чим металічний зв'язок відрізняється від ковалентного та йонного.

Металічний зв'язок — це один із видів хімічного зв'язку між позитивно зарядженими йонами та усупільненими валентними електронами (електронний газ), які вільно рухаються.

На мал. 89 показано переміщення електронів між атомами, в результаті одні атоми стають йонами, а інші — з йонів перетворюються знову на атоми.

Яка саме різниця між металічним зв'язком і ковалентним? Металічний зв'язок, як і ковалентний, виникає за рахунок усупільнення атомами валентних електронів. Проте між ними є суттєва різниця. Електрони, які утворюють ковалентний зв'язок, в основному перебувають безпосередньо біля атомів, що сполучаються один з одним, і міцно зв'язані. У металічному зв'язку електрони, які здійснюють зв'язок, переміщуються по всьому об'єму металу. Металічний зв'язок відрізняється від ковалентного також за міцністю: його енергія в 3—4 рази менша за енергію ковалентного зв'язку. Подібно до йонного металічний зв'язок має електростатичний характер завдяки взаємодії між протилежно зарядженими частинками — катіо-



Мал. 89. Кристалічна ґратка металу (пунктиром позначена траєкторія одного з рухливих електронів)

Метали у твердому стані існують у вигляді кристалів з *металічною кристалічною ґраткою*, у вузлах якої розміщені позитивно заряджені йони і нейтральні атоми. Вони утримуються в певних положеннях вільно рухливими, ніби «плаваючими» між ними, електронами (див. мал. 89). Ці електрони належать усім атомам, які зв'язані між собою.

Металічні кристалічні ґратки бувають різних видів. Вони різняться просторовою структурою і компактністю упаковки частинок, що впливає на фізичні властивості металів.

Фізичні властивості. Своєрідність металічного зв'язку і кристалічної ґратки зумовлюють та пояснюють загальні фізичні властивості металів. Вони в основному міцні, однак міцність залежить від того, які електрони беруть участь в утворенні зв'язку. Якщо тільки *s*-електрони подібно до лужних металів, то їх міцність невелика, вони пластичні та легкоплавкі, а якщо частково беруть участь й електрони *d*-підрівня, — то більш тугоплавкі, наприклад ванадій.

Агрегатний стан усіх металів однаковий за стандартних умов — це тверді кристалічні речовини (крім ртуті, яка рідка).

Металічний блиск пояснюється здатністю їх кристалів відбивати світло завдяки вільним електронам. У роздрібненому або високодисперсному стані метали мають зазвичай чорний колір і не блищать, крім алюмінію і магнію. Тому алюмінієвий порошок використовують для «посріблення» різних виробів.

Колір. Для більшості металів характерними є сріблясто-білий (алюміній, срібло, нікель) або сріблясто-сірий (залізо, свинець) кольори. Серед винятків — золото жовтого, а мідь — рожево-червоного кольору.

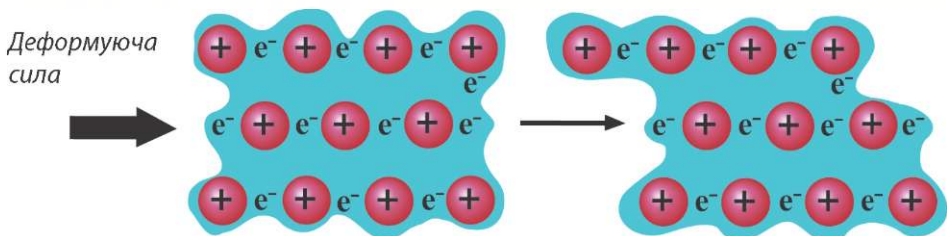
Висока *електро- та теплопровідність* металів пояснюється наявністю «вільних» електронів (електронний газ), які за невеликої різниці потенціалів набувають напрямленого руху від негативного до позитивного полюса.

Найбільшу *електропровідність* мають срібло й мідь, а потім — золото, алюміній, залізо. Але електрична провідність металів з підвищенням температури зменшується, а в неметалів (наприклад, графіту), навпаки, зростає.

Теплопровідність металів, як правило, змінюється у тій самій послідовності, що й електрична провідність. Найбільша теплопровідність у срібла й міді, найменша — в бісмуту і ртуті.

Пластичність металів пояснюється можливістю зміщення шарів електронів відносно один одного в кристалі під дією будь-якої сили (мал. 90).

Пластичність (від грец. *plastikos* — придатний для ліплення, податливий) — це здатність металів деформуватися під дією механічних навантажень. Вільнорухливі в кристалі електрони забезпечують «ковзан-



Мал. 90. Дія деформуючої сили на кристалічну ґратку металу

кристала внаслідок розриву металічного зв'язку між його атомами. У ряді елементів Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe пластичність металів зменшується. Так, із золота виготовляють фольгу завтовшки до 0,0001 мм, яка використовується для позолоти різних предметів. Під дією деформуючої сили кристалічна ґратка металу може змінювати свою форму, не утворюючи тріщин, на відміну від йонних кристалів. Ця властивість має велике практичне значення — метали можна пресувати, кувати, штампувати тощо.

Густина металів прямо пропорційна атомній масі елемента й обернено пропорційна радіусу його атома. Найлегший з металів — літій (густина 0,53 г/см³), найважчий — осмій (густина 22,6 г/см³). Метали з густиною до 5 г/см³ називаються *легкими* (наприклад, літій, натрій, магній, алюміній), решта — *важкими*. Металічні елементи, яким відповідають важкі метали, розміщуються в основному в 5 — 6-му періодах (наприклад, цинк, залізо, мідь, свинець, ртуть, золото). Існує певна закономірність: чим менша відносна атомна маса і компактність упаковки металу, тим він легший.

Температура плавлення металів залежить від типу кристалічних ґраток, особливо в лужноземельних металів. Метали, які плавляться за температури понад 1000 °С, називаються *тугоплавкими*, за нижчої — *легкоплавкими*. Найбільш легкоплавким рідким металом є ртуть (–38,9 °С), а найбільш тугоплавким — вольфрам (3395 °С). Зокрема, з вольфраму виготовляють нитки розжарювання в електролампах.

Чому така велика розбіжність у температурах плавлення металів? Річ у тому, що типові метали (лужні та лужноземельні) мають лише металічний зв'язок. У перехідних металів виникає ще й ковалентний зв'язок за рахунок *d*-електронів, що впливає на його міцність.

Твердість. За цією ознакою метали поділяють на *м'які* (наприклад, лужні, які легко ріжуться ножом) і *тверді*. Найтвердішим є хром, що ріже скло. Загалом твердість (за шкалою твердості Мооса) порівнюють з алмазом, у якого вона дорівнює 10.

Розчинність. Усі метали практично нерозчинні у воді (не плутайте із взаємодією деяких металів з водою!), однак розчинні один в одному в розчинах.

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ОЗНАЙОМЛЕННЯ ЗІ ЗРАЗКАМИ МЕТАЛІВ, ПРИРОДНИМИ СПОЛУКАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

■ **Дослід 1.** Розгляньте видані вам зразки металів: мідь, алюміній, цинк, олово, свинець. Свої спостереження запишіть у таблицю:

Метал	Деякі загальні фізичні властивості металів			
	блиск	колір	твердість	пластичність

Для визначення твердості візьміть цвях і спробуйте зробити подряпину, а для визначення пластичності — зігнути зразки (ті, які можливо). Поясніть, чому загальні фізичні властивості металів різняться.

■ **Дослід 2.** Розгляньте видані вам зразки руд: боксит, магнетит, пірит, кам'яну сіль, карбонат. Свої спостереження запишіть у таблицю:

Руда	Хімічна формула	Колір	Запах

⇒ Чому металічні елементи, які входять до складу руд, у природі не існують у вільному стані?

Поряд із загальними властивостями металів розрізняють *окремі та індивідуальні властивості*. Це пояснюється відмінністю електронної будови атомів, їх розмірів (величиною радіуса атома), різними видами кристалічних ґраток. Знання структури і властивостей металів дає змогу доцільніше їх використовувати.

Застосування. Практичне застосування металів визначається особливостями їх фізичних і хімічних властивостей. Найчастіше використовують залізо, мідь, алюміній (докладніше вивчатимете в наступних параграфах). Ці метали тверді, стійкі до агресивного середовища, наприклад кислотних дощів.

Метали хром, нікель, мідь, олово, свинець використовують здебільшого у сплавах. Наприклад, неіржавна сталь (Fe, Cr і Ni), ніхром (Ni, Cr, Al), бронза (Cu і Sn). Із благородних металів (золота, срібла, платини) виготовляють ювелірні вироби. Докладніше зі сплавами металів ви ознайомитеся у § 78.

⇒ Які, на вашу думку, особливості коштовних металів дають змогу їх використовувати як ювелірні вироби?

! Коротко про головне

Металічні елементи утворюють металічний зв'язок, який є проміжним між ковалентним та йонним. Метали у твердому стані існують у вигляді кристалів з металічною кристалічною ґраткою. Незважаючи на численність і велику різноманітність, вони мають спільні ознаки на відміну від неметалів. Фізичні властивості металів визначають їх використання.

Для допитливих. Уміст золота в попелі, що утворюється від спалювання сухого осаду каналізаційних відходів японського міста Сува, перевищує показники золотоносних шахт світу в 50 разів. Фахівці пояснюють цей факт тим, що в місті є багато заводів електроніки, при виробництві якої застосовуються золото і золотомісні сплави. Нині вже працюють установки з вилучення дорогоцінного металу з відходів.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - металічних елементів більше, ніж неметалічних;
 - більшість металічних елементів у природі утворюють руди;
 - з деяких металів можна витягнути дріт, а з неметалів — неможливо.
- На прикладах конкретних металів проілюструйте загальні й індивідуальні фізичні властивості металів. Від чого саме вони залежать?
- Порівняйте сполуки з йонним і металічним зв'язком (на прикладі натрій хлориду і натрію). Знайдіть між ними подібність і відмінність.
- * Визначте, яку масу вольфраму можна добути при відновленні воднем концентрату руди масою 145 г, що містить вольфрам(VI) оксид і домішки, які не відновлюються, а їх масова частка дорівнює 20 %. Який мінімальний об'єм водню (н.у.) потрібний для перебігу процесу?
- * При розчиненні в розбавленій нітратній кислоті масою 6,08 г суміші порошкоподібних заліза та міді виділяється 1,792 л нітроген(II) оксиду (н.у.). Визначте склад суміші порошку.
- * Визначте металічний елемент, якщо при розкладі його гідроксиду масою 9,0 г утворюється оксид двовалентного металічного елемента масою 7,2 г.

§ 56. Хімічні властивості металів

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *характеризувати* хімічні властивості металів за їх місцем у витукувальному ряді металів;
- ▲ *складати* рівняння і схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Найтипівіша хімічна ознака металічних елементів — здатність від-



М. М. Бекетов
(1827 — 1911)

Загальна закономірність вам відома: чим більший радіус атома і чим менше валентних електронів, тим елемент легше віддає електрони із зовнішнього енергетичного рівня, і тому відновні властивості металів виражені сильніше.

Щодо простої речовини металу, то не завжди активність металічного елемента відповідає активності простої речовини. Наприклад, активність Літію як хімічного елемента серед лужних металічних елементів найменша, а як простої речовини — більша, тому він у витискувальному ряді стоїть на першому місці. (Зазначимо, що в шкільному курсі хімії причина не розглядається, оскільки це потребує спеціальних знань.)

У водних розчинах відновна властивість металів залежить не лише від здатності атомів металічних елементів віддавати електрони, а й від міцності кристалічних ґраток і сили взаємодії йонів, що утворюються, з розчинником.

Вам відомо, що за ознакою активності всі метали розміщені у витискувальному ряді. Його ще називають *електрохімічним рядом напруг*, або *рядом Бекетова*. М. М. Бекетов — професор Харківського університету, який уперше вивчав активність металів. Нагадаємо цей ряд:

Посилення відновних властивостей металів

← Li Rb Cs K Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Ni Sn Pb(H₂) Cu Ag Hg Pt Au →

Посилення окиснювальних властивостей катіонів Meⁿ⁺

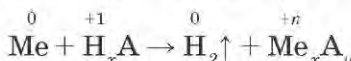
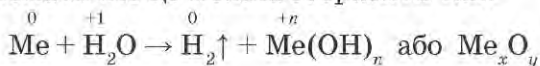
На основі цього ряду зробимо висновки про хімічну активність металів:

1) кожний метал витісняє з солей інші метали, розміщені у витискувальному ряді металів праворуч від нього, і сам може бути витіснений металами, розміщеними ліворуч;

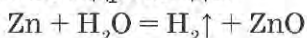
2) усі метали, що стоять у витискувальному ряді ліворуч від водню, витісняють його з кислот (крім нітратної), а ті, що стоять праворуч, — не витісняють;

3) чим далі ліворуч у витискувальному ряді стоїть метал, тим він більш активний і сильний як відновник, і тим важче відновлюються його йони.

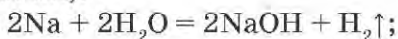
Хімічна активність металів з водою та розчинами кислот визначається місцем їх у витискувальному ряді металів. Окиснення металу відбувається за рахунок виділення водню як з молекул води, так і з розчинів кислот. Схематично це можна зобразити так:



Взаємодія металів з водою. За дуже високої температури з водою (водяною парою) реагують менш активні метали — цинк і залізо. Тому вони утворюють оксиди, а не гідроксиди:



За стандартних умов з водою активно реагують лише лужні та лужноземельні метали з утворенням лугів і виділенням теплоти (реакції екзотермічні):



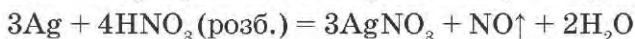
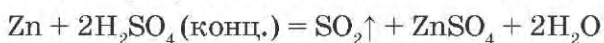
1. Уважно розгляньте мал. 91. Поясніть, чому: натрій «бігає» по воді; стає кулькою; розчин набуває малинового забарвлення. Що горить — натрій чи водень і чому?

2. Для обох реакцій складіть схеми електронного балансу і підтвердіть відновні властивості цинку і натрію.

Взаємодія металів з кислотами. У цих реакціях метали завжди виявляють відновні властивості. Особливість реакцій полягає в тому, що метали (*які?*) під час взаємодії з хлоридною, розчинами сульфатної та ортофосфатної кислот (неокисниками) витісняють водень кислотами-окисниками не лише з кислоти, а й з води.

Якщо внаслідок реакції утворюються нерозчинні або малорозчинні продукти на поверхні металу, то вони гальмують подальший перебіг реакції. Таке явище називається *пасивацією*.

Нагадаємо, що нітратна і концентрована сульфатна кислоти є сильними окисниками, тому в реакціях з металами водень не виділяється:



ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ВЗАЄМОДІЯ МЕТАЛІВ ІЗ РОЗЧИНАМИ КИСЛОТ

Дослід 1. У дві пробірки наливаємо по 2 мл розбавленої сульфатної кислоти, в одну — поміщаємо гранулу цинку, в іншу — мідну дротинку. Що спостерігаєте?

Дослід 2. У дві пробірки наливаємо по 2 мл хлоридної кислоти, в одну — добавляємо магній (ошурки або порошок), в іншу — кусочок свинцю. Що спостерігаєте?

→ Для всіх дослідів складіть відповідні рівняння реакцій і схеми електронного балансу. Підтвердіть відновні властивості металів.

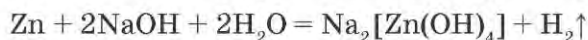
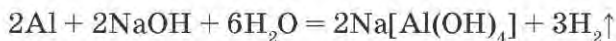


Мал. 91. Взаємодія натрію з водою

Отже, метали реагують з кислотами, по-перше, згідно з їх місцем у витискувальному ряді металів, по-друге, продукти реакції залежать від окисно-відновних властивостей кислот.

Взаємодія металів з лугами. Метали при взаємодії з лугами також виявляють відновні властивості. Однак з лугами реагують не всі метали, які у витискувальному ряді містяться до водню, а лише ті, котрим відповідають амфотерні гідроксиди або оксиди (алюміній, цинк, олово, свинець тощо).

Дослід. У велику пробірку на третину об'єму наливаємо розчин луку (натрій гідроксиду з масовою часткою луку 40 %). Далі додаємо кілька гранул (краще — порошок) цинку або алюмінію. Спочатку слабо, а потім дедалі сильніше починають виділятися пухирці водню:



Комплексна сполука, що утворилася внаслідок взаємодії алюмінію з натрій гідроксидом $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, називається натрій тетрагідроксоалюмінат, а комплексна сполука $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — натрій тетрагідроксоцинкат.

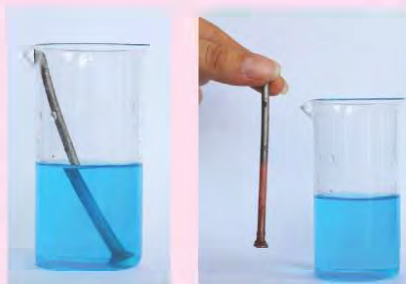
→ Доведіть за допомоги рівнянь реакцій амфотерність цинку та алюмінію.

Взаємодія металів з розчинами солей. За взаємодією металів з розчинами солей можна визначити хімічну активність кожного з них. Класичним прикладом є дослід взаємодії заліза з розчином купрум(II) сульфату CuSO_4 .

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

РЕАКЦІЯ ЗАЛІЗА З РОЗЧИНОМ МІДНОГО КУПОРОСУ

Дослід. Водну пробірку налийте 3 мл концентрованого розчину купрум(II) сульфату і занурте прив'язаний до нитки цвях, попередньо зачищений. Залиште його в розчині на кілька хвилин. В іншу пробірку налийте концентрованого розчину ферум(II) сульфату і занурте мідну дротинку, попередньо зачищену. Залиште так само на кілька хвилин і спостерігайте за зміною кольору. Спостерігайте, як поступово синє забарвлення купрум(II) сульфату зникає.



Мал. 92. Залізний цвях у розчині купрум(II) сульфату

з'являється зеленуватий колір ферум(II) сульфату (мал. 92). Цвях покривається міддю червоного кольору: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$.

- ➔ Порівняйте результати досліду і поясніть їх. Який з металічних елементів є окисником, а який — відновником? Доведіть це, склавши схему електронного балансу.

Взаємодія металів з неметалами.

Найкраще відновні властивості металів виявляються відносно неметалів-окисників. Так, лужні метали при безпосередній взаємодії з киснем утворюють різні продукти: літій оксид Li_2O , натрій пероксид Na_2O_2 , калій надпероксид KO_2 .

Відомо, що хімічна активність металів залежить також від ступеня їх подрібненості. У порошкоподібному стані активність більшості металів значно зростає. Так, порошок стибію згоряє в хлорі без попереднього його нагрівання (мал. 93).

- ➔ Складіть рівняння реакцій горіння магнію і стибію у хлорі.

Хімічні властивості металів зумовлюють їх поширеність у природі, способи добування і застосування.



Мал. 93. Горіння стибію у хлорі

Коротко про головне

Характерною ознакою металічних елементів є їх здатність віддавати електрони і перетворюватися на позитивні йони. Тому метали — *відновники*. Відновні властивості металічних елементів виявляються неоднаково, що залежить від будови їх атомів. За хімічною активністю метали розміщені у витискувальному ряді. Його ще називають *електрохімічним рядом напруг*, або *рядом Бекетова*.

Метали залежно від їх активності по-різному реагують з водою, кислотами, розчинами лугів і солей, неметалами. Продукти, які утворюються внаслідок реакції, залежать від властивостей реагенту, з яким взаємодіє метал. Метали, які у витискувальному ряді містяться до водню, витискують його з води, кислот (крім нітратної та концентрованої сульфатної), амфотерні метали — із розчинів лугів. Кожний попередній метал може витіснити наступні з розчинів їх солей. Метали взаємодіють з неметалами за певних умов.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - усі метали — відновники;
 - при взаємодії металу з водою в одних випадках утворюються луг і водень, а в інших — оксид металічного елемента і водень;
 - при взаємодії металів з сульфатною кислотою може виділятися водень, а може — інший газ. У якому випадку? Напишіть рівняння відповідних реакцій;
 - чому не можна використати натрій для витіснення заліза з розчину ферум(III) хлориду, адже натрій у витискувальному ряді металів стоїть перед залізом.
- Поміркуйте, чи можливі такі реакції:

А $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$;	В $\text{Ca} + \text{NaOH} \rightarrow$;
Б $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$;	Г $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow$.

 Для всіх можливих випадків складіть рівняння реакцій.
- Для повного переходу в розчин цинку масою 0,65 г потрібно розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 10 %

А 0,98 г;	Б 1,96 г;	В 9,8 г;	Г 196 г.
-----------	-----------	----------	----------
- Поміркуйте, використовуючи витискувальний ряд металів, чи можна покрити мідну монету шаром

А ртуті;	Г цинку;
Б свинцю;	Г олова.

 В срібла;
 Напишіть рівняння можливих реакцій. Чи можна таким способом позолотити поверхню срібної монети? Як це зробити?
- У концентровану нітратну кислоту помістили суміш міді та купрум(II) оксиду масою 64 г із масовою часткою купрум(II) оксиду 40 %. Обчисліть об'єм газу (н.у.), що виділиться внаслідок реакції.
- При взаємодії з водою лужного металу масою 0,347 г виділився водень об'ємом 560 мл (н.у.). Який це метал?
- Для встановлення кількісного складу суміші, що складається з порошоків заліза, ферум(II) оксиду і ферум(III) оксиду, 1 г її обробили кислотою й добули 112 мл водню (н.у.), а 1 г відновили воднем і одержали 0,2115 г води. Обчисліть масову частку компонентів суміші.

§ 57. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій між розчином солі та металом

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

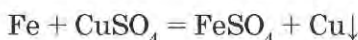
- ♦ пояснювати суть і причини зміни маси пластинки в зазначених реакціях;
- ♦ розв'язувати задачі «на пластинку».

Задачі такого типу засновані на закономірностях витискувального ряду металів. Як ви уже знаєте, показником порівняльної хімічної активності металів є їх місце у витискувальному ряді металів. Кожен з металів здатний витіснити (відновлювати) з розчинів солей усі наступні метали в цьому ряді, проте — жодного з попередніх.

- **Задача.** Залізну пластинку масою 50 г занурили в розчин мідного купоросу. Через певний час пластинку вийняли, висушили і зважили. Її маса дорівнювала 50,32 г. Обчисліть масу міді, що залишилася на пластинці, та масу заліза, яке перейшло в розчин.

Для того щоб навчитися розв'язувати задачі цього типу, треба зрозуміти, чому змінюється маса пластинки.

У розчині між залізом і купрум(II) сульфатом відбувається хімічна реакція:



За рівнянням хімічної реакції один атом (1 моль атомів) Феруму заміщує один катіон (1 моль катіонів) Купруму. Тобто замість одного атома (1 моль атомів) Феруму, що переходить у розчин, на пластинці осідає один атом (1 моль атомів) Купруму. У реакції беруть участь залізо і мідь кількістю речовини 1 моль. При цьому маса пластинки змінюється на різницю між їх масами.

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; \quad m(1 \text{ моль Cu}) = 64 \text{ г}$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; \quad m(1 \text{ моль Fe}) = 56 \text{ г}$$

$$\Delta m(\text{пласт.}) = 64 \text{ г} - 56 \text{ г} = 8 \text{ г}$$

З'ясувавши причину зміни маси пластинки, розв'яжемо задачу.

Дано:

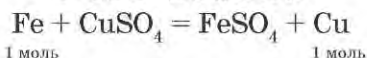
$$m(\text{пласт.}) = 50 \text{ г}$$

$$m_1(\text{пласт.}) = 50,32 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

$$m(\text{Cu}) = ?$$

Розв'язання



1. Обчислимо зміну маси пластинки за умови задачі:

$$\Delta m(\text{пласт.}) = m_1(\text{пласт.}) - m(\text{пласт.})$$

$$\Delta m(\text{пласт.}) = 50,32 \text{ г} - 50 \text{ г} = 0,32 \text{ г}$$

Далі задачу можна розв'язувати кількома способами. Розглянемо

I спосіб

2. Обчислимо зміну маси пластинки за рівнянням хімічної реакції.

У реакції беруть участь залізо і мідь кількістю речовини 1 моль, тому, за рівнянням, зміна маси пластинки дорівнює різниці мас заліза і міді кількістю речовини 1 моль кожного металу: $\Delta m(\text{пласт.}) = 64 \text{ г} - 56 \text{ г} = 8 \text{ г}$.

3. Обчислимо кількість речовини міді, що осіла на пластинці.

Позначимо кількість речовини міді, що осіла на пластинці, x моль. Відомо, що (за рівнянням реакції) на пластинці осідає мідь кількістю речовини 1 моль, різниця маси пластинки становить 8 г. За умовою задачі, осідає мідь кількістю речовини x моль, різниця маси дорівнює 0,32 г.

1 моль Cu — 8 г, зміна маси пластинки;

x моль Cu — 0,32 г, зміна маси пластинки.

Ця пропорційна залежність дає можливість скласти пропорцію:

$$\frac{1 \text{ моль}}{x \text{ моль}} = \frac{8 \text{ г}}{0,32 \text{ г}}; \quad x \text{ моль (Cu)} = \frac{1 \text{ моль} \cdot 0,32 \text{ г}}{8 \text{ г}} = 0,04 \text{ моль.}$$

4. Обчислимо масу міді, що осіла на пластинці.

$$m(\text{Cu}) = M \cdot n; \quad m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,56 \text{ г.}$$

5. Обчислимо масу заліза, яке переходить у розчин:

$$n(\text{Fe}) = n(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль};$$

$$m(\text{Fe}) = M \cdot n; \quad m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,24 \text{ г.}$$

Перевіримо, чи правильно ми розв'язали задачу.

Маса пластинки після реакції:

$$m_1(\text{пласт.}) = m(\text{пласт.}) + m(\text{Cu}) - m(\text{Fe});$$

$$m_1(\text{пласт.}) = 50 \text{ г} + 2,56 \text{ г} - 2,24 \text{ г} = 50,32 \text{ г.}$$

Отже, розв'язок правильний.

II спосіб

2. Обчислимо кількість речовини заліза і міді, що беруть участь у реакції, склавши алгебраїчне рівняння.

Позначимо кількість однієї з цих речовин, наприклад міді, x моль. Кількість речовини заліза, яке при цьому переходить у розчин, за співвідношенням речовин у рівнянні реакції так само x моль.

$$n(\text{Cu}) = x \text{ моль}; \quad n(\text{Fe}) = x \text{ моль.}$$

Маса міді, що осіла на пластинці:

$$m(\text{Cu}) = M \cdot n; \quad m(\text{Cu}) = 64x.$$

Маса заліза, яке переходить у розчин:

$$m(\text{Fe}) = M \cdot n; \quad m(\text{Fe}) = 56x.$$

Маса пластинки після реакції дорівнює:

$$m_1(\text{пласт.}) = m(\text{пласт.}) + m(\text{Cu}) - m(\text{Fe});$$

$$50,32 = 50 + 64x - 56x.$$

$$0,32 = 8x; \quad x = 0,04 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль}; \quad n(\text{Fe}) = 0,04 \text{ моль}.$$

3. Обчислимо масу міді, що осіла на пластинці:

$$m(\text{Cu}) = M \cdot n; \quad m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,56 \text{ г}.$$

4. Обчислимо масу заліза, що переходить у розчин:

$$m(\text{Fe}) = Mn; \quad m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,24 \text{ г}.$$

В і д п о в і д ь. У розчин переходить 2,24 г заліза, на пластинці осідає 2,56 г міді.

Поміркуємо, чи завжди взаємодія між розчином солі та металом супроводжується збільшенням маси пластинки.

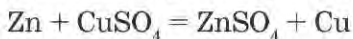
Як ви дізналися, причиною зміни маси пластинки є різниця між масами металу, який переходить у розчин, і металу, що осідає на пластинці, з урахуванням стехіометричних співвідношень речовин у рівнянні реакції.

За умовою розв'язаної задачі, збільшення маси пластинки зумовлено тим, що молярна маса міді — металу, який осідає на пластинці (64 г/моль), більша за молярну масу металу — заліза, що переходить у розчин (56 г/моль), а кількості речовини кожного металу за рівнянням реакції однакові (1 моль).

У якому випадку маса пластинки зменшуватиметься?

Логічно припустити, якщо молярна маса металу, що осідає на пластинці, буде меншою за молярну масу металу, який переходить у розчин, а кількості речовини кожного металу за рівнянням реакції однакові, то маса пластинки зменшуватиметься.

Наприклад, зменшення молярної маси спостерігаємо, якщо цинкова пластинка занурена у розчин мідного купоросу:



$$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}, \quad n(\text{Zn}) = 1 \text{ моль}$$

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}, \quad n(\text{Cu}) = 1 \text{ моль}$$

При взаємодії реагентів кількістю речовин 1 моль маса пластинки зменшиться на 1 г.

? Контрольні завдання

- Визначте, збільшиться, зменшиться чи залишиться без змін маса цинкової пластинки, зануреної в розчин: а) купрум(II) нітрату; б) плюмбум(II) нітрату; в) аргентум(I) нітрату; г) барій хлориду; г) нікол(II) сульфату. Відповідь обґрунтуйте. Складіть рівняння відповідних реакцій.
- Кадмієву пластинку масою 10 г занурили у розчин мідного купоросу. Через певний час маса її дорівнювала 9,88 г. Поясніть зміну маси пластинки. Обчисліть масу кадмію, що перейшов у розчин, і масу міді, яка осіла на пластинці.

3. Цинкову пластинку масою 208,3 г занурили в розчин ферум(II) хлориду. Через певний час маса її дорівнювала 200 г. Обчисліть масу цинку, що перейшов у розчин, і масу ферум(II) хлориду, який прореагував.
4. Пластинку з мангану масою 10 г занурили у розчин цинк нітрату. Після закінчення реакції маса пластинки збільшилася на 12 %. Визначте, яка речовина залишилася в розчині та обчисліть її масу.
5. Мідну пластинку масою 50 г занурили у розчин меркурій(II) нітрату масою 97,5 г із масовою часткою солі 10 %. Обчисліть масу пластинки після закінчення реакції, за умови, що ртуть повністю осіла на ній.
- 6*. У розчин, що містить 2,8 г двовалентного металічного елемента у складі нітрату, занурили цинкову пластинку. Після повного виділення металічного елемента з солі маса пластинки збільшилася на 1,175 г. Визначте металічний елемент.
- 7*. Алюмінієву пластинку масою 100,0 г занурили у розчин мідного купоросу масою 313,8 г. Після закінчення реакції маса пластинки дорівнювала 113,8 г. Обчисліть масу алюмінію, що перейшов у розчин, масу міді, яка осіла на пластинці, та масову частку алюміній сульфату в розчині після реакції.
- 8*. Залізну пластинку масою 7,87 г занурили у розчин мідного купоросу масою 300 г із масовою часткою солі 8 %. Через певний час пластинку вийняли, висушили і зважили. Маса пластинки дорівнювала 8,27 г. Обчисліть масу заліза, що перейшло у розчин, масу міді, яка осіла на пластинці, та масові частки речовин у розчині після реакції.

§ 58. Загальні способи добування металів

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ★ називати основні способи добування металів із руд;
- ★ формулювати означення металургії;
- ★ характеризувати піро-, гідро- та біометалургію;
- ★ складати рівняння окисно-відновних реакцій і схеми електронного балансу;
- ★ висловлювати судження про вплив металургійних процесів на довкілля.

Існування сучасної цивілізації неможливо уявити без металічних матеріалів. У § 54 розглянуто поширення металічних елементів у природі.

- Повторіть за § 54 поширеність металічних елементів у природі, форми і назви основних руд металічних елементів.

Металургія — це комплексна галузь промисловості, яка займається виробництвом металів.

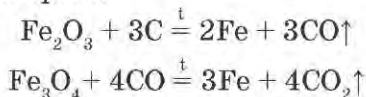
Оскільки більшість металічних елементів у природі існує у вигляді сполук, то хімізм металургійних процесів полягає у відновленні металів:

Залежно від природи відновника й умов перебігу процесів відновлення розрізняють піро-, гідро-, електро- та біометалургію.

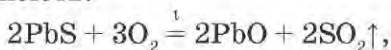
Пірометалургія (від грец. *вогонь* і *металургія*) об'єднує хімічні способи відновлення металів з руд за високої температури.

Як відновники в пірометалургії використовують вугілля (кокс), карбон(II) оксид, водень, активні метали, силіцій.

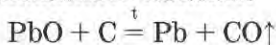
Найчастіше оксидні руди відновляють коксом або карбон(II) оксидом — це процес *карботермії*:



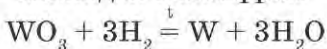
Для добування металів пірометалургійним способом із сульфідних руд їх спочатку випалюють:



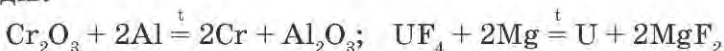
а потім добутий оксид відновляють коксом:



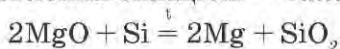
Тугоплавкі метали — молібден і вольфрам — відновляють воднем:



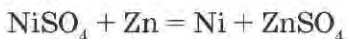
Якщо відновниками є хімічно активні метали, то цей пірометалургійний спосіб називають *металотермією*. Залежно від природи металу-відновника розрізняють *алюмінотермію*, або *алюмотермію*, — відновлення алюмінієм і *магнійтермію* — відновлення магнієм. Спосіб металотермії дає змогу відновлювати метали не тільки з оксидів, але й з галогенідів:



Відомий спосіб відновлення силіцієм — *силікотермія*:



Гідрометалургія полягає у перетворенні природної сполуки металічного елемента в розчинну форму з подальшим відновленням металу із розчину. Про можливість застосування гідрометалургійних процесів для добування металів ще в 1763 р. говорив М. В. Ломоносов. Гідрометалургійними способами добувають благородні (золото, срібло, платину), кольорові (мідь, нікель, цинк, кобальт), рідкісні (цирконій, гафній, тантал) та інші метали:



➔ Складіть схеми електронного балансу для наведених рівнянь реакцій.

Серед переваг цього способу — можливість використання сировини з низьким умістом металічного елемента, яку неможливо переробляти традиційними способами; зменшення в багатьох випадках забруднення навколишнього середовища, наприклад, при випалюванні сульфід-

Електрометалургія — це добування металів за допомоги електричного струму (*електролізу*). Електролізом розплавів добувають найбільш активні метали (від літію до мангану), електролізом водних розчинів — менш активні (цинк, мідь, нікель, хром тощо). Докладніше про електроліз див. § 59.

Біометалургія базується на біохімічних процесах за участю мікроорганізмів. Відомо, що мікроорганізми-літотрофи (з лат. — «ті, що поїдають каміння») здатні перетворювати нерозчинні сульфідні металічних елементів у розчинні сульфати.

Ще на початку нашої ери римляни добували мідь із «блакитних» струмків, забарвлених мідним купоросом, що витікали з мідних рудників. У ці струмки просто кидали залізний брухт і через певний час мали чисту мідь.

→ Напишіть рівняння реакції, складіть електронний баланс.

У такий спосіб добували мідь у різних країнах Європи з XVII ст. Нині за допомоги мікроорганізмів добувають мідь (у США 10 % загального виробництва), уран, реній, срібло, нікель, свинець, деякі рідкісні метали. Учені та інженери працюють над створенням промислових установок для добування інших металів. Переваги біометалургії полягають в її рентабельності (собівартість металу зменшується в 1,5 — 2 рази) і гідрометалургії — в зменшенні екологічного навантаження на довкілля і використанні дуже бідних руд.

! Коротко про головне

Металургія — це комплексна галузь промисловості з виробництва металів. Хімізм металургійних процесів полягає у відновленні металічних елементів з їх сполук.

Залежно від природи відновника й умов перебігу процесів розрізняють піро-, гідро-, електро- та біометалургію. *Пірометалургія* — це відновлення металів з руд за високої температури; розрізняють карбо-, метало- та силікотермію. *Гідрометалургія* — спосіб перетворення природної сполуки металічного елемента в розчинну форму із подальшим відновленням металу з розчину. *Електрометалургія* — добування металів за допомоги електричного струму (електроліз). *Біометалургія* базується на біохімічних процесах за участю мікроорганізмів.

? Контрольні завдання

1. Схарактеризуйте промислові способи добування металів з руд.
2. Які способи добування металів є найбільш екологічно безпечними? Відповідь обґрунтуйте.
3. Для добування ферохрому використовують суміш ферум(III) оксиду та хром(III) оксиду, співвідношення їх мас 2 : 3. Обчисліть масу алюмінію,

4. Обчисліть масу коксу з масовою часткою Карбону 90 %, необхідного для добування заліза з руди масою 5 кг, масова частка ферум(III) оксиду в якій становить 95 %.
5. При відновленні воднем оксиду металічного елемента масою 1,6 г добуто 0,54 г води. Визначте метал, якщо при його взаємодії з хлором утворюється хлорид складу MeCl_3 .
- 6*. Магній масою 3 г розчинили в хлоридній кислоті об'ємом 250 мл, молярна концентрація HCl в якій становить 1,2 моль/л. Обчисліть, чи вистачить водню, що виділився, для відновлення міді з купрум(II) оксиду масою 18 г.
- 7*. На відновлення ферум(III) оксиду масою 32,0 г витратили алюміній масою 13,5 г. Обчисліть масові частки компонентів суміші, що утворилася після реакції.

§ 59. Електроліз

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ *формулювати* означення електролізу;
- ◆ *пояснювати* суть електролізу розплавів і розчинів солей;
- ◆ *прогнозувати* склад продуктів електролізу: розплавів солей, розчинів солей за активністю йонів у розчині;
- ◆ *складати* рівняння реакцій електролізу, схеми окисно-відновних процесів на електродах;
- ◆ *характеризувати* практичне значення електролізу.



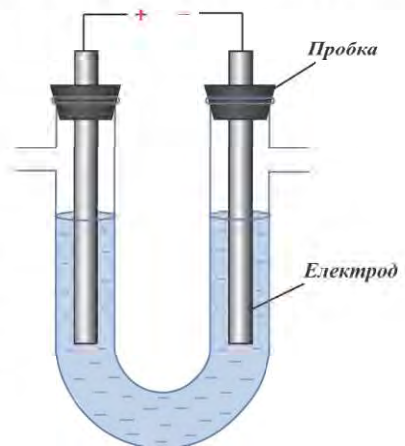
Г. Деві
(1778 — 1829)

Значна кількість металів у промисловості добувається з руд способом, який називається **електролізом**. Це хімічний процес, який відбувається під дією електричного струму.

У лабораторних умовах електроліз здійснюють у спеціальному приладі — *електролізері* (мал. 94).

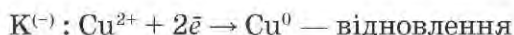
Англійський хімік і фізик, один із засновників електрохімії Г. Деві відкрив натрій, калій, кальцій, магній електролізом розплавів їх солей. Добув водень і кисень електролізом води. Запропонував гідрогенну теорію кислот, відкрив знеболюючу дію нітроген(I) оксиду, винайшов безпечну рудникову лампу. Висловив думку про важливість мінеральних солей для живлення рослин.

Дослід. В U-подібну трубку налива-

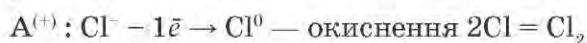


вою часткою солі 5 %, який містить катіони Cu^{2+} та аніони Cl^- . В обидві частини трубки занурюємо вугільні електроди, які підключаємо до джерела постійного струму. Під дією електричного струму катіони купрум Cu^{2+} рухаються до негативного електрода — *катода* (K^-) й осідають на ньому у вигляді металічної міді. Аніони хлору Cl^- рухаються до позитивного електрода — *анода* (A^+), утворюючи газ хлор Cl_2 .

Розглянемо процеси, які відбуваються на електродах. На катоді (K^-) катіони купрум Cu^{2+} приєднують два електрони з катода і відновлюються до міді:



На аноді (A^+) аніони хлору Cl^- віддають електрони аноду й окиснюються до хлору:



Таким чином, під дією електричного струму купрум(II) хлорид у розчині розкладається на прості речовини — мідь і хлор.



Характерною особливістю цього окисно-відновного процесу є те, що окиснення і відновлення відбуваються за участю електродів: катод (K^-), на якому надлишок електронів, є відновником; анод (A^+), на якому нестача електронів, — окисником.

Електроліз — окисно-відновні процеси, що відбуваються на електродах під час пропускання постійного електричного струму крізь розчин або розплав електроліту.

Для запам'ятовування суті катодних і анодних процесів існує *мнемонічне правило (правило запам'ятовування)*:

- на катоді катіони відновлюються (усі слова починаються з приголосної).
- на аноді аніони окиснюються (усі слова починаються з голосної).

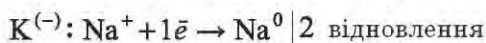
З'ясуємо, чи відрізняються окисно-відновні процеси, які відбуваються при електролізі розплавів і розчинів.

Електроліз розплавів. У розплавах електроліти — солі та лути — дисоціюють на відповідні йони, які окиснюються і відновлюються на електродах.

Електроліз розплаву натрій хлориду. В розплаві натрій хлорид дисоціює з утворенням катіонів натрію Na^+ та аніонів хлору Cl^- .



На катоді відбувається відновлення катіонів натрію з утворенням металічного натрію, а на аноді — окиснення аніонів хлору з утворенням хлору:



Електроліз розчинів. При електролізі водних розчинів електролітів, крім йонів-електролітів, у реакції можуть брати участь катіони Гідрогену H^+ та гідроксид-іони OH^- молекули води. Вода — слабкий електроліт, тому концентрація йонів H^+ та OH^- у розчині надзвичайно низька. У процесі електролізу полярні молекули води наближаються до електродів протилежно зарядженими полюсами, і на електродах може відбуватися відновлення й окиснення молекули води. У розчинах виникає певна конкуренція між двома однойменно зарядженими йонами щодо участі в окисно-відновних процесах — катіонами металічних елементів і Гідрогену, а також аніонами кислотного залишку і гідроксид-іонами. Участь у процесі електролізу визначається активністю конкуруючих йонів.

Розглянемо правила визначення продуктів, що утворюються на електродах при дисоціації водних розчинів солей.

Продукти відновлення на катоді (табл. 17). Активність катіонів металічних елементів і Гідрогену визначається їх положенням у витискувальному ряді металів (див. § 56). Метали розміщені за зменшенням здатності віддавати електрони. Хімічна активність катіонів — здатність приєднувати електрони — змінюється протилежно: збільшується від початку до кінця ряду. Так, найбільш активним металом є літій, а його йони Li^+ — найменш активними. Найменш активний метал — золото, а йони Au^{3+} є найбільш активними.

Таблиця 17

Визначення продуктів електролізу водного розчину електролітів на катоді

$Li^+, K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}$	$Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$	H^+	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+, Pt^{4+}, Au^{3+}$
Катіони металічних елементів від Li^+ до Al^{3+} не відновлюються. На катоді відновлюються катіони Гідрогену H^+ з утворенням водню: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0 + 2OH^-$	Катіони металічних елементів після Al^{3+} до H^+ відновлюються одночасно з катіонами гідрогену H^+ із утворенням відповідних металів і водню: $Me^{+n} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$ $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0 + 2OH^-$		Катіони металічних елементів після H^+ відновлюються практично повністю з утворенням відповідних металів: $Me^{+n} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$
Відновна здатність катіонів металів посилюється \longrightarrow			

1. За рівних умов на катоді відновлюються катіони малоактивних металічних елементів, які у витискувальному ряді металів стоять після катіонів Гідрогену H^+ . Здатність приєднувати електрони у них вища, ніж у катіонів Гідрогену H^+ , тому останні, як менш активні, залишаються в розчині. Наприклад, при електролізі розчину меркурій(II) хлориду на катоді відновлюються катіони Hg^{2+} і утворюється ртуть.

2. За рівних умов на катоді відновлюються йони Гідрогену H^+ , якщо солі містять катіони металічних елементів, які у витискувальному ряді металів стоять до йонів алюмінію Al^{3+} включно. Здатність приєднувати електрони в катіонів Гідрогену H^+ значно вища, ніж у катіонів зазначених металічних елементів.

Продукти окиснення на аноді. Окиснювальна здатність аніонів так само залежить від їх складу (табл. 18). За зменшенням здатності окиснюватися аніони можна розмістити так:



За рівних умов на аноді окиснюються аніони кислотних залишків безоксигенових кислот: S^{2-}, I^-, Br^-, Cl^- (крім F^-), які легше віддають електрони, ніж гідроксид-іони OH^- води.

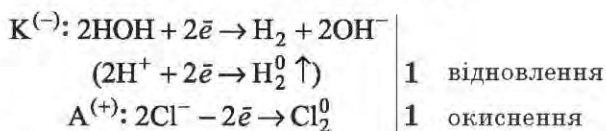
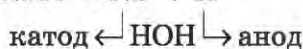
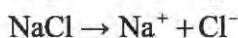
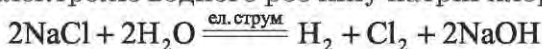
Таблиця 18

Визначення продуктів електролізу водного розчину електролітів на аноді

S^{2-}, I^-, Br^-, Cl^-	OH^-	$SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, F^-$
Аніони кислотних залишків безоксигенових кислот (крім F^-) окиснюються з утворенням відповідних простих речовин: $A^{n-} - n\bar{e} \rightarrow A^0$, де A^{n-} — аніон безоксигенового кислотного залишку	Аніони кислотних залишків оксигенових кислот не окиснюються. На аноді окиснюються гідроксид-іони води з утворенням кисню: $2HOH - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$	
Окиснювальна здатність аніонів послаблюється \longrightarrow		

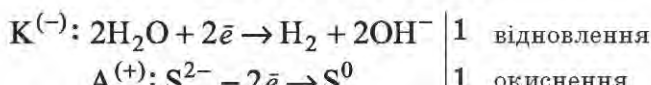
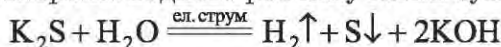
Розглянемо приклади електролізу розчинів солей.

Приклад 1. Електроліз водного розчину натрій хлориду:



У розчині залишаються два види йонів: катіони Натрію Na^+ і гідроксид-іони OH^- , які у рівнянні електролізу записуємо формулою $NaOH$.

Приклад 2. Електроліз водного розчину калій сульфіду:



Слід зазначити, що у цьому параграфі розглянуто електроліз на так званих *інертних* електродах (з графіту, золота, платини), які не беруть участі в процесі електролізу. Електроди з більш активних металів (наприклад, нікелю, міді) окиснюються в процесі електролізу. Їх називають *розчинними* і застосовують для очищення металів від домішок.

Використання електролізу. Окиснювальна і відновна здатність електричного струму набагато сильніша, ніж у хімічних окисників та відновників. Тому електролізом добувають і найбільш активні метали (калій, натрій, кальцій, магній, алюміній), і менш активні (цинк, мідь, кадмій тощо). Відновлені на катоді метали характеризуються дуже високою чистотою. Застосовують електроліз і для очищення деяких металів від домішок (*електролітичне рафінування*), наприклад міді, нікелю, свинцю, золота.

Електролізом добувають активні неметали (хлор, фтор) і такі важливі сполуки, як натрій гідроксид, калій гідроксид, калій хлорат, гідроген пероксид.

Електроліз застосовують також для нанесення захисних металічних покриттів на поверхні (*гальванопластика*) і виготовлення копій рельєфних поверхонь (*електрохімічна обробка*). Наприклад, хромування деталей машин, золочення ювелірних виробів (мал. 95).

Електролізом стічних промислових вод забезпечується їх очищення від катіонів металів-забруднювачів, які відновлюються на катоді.



Мал. 95. Срібна прикраса з позолотою

! Коротко про головне

Електроліз — окисно-відновні процеси, що відбуваються на електродах під час пропускання постійного електричного струму крізь розчин або розплав електроліту.

Катод (K^-) — негативно заряджений електрод — є відновником, на якому відновлюються катіони металічних елементів і Гідрогену. *Анод* (A^+) — позитивно заряджений електрод — є окисником, на якому окиснюються аніони кислотних залишків і гідроксид-іони. При електролізі водних розчинів електролітів, крім йонів електролітів, у реакції можуть брати участь і катіони Гідрогену H^+ та гідроксид-іони OH^- води. Склад продуктів, що утворюються в процесі електролізу, визначається хімічною активністю йонів. Сильна окиснювальна і відновна здатність електричного струму зумовлює використання електролізу для добування металів, у тому числі найбільш активних (калію, натрію, кальцію, магнію, алюмінію); активних неметалів (фтору, хлору) та інших сполук; очищення металів від домішок, стічних промислових вод від катіонів металічних елементів-забруднювачів.

Контрольні завдання

- Виконуючи завдання, слід вважати, що всі електроди інертні.
1. Пригадайте, який процес називають електролізом. У чому його суть?
 2. Поясніть, чи можна здійснити електроліз водних розчинів гліцерину і глюкози. Відповідь обґрунтуйте.
 3. Дайте означення катода і анода. Які процеси на них відбуваються?
 4. Поясніть, чим зумовлений склад продуктів, які утворюються в процесі електролізу водних розчинів електролітів.
 5. З'ясуйте, які процеси відбуваються на катоді під час електролізу водних розчинів, що містять катіони а) Al^{3+} ; б) Ag^+ ; в*) Fe^{2+} .
 6. Йод можна добути: а) взаємодією розчину калій йодиду з бромною водою; б) електролізом водного розчину калій йодиду. Що є подібного в цих процесах і що — відмінного? Запишіть рівняння реакцій.
 7. З'ясуйте, які процеси відбуваються на аноді під час електролізу водних розчинів, що містять аніони а) Cl^- ; б*) CO_3^{2-} ; в*) OH^- .
 - 8*. Поміркуйте, у якій послідовності катіони Ніколу Ni^{2+} , Ауруму Au^{3+} , Аргентуму Ag^+ відновлюватимуться на катоді під час електролізу водного розчину, якщо концентрація цих катіонів однакова.
 9. Складіть рівняння реакцій електролізу водних розчинів: а) хлоридної кислоти; б) магній йодиду; в*) меркурій(II) нітрату. Наведіть схеми катодного й анодного процесів.
 10. При електролізі розплаву літій хлориду виділився хлор об'ємом 3,36 л (н.у.). Обчисліть масу добутого металу, якщо вихід хлору становить 80 %, а металу — 90 %.

§ 60. Корозія металів

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ *формулювати* означення корозії;
- ▲ *пояснювати* суть хімічної й електрохімічної корозії та захисту металів від неї;
- ▲ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- ▲ *висловлювати* судження про наслідки корозії металів.

Ви уже знаєте, що металеві вироби руйнуються під впливом навколишнього середовища. Так, вироби із заліза та його сплавів — чавуну і сталі з часом іржавіють (мал. 96). Склад іржі, хоча він не є постійним, умовно виражають формулою $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Вивчаючи хімію у 7 класі, ви ознайомилися з поняттям «корозія». Нагадаємо його означення.



Мал. 96. Іржа

- Наведіть приклади корозії різних металів і сплавів.

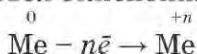
Від корозії руйнується більшість металів та їх сплавів (мал. 97). Стійкими проти корозії є лише благородні метали: золото, платина, меншою мірою срібло.

У світі втрачається понад 20 млн тонн металів щороку, більше 20 % виплавлених заліза, чавуну, сталі. Колосальні економічні збитки зростають за рахунок ремонту промислового обладнання, будівельних конструкцій, транспортних засобів, втрат нафти і газу з пошкоджених газогонів тощо. Крім того, корозія призводить до забруднення довкілля. Втрати від корозії в промислово розвинутих країнах становлять 3 — 4 % валового національного доходу.



Мал. 97. Корозія бронзового пам'ятника Б. Хмельницькому (м. Київ)

Щоб захистити метали від корозії, треба зрозуміти суть цього процесу. Під час реакцій з речовинами навколишнього середовища метали, що перебувають у вільному стані, перетворюються на сполуки різного складу. Отже, відбувається окиснення металу:

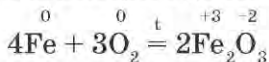


Так, процес іржавіння заліза описують рівнянням:



Розрізняють кілька видів корозії, серед найпоширеніших — хімічна й електрохімічна.

Хімічна корозія зумовлена взаємодією металу з сухими газами, рідинами-неелектролітами, твердими речовинами. Метал окиснюється при безпосередній хімічній взаємодії з речовинами довкілля:



Хімічна корозія відбувається в соплах ракетних і автомобільних двигунів, у газових турбінах, під час прокату металів на металургійних виробництвах. Швидкість її зростає з підвищенням температури.

При окисненні на повітрі поверхня деяких металів вкривається плівкою з дуже тонкого шару оксидів, що захищає ці метали від подальшої корозії. Прикладом може бути алюміній, вироби з якого мають матову поверхню із алюміній оксиду Al_2O_3 .

Електрохімічна корозія відбувається при контакті двох металевих виробів з різних металів за наявності електроліту або води й супрово-

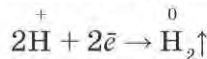
Дослід. Взаємодія цинку із кислотою при контакті з міддю.

У пробірку з гранулою цинку наливаємо розчин сульфатної кислоти об'ємом 2 мл. Напишіть рівняння реакції, що відбувається. Складіть електронний баланс.

З часом швидкість реакції зменшується. Доторкнемося до гранули цинку мідною дротинкою (завдовжки 10 — 15 см) — швидкість реакції помітно зростає. Як пояснити поступове зменшення взаємодії між цинком і сульфатною кислотою і прискорення реакції після контакту цинку з міддю?

У процесі хімічної реакції відбувається окиснення атомів Цинку катіонами Гідрогену H^+ кислоти до катіонів Zn^{2+} . Катіони Цинку переходять у розчин, спричиняючи накопичення надлишку електронів у кристалічній ґратці металу. Чим більше під час реакції накопичується електронів, тим сильніше вони утримують катіони Цинку і перешкоджають переходу катіонів у розчин. Унаслідок цього швидкість реакції між кислотою і цинком уповільнюється. Мідь міститься у витискувальному ряді металів після водню і з розчином кислоти не реагує. У кристалічній ґратці міді як малоактивного металу вільних електронів небагато.

При контакті двох металів — цинку і міді — вільні електрони цинку переходять до міді, відновлюючи на її поверхні катіони Гідрогену H^+ .

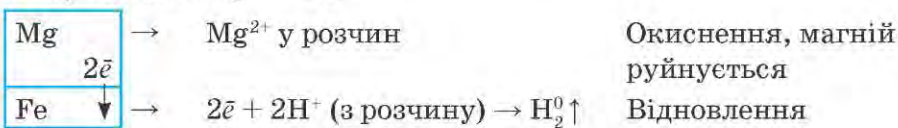


Звільнившись від надлишкових електронів, цинк починає енергійно реагувати з кислотою, а його надлишкові електрони переміщуються до міді. Відбувається електрохімічний процес: окрім окиснення більш активного металу спостерігається перенесення електронів від більш активного металу до менш активного — виникає електричний струм.

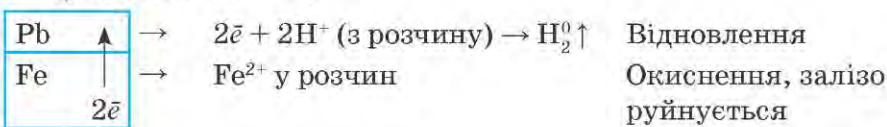
Такий електрохімічний процес відбувається при контакті у розчині електроліту будь-яких двох металів. Більш активний метал, що стоїть ліворуч у витискувальному ряді металів, набуває негативного заряду, інший метал, менш активний, — позитивного. При цьому більш активний метал руйнується.

Процес електрохімічної корозії у кислому середовищі можна зобразити такими схемами:

а) контакт Mg — Fe



б) контакт Fe — Pb



Електрохімічна корозія відбуватиметься тим швидше, чим більша відстань між металами у витискувальному ряді металів.

На швидкість корозії також впливає характер електроліту. Його висока кислотність і вміст окисників значно прискорюють корозійне руйнування.

Захист металів від корозії. Найпоширенішими і доступними способами захисту металу від корозії є захисні покриття — неметалічні, металічні, хімічні.

До *неметалічних* належать покриття лаками, фарбами, емаллю, каучуком (гумування), до *металічних* — покриття виробів металами (цинком, нікелем, хромом, оловом та ін.). Найдавнішим способом захисту виробів зі сталі та міді від корозії є *гаряче лудіння* — покриття оловом. Про застосування олова з цією метою писав ще давньогрецький історик Геродот (V ст. до н. е.), а професія «лудильник» була поширена й у 50-х роках XX ст.

Незважаючи на дефіцитність олова, близько половини усього видобутку його використовується для захисту металів. Луджені листи сталі називають білою жерстю (мал. 98). Вона використовується переважно для виготовлення консервних банок.

До *хімічних* покриттів належать оксидні, фосфатні та інші захисні плівки, що наносяться на метали і гальмують корозійні процеси.

Ефективним способом боротьби з корозією є створення сплавів, стійких до корозії. Так, добавка до сталі 12 % хрому значно підвищує її корозійну стійкість до лугів і кислот.

Електрохімічні способи захисту від корозії металів базуються на сполученні їх з більш активним металом, який першим зазнаватиме впливу довкілля. Наприклад, підземні трубопроводи, корпуси суден, різні металічні конструкції постійно перебувають у розчинах електролітів (морські, підземні та ґрунтові води). Саме тому до них приєднують більш активні магній, цинк або їх сплави, руйнування яких запобігає корозії виробів і конструкцій зі сталі. Цей спосіб називається *протекторним* (від лат. *protector* — охоронець, захисник).

Для сповільнення корозії виробів з металу, що стикаються з агресивними хімічними розчинами, нині широко застосовують *інгібітори* (від лат. *inhibeo* — стримувати, зупиняти). Відомо понад 5 тис. інгібіторів.

Кардинальним способом боротьби з корозією є заміна металів на інші матеріали, наприклад пластмасу, кераміку, які стійкі до негативного впливу навколишнього середовища.



Мал. 98 Біла жерсть

! Коротко про головне

Корозія — процес самочинного руйнування металу під впливом навколишнього середовища. Полягає в окисненні металів з утворенням сполук різного складу. Розрізняють два основні види корозії. *Хімічна* корозія зумовлена взаємодією металу з сухими газами, рідинами-неелектролітами, твердими речовинами. *Електрохімічна* корозія виникає при контакті двох металів у розчині електроліту і супроводжується виникненням електричного струму.

Запобігання корозії металів полягає в захисті їх поверхні від впливу навколишнього середовища; гальмуванні корозійних процесів уведенням до електроліту інгібіторів; виготовленні антикорозійних сплавів; застосуванні електрохімічних методів захисту; заміни металів пластмасами, керамікою тощо.

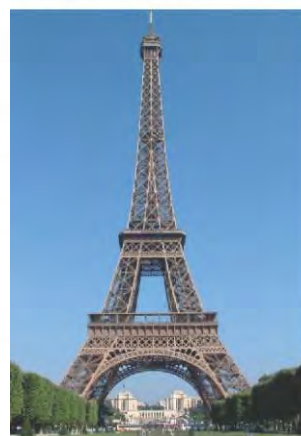
Для допитливих. За 20 км від Делі (Індія) височить одна з найзагадковіших споруд світу — залізна Кутубська колона (мал. 99, а). Її висота 7,3 м, загальна маса 6,5 т, діаметр біля основи 42 см, біля верхівки — 30 см. Попри вологий і жаркий тропічний клімат на ній немає жодної плями іржі, навіть віршовані рядки на санскриті, викарбувані на колоні, легко читаються. Секрет полягає у складі колони: 99,7 % заліза, незначний вміст сірки і вуглецю. Надчисте залізо практично не піддається корозії. Таємницею залишається виготовлення колони. Існує декілька версій її походження. Так, за однією, колону споруджено із метеоритного заліза, а за іншою — стародавнім індійцям допомагали інопланетяни. Деякі дослідники вважають Кутубську колону пам'яткою культури давно зниклої цивілізації. Місцеві жителі наділяють колону цілющою силою. Що за цим — самонавіювання чи реальний вплив енергетичного поля споруди?

Розгадка Кутубської колони чекає свого часу.

Ейфелева вежа (мал. 99, б) — найупізнаваніша пам'ятка Парижа, всесвітньо



а



б

Мал. 99. Кутубська залізна колона (а), Ейфелева вежа (б)

відома як символ Франції. Споруджена (1887 — 1889) за проектом інженера Густава Ейфеля як вхід до Всесвітньої виставки 1889 р. Її висота 300 м (з телевізійною антеною — 324 м), маса металевих конструкцій становить 7 300 т, загальна маса — 10 100 т. Металеві складові вежі зроблені з так званого пудлінгового заліза, яке містить близько 0,3 % вуглецю і до 2 % інших домішок. «Залізна пані», як називають цю споруду парижани, протидіє корозії завдяки 60 т фарби трьох відтінків. За 120 років існування вежу фарбували 18 разів, кожні 7 років. Це призвело до збільшення маси металевих конструкцій майже на 15 %.

- Поясніть, чому на відміну від Кутубської залізної колони Ейфелева вежа потребує захисту від корозії.

? Контрольні завдання

1. Дайте означення корозії. У чому полягає процес корозії?
2. Поміркуйте, чи можна вважати корозією: а) швидке окиснення натрію на повітрі; б) взаємодію магнію з хлоридною кислотою; в) добування водню взаємодією заліза з перегрітою водяною паром.
3. Пригадайте, які види корозії ви знаєте. Наведіть приклади, складіть рівняння реакцій, що відбуваються, і схеми електронного балансу.
4. Поясніть, чому корозія прискорюється на повітрі, що містить сульфур(IV) оксид і карбон(IV) оксид.
5. Визначте, руйнування якого металу відбувається на пошкодженій поверхні: а) оцинкованого заліза; б) луженого заліза.
6. Поясніть, чому викликають зубний біль розташовані поруч коронки, виготовлені з різних металів, наприклад сталі і золота.
7. Поміркуйте, чому боротьбі з корозією приділяється велика увага. Відповідь обґрунтуйте.
8. На вашу думку, що визначає вибір способу захисту металу від корозії? Наведіть обґрунтовані приклади.
9. Обчисліть масу ферум(III) оксиду, що утворився на залізній поверхні внаслідок тривалої взаємодії з сухим повітрям об'ємом 10 л (н.у.).

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ІА — ІІІА ГРУП

§ 61. Загальна характеристика хімічних елементів ІА групи

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати і порівнювати хімічні елементи ІА групи за місцем у періодичній системі та електронною будовою атомів; їх поширеність у природі;
- оцінювати їх біологічну роль.

До ІА групи належать металічні елементи Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr. Ці елементи називають *лужними*, оскільки їх основи є *лугами*. Утворені ними прості речовини — метали, відповідно літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій, також називають лужними.

Назва **Літію** походить від грец. *lithjos* — камінь, **Калію** — від назви поташу — «алькалі» (араб.); раніше його називали «потасій». **Натрій** походить від *neter* — «речовина, що бурлить»; спочатку його називали «содій». Звідси й назви карбонатних солей Калію і Натрію: поташ і сода. Назви **Цезій** (з лат. — блакитний) і **Рубідій** (з лат. — темно-червоний) пов'язані з синіми і червоними лініями спектра, за якими вони були відкриті. Радіоактивний елемент **Францій** був передбачений Д. І. Менделєєвим, після відкриття названий на честь Франції.

Літій, натрій і калій уперше були одержані англійським ученим Г. Деві (1807 р.).

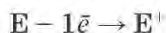
Загальну характеристику елементів ІА групи розглянемо за даними, наведеними в табл. 19.

Таблиця

Загальна характеристика хімічних елементів ІА групи

Хімічний елемент	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Металічні властивості	Загальні формули оксидів, гідроксидів	Характер оксидів і гідроксидів
Li	2	3	7	0,155	1,0	2s ¹	I	+1	Посилюються ↓	E ₂ O, ЕОН	Основний
Na	3	11	23	0,189	0,9	3s ¹	I	+1			
K	4	19	39	0,236	0,8	4s ¹	I	+1			
Rb	5	37	85	0,248	0,8	5s ¹	I	+1			
Cs	6	55	133	0,268	0,7	6s ¹	I	+1			
Fr	7	87	223	0,280	0,7	7s ¹	I	+1			

валентному електрону, що відповідає електронній конфігурації ns^1 . Цей електрон розміщений на значній відстані від ядра порівняно з іншими елементами того самого періоду. Ось чому лужні елементи мають найменші значення електронегативності, їх атоми легко віддають цей електрон, перетворюючись на однозарядні йони:



Відрізняються лужні елементи атомним радіусом: найменший у Літій, найбільший — у Францію. Зі зростанням атомного номера елементів і збільшенням атомного радіуса їх металічні властивості закономірно посилюються.

У всіх сполуках (оксидах, основах, солях) лужні елементів утворюють переважно йонні зв'язки. Виявляють сталий ступінь окиснення +1 і валентність I. Це s-елементи і типові представники металічних елементів.

Їх прості речовини є типовими металами. Характер властивостей оксидів E_2O і гідроксидів EOH основний. З Гідрогеном утворюють гідриди EH так само йонної будови із ступенем окиснення лужного елемента +1 і Гідрогену -1.

Поширеність у природі. Внаслідок хімічної активності лужні елементи у природі існують лише у вигляді сполук. Натрій і Калій належать до найпоширеніших елементів, Літійу значно менше, Рубідій і Цезій — рідкісні елементи.

На мал. 23 і 100 зображено найпоширеніші природні сполуки лужних елементів: Li — лепідоліт $LiCl$, сподумен $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$; Na — галіт (кам'яна сіль) $NaCl$, бура $Na_2B_4O_7$, мірабіліт (глауберова сіль) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, чилійська селітра $NaNO_3$, криоліт $Na_3[AlF_6]$; K — сільвініт $KCl \cdot NaCl$, карналіт $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, сільвін KCl .

В Україні найбільші родовища кам'яної солі — в Артемівську (Донбас), Калущі (Прикарпаття), в озері Саки (Крим).

Біологічна роль. Організм людини масою 70 кг містить 56 — 70 г Натрію і 160 — 250 г Калію. Їх біологічна роль є дуже важливою: Натрій — головний позаклітинний елемент, Калій — основний внутрішньоклітинний елемент. Вони виконують різні функції в організмі, однак від їх злагодженої «роботи» залежить здоров'я людини. Співвідношення концентрації їх йонів регулює кров'яний тиск людини. У складі гідрокарбонатів і гідрогенфосфатів вони підтримують кислотно-лужний баланс плазми крові. Натрій входить до складу еритроцитів і впливає на газообмін в організмі. Калій є активатором ферментів, без яких неможливий вуглеводний обмін і синтез білків, нормалізує роботу серцевого м'яза.

Крім зазначеного, йони Натрію і Калію виконують протилежні, але важливі функції: йони Na^+ затримують воду в організмі, а йони K^+



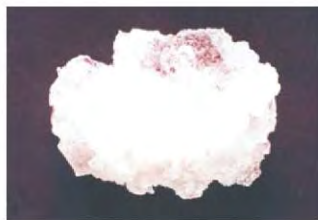
1



2



3



4



5

Мал. 100. Природні сполуки лужних елементів. **Li**: 1 — лепідоліт, 2 — сподумен;
Na: 3 — бура, 4 — мірабіліт (глауберова сіль), 5 — чилійська селітра

лення із сечею Натрію з організму. І навпаки, при споживанні великої кількості кухонної солі з організму виводиться Калій.

Саме тому таким важливим є баланс цих елементів у споживанні харчових продуктів. Добова потреба людини в Натрію становить 0,8 — 1,0 г. Надлишок кухонної солі в їжі спричиняє порушення функцій нирок, статевої системи, а також підвищення кров'яного тиску (гіпертонію). Добова потреба дорослої людини в Калію — 2,5 — 3,5 г. Сполуки Калію усувають набряки, запобігають захворюванню на ревматизм, поліпшують роботу серця. Продукти, багаті на Калій, зображено на мал. 101.



Мал. 101. Харчові продукти з найбільшим вмістом Калію

Калій — один з найважливіших елементів для розвитку рослин. Він міститься в протоплазмі клітин і забезпечує нормальне засвоєння вуглекислого газу й азоту, регулює процеси дихання, переміщення розчинів солей від коренів до листків, підвищує стійкість рослин до хвороб і несприятливих умов, поліпшує поживні якості плодів.

Літій, Рубідій і Цезій також входять до організму людини, але біологічна роль їх ще не з'ясована.

! Коротко про головне

До ІА групи періодичної системи належать шість металічних елементів: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і радіоактивний Францій Fr. Їх називають *лужними елементами*, а їх прості речовини — *лужними металами*.

Атоми мають на зовнішньому енергетичному рівні лише один валентний електрон, відрізняються атомним радіусом, що закономірно збільшується зі зростанням атомного номера елементів. Саме тому всі ці елементи є типовими металічними елементами, в групі із зростанням атомного номера їх металічні властивості посилюються. В сполуках перебувають у вигляді однозарядних йонів. Утворюють основні оксиди E_2O , основи ЕОН, які є лугами, і гідриди ЕН.

У природі найпоширеніші сполуки Натрію і Калію. Роль йонів Натрію і Калію в організмі людини є надзвичайно важливою.

? Контрольні завдання

- Лужні елементи належать до електронної родини
 А *d*-елементів; В *s*-елементів;
 Б *p*-елементів; Г *f*-елементів.
- Конфігурація валентних електронів атомів лужних елементів — це
 А ns^1 ; Б ns^2 ; В ns^2np^1 ; Г ns^2np^2 .
- Природні сполуки, які містять а) Натрій; б) Калій, — це
 А карналіт; В сільвін;
 Б глауберова і кам'яна солі; Г криоліт.
- Електронна конфігурація йона Na^+
 А $1s^22s^22p^63s^1$; В $1s^22s^22p^63s^2$;
 Б $1s^22s^22p^6$; Г $1s^22s^22p^63s^23p^6$.
- Поясніть, чому лужні елементи
 а) є найактивнішими відновниками серед інших елементів періоду;
 б) у природі трапляються лише у вигляді сполук;
 в) називаються лужними.
- Чи вистачить Калію, що міститься у 200 г kwasолі та 300 г картоплі, для забезпечення добової потреби людини в ньому, якщо вміст Калію в цих продуктах відповідно 1,1 г і 0,568 г?
- Яблуко масою 100 г містить 26 мг Натрію, курага масою 100 г — 2,034 г Калію. Обчисліть масу яблук і кураги, які треба з'їсти, щоб забезпечити добову потребу в Натрію та Калію.

§ 62. Лужні метали. Натрій і Калій

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* фізичні та хімічні властивості, способи добування натрію і калію в промисловості;
- *складати* рівняння реакцій, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- *обґрунтовувати* застосування натрію та калію їх властивостями.

Фізичні властивості лужних металів зумовлені особливостями їх будови. Як усі метали вони мають металічну кристалічну ґратку. Оскільки кожний атом лужних елементів має лише один валентний електрон, то в кристалах на один позитивний йон припадає один вільний електрон. Притягання між ними слабке, тому кристалічні ґратки лужних металів неміцні.

Для цих металів характерні металічний блиск (мал. 102), пластичність, висока електро- та теплопровідність, а також незначні густина (легші за воду і не тонуть у ній) і твердість, низькі температури плавлення (більшість з них плавиться в гарячій воді) і досить високі температури кипіння.

Зі збільшенням атомного номера лужних елементів зростає густина їх простих речовин (йони в кристалічних ґратках стають важчими). А твердість і температури плавлення та кипіння, навпаки, знижуються, оскільки зі збільшенням радіусів йонів зменшуються сили притягання з вільними електронами кристалів. Натрій і калій через їх м'якість можна різати ножем (мал. 103).



а



б



в



г



д

Добування. У природі лужні метали у вільному стані не трапляються, а існують у складі солей. Відновити їх із цих сполук іншими металами неможливо, бо лужні метали найактивніші серед них. Однак це можна зробити за допомоги електричного струму.

У промисловості натрій добувають електролізом розплаву його солей, наприклад натрій хлориду:

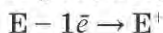


Для добування калію в промисловості замість електролізу застосовують реакцію заміщення між натрієм і розплавом калій хлориду як більш безпечну:

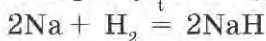


Хімічні властивості розглянемо на прикладі найважливіших з лужних металів — натрію і калію.

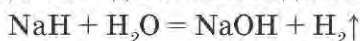
Взаємодія з неметалами. Як типові метали і сильні відновники натрій і калій взаємодіють майже з усіма неметалами, включаючи водень, а також із водою, кислотами, оксидами металічних елементів, деякими органічними сполуками. Усі ці реакції є окисно-відновними. Натрій і калій у них віддають один електрон, набуваючи позитивного заряду:



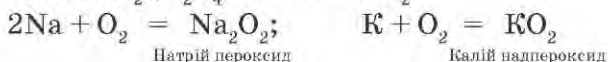
За нагрівання натрій і калій реагують з воднем з утворенням *гідридів*:



Гідриди — це тверді речовини з йонними кристалічними ґратками, легко розкладаються водою з виділенням водню:



Натрій і калій горять у кисні (мал. 104, а). Під час реакції утворюють не оксиди, а натрій — пероксид Na_2O_2 йонної будови з аніоном O_2^{2-} , калій — надпероксид KO_2 (K_2O_4) з аніоном O_2^- :



Як домішки утворюються оксиди Na_2O і K_2O . Оскільки лужні метали окиснюються на повітрі, їх зберігають під шаром гасу, з яким вони не взаємодіють (мал. 104, б).

З азотом під час нагрівання ці метали утворюють нітриди, з галогенами — галогеніди, сіркою — сульфіди (мал. 104, в).

→ Складіть рівняння реакцій натрію із зазначеними неметалами.

Взаємодія з водою відбувається бурхливо, з калієм енергійніше за натрій. Водень, що виділяється, самозаймається.

→ Складіть рівняння реакцій. Поміркуйте, чому калій більш активний ніж натрій



Мал. 103. Різання натрію ножем

Високу хімічну активність *літію* використовують для виготовлення радіоламп. Для створення вакууму в колбу вносять невеличкий шматочок літію, який миттєво поглинає залишки повітря.

Властивість *рубідію* та *цезію* реагувати на світло застосовується у фотоелементах: при освітленні їх поверхні вони стають джерелом електричного струму, при зникненні освітлення струм так само зникає. Фотоелементи широко використовуються в звуковому кіно, на телебаченні. Найкращі фотоелементи виробляють зі сплаву стибію та цезію.

Існують проекти використання *францію* для ранньої діагностики раку: встановлено, що він накопичується в ракових пухлинах.

! Коротко про головне

Натрій і калій є хімічно активними металами, взаємодіють майже з усіма неметалами, а також із водою, кислотами, оксидами металічних елементів, органічними сполуками. В усіх реакціях вони — тільки *відновники*. Під час горіння на повітрі натрій утворює *пероксид*, а калій — *надпероксид*, речовини йонної будови.

У промисловості натрій добувають електролізом розплаву його солей або лугу, а калій — реакцією заміщення між натрієм і сіллю Калію.

Натрій використовують у металургії, атомній енергетиці, органічному синтезі, а Калій — зазвичай у вигляді його сполук.

? Контрольні завдання

- Розкрийте на прикладі натрію або калію взаємозв'язки між
 - будовою та фізичними властивостями цих речовин;
 - електронною будовою атомів та хімічними властивостями простих речовин;
 - властивостями і застосуванням лужних металів, склавши таблицю:

Властивості натрію (калію)	Галузі застосування

- Формули речовин, з якими реагують натрій і калій, — це

А H_2O ;	В Br_2 ;	Г P_2O_5 ;	Е Ti .
Б CH_3OH ;	Г O_2 ;	Д WO_3 ;	

 Складіть хімічні рівняння реакцій.
- Складіть хімічні рівняння реакції добування калію електролізом розплаву калій хлориду. Чому з цією метою не можна застосовувати електроліз водного розчину зазначеної солі?
- Обчисліть, при розчиненні якої маси натрію у воді виділиться такий самий об'єм водню, як при розчиненні 7,8 г калію.
- Обчисліть об'єм водню (н.у.), який виділиться в реакції з водою технічного натрію масою 11,5 г із масовою часткою домішок 2 %, якщо вихід продуктів реакції становить 95 %.
- * При електролізі розчину масою 250 г із масовою часткою натрій хлориду 0,3 виділився водень об'ємом 10 л (н.у.). Обчисліть: а) вихід водню;

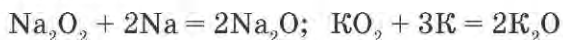
§ 63. Сполуки Натрію і Калію

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ *характеризувати* фізичні та хімічні властивості оксидів, гідроксидів і солей Натрію та Калію;
- ▲ *складати* рівняння відповідних хімічних реакцій;
- ▲ *обґрунтовувати* застосування сполук їх властивостями;
- ▲ *визначати* експериментально йони Натрію та Калію у солях.

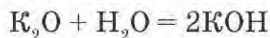
До головних сполук лужних елементів належать оксиди, гідроксиди і солі.

Оксиди Na_2O та K_2O добувають відновленням їх пероксидних сполук відповідним металом:



– Складіть схеми електронного балансу.

Це тверді, кристалічні речовини білого кольору, які енергійно прореагують з водою з утворенням лугів:



Хімічні властивості оксидів Натрію та Калію зумовлені їх належністю до класу основних оксидів: взаємодіють з водою, кислотами, кислотними й амфотерними оксидами.

– Складіть рівняння цих реакцій.

Використовуються оксиди для синтезу солей Натрію та Калію.

Гідроксиди NaOH і KOH відомі людині з глибокої давнини. З тих часів збереглися їх тривіальні назви: NaOH — їдкий натр, каустична сода (у перекладі з грецької *каустик* — їдкий); KOH — їдке калі.

Походження назв пов'язане з властивістю цих гідроксидів та їх розчинів роз'їдати тканини, папір, шкіру, спричиняти тяжкі опіки шкіри. **При роботі з ними треба поводитися дуже обережно, категорично забороняється брати їх руками!**

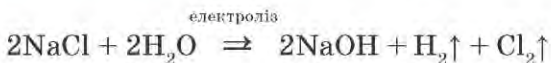
Фізичні властивості. Гідроксиди Натрію та Калію — це білі тверді речовини (мал. 105) з йонною кристалічною ґраткою (E^+OH^-). Температура плавлення і густина нижче, ніж у відповідних оксидів, бо у вузлах ґраток містяться лише однозарядні йони.

Дуже гігроскопічні й розпливаються у вологому повітрі, тому зберігаються у герметично закритій посудині. Добре розчиняються у воді і є лугами.

Добування натрій і калій гідроксидів у промисловості засноване на



Мал. 105. Натрій гідроксид



Хімічні властивості натрій і калій гідроксидів зумовлені приналежністю їх до лугів: є сильними електролітами, у розчинах перебувають у вигляді однозарядних йонів металічного елемента E^1 та гідроксиду OH^- , взаємодіють з кислотами, кислотними й амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, солями (див. § 1). Усі ці реакції, крім сплавлення з амфотерними оксидами, відбуваються в розчинах, є переважно реакціями йонного обміну й перебігають до кінця, якщо утворюються слабкі електроліти (вода, комплексні йони) або осади (нерозчинні у воді основи). При нагріванні не розкладаються.

- Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній і йонних формах.

Застосування. Їдкий натр є одним з продуктів основної хімії — галузі хімічної промисловості. Застосовують для очищення нафтопродуктів, у виробництві мила, штучного шовку, паперу, в текстильній, шкіряній промисловості, а також у побуті. Калій гідроксид використовується у виробництві рідкого мила, як електроліт в акумуляторах.

Солі Натрію та Калію. Найважливішими серед них є карбонати, сульфати, нітрати і хлориди. З їх властивостями і застосуванням ви вже частково ознайомилися в попередніх параграфах. Це тверді кристалічні речовини йонної будови, розчинні у воді, переважно безбарвні. Водні розчини солей Натрію та Калію і сильних кислот (NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4) мають нейтральне середовище, оскільки не гідролізуються. Солі слабких кислот (Na_2CO_3 , K_2S , NaNO_2) через гідроліз за аніоном утворюють лужне середовище. Колір деяким солям надають забарвлені аніони (мал. 106). Їх хімічні властивості — типові для класу солей (див. § 1).

Визначення йонів Натрію та Калію в солях. Розчинність майже усіх солей лужних елементів у воді ускладнює вибір якісної реакції для їх визначення. Для розпізнавання хіміки використовують забарвлення їх йонами полум'я пальника: йонами Натрію — в яскраво-жовтий колір, йонами Калію — у фіолетовий колір (мал. 107, а, б).



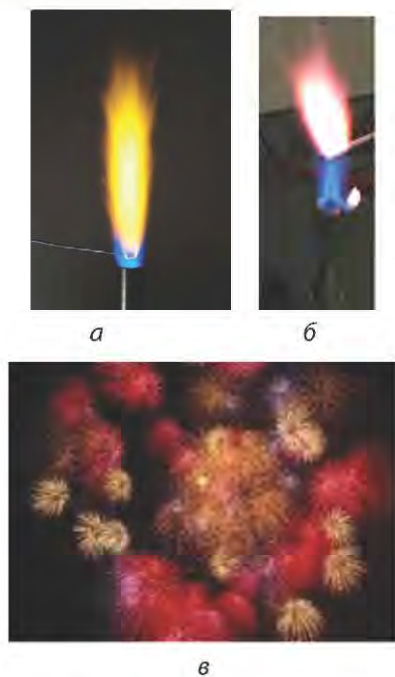
а



б



в



Мал. 107. Забарвлення полум'я йонами Натрію (а); йонами Калію (б); феєрверк (в)

Дослід. У трьох пробірках містяться хлоридна кислота, кристалічні натрій хлорид і калій хлорид (або їх розчини). Спочатку очистимо шпильку з петелькою на кінці від домішок, які заважатимуть спостерігати забарвлення полум'я. Для цього шпильку зануримо в пробірку з хлоридною кислотою, а потім — у полум'я нагрівного приладу. Прожарюємо шпильку доти, поки не перестане забарвлюватися полум'я. Далі у вушко шпильки наберемо кристали калій хлориду або шпильку опустимо в його розчин. Внесемо шпильку в полум'я й спостерігаємо, як воно набуває фіолетового забарвлення. Повторимо усі операції спочатку, але із сіллю натрій хлориду, і побачимо забарвлення полум'я в яскраво-жовтий колір.

Здатність Натрію та Калію забарвлювати полум'я в яскраві кольори застосовують у виготовленні феєрверків, салютів, сигнальних ракет (мал. 107, в). Солі Натрію та Калію мають широке використання, про що йшлося у попередніх параграфах.

! Коротко про головне

До головних сполук Натрію й Калію належать оксиди, гідроксиди і солі, властивості яких визначаються природою лужних елементів і належністю до відповідного класу. Оксиди добувають реакцією пероксидів (надпероксидів) з відповідними металами, гідроксиди — електролізом концентрованих розчинів хлоридів. Натрій гідроксид застосовують для очистки нафтопродуктів, у виробництві мила, штучного шовку, паперу, в текстильній, шкіряній промисловості. Калій гідроксид використовують у виробництві рідкого мила, як електроліт в акумуляторах. Усі солі Натрію та Калію розчинні у воді.

Для визначення йонів Натрію та Калію використовують їх здатність забарвлювати полум'я в яскраві кольори: йони Натрію — у жовтий, йони Калію — у фіолетовий.

? Контрольні завдання

1. З натрій оксидом реагують

А CaO ;

В HNO_3 ;

Г Mg(OH)_2 ;

Б SO_3 ;

Г H_2O ;

Д ZnO .

Складіть рівняння реакцій

2. З калій гідроксидом реагують

- А SO_2 ; В $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Г H_2SO_4 ; Е $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
 Б H_2O ; Г NaNO_3 ; Д CuCl_2 ;

Складіть рівняння реакцій.

3. Установіть відповідність між назвами та формулами сполук.

Назва	Формула
А Каустична сода	1 Na_2CO_3
Б Кристалічна сода	2 NaHCO_3
В Питна сода	3 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Г Поташ	4 NaOH
Г Пральна сода	5 K_2CO_3

4. Визначте середовище водних розчинів K_2SO_3 , NaCl , CH_3COONa , склавши рівняння гідролізу цих солей.

5. Напишіть рівняння хімічних реакцій, відповідних схемі перетворень:
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$.

Для реакцій у розчині складіть рівняння у йонних формах, для окисно-відновних — схеми електронного балансу.

6. При захворюванні порожнини рота використовують водний розчин питної соди з масовою часткою солі 2 %. Обчисліть (усно) масу соди для приготування такого розчину масою 200 г.

7. При взаємодії натрій гідроксиду кількістю речовини 0,1 моль з карбон(IV) оксидом утворилася середня сіль і виділилося 8,37 кДж енергії. Складіть термохімічне рівняння реакції.

8. При взаємодії кальцинованої соди масою 10,8 г із надлишком хлоридної кислоти добули вуглекислий газ об'ємом 2,24 л (н.у.). Обчисліть уміст домішок у соді.

9. Питну соду масою 25,2 г прожарили, а твердий залишок розчинили у воді об'ємом 200 мл. Обчисліть масову частку солі в добутому розчині.

§ 64. Обчислення вмісту металів у їх суміші

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- розв'язувати задачі даного типу.

Задачі на обчислення вмісту металів у суміші (спрощено — «задачі на суміші») є різновидом задач, пов'язаних з обчисленням за рівнянням реакції.

Уміст компонента (А) в суміші визначається масовою часткою (W) і обчислюється за формулою:

$$W(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{m(\text{суміші})} \cdot 100\%$$

За способом розв'язування задачі «на суміші» поділяють на дві групи: перша — задачі, що розв'язуються арифметичним способом; дру-

Задачі «на суміші», що розв'язуються арифметичним способом

Ознака таких задач: за реакціями, наведеними в умові задачі, відбувається «розділення» суміші. Це можливо, коли її компоненти по-різному взаємодіють з реагентами.

Алгоритм розв'язування

1. Склавши хімічні рівняння реакцій, установити, що задача за способом розв'язування належить до першої групи.

2. Розв'язати задачу за допомоги традиційних обчислень за рівняннями реакцій.

- **Задача 1.** При взаємодії суміші натрію і магнію масою 5 г за стандартної температури з водою виділився водень об'ємом 1,12 л (н.у.). Обчисліть масові частки металів у суміші.

Дано:

$$m(\text{сум.}) = 5 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 1,12 \text{ л}$$

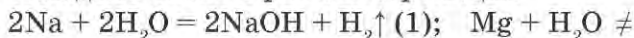
н.у.

$$W(\text{Na}) = ?$$

$$W(\text{Mg}) = ?$$

Розв'язання

1. Складемо хімічне рівняння реакцій:



2. Зробимо висновок: під час реакції відбувається «розділення» суміші, оскільки з водою реагує лише натрій з виділенням водню. Тому задачу розв'язуємо арифметичним способом.

3. Обчислимо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) : V_m = 1,12 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,05 \text{ моль}$$

4. За рівнянням реакції (1):

$$n(\text{Na}) = 2n(\text{H}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 2 = 0,1 \text{ моль}$$

5. Обчислимо масу натрію:

$$m(\text{Na}) = M(\text{Na}) \cdot n(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 2,3 \text{ г}$$

6. Обчислимо $W(\text{Na})$ в суміші:

$$W(\text{Na}) = m(\text{Na}) : m(\text{сум.}) = 2,3 \text{ г} : 5 \text{ г} = 0,46, \text{ або } 46 \%$$

7. Обчислимо $W(\text{Mg})$ в суміші:

$$W(\text{Mg}) = 100 \% - W(\text{Na}) = 100 \% - 46 \% = 54 \%$$

Відповідь. $W(\text{Na}) = 46 \%$; $W(\text{Mg}) = 54 \%$.

Задачі «на суміші», що розв'язуються алгебраїчним способом

Ознака таких задач: за реакціями, наведеними в умові задачі, не відбувається «розділення» суміші. Це можливо, коли компоненти суміші однаково або подібно взаємодіють з реагентами.

Алгоритм розв'язування

1. Склавши хімічні рівняння реакцій, установити, що задача за способом розв'язування належить до другої групи.

2. Позначити кількість речовини кожного компонента суміші літерами x, y, z (залежно від кількості компонентів).

3. Скласти алгебраїчні рівняння у кількості, що дорівнює кількості

4. Розв'язати систему одержаних алгебраїчних рівнянь за одним зі способів — «підстановки» або «віднімання» (найраціональніший).

▪ **Задача 2.** Суміш натрію і калію масою 8,5 г розчинили у воді й добули водень об'ємом 3,36 л (н.у.). Обчисліть масові частки металів у суміші.

Дано:

$$m(\text{сум.}) = 8,5 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л}$$

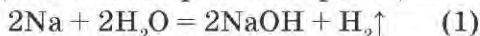
н.у.

$$W(\text{Na}) = ?$$

$$W(\text{K}) = ?$$

Розв'язання

1. Складемо хімічні рівняння реакцій:



2. Зробимо висновок: під час реакції не відбувається «розділення» суміші, оскільки з водою реагують обидва метали. Тому задачу розв'язуємо алгебраїчним способом.

3. Позначимо: $n(\text{Na}) = x$, $n(\text{K}) = y$.

4. Складемо перше алгебраїчне рівняння, що включає x та y :

$$m(\text{сум.}) = m(\text{Na}) + m(\text{K})$$

$$m(\text{Na}) = M(\text{Na}) \cdot n(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль} \cdot x = 23x$$

$$m(\text{K}) = M(\text{K}) \cdot n(\text{K}) = 39 \text{ г/моль} \cdot y = 39y$$

Перше алгебраїчне рівняння: $23x + 39y = 8,5$.

5. Складемо друге алгебраїчне рівняння, що включає x та y :

$$n(\text{H}_2) = n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2)$$

За рівнянням реакції (1) видно, що 2 моль натрію витісняють 1 моль водню. Отже, кількість речовини утвореного водню $n_1(\text{H}_2)$ удвічі менша за кількість речовини натрію, що міститься в суміші, тобто $n_1(\text{H}_2) = 0,5x$. Аналогічно за рівнянням реакції (2) $n_2(\text{H}_2) = 0,5y$.

Кількість речовини всього водню, що добули, дорівнює:

$$n(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) : V_m = 3,36 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

Друге алгебраїчне рівняння: $0,5x + 0,5y = 0,15$ моль.

6. Складемо систему алгебраїчних рівнянь

$$\begin{cases} 23x + 39y = 8,5, \\ 0,5x + 0,5y = 0,15, \end{cases}$$

яку розв'яжемо способом віднімання. Для цього помножимо друге рівняння на 46 і віднімемо його від першого:

$$\begin{cases} 23x + 39y = 8,5, \\ 23x + 23y = 6,9. \end{cases}$$

Маємо одне рівняння з одним невідомим: $16y = 1,6$.

Звідси $y = 1,6 : 16 = 0,1$, тобто $n(\text{K}) = 0,1$ моль.

Підставимо значення y в будь-яке рівняння системи і розв'яжемо його відносно x : $23x + 3,9 = 8,5$; $23x = 4,6$.

Звідси $x = 4,6 : 23 = 0,2$, тобто $n(\text{Na}) = 0,2$ моль.

7. Обчислимо $m(\text{Na})$ і $W(\text{Na})$ у суміші:

$$W(\text{Na}) = m(\text{Na}) : m(\text{сум.}) = 4,6 \text{ г} : 8,5 \text{ г} = 0,541, \text{ або } 54,1 \%$$

8. Обчислимо $m(\text{K})$ і $W(\text{K})$ у суміші:

$$m(\text{K}) = M(\text{K}) \cdot n(\text{K}) = 39 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 3,9 \text{ г}$$

$$W(\text{K}) = m(\text{K}) : m(\text{сум.}) = 3,9 \text{ г} : 8,5 \text{ г} = 0,459, \text{ або } 45,9 \%$$

9. Перевіримо правильність розрахунків:

$$W(\text{Na}) + W(\text{K}) = 54,1 \% + 45,9 \% = 100 \% \text{ — задача розв'язана пра-}$$

вильно.

В і д п о в і д ь. $W(\text{Na}) = 54,1 \%$; $W(\text{K}) = 45,9 \%$.

! Коротко про головне

Задачі на обчислення вмісту металів у їх суміші за способом розв'язування поділяються на дві групи.

Задачі *першої групи* розв'язуються арифметичним способом за рівняннями реакцій. Їх *ознака*: суміш завдяки реакціям, зазначеним в умові задачі, «розділяється».

Задачі *другої групи* розв'язуються алгебраїчним способом. Їх *ознака*: суміш завдяки реакціям, зазначеним в умові задачі, не «розділяється». Для розв'язування задачі алгебраїчним способом треба позначити кількість речовини кожного компонента суміші невідомими x , y , z (за кількістю компонентів у суміші), скласти систему алгебраїчних рівнянь (число їх дорівнює числу компонентів у суміші) і розв'язати її методом «підстановки» або «віднімання». Перевірити правильність розв'язання.

? Контрольні завдання

1. На розчинення сплаву натрію зі ртуттю масою 2,875 г витратили розчин сульфатної кислоти масою 49,0 г з масовою часткою кислоти 0,1. Обчисліть масову частку натрію у зразку сплаву.
2. Сплав міді з магнієм масою 150 г обробили надлишком хлоридної кислоти. При цьому виділився газ кількістю речовини 5 моль. Обчисліть масові частки металів у сплаві.
3. При розчиненні у воді сплаву калію з натрієм масою 15,4 г виділився водень об'ємом 6,72 л (н.у.). Обчисліть маси металів у сплаві.
4. При розчиненні в розбавленій нітратній кислоті масою 6,08 г суміші порошоків заліза та міді виділився газ об'ємом 1,792 л (н.у.). Обчисліть маси металів у суміші.
- 5*. При розчиненні суміші залізних та алюмінієвих ошурок масою 1,11 г у 18,25 % -вій хлоридній кислоті ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) виділився водень об'ємом 0,672 л (н.у.). Обчисліть масову частку кожного металу в суміші та об'єм кислоти для розчинення суміші.

§ 65. Загальна характеристика хімічних елементів ІІА групи

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- характеризувати та порівнювати хімічні елементи ІІА групи за місцем у періодичній системі та електронною будовою атомів; поширеність у природі;
- оцінювати їх біологічну роль.

До ІІА групи періодичної системи належать Берилій Ве, Магній Mg, Кальцій Са, Стронцій Sr, Барій Ва і радіоактивний елемент Радій Ra. Серед них лише Кальцій, Стронцій, Барій і Радій та відповідні їм прості речовини називають *лужноземельними*, оскільки їх гідроксиди є лугами, а тугоплавкі оксиди в давнину називали *землями*.

Назви частини елементів походять від назв їх природних сполук. Наприклад, **Берилій** — від назви напівкоштовного каменю берилу (різновид ізумруду), **Магній** — від назви мінералу магнезії, знайденого біля грецького міста Магнезія, **Стронцій і Барій** — від назв мінералів відповідно стронціаніту та бариту. Назва **Кальцію** пов'язана з латинським словом *calcis* — вапно, м'який камінь. **Радій** у перекладі з латинської означає «промінь».

Електронна будова і властивості атомів елементів ІІА групи подібні (табл. 20). На *s*-підрівні їх зовнішнього енергетичного рівня містяться по два електрони, електронна конфігурація яких ns^2 . Кількість валентних електронів свідчить про те, що елементи ІІА групи є металічними.

Таблиця 20

Загальна характеристика хімічних елементів ІІА групи

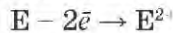
Символ хімічного елемента	Період	Атомний номер	Відносна атомна маса	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Валентність	Ступені окиснення	Металічні властивості	Загальні формули оксидів і гідроксидів	Характер оксидів і гідроксидів
Ве	2	4	9	0,113	1,5	$2s^2$	II	+2	Посилюються ↓	ЕО, E(OH) ₂	Амфотерний
Mg	3	12	24	0,160	1,23	$3s^2$	II	+2			
Ca	4	20	40	0,197	1,04	$4s^2$	II	+2			
Sr	5	38	88	0,215	0,99	$5s^2$	II	+2			
Ba	6	56	137	0,221	0,97	$6s^2$	II	+2			
Ra	7	88	226	0,235	0,97	$7s^2$	II	+2			

Порівняно з лужними елементами кожного періоду в них більше електронів, більший заряд ядра і, як наслідок, менший радіус атома, що посилює притягання валентних електронів до ядра. Тому всі

елементи ІІА групи за металічними властивостями поступаються лужним елементам.

Відрізняються атоми елементів ІІА групи між собою атомним радіусом, який у ряді Be — Ra закономірно збільшується, зумовлюючи відповідне зменшення електронегативності та посилення металічних властивостей.

Відаючи два електрони, атоми лужноземельних елементів Ca, Sr і Ba перетворюються на двозарядні йони:



У їх сполуках (оксидах, гідроксидах, солях) переважає здебільшого йонний зв'язок. На відміну від них Берилій утворює в основному сполуки з ковалентним зв'язком, а Магній — з йонним та ковалентним зв'язками. Ступінь окиснення хімічних елементів цієї групи у сполуках дорівнює +2, валентність II.

Хімічна активність і металічні властивості простих речовин елементів ІІА групи зростають від Берилію до Барію. Так само зростають електролітична сила і розчинність у воді їх основ. Тож прості речовини лужноземельних елементів є типовими металами, характер властивостей їх оксидів і гідроксидів — основний, гідроксиди розчиняються у воді і є лугами. З Гідрогеном утворюють гідриди MeH_2 , так само йонної будови.

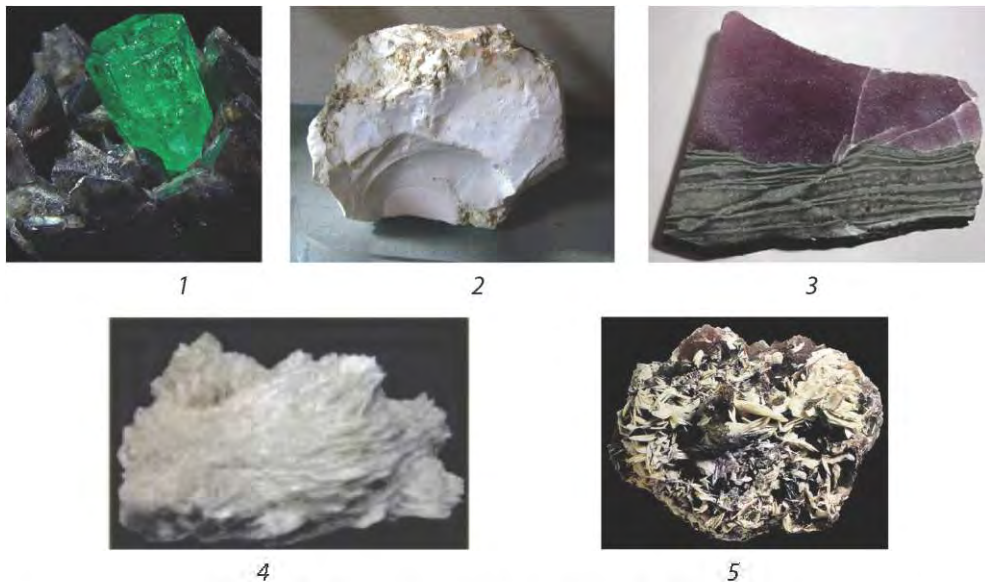
Магній теж типовий метал, але його оксид MgO і гідроксид $Mg(OH)_2$ малорозчинні у воді, гідроксид є основою, але до лугів не належить.

Берилій за своїми властивостями подібний до Алюмінію; його оксид і гідроксид не розчиняються у воді, за властивостями є амфотерними.

Поширеність у природі. Хімічні елементи ІІА групи через свою активність, як і лужні елементи, у природі існують у складі сполук. Найбільш розповсюдженими є Кальцій і Магній. Берилій, Стронцій і Барій належать до рідкісних хімічних елементів. На мал. 108 зображено природні сполуки елементів ІІА групи: Берилію — ізумруд $Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ (з домішками Cr_2O_3); Магнію — магнезит $MgCO_3$; Кальцію — ангідрит $CaSO_4$; Стронцію — стронціаніт $SrCO_3$; Барію — барит $BaSO_4$.

Біологічна роль хімічних елементів ІІА групи різноманітна і багатофункціональна. Так, *Магній* є складовою хлорофілу рослин, без якого неможливий фотосинтез. Він впливає на засвоєння рослинами Фосфору, підвищення вмісту цукру в цукрових буряках, крохмалю в картоплі. Організм людини масою 70 кг містить близько 60 г Магнію, при цьому 50 % його концентрується в скелеті. Разом із Фосфором і Калієм Магній впливає на засвоєння Кальцію. Нестача в організмі людини Магнію призводить до порушень у роботі серця, підвищує схильність до інфаркту. До організму людини надходить разом з питною водою та харчовими продуктами, серед яких найбільш багаті на Магній — картопля, помідори, капуста, персики, абрикоси.

Кальцій у живій природі з-поміж металічних елементів є головним біоелементом. Організм людини масою 70 кг містить 1,7 кг Кальцію.



Мал. 108. Природні сполуки елементів ІІА групи.

Be: 1 — ізумруд; **Mg:** 2 — магнезит; **Ca:** 3 — ангідрит; **Sr:** 4 — стронціаніт; **Ba:** 5 — барит

Це будівельний матеріал кісткової тканини, за його участю відбувається перетворення хімічної енергії в м'язах, він забезпечує здатність крові зсідатися. Нестача Кальцію призводить до розм'якшення кісток і розвитку рахіту. Потреба організму людини в Кальцію задовольняється в основному за рахунок молочних продуктів.

Стронцій як аналог Кальцію здатний брати активну участь в обміні речовин і відкладатися в кістковій тканині, заміщуючи Кальцій. Це може мати небезпечні наслідки. Річ у тому, що внаслідок ядерних реакцій, наприклад під час випробування ядерної зброї, утворюються понад 200 радіоактивних ізотопів різних хімічних елементів. Більшість з них є короткоживучими. А ізотоп Стронцій-90 має період напіврозпаду 27,7 року. За цей час може відбутися накопичення значної його кількості в кісткових тканинах людини, через що організм зазнає довготривалого радіоактивного опромінювання і можливий розвиток ракових пухлин, руйнування кровотворних органів. Стабільні ізотопи Стронцію постійно містяться в живих організмах, не завдаючи їм шкоди.

Берилій безпечний для рослин, але отруйний для тварин. Його накопичення призводить до розм'якшення кісткової тканини (берилієвий рахіт).

Розчинні у воді сполуки *Барію* є сильними отрутами, які, потрапляючи в організм людини, уражають міокард серця, нервову систему, кровоносні судини, кісткову тканину.

! Коротко про головне

До елементів ІА групи періодичної системи належать Берилій Be, Магній Mg, Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba і радіоактивний елемент Радій Ra. Серед них *Кальцій, Стронцій, Барій і Радій* та їх прості речовини називаються *лужноземельними*. Електронна будова атомів усіх елементів ІА групи однакова: на зовнішньому енергетичному рівні містяться два валентні електрони, що відповідає електронній конфігурації ns^2 . Усі елементи є металічними. Характер властивостей оксидів і гідроксидів *Магнію* та лужноземельних елементів — основний, але гідроксиди лужноземельних елементів розчиняються у воді і є лугами, магній гідроксид нерозчинний у воді й до лугів не належить. *Берилій* утворює амфотерні оксид і гідроксид.

Магній і Кальцій є одними з найважливіших і найпоширеніших елементів. Вони трапляються у природі лише в сполуках, мають велике значення для живих організмів. Берилій і Барій не мають великого розповсюдження в живій природі.

? Контрольні завдання

- Хімічні символи лужноземельних елементів — це А Mg; Б Ba; В Ca; Г Be; І Sr.
- З'ясуйте, до Натрію чи Калію (за властивостями) більше наближений Кальцій. Доведіть свою думку.
- Поясніть, чому
 - Берилій і Магній не належать до лужноземельних елементів;
 - властивості лужних і лужноземельних елементів подібні.
- Установіть відповідність між тривіальними назвами і формулами речовин.

Назви	Формули
А Ангідрит	1 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Б Доломіт	2 CaCO_3
В Крейда	3 CaSO_4
Г Фосфорит	4 $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$

- Установіть послідовність
 - 1) послаблення металічних властивостей елементів
А Sr; Б Be; В Mg; Г Ba; І Ca;
 - 2) посилення основних властивостей гідроксидів
А $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Б $\text{Ba}(\text{OH})_2$; В $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Г $\text{Sr}(\text{OH})_2$.
- Визначте молекулярну формулу сполуки, що входить до складу скелета найпростіших морських організмів акантарій, якщо масові частки елементів у ній становлять: Стронцію — 47,83 %; Сульфур — 17,39 %; Оксигену — 34,78 %.
- Масова частка кісток людини становить 20 % загальної маси організму. Масова частка кальцій фосфату у складі кісток дорівнює 20 % їх маси. Обчисліть маси кальцій фосфату і Кальцію у вашому організмі.

8. Як відомо, потребу організму в Кальцію можна задовольнити молоком, масова частка Кальцію в якому дорівнює 0,14 %. Обчисліть масу молока, яке необхідне в раціоні людини, щоб задовольнити добову потребу в Кальцію, яка становить 1,5 г.

§ 66. Магній і Кальцій

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

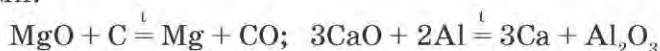
- *характеризувати* фізичні та хімічні властивості, способи добування, застосування магнію і кальцію;
- *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

Фізичні властивості. Магній і Кальцій — сріблясто-білі, пластичні метали (мал. 109), порівняно з лужними металами мають більшу твердість, густину, значно вищі температури плавлення і кипіння. Ці відміни пояснюються тим, що в їх кристалічній ґратці на один двохзарядний позитивний йон металічного елемента припадають два вільних електрони, і притягання між ними сильніше, ніж у лужних металах.

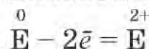
Добування цих металів, як і лужних, здійснюють переважно електролізом розплавів їх солей:



Магній також добувають карботермічним, кальцій — алюмотермічним методами:



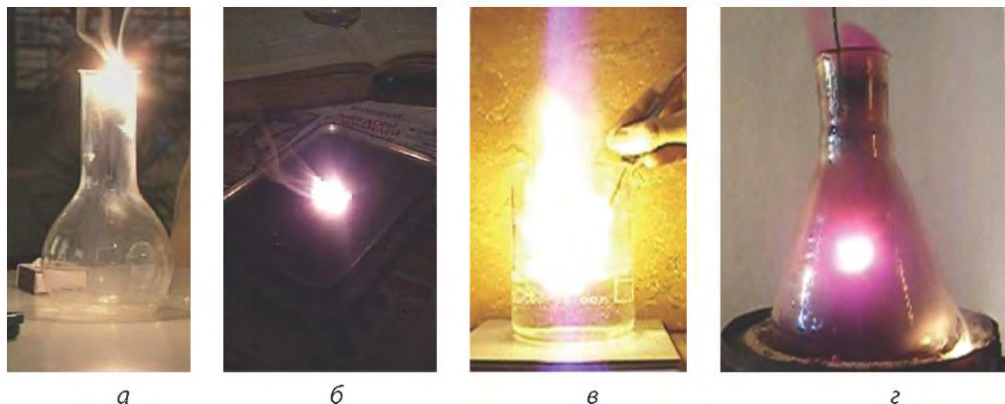
Хімічні властивості магнію і кальцію зумовлені електронною будовою їх атомів. Під час реакції їх атоми легко віддають два валентних електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони:



а



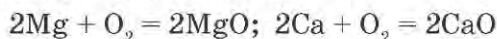
б



Мал. 110. Горіння: *а* — кальцію у кисні; *б* — магнію у кисні; *в* — магнію у воді; *г* — магнію у йоді

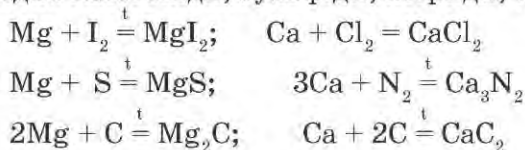
Отже, подібно до лужних металів магній і кальцій є сильними відновниками і вступають у реакції з неметалами, водою, кислотами, оксидами менш активних металічних елементів, солями, але їх хімічна активність є дещо нижчою, ніж у лужних металів. Кальцій більш хімічно активний порівняно з магнієм.

Взаємодія з неметалами. За звичайних умов магній і кальцій реагують з киснем з утворенням оксидів:



Уже на повітрі поверхня магнію покривається захисною оксидною плівкою. Кальцій взаємодіє з киснем активніше, ніж магній, тому його, як і лужні метали, зберігають під шаром гасу або в запаяних ампулах. За нагрівання на повітрі магній і кальцій енергійно згорають у кисні (мал. 110, *а*, *б*). Реакція горіння магнію супроводжується сліпучим полум'ям і виділенням великої кількості теплоти. Якщо стрічку магнію підпалити й опустити в склянку з водою, то горіння металу продовжуватиметься (мал. 110, *в*). Магній горить і в атмосфері вуглекислого газу (див. мал. 79). Здатність магнію горіти як у воді, так і в атмосфері вуглекислого газу суттєво ускладнює гасіння пожеж, під час яких горять конструкції з магнію або його сплавів.

Магній при нагріванні, а кальцій за звичайних умов реагують з галогенами (мал. 110, *г*), при нагріванні — з сіркою, азотом, вуглецем, утворюючи відповідно галогеніди, сульфіді, нітриди, карбіди:

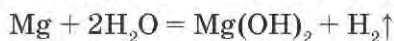


Кальцій за нагрівання легко реагує з воднем з утворенням гідриду:

Взаємодія з водою. Магній стійкий проти дії холодної води, але енергійно взаємодіє з киплячою. Кальцій енергійно реагує з водою подібно до лужних металів.

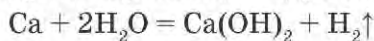
Дослід 1. Взаємодія магнію з водою.

У пробірку з водою помістимо порошок магнію — реакція не відбувається. Нагріємо пробірку — помітимо виділення водню й утворення каламутного розчину — це малорозчинний у воді магній гідроксид:



Дослід 2. Взаємодія кальцію з водою.

У пробірку з водою помістимо маленький кусочок кальцію. Спостереігаємо бурхливий перебіг реакції, внаслідок якої виділяється водень. Вода стає каламутною через утворення малорозчинного, але більш розчинного, ніж магній гідроксид, кальцій гідроксиду:



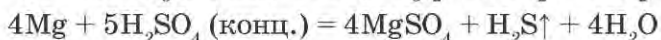
Взаємодія з кислотами. Під час реакції цих металів з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами утворюються відповідні солі та виділяється водень:



У реакціях з розбавленою нітратною кислотою серед продуктів відновлення нітратної кислоти переважає амоній нітрат:

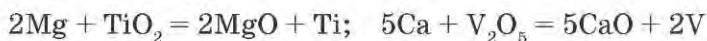


а з концентрованими нітратною та сульфатною кислотами виділяються відповідно бурий газ нітроген(IV) оксид і сірководень:



➔ Складіть схеми електронного балансу цих реакцій.

Взаємодія з оксидами металічних елементів. Подібно до лужних металів магній і кальцій здатні відновлювати рідкісні метали — ніобій, тантал, молібден, вольфрам, титан та ін. — з їх оксидів. Наприклад:



Такі способи добування металів за аналогією з алюмотермією називають *магнієтермією* та *кальцієтермією*.

Застосування. Магній має значно ширше застосування, ніж кальцій. На його основі виготовляють легкі й міцні сплави для космічної, авіаційної, автомобільної техніки і товарів широкого вжитку. Магнієві сплави у 5 разів легші за сплави на основі заліза, в 1,5 раза легші за алюмінієві, стійкі до вібраційного впливу, мають високу міцність.

Магній застосовується для протекторного захисту суден, міських мереж водопостачання, нафто- та газогонів. Для цього магнієвий протектор (мал. 111) з'єднують провідником з основною металічною кон-

Магній як активний метал руйнується, а метал основної конструкції зберігається.

Магній тривалий час використовувався в піротехніці для святкових феєрверків, пізніше — як джерело освітлення при фотографуванні, в освітлювальних ракетах і запалювальних снарядах.

Металічний кальцій найбільше застосовується в металотермії, зокрема у виробництві урану і торію, сплавів для виготовлення підшипників для залізничного транспорту.



Мал. 111. Магнієвий протектор

! Коротко про головне

Магній і кальцій — метали з подібними до лужних металів фізичними та хімічними властивостями. Більш наближеним до лужних металів є кальцій. Магній не належить до лужноземельних металів, а його гідроксид $Mg(OH)_2$ не вважається лугом. Хімічно активні: взаємодіють з неметалами, водою, кислотами, відновлюють малоактивні метали з оксидів.

Добувають магній і кальцій електролізом розплавів солей. Широкому застосуванню магнію сприяє його здатність утворювати легкі та міцні сплави для авіаційної, космічної й автомобільної техніки, запобігати корозії металічних конструкцій, давати яскраве світіння під час горіння (наприклад, у піротехніці). Кальцій застосовується в металотермії.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - температура плавлення і густина магнію та кальцію вищі, ніж у лужних металів;
 - хімічні властивості лужних і лужноземельних металів подібні;
 - на повітрі магній і кальцій втрачають металічний блиск;
 - заборонено гасити кальцій під час пожежі водою, магнієві конструкції — водою і вуглекислотними вогнегасниками.
- Під дією навколишнього середовища металічний кальцій перетворюється на кальцій карбонат. Складіть рівняння відповідних реакцій.
- Обчисліть масу кальцій карбиду, який можна добути з суміші 16,0 г кальцію і 4,8 г вуглецю.
- Обчисліть масові частки кальцію та магнію в сплаві, якщо при розчиненні його зразка масою 8,8 г у холодній воді виділився водень об'ємом 2,24 л (н.у.).

5. Складіть термохімічне рівняння реакції магнію з киснем, якщо при згорянні магнію масою 10 г виділилося 255 кДж енергії.
- 6*. Обчисліть об'єм газу (н.у.), що виділиться при взаємодії з водою зразка кальцію масою 6,3 г, масова частка домішок в якому 5 %, якщо вихід продуктів реакції становить 80 %.
- 7*. Для розчинення 1,26 г сплаву магнію з алюмінієм використали розчин сульфатної кислоти об'ємом 35,0 мл із масовою часткою кислоти 19,6 % (густина розчину 1,14 г/мл). Надлишок кислоти прореагував з розчином калій гідрокарбонату об'ємом 28,6 мл і молярною концентрацією 1,4 моль/л. Обчисліть масові частки металів у сплаві та об'єм газу (н.у.), що виділився при розчиненні сплаву в кислоті.

§ 67. Сполуки Магнію і Кальцію

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ *характеризувати* властивості оксидів, основ та солей Магнію і Кальцію;
- ◆ *складати* рівняння відповідних хімічних реакцій;
- ◆ *обґрунтовувати* застосування сполук їх властивостями;
- ◆ *визначати* йони Кальцію за забарвленням полум'я.

Магній і Кальцій — металічні елементи, тому до їх головних сполук належать основні оксиди, гідроксиди та солі.

Оксиди. Кальцій оксид називається *негашеним вапном*, магній оксид — *білою магнезією*. У вузлах кристалічних ґраток, переважно йонного типу, на відміну від оксидів лужних елементів містяться двозарядні йони E^{2+} і O^{2-} , сила взаємодії між якими більша, ніж між йонами в кристалах оксидів Натрію і Калію, тому їх кристали міцніші, ніж кристали оксидів лужних елементів.

Фізичні властивості. Це білі тверді кристалічні речовини (мал. 112). Завдяки більшій міцності їх кристалічних ґраток порівняно з оксидами лужних елементів вони мають вищі температури плавлення і більшу густина.



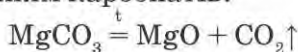
а



б

Мал. 112. Оксиди: а — Кальцію; б — Магнію

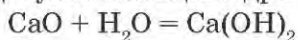
Добування оксидів Магнію і Кальцію в лабораторії та промисловості проводять випалюванням карбонатів:



Хімічні властивості оксидів Магнію та Кальцію зумовлені їх приналежністю до класу основних оксидів: вони взаємодіють з кислотами, кислотними й амфотерними оксидами та амфотерними гідроксидами.

→ Складіть рівняння відповідних реакцій.

Магній оксид у реакції з водою малоактивний. Під час реакції кальцій оксиду з водою виділяється велика кількість теплоти. Ця реакція називається *гашенням вапна*, а добутий кальцій гідроксид — *гашеним вапном*:



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ВЗАЄМОДІЯ КАЛЬЦІЙ ОКСИДУ З ВОДОЮ

Помістіть у порцелянову чашку підготовлені заздалегідь прожарюванням крейди грудочки негашеного вапна. За допомоги піпетки додайте кілька крапель води. Спостерігайте бурхливий перебіг реакції, що супроводжується шипінням і сильним розігріванням суміші. Грудочки розсипаються на порошок кальцій гідроксиду. Відбувся процес гашення вапна.

Застосування. Оксиди Магнію і Кальцію застосовують у виробництві будівельних матеріалів. Завдяки добавкам магнезії MgO до цементу підвищується його в'язуча здатність. При твердненні такого цементу утворюється монолітна маса. З неї виготовляють збірні залізобетонні та бетонні конструкції — перекриття, сходи, різноманітні архітектурно-декоративні деталі (мал. 113).

Гідроксиди Магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$ та Кальцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$ є типовими основами, з них кальцій гідроксид належить до лугів. Це білі, тверді, кристалічні речовини (мал. 114, а, б). Магній гідроксид — нерозчинний у холодній воді,



а



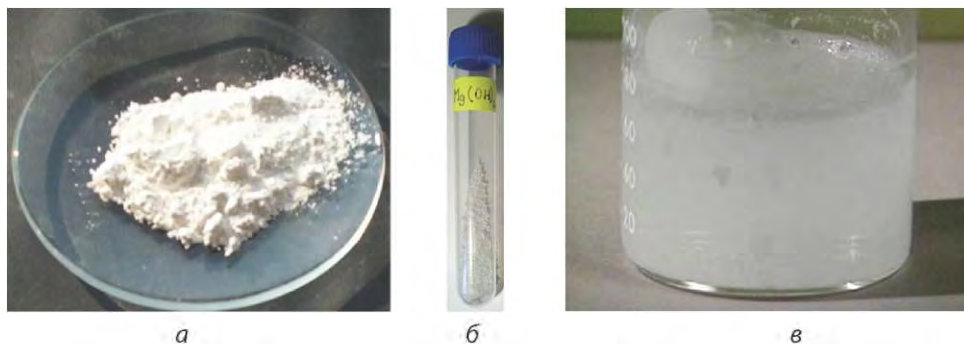
б

Мал. 113. Воронцовський палац в Одесі (а), колона «Горакли» (б)

кальцій гідроксид — мало-розчинний. Прозорий розчин кальцій гідроксиду називають *вапняною водою*, а водну суспензію сполуки — *вапняним молоком* (мал. 114, в).

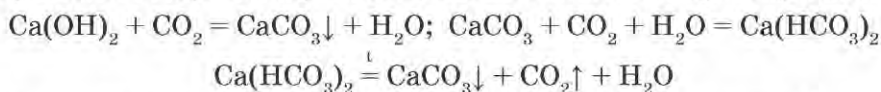
Для магній і кальцій гідроксидів характерні типові реакції класу основ: вони взаємодіють з кислотними й амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, кислотами, солями.

→ Напишіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонних формах.

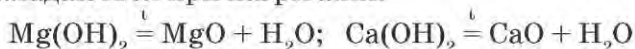


Мал. 114. Кальцій гідроксид (а), магній гідроксид (б), вапняне молоко (в)

При пропусканні карбон(IV) оксиду крізь вапняну воду утворюються карбонати і гідрогенкарбонати, які легко взаємоперетворюються:



На відміну від гідроксидів Натрію і Калію гідроксиди Магнію та Кальцію розкладаються при нагріванні:



Застосування. Гашене вапно широко використовується в будівництві. Вапняне молоко застосовують у цукровій промисловості для очищення бурякового соку від домішок, виготовлення сумішей для боротьби з хворобами рослин, побілення стовбурів дерев. Як і гашене вапно магній гідроксид використовують для очищення цукру, він входить до складу зубних паст.

Солі Магнію та Кальцію. Найбільше практичне значення мають карбонати, сульфати, фосфати. Ви вже дізналися про фізичні, хімічні властивості, способи добування зазначених солей під час вивчення відповідних кислот. Розглянемо найважливіші з них.

Кальцій карбонат CaCO_3 — одна з найпоширеніших сполук на Землі. Вам добре відомі такі його мінерали, як крейда, мармур, вапняк, загальна назва яких — *кальцити*. Найважливіший з них — *вапняк*. По-перше, він є чудовим будівельним матеріалом. Пригадайте одеські катакомби, в минулому каменоломні, в яких добували цей матеріал для будівництва міста (мал. 115, а). По-друге, це — сировина для виготовлення інших будівельних матеріалів: цементу, гашеного і негашеного вапна, скла та ін. Вапняним щебенем укріплюють полотна дороги, а його порошком — зменшують кислотність ґрунтів (*вапнування ґрунтів*).

➔ Поясніть, на якій властивості кальцій карбонату засновано вапну-



а



б

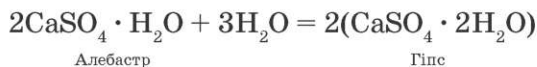
Мал. 115. Одеські катакомби (а), Тадж-Махал (б)

Природна *крейда* утворилася з решток черепашок давніх тварин. З прикладами її застосування ви зустрічаєтесь щодня, наприклад шкільна крейда, зубні пасти. Крейда застосовується у виробництві паперу, гуми, для побілки приміщень.

Мармур — це матеріал скульпторів. У світі чимало творінь великих митців з мармуру, наприклад споруджений в Індії мавзолей Тадж-Махал (мал. 115, б).

Магній карбонат $MgCO_3$ застосовують у виробництві скла, цементу, цегли.

Кальцій сульфат $CaSO_4$ трапляється у природі у вигляді мінералу *гіпсу* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Використовується в будівництві, медицині (гіпсові пов'язки), для виготовлення зліпків. Для цього застосовують напівводний гіпс $2CaSO_4 \cdot H_2O$ — *алебастр*, якій при взаємодії з водою утворює гіпс:



Алебастр

Гіпс

Магній сульфат $MgSO_4$ відомий під назвою *гірка*, або *англійська*, *сіль*. Застосовується в медицині як проносний засіб. Міститься в морській воді, надаючи їй гіркої смаку.

Кальцій фосфат $Ca_3(PO_4)_2$ входить до складу гірської породи *фосфориту* і мінералу *апатиту*, є в кістках та зубах тварин і людини. Використовується як добриво.

Для визначення Кальцію використовують його властивість забарвлювати полум'я в оранжево-червоний колір (мал. 116). Сполуки Магнію полум'я не забарвлюють.

Мал. 116. Забарвлення полум'я йонами Ca^{2+}

5. Складіть хімічні рівняння реакцій для кожного йонного рівняння:
- $\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow$;
 - $3\text{Mg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$.
6. На добування кальцій оксиду з кальцій карбонату витрачено 72 кДж енергії. Обчисліть масу добутого оксиду, якщо тепловий ефект реакції ΔH дорівнює 180 кДж.
7. При розкладі доломіту масою 184 г добули магній оксид масою 36 г. Обчисліть масову частку некарбонатних домішок у цьому зразку доломіту та об'єм газуватого продукту реакції (н.у.).
- 8*. У результаті прожарювання суміші кальцію і магнію масою 14,2 г добули оксиди масою 7,6 г. Обчисліть склад (у відсотках) вихідної суміші.

§ 68. Твердість води та способи її усунення

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- пояснювати сутність твердості води, способи її усунення;
- оцінювати наслідки твердості води у промисловості та побуті.

Твердість води та її типи. Як відомо, у природній воді міститься багато йонів магнію Mg^{2+} і кальцію Ca^{2+} . У морській воді їх більше, в поверхневих водах — менше. Так, у 1 л дніпровської води в середньому міститься 64 мг йонів Ca^{2+} і 12 мг йонів Mg^{2+} . Саме наявність цих йонів зумовлює *твердість води*.

Твердість води — це сукупність властивостей, зумовлених вмістом у воді катіонів кальцію Ca^{2+} і магнію Mg^{2+} .

Вода, що містить йони магнію Mg^{2+} і кальцію Ca^{2+} , називається *твердою*. Однією з таких є джерельна вода. Вода, в якій цих йонів немає або їх вміст незначний, — *м'яка*. Це *дощова вода*.

У воді катіони кальцію Ca^{2+} і магнію Mg^{2+} можуть міститися разом з аніонами гідрогенкарбонатів HCO_3^- , сульфатів SO_4^{2-} , хлоридів Cl^- . Залежно від аніонів, які переважають у воді, розрізняють тимчасову (карбонатну) і постійну (некарбонатну) твердість води.

Тимчасова (карбонатна) твердість води зумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію.

Постійна (некарбонатна) твердість води зумовлена наявністю сульфатів та хлоридів кальцію і магнію.

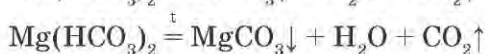
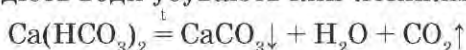
Сумарну тимчасову і постійну твердість води називають *загаль-*

згоряння, парових котлах, трубах, пральних машинах внутрішні стінки і механізми покриваються шаром накипу (мал. 117), який майже не проводить теплоту. Тому можливе перегрівання цих апаратів, прискорюється їх спрацювання, трапляються аварії, збільшуються затрати енергії.

Під час прання в твердій воді збільшується витрата мила, на тканині осаджуються нерозчинні солі Кальцію і Магнію, які погіршують зовнішній вигляд речей (жовтіння), з'являється неприємний запах. У твердій воді погано розварюються овочі, оскільки пектин утворює на стінках клітин нерозчинні солі Кальцію і Магнію.

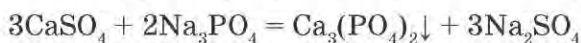
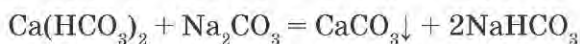
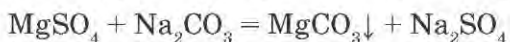
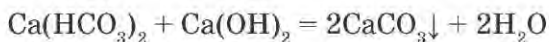
Способи усунення твердості води. Для усунення твердості води, тобто її пом'якшення, з води потрібно видалити йони Ca^{2+} і Mg^{2+} у вигляді нерозчинних солей.

Тимчасову твердість води усувають кип'ятінням:

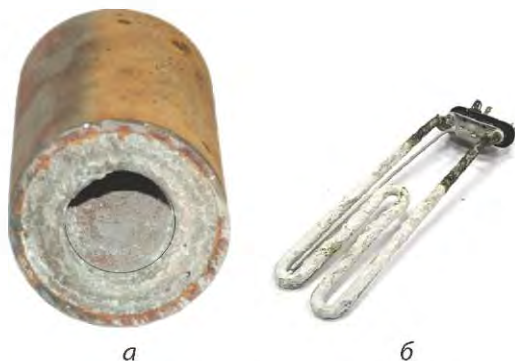


Під час нагрівання йони Ca^{2+} і Mg^{2+} виводяться з розчину у вигляді нерозчинних карбонатів. Саме легкість усунення тимчасової твердості води під час нагрівання зумовлює назву — «тимчасова».

Постійну твердість води, зумовлену сульфатами та хлоридами Кальцію і Магнію, неможливо усунути кип'ятінням, оскільки ці солі не розкладаються. Назва «постійна твердість» походить саме від того, що її не можна усунути простим нагріванням води. Її усувають введенням у воду деяких реагентів — натрій карбонату (кальцинована сода), кальцій гідроксиду (вапняна вода), натрій ортофосфату. Одночасно усувається як тимчасова, так і постійна, тобто загальна твердість води. Наприклад:



Сучасний спосіб пом'якшення води заснований на використанні ка-

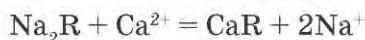


Мал. 117. Накип: а — у трубі; б — у нагрівному приладі пральної машини



Мал. 118. Катіоніт

Катіоніти — це тверді речовини (мал. 118), нерозчинні у воді, до складу яких входять рухливі катіони Na^+ . Спрощено їх зображують так: Na_2R . Катіони Na^+ можуть обмінюватися на катіони навколишнього середовища, наприклад Ca^{2+} і Mg^{2+} . Під час пропускання води крізь колонку з катіонітом йони Ca^{2+} і Mg^{2+} затримуються в ньому, а катіони Na^+ з катіоніту переходять у воду:



Катіоніт періодично регенерують, промиваючи його концентрованим розчином натрій хлориду.

! Коротко про головне

Природна вода буває м'якою і твердою. Вода, що містить йони Mg^{2+} і Ca^{2+} , називається *твердою*. Вода, у якій йонів Mg^{2+} і Ca^{2+} немає або їх вміст незначний, називається *м'якою*.

Твердість води — це сукупність властивостей, зумовлених вмістом у воді катіонів Кальцію Ca^{2+} і Магнію Mg^{2+} .

Твердість води, зумовлену наявністю гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію, називають *тимчасовою*, або *карбонатною*. Твердість води, зумовлену наявністю сульфатів та хлоридів Кальцію і Магнію, називають *постійною*, або *некарбонатною*. *Загальну* твердість води визначають як сумарну — тимчасову і постійну.

Тверда вода створює несприятливі умови для роботи приладів, які працюють з гарячою водою, погіршує процес прання, приготування їжі.

Тимчасову твердість води усувають нагріванням. Для усунення як тимчасової, так і постійної твердості води застосовують кальциновану соду, вапняну воду, натрій ортофосфат. Сучасні методи пом'якшення води засновані на використанні катіонітів.

? Контрольні завдання

1. Хімічні формули солей, які зумовлюють твердість води, — це

- | | |
|---------------------|---------------------------------|
| А NaCl ; | Г KCl ; |
| Б MgSO_4 ; | Д $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. |
| В CaCO_3 ; | |

2. Установіть відповідність між типом твердості води та йонами, що його зумовлюють.

Твердість води

А Тимчасова

Б Постійна

Йони, що зумовлюють відповідну твердість води

1 Ca^{2+} , SO_4^{2-} , Mg^{2+}

2 Ca^{2+} , SO_4^{2-} , Mg^{2+} , HCO_3^-

3 Ca^{2+} , Mg^{2+} , HCO_3^-

3. Установіть відповідність між типом твердості води і способом її усунення.

Твердість води

А Тимчасова

Б Постійна

Спосіб усунення

1 Додавання до води кальцинованої соди

2 Додавання вапняної води

3 Кип'ятіння

4 Пропускання крізь катіоніт

4. Поясніть, чому

а) практично нерозчинний у воді вапняк вимивається з ґрунту водою;

б) дощова вода є м'якою, а джерельна — твердою;

в) карбонатну твердість води називають тимчасовою, а некарбонатну — постійною;

г) тверду воду не можна використовувати для охолодження двигунів машин.

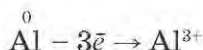
§ 69. Алюміній як хімічний елемент і проста речовина

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *характеризувати* Алюміній за місцем у періодичній системі та електронною будовою атома, поширеність у природі; фізичні та хімічні властивості, добування, застосування його простої речовини;
- *складати* рівняння, схеми електронного балансу відповідних реакцій;
- *оцінювати* біологічну роль.

Алюміній як хімічний елемент. Його назва походить від латинського слова *alumen (aluminis)* — галун, назва подвійної солі $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, до складу якої входить Алюміній. Сполука відома ще з V ст. до н. е., використовувалася для фарбування тканин і як кровоспинний засіб.

Алюміній — хімічний елемент IIIA групи. Згідно з місцем Алюмінію в IIIA групі періодичної системи на зовнішньому енергетичному рівні його атома містяться три валентні електрони, електронна конфігурація яких $3s^23p^1$. Алюміній — металічний *p*-елемент. У хімічних реакціях атоми Алюмінію легко втрачають три електрони і перетворюються на тризарядні катіони:



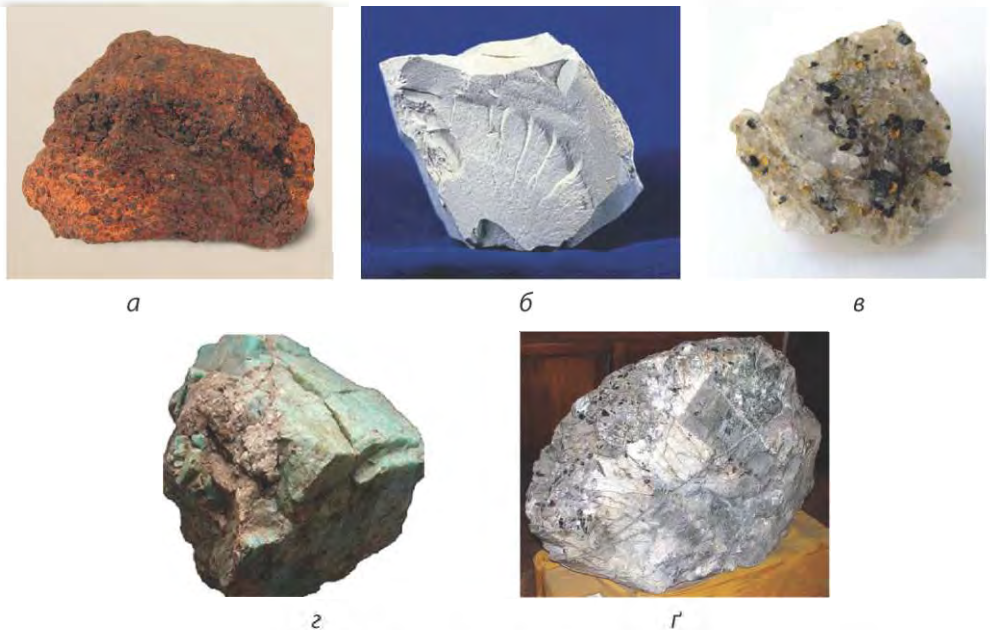
У сполуках завжди ступінь окиснення Алюмінію +3, валентність III. Періодичний хімічний елемент одного періоду $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$.

зазначимо, що металічні властивості елементів цього ряду поступово послаблюються, а неметалічні — посилюються. Про це свідчить збільшення їх електронегативності. В Алюмінію це виявляється в тому, що його оксид Al_2O_3 і гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ є амфотерними, тобто залежно від реагентів можуть виявляти як основні, так і кислотні властивості.

Поширеність у природі. Алюміній — третій елемент за поширенням у природі після Оксигену та Силіцію: його атомна частка в земній корі становить 6,4 %. Трапляється завжди в складі сполук, переважно алюмосилікатів (мал. 119).

Біологічна роль. Алюміній разом із Силіцієм та Оксигеном є основою неорганічного світу, у невеликій кількості трапляється в живих організмах: 50 — 140 мг у людини масою 70 кг. Розподіляється в усіх тканинах й органах: серці, легенях, мозку, трубчастих кістках, волоссі тощо; впливає на активність деяких ферментів. Його надлишок, запобігаючи надходженню до кісток Фосфору, спричиняє так званий алюмінієвий рахіт кісток.

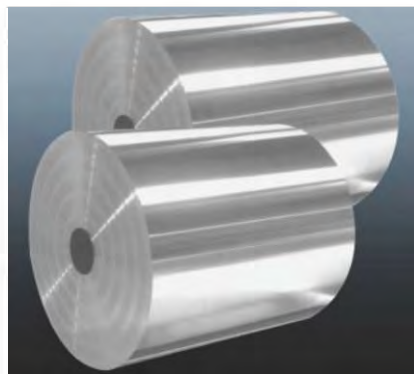
Алюміній як проста речовина. Це сріблясто-білий метал (мал. 120), досить легкоплавкий ($t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$), дуже легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), але твердий (твердість 2,5). Має високу електропровідність, однак поступається в цьому міді.



Мал. 119. Природні сполуки Алюмінію:
 а — боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; б — каолінит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; в — кріоліт $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$;
 г — польовий шпат $\text{K O} \cdot \text{Al O} \cdot 6\text{SiO}_2$; д — нефелін $\text{Na O} \cdot \text{Al O} \cdot 2\text{SiO}_2$

Завдяки надзвичайній пластичності добре піддається механічній обробці: прокатується у фольгу завтовшки до 0,01 мм, витягується в тонкий дріт, відливається; утворює сплави.

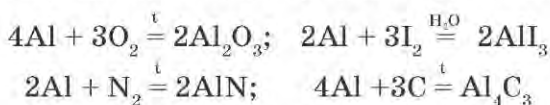
Належить до хімічно активних металів. У витискувальному ряді металів міститься на початку, за магнієм. Як активний метал алюміній реагує з неметалами, водою, кислотами. Неметалічний характер його властивостей виявляється в реакціях з лугами. У всіх реакціях виконує роль відновника.



Мал. 120. Алюміній

Однак як на повітрі, так і у воді алюміній не виявляє прогнозованої хімічної активності, бо його поверхня вкрита оксидною плівкою Al_2O_3 , яка захищає метал від подальшого окиснення і зумовлює його високу корозійну стійкість. Хоча товщина цієї плівки становить лише $1 \cdot 10^{-5}$ мм, вона міцна, тверда і гнучка, не руйнується при розтягуванні, закручуванні та згинанні, проводить електричний струм, плавиться за температури 2050°C (порівняйте з температурою плавлення алюмінію). Надає поверхні алюмінію матового вигляду.

Взаємодія з неметалами. Алюміній легко реагує з неметалами (галогенами, киснем, сіркою, азотом, вуглецем), особливо в порошкоподібному стані. Утворюються відповідно оксид, галогеніди, нітрид, карбід. Для початку реакцій необхідне попереднє нагрівання за винятком реакцій з галогенами. Зате далі перебіг реакцій дуже бурхливий, з виділенням великої кількості теплоти. Пригадайте реакцію алюмінію з йодом, з якою ви ознайомилися під час вивчення властивостей галогенів:



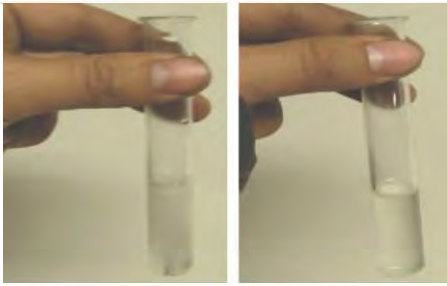
Взаємодія з водою. Алюміній стійкий до дії води, навіть киплячої, завдяки оксидній плівці на його поверхні. Якщо цю плівку зруйнувати (потерти поверхню алюмінію наждачним папером або занурити ненадовго в гарячий розчин лугу), то алюміній активно взаємодітиме з водою з виділенням водню. На малюнку 121 бачимо дві пробірки: у першій — виділення водню на початку реакції, у другій — утворення осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$ після закінчення реакції:



➔ Складіть схеми електронного балансу.

Взаємодія з оксидами металічних елементів. Алюміній взаємодіє з оксидами більшості металічних елементів, навіть лужних:





Мал. 121. Реакція алюмінію з водою

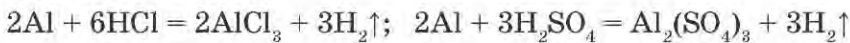
Усі речовини цих реакції перебувають у твердому стані, тому до реакції не можна застосувати відоме правило витискувального ряду металів. У цьому випадку реакція стає можливою завдяки міцності кристалічної ґратки алюміній оксиду. При її утворенні виділяється значна кількість енергії і температура досягає $3500\text{ }^{\circ}\text{C}$, що є достатньою для руйнування кристалів іншого окси-

ду і відновлення металу. За цих умов відновлений метал перебуває у рідкому стані, а алюміній оксид спливає на поверхню у вигляді шлаку.

Суміш порошкоподібних алюмінію та оксиду металічного елемента називається *термітом* (від грец. *терме* — теплота), а спосіб добування металів — *алюмотермією*. Цим способом добувають хром, манган, титан тощо.

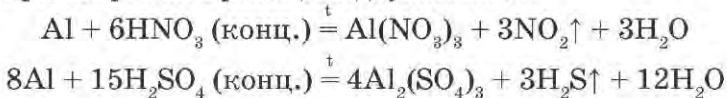
Спосіб добування металів за допомоги алюмінію запропонував у середині XIX ст. відомий учений М. М. Бекетов.

Взаємодія з кислотами. За стандартних умов алюміній взаємодіє з кислотами — хлоридною і розбавленою сульфатною, відновлюючи Гідроген й утворюючи солі:

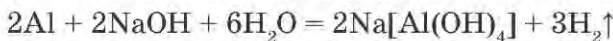


Варто пам'ятати, що концентрована сульфатна кислота і будь-якої концентрації нітратна кислота на холоді пасивують алюміній: під дією цих кислот збільшується товщина оксидної плівки, і метал не взаємодіє з ними. Ось чому ці кислоти можна зберігати і перевозити в алюмінієвих цистернах.

Однак при нагріванні реакції відбуваються:



Взаємодія з лугами. Алюміній легко розчиняється у водних розчинах лугів, виділяючи водень залежно від молярного співвідношення речовин:



Натрій тетрагідроксо-
алюмінат

Ця реакція застосовується для добування в лабораторії водню й застерігає не зберігати луги в алюмінієвому посуді.

Добування. У промисловості алюміній добувають електролізом розчину алюміній оксиду в розплавленому кріоліті $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ з добавкою кальцій флуориду. Алюміній оксид Al_2O_3 добувають із бокситу та нефеліну.

Порошкоподібний алюміній уперше добув німецький хімік Ф. Велер (1827). Лише 18 років по тому він одержав алюміній у вигляді маленьких гранул. Новий метал був схожим на срібло, але легшим. Такі цінні властивості зумовили його вартість: з середини XIX ст. алюміній цінували більше, ніж золото.

Технічно доступним металом алюміній став після того, як був знайдений спосіб зниження температури плавлення алюміній оксиду за допомоги кріоліту $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Алюміній почали добувати у великих кількостях, тому він швидко здешевшав. Нині за обсягом виробництва серед металів алюміній посідає друге місце після заліза.

Застосування. Основна маса алюмінію йде на виготовлення алюмінієвих сплавів: дюралюміній, силумін для авіаційної та космічної техніки, водного і наземного транспорту. З алюмінію виготовляють електричні дроти, освітлювальні ракети, посуд, застосовують для добування металів. Порошок алюмінію є пігментом для фарби («срібнянки»), яка захищає залізо від корозії. Алюмінієву фольгу використовують у радіотехніці для виготовлення конденсаторів, як обгортковий матеріал — у харчовій промисловості.

! Коротко про головне

Алюміній — металічний елемент IIIA групи періодичної системи. Має три валентні електрони. У реакціях виявляє лише відновні властивості. Ступінь окиснення Алюмінію в сполуках +3. Його оксид і гідроксид є амфотерними.

За поширенням у природі Алюміній посідає третє місце після Оксигену та Силіцію. Трапляється в складі сполук, переважно алюмосилікатів.

Проста речовина алюміній — це сріблясто-білий метал, легкоплавкий, легкий, пластичний, добре проводить тепло та електричний струм. Є хімічно активним металом. Спосіб відновлення оксидів металічних елементів алюмінієм називається *алюмотермією*.

Алюміній добувають електролізом розплаву його оксиду Al_2O_3 у кріоліті $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Знаходить широке застосування.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - змінюються металічні властивості хімічних елементів у ряді $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$ і як саме;
 - алюміній стійкий до корозії;
 - в алюмінієвому посуді не можна зберігати лужні та кислі розчини;
 - в алюмінієвих цистернах можна зберігати концентровані нітратну та сульфатну кислоти.
- Складіть рівняння реакцій, в яких алюміній відновлює:

а) галогени;	в) Ферум;	г) Сульфур;
б) Оксиген;	г) йони Гідрогену;	д) Калій.
- При повному розчиненні наважки технічного алюмінію масою 1,8 г у надлишку розчину натрій гідроксиду виділився газ об'ємом 2,14 л

4. Обчисліть масу заліза, добутого при взаємодії алюмінію масою 8,64 г із ферум(II, III) оксидом масою 34,8 г.
- 5*. Обчисліть склад суміші з порошоків алюмінію, магнію і піску, якщо при обробці її зразка масою 2,5 г хлоридною кислотою виділився водень об'ємом 2,24 л (н.у.), а при обробці такої самої кількості суміші розчином їдкою натру — водень об'ємом 1,12 л (н.у.).

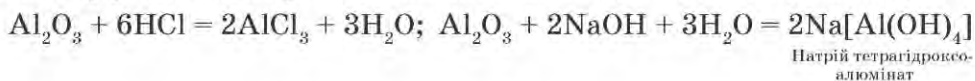
§ 70. Сполуки Алюмінію

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

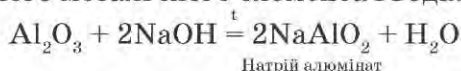
- *характеризувати* фізичні та хімічні властивості оксиду, гідроксиду і солей Алюмінію; їх добування і застосування;
- *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій;
- *добувати* експериментально алюміній гідроксид, доводити його амфотерні властивості.

До головних сполук Алюмінію належать оксид, гідроксид і солі.

Оксид Алюмінію, або глинозем, Al_2O_3 — це білий порошок, нерозчинний у воді, тугоплавкий ($t_{\text{пл}} = 2050^\circ\text{C}$). За хімічними властивостями він належить до амфотерних оксидів: з кислотами реагує як основний оксид, у реакціях з лугами виявляє властивості кислотних оксидів:



Унаслідок сплавляння алюміній оксиду з лугом утворюються метаалюмінат відповідного металічного елемента і вода:



Добувають алюміній оксид безпосереднім спалюванням порошку алюмінію в кисні повітря.

У природі Al_2O_3 трапляється у вигляді мінералу корунду (мал. 122, а), який має дуже високу твердість. Залежно від домішок його прозорі кри-



а



б



в

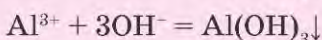
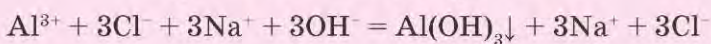
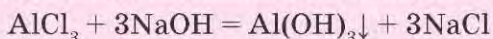
стали можуть набувати червоного, синього, зеленого, помаранчевого кольору. Так, йони Cr^{3+} надають його кристалам червоного кольору (рубін) (мал. 122, б), йони Ti^{4+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} — синього (сапфір). Рубін і сапфір разом з алмазом та ізумрудом займають найвищі місця в класифікації коштовного каміння. Нині рубіни та сапфіри добувають штучно і застосовують не лише для виготовлення прикрас, а й деталей годинників та інших точних приладів. Рубін також застосовують у лазерах, а непрозорі кристали корунду — як абразивний матеріал (наждак). З наждаку виробляють шліфувальні круги, бруски для шліфування і полірування металів.

Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ — біла тверда речовина, нерозчинна у воді. За хімічними властивостями є амфотерним гідроксидом. Його не можна добути безпосередньо взаємодією оксиду з водою (*чому?*), а лише дією розчинів лугів на розчини солей Алюмінію. Добудемо експериментально і дослідимо властивості алюміній гідроксиду.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

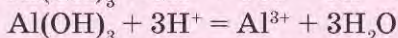
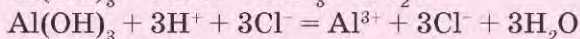
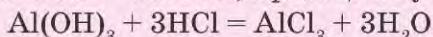
ДОБУВАННЯ АЛЮМІНІЙ ГІДРОКСИДУ І ДОВЕДЕННЯ ЙОГО АМФОТЕРНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ

У пробірку з 2 — 3 мл розчину алюміній хлориду краплями доливайте розбавлений розчин їдкою натру до утворення драглистого осаду алюміній гідроксиду за рівнянням реакції:



Половину добутого розчину з осадом відлійте в іншу пробірку. Водну з двох пробірок додайте трохи хлоридної кислоти, в іншу — надлишок розчину їдкою натру. Спостерігайте розчинення осаду в обох пробірках, що свідчить про перебіг хімічних реакцій. Отже, алюміній гідроксид прореагував як з кислотою, так і з лугом, виявивши амфотерні властивості: в реакції з кислотою — основні, в реакції з лугом — кислотні:

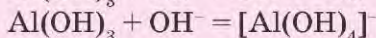
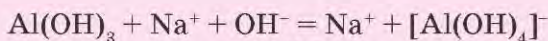
1 пробірка



2 пробірка



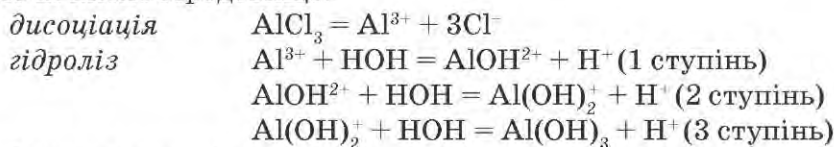
Натрій тетрагідроксо-
алюмінат



Як бачимо, в обох реакціях утворюються солі, але в реакції з кислотою сіль містить Алюміній як катіон, а в реакції з лугом Алюміній входить до складу кислотного залишку солі — в аніон.

Алюмінати розглядаються як солі нестійких кислот — ортоалюмінієвої H_3AlO_3 або метаалюмінієвої HAlO_2 (її можна розглядати як ортоалюмінієву кислоту, молекула якої втратила молекулу води). Отже, реакції оксиду і гідроксиду Алюмінію з кислотами та лугами є виявом металічних і неметалічних властивостей Алюмінію. Як нерозчинна основа алюміній гідроксид розкладається при нагріванні, що застосовується для добування з нього алюміній оксиду.

Солі Алюмінію. Найважливішими серед них є хлориди, сульфати і нітрати. За фізичними властивостями — це білі кристалічні речовини, добре розчинні у воді, але в розчині гідролізуються за катіоном, утворюючи кисле середовище:



При складанні рівнянь реакції гідролізу подібних солей зазвичай обмежуються лише першим його ступенем. Чому?

Солі Алюмінію і слабких кислот (карбонат, сульфід, сульфід, силікат тощо) у водному розчині не існують, оскільки розкладаються водою на алюміній гідроксид і відповідну кислоту.

Добувають солі переважно реакцією алюмінію з кислотами або деякими неметалами.

Алюміній хлорид AlCl_3 застосовують в органічному синтезі як каталізатор, алюміній сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — для окиснення води на водоочисних станціях. Унаслідок гідролізу цієї солі утворюються малорозчинні основні солі AlOHSO_4 і $[\text{Al(OH)}_2]_2\text{SO}_4$, які, осаджуючись, захоплюють завислі у воді дрібні частинки глини та інших твердих речовин.

! Коротко про головне

Алюміній утворює складні речовини алюміній оксид Al_2O_3 , алюміній гідроксид Al(OH)_3 , солі — з Алюмінієм як катіоном (AlCl_3) або в складі кислотного залишку ($\text{Na[Al(OH)}_4]$) — алюмінати. Алюміній оксид та алюміній гідроксид виявляють амфотерні властивості — взаємодіють з кислотами і лугами. Алюміній гідроксид розкладається при нагріванні. Оксиди добувають спалюванням алюмінію в кисні повітря або за рахунок хімічних перетворень.

Солі Алюмінію і сильних кислот (хлорид, сульфат, нітрат) розчинні у воді, їх розчини мають кисле середовище внаслідок гідролізу.

Алюміній оксид у природі трапляється у вигляді різновидів корунду (рубін, сапфір), що використовуються як коштовні камені, в годинниках та інших точних приладах. Дрібнокристалічний корунд іде на виготовлення наждаку, шліфувальних кругів, для шліфування і полірування металів. Солі AlCl_3 використовують в органічному синтезі як каталізатор, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — на водоочисних станціях для очищення води від твердих домішок.

Контрольні завдання

1. Формули амфотерних гідроксидів — це
 А $\text{Ba}(\text{OH})_2$; Б $\text{Be}(\text{OH})_2$; В $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Г $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Установіть послідовність реагентів і умов, за яких відбувається перебіг хімічних реакцій відповідно до схеми перетворень:
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+}$
 А нагрівання; Б хлор; В хлоридна кислота; Г луг.
3. Колір лакмусу в розчині алюміній нітрату
 А фіолетовий; Б рожевий; В синій.
4. Наведіть приклади реакцій заміщення, приєднання та обміну, за допомоги яких можна добути алюміній хлорид.
5. Укажіть, як за одним реактивом можна визначити, в якій з двох пробірок міститься алюміній хлорид і магній хлорид. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
6. Обчисліть об'єм розчину з масовою часткою їдкого натру 20 % ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), який потрібно для перетворення алюміній хлориду, що міститься в розчині масою 40 г із масовою часткою солі 5 %, на натрій тетрагідроксоалюмінат.
- 7*. Визначте склад і масу твердого залишку, добутого при прожарюванні осаду, що утворився при зливанні розчину масою 25 г із масовою часткою алюміній хлориду 8 % з розчином натрій гідроксиду масою 25 г із масовою часткою лугу 8 %.
- 8*. Алюміній хлорид, що є каталізатором в органічному синтезі, добувають прямою дією хлору на алюміній. Обчисліть об'єм хлору (н.у.), який прореагує з алюмінієм масою 5,4 кг, і масу солі, що утвориться, якщо вихід продукту реакції становить 98 %.
- 9*. При розчиненні в сульфатній кислоті суміші алюмінію й алюміній оксиду масою 4,14 г утворився безводний алюміній сульфат масою 17,1 г. Обчисліть масові частки компонентів вихідної суміші.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 11

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГІДРОКСИДІВ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ІА — ІІА ГРУП

- *Дослід 1.* Взаємодія лугів з кислотами.

Налийте у пробірку 1 мл розчину лугу і додайте 1 — 2 краплі фенолфталеїну. Долийте хлоридної кислоти до зникнення забарвлення.

- *Дослід 2.* Взаємодія лугів з солями.

Налийте у три пробірки по 1 мл розчинів купрум(II) сульфату, натрій сульфату й амоній хлориду. Долийте поступово надлишок розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте, з якими солями реакція лугу відбулася, з якою — ні.

- *Дослід 3.* Взаємодія лугів з кислотними оксидами.

Покладіть у пробірку кілька грудочок крейди і долийте трохи розбавленої хлоридної кислоти. Пробірку швидко закрийте пробкою з га-

зовідвідною трубкою, кінець якої занурте у пробірку з 1 — 2 мл вапняної води. Спостерігайте за змінами, які відбуваються у пробірках.

■ *Дослід 4.* Амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

У пробірку з 2 мл розчину алюміній хлориду поступово долийте розчину лугу до появи осаду. Розділіть вміст пробірки з осадом алюміній гідроксиду навпіл. До першої пробірки долийте надлишок хлоридної кислоти, до другої — надлишок лугу. Спостерігайте за змінами у пробірках.

Напишіть рівняння виконаних реакцій. Зробіть висновки.

Контрольні завдання

1. Поясніть, з якою метою реакцію лугу з хлоридною кислотою ви проводили за наявності фенолфталеїну.

2. Зробіть висновок, з якими солями реагують луги.

3. Поясніть, чи з усіма лугами вуглекислий газ реагує з утворенням осаду.

4. Укажіть причину, за якої алюміній гідроксид, на відміну від гідроксидів Натрію і Магнію, виявляє амфотерні властивості.

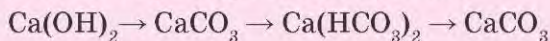
ПРАКТИЧНА РОБОТА 12

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ З ТЕМИ «МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ІА — ІІІА ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ Д. І. МЕНДЕЛЄВА»

■ *Варіант I (середній рівень)*

Задача 1. Доведіть склад натрій хлориду.

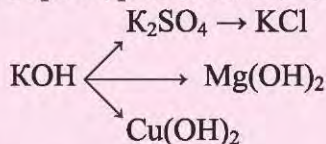
Задача 2. Здійсніть перетворення за схемою:



■ *Варіант II (достатній рівень)*

Задача 1. Доведіть, що алюміній гідроксид є амфотерним.

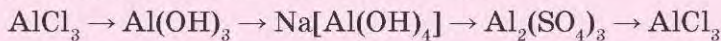
Задача 2. Здійсніть перетворення за схемою:



■ *Варіант III (високий рівень)*

Задача 1. Експериментально доведіть, в яких з чотирьох пронумерованих пробірок містяться видані реактиви: кристалічні магній хлорид, калій хлорид, барій хлорид, алюміній хлорид.

Задача 2. Здійсніть перетворення за схемою:



§ 71. Ферум

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ★ *характеризувати* Ферум за його місцем у періодичній системі та будовою атома; поширеність у природі;
- ▲ *наводити* приклади природних сполук Феруму;
- ▲ *висловлювати* судження про його біологічну роль.

Наукова назва елемента Ферум походить від лат. *ферум* — залізо, а назва простої речовини «залізо» — від санскритського слова *жалжа*, що означає метал, руда.

Ферум — один з найважливіших і найпоширеніших хімічних елементів у природі, його атомна частка становить 1,8 %, а масова частка — 4,65 %. За поширеністю в земній корі Ферум займає четверте місце після Оксигену, Силіцію й Алюмінію.

Ферум належить до *d*-елементів, міститься в VIIIБ групі періодичної системи. Схарактеризуємо деякі особливості *d*-елементів. Спільним для них є те, що електрони заповнюють у їх атомах не зовнішній, а передзовнішній підрівень енергетичного рівня. Так, у атомах Феруму після заповнення 4*s*-підрівня заповнюється не зовнішній 4*p*-підрівень, а третій (передостанній) — 3*d*-підрівень. Електронна формула атома Феруму $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

Отже, у *d*-елементів валентними в їх атомах є *s*-електрони зовнішнього і *d*-електрони передзовнішнього енергетичного рівнів. Це зумовлює такі особливості *d*-елементів:

1. У періодичній системі *d*-елементи містяться між *s*- та *p*-елементами і належить до Б груп.
2. *d*-Елементи — це металічні елементи, а їх прості речовини — метали.
3. Більшість *d*-елементів мають змінні ступені окиснення й утворюють оксиди та гідроксиди кислотно-основного характеру (чим більше значення ступеня окиснення, тим сильніше виражені кислотні властивості).
4. Хімічна активність металічних елементів у Б групах послаблюється зі збільшенням атомного номера.

- ➔ Проаналізуйте дані табл. 21 і поясніть, чому Ферум належить до металічних елементів.

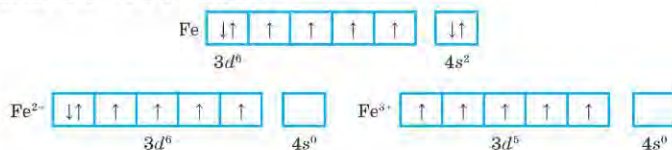
Таблиця 21

Характеристика елемента Феруму

Символ елемента	Атомний номер	Відносна атомна маса	Номер періоду	Номер групи	Радіус атома, нм	Електро-негативність	Валентні електрони	Ступені окиснення	Оксиди	Гідроксиди
Fe	26	56	IV	VIII	0,126	1,83	$4s^2 3d^6$	+2, +3, +6	FeO Fe ₂ O	Fe(OH) ₂ Fe(OH) ₃

Ферум порівняно легко втрачає два електрони і перетворюється на йон Fe^{2+} , може втратити ще один електрон із $3d$ -підрівня і перетворитися в йон Fe^{3+} .

Електронно-графічні формули зовнішнього енергетичного рівня Феруму та йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} такі:



Отже, можливі ступені окиснення Феруму +2 і +3, рідше +6, наприклад у фератах (Me_2FeO_4). Сполук Феруму зі ступенем окиснення +8, що відповідає номеру групи і числу валентних електронів, поки не виявлено.

Ферум достатньо активний металічний елемент, що й зумовило його поширеність у природі переважно у вигляді сполук.

Поширеність у природі. Ферум існує як самородне залізо та у вигляді оксидів і сульфідів (мал. 123).

Самородне залізо — це мінерал Феруму з домішками нікелю (мал. 123, *a*). Міститься в основному в метеоритах. Ферум зосереджений переважно у залізних рудах.

*a**б**в**г**г**д*

Мал. 123. Природні сполуки Феруму: *a* — самородне залізо; *б* — магнетит; *в* — гематит; *г* — лимоніт; *г* — пірит; *д* — сидерит

Залізні руди — це природне мінеральне утворення, що містить Ферум та його сполуки в такій кількості, що промислове добування металу економічно доцільне.

Серед них найважливішими є: **магнетит** Fe_3O_4 (магнітний залізняк) — містить 72 % Феруму (мал. 123, б); **гематит** Fe_2O_3 (червоний залізняк) — 70 % Феруму (123, в), є родовища в Україні (Криворізький, Білозерський, Кременчуцький залізородні басейни); **лимоніт** $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (бурий залізняк) — до 60 % Феруму (мал. 123, г); в Україні — Керченський залізородний басейн; **пірит** FeS_2 — містить приблизно 47 % Феруму (мал. 123, г); **сидерит** FeCO_3 (залізний шпат) — до 48 % Феруму (мал. 123, д).

У природній воді Ферум міститься у вигляді йонів Fe^{2+} . Вони, як сильні відновники, окиснюються киснем повітря, перетворюються на йони Fe^{3+} , що осаджуються з води у складі нерозчинного ферум(III) гідроксиду бурого кольору (мал. 124).

Біологічне значення. Ферум є скрізь — у живій природі, морській воді, ґрунті та в космосі. В організмі людини є в складі гемоглобіну крові й зумовлює її червоне забарвлення.

→ Пригадайте, яку функцію в організмі людини виконує гемоглобін.

Добова норма Феруму в організмі дорослої людини становить 11 — 30 мг і значно зростає при інтенсивних м'язових навантаженнях. В організмі людини масою 70 кг міститься 4 — 7 г Феруму. Найбільше його в тканинах печінки і селезінки. Нестача Феруму в крові призводить до недокрів'я, безсилля. Достатньо зв'язаного Феруму міститься в таких продуктах харчування, як печінка, яловичина, гречка, яблука, абрикоси. Слід пам'ятати про токсичний вплив пилу заліза і ферум оксидів: уражаються легені, слизова оболонка рота, зуби.



Мал. 124. Сполуки Феруму на берегах водойм

! Коротко про головне

Ферум — d -елемент VIIIБ групи, валентні електрони $3d^64s^2$, тому це металічний елемент. Ступені окиснення +2 і +3, рідше +6. Утворює йони Fe^{2+} і Fe^{3+} у складі оксидів, гідроксидів і солей. У природі існує у вигляді залізних руд. Самородне залізо трапляється рідко, переважно в метеоритах. Ферум має біологічне значення, входить до гемоглобіну крові та міоглобіну м'язів.

? Контрольні завдання

- Поясніть, чому
 - Ферум належить до *d*-елементів;
 - у природі Ферум міститься в основному у вигляді сполук.
- Складіть електронні та графічно-електронні схеми атома Феруму та йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} . Поясніть, чим вони відрізняються.
- Назвіть природні сполуки Феруму та їх розміщення в Україні.
- Установіть відповідність між формулами природних сполук Феруму та їх назвами.

Формули	Назви
A FeS_2	1 Червоний залізняк
B FeCO_3	2 Магнітний залізняк
B Fe_3O_4	3 Залізний колчедан
Г Fe_2O_3	4 Бурий залізняк
Г $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	5 Сидерит

§ 72. Залізо

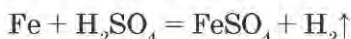
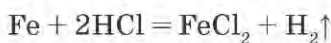
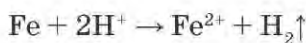
Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ▲ *характеризувати* фізичні та хімічні властивості заліза, поширеність у природі, застосування;
- ▲ *складати* рівняння та схеми електронного балансу відповідних хімічних реакцій.

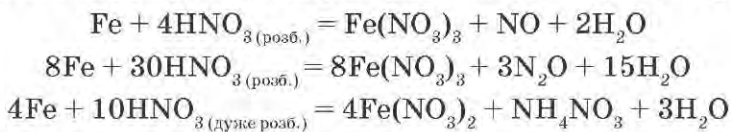
Фізичні властивості. Залізо — метал з металічною кристалічною ґраткою, що й зумовлює його фізичні властивості. Залізо високої чистоти — це блискучий сріблясто-сірий, пластичний метал, що добре піддається механічній обробці. Має досить високу температуру плавлення (1539°C); густина заліза дорівнює $7,87 \text{ г/см}^3$. Добре проводить теплоту та електричний струм, хоча поступається таким металам, як срібло, мідь та алюміній. Має магнітні властивості (феромагнетик), які втрачає при нагріванні до температури майже 800°C . Утворює багато сплавів з різними металами та деякими неметалами (наприклад, чавун, сталь).

Хімічні властивості заліза визначаються електронною будовою атома і місцем у витискувальному ряді металів, а також станом його подрібнення. Залізо належить до металів середньої хімічної активності.

Взаємодія з кислотами. У витискувальному ряді металів залізо міститься до водню, тому реагує із *розбавленими* кислотами з виділенням водню (крім нітратної):

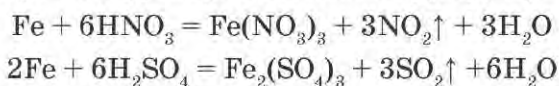


Розбавлена *нітратна* кислота повільно реагує із залізом за стандартних умов. Залежно від концентрації нітратної кислоти утворюються різні продукти відновлення. У розбавленій нітратній кислоті утворюються йони Феруму Fe^{3+} , а в дуже розбавленій — йони Феруму Fe^{2+} :



→ Доведіть відновні властивості заліза, склавши схеми електронного балансу.

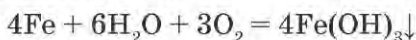
Залізо реагує з *концентрованими* сульфатною і нітратною кислотами лише **при нагріванні**, утворюючи солі Феруму(III):



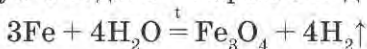
→ Доведіть відновні властивості заліза, склавши схеми електронного балансу.

За стандартних умов залізо практично не взаємодіє з концентрованими нітратною і сульфатною кислотами, бо вони пасивують його. Ці кислоти перевозять у залізних цистернах.

Взаємодія з *водою* відбувається за певних умов. За стандартних умов — лише за наявності кисню:



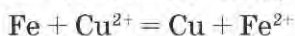
У вологому повітрі залізо покривається крихким шаром іржі. Значимо, що метеоритне майже не зазнає корозії. Іржа не має постійного хімічного складу, її хімічну формулу можна записати як $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Розжарене залізо реагує із водяною парою з виділенням водню:



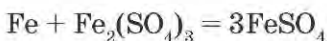
Fe_3O_4 — подвійний оксид, його формулу можна записати як $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$. Хімічна назва — ферум(II, III) оксид, а тривіальна — залізна ожарина. Раніше таким промисловим способом добували водень.

→ Визначте властивості заліза, склавши схеми електронного балансу.

Реакція з розчинами солей. Залізо витісняє з розчинів солей менш активні метали, наприклад олово, свинець, мідь, утворюючи солі Феруму(II):



На відміну від інших металів залізо може вступати в реакцію із солями Феруму(III):



→ Визначте властивості Феруму та йона Fe^{3+} .

Взаємодія заліза з неметалами. У цих реакціях залізо завжди є відновником. При нагріванні, особливо в подрібненому стані, воно окиснюється до вищої міри окиснення. У цій реакції залізо окиснюється до вищої міри окиснення.

- Чому в подрібненому стані хімічна активність заліза посилюється?

При зберіганні на повітрі за температури до $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ залізо реагує з *киснем*, поступово покривається щільною плівкою оксиду, що перешкоджає подальшому окисненню металу. Під час згоряння заліза на повітрі утворюється ферум(III) оксид Fe_2O_3 , а в чистому кисні — подвійний оксид — ферум(II, III) оксид Fe_3O_4 . Якщо кисень або повітря пропускати крізь розплавлене залізо, то утворюється ферум(II) оксид FeO .

Дослід. Спалювання заліза в кисні.

На дно скляної банки насипають шар піску і наповнюють киснем. На кінці тонкої сталевної дротинки, струни або голки закріплюють головку сірника. Виріб укріплюють на металевому стрижні або беруть тигельними щипцями і запалюють сірникову головку. Як тільки вона розгориться і нагріє залізо, його вносять у банку з киснем. Залізо згоряє, розбризкуючи іскри (мал. 125); продуктом реакції є ферум (II, III) оксид.

У дуже подрібненому стані залізо самозаймається на повітрі. Залізо активно згоряє в *хлорі*, утворюючи кристали червоно-коричневого кольору ферум(III) хлориду (див. мал. 30, в). Зверніть увагу, що продуктом взаємодії заліза з хлором є ферум(III) хлорид.

Залізо при нагріванні в подрібненому стані також реагує з *сіркою*, утворюючи ферум(II) сульфід. Отже, у реакціях з кислотами, водою і солями Ферум виявляє відновні властивості.

- Складіть рівняння хімічних реакцій взаємодії заліза з киснем, хлором і сіркою. За яких умов відбуваються ці реакції? Які ступені окиснення Феруму в продуктах реакцій?

У промисловості використовують його сплави, найчастіше чавун і сталь. Про їх виробництво ви дізнаєтеся з наступних параграфів.



Мал. 125. Спалювання заліза в кисні

! Коротко про головне

Залізо високої чистоти — це блискучий сріблясто-білий, пластичний метал, що добре піддається механічній обробці, електро- та теплопровідний, має магнітні властивості. Температури плавлення та кипіння досить високі. Це метал середньої хімічної активності. В усіх реакціях — *відновник*. Як метал, що у витискувальному ряді міститься до водню, витісняє його з кислот (крім нітратної) і води, менш активні метали — з розчинів солей. При нагріванні та в подрібненому стані активно взаємодіє з неметалами. Застосовується здебільшого у вигляді сплавів — чавуну і сталі.

Контрольні завдання

1. Складіть електронні та графічно-електронні схеми атома Феруму та йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} . Поясніть, чим вони відрізняються.
2. Поясніть, чому залізна пластинка, яка деякий час була в концентрованої нітратній кислоті, не витісняє Купрум з розчинів його солей.
3. Речовина А у схемі перетворень $\text{Fe} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ — це
 А FeCl_2 ; Б FeCl_3 ; В Fe_2O_3 ; Г FeO ; І FeCO_3 .
- 4*. На розчинення суміші алюмінію і заліза масою 1,95 г витратили хлоридну кислоту об'ємом 14,96 мл із масовою часткою HCl 20 % і густиною 1,098 г/см³. Обчисліть масу заліза в суміші.
- 5*. Масова частка Феруму в залізній руді становить 30 %. Визначте масу руди для добування заліза масою 0,2 т, якщо його вихід становить 89 %.
- 6*. У розчин купрум (II) сульфату занурили залізну пластинку масою 10,0 г. Через деякий час її витягли, промили, висушили. Тепер маса пластинки становила 10,75 г. Яка маса заліза розчинилася, а міді — виділилася?

Творче завдання. Складіть коротку розповідь з теми «Залізо в XXI столітті: чи залишатиметься його роль панівною?».

§ 73. Сполуки Феруму

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

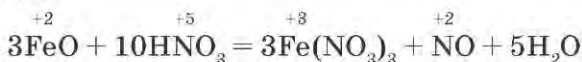
- ▲ характеризувати фізичні та хімічні властивості оксидів, гідроксидів і солей Феруму(II) і Феруму(III);
- ▲ порівнювати їх властивості;
- ▲ складати йонні та окисно-відновні рівняння хімічних реакцій;
- ▲ експериментально визначити сполуки Феруму(II) і Феруму(III).

Ви вже знаєте, що Ферум утворює сполуки зі ступенями окиснення +2 і +3, менш характерним є ступінь окиснення +6. Розглянемо властивості оксидів, гідроксидів та солей Феруму(II) і Феруму(III).

Ферум(II) оксид FeO — це чорні кристали з атомною кристалічною ґраткою, тому й високою температурою плавлення (1368 °C), практично нерозчинні у воді. Ферум(II) оксид належить до *основних оксидів*, оскільки має найнижчий ступінь окиснення +2.

➔ Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій для ферум(II) оксиду.

Ступінь окиснення Феруму +2 зумовлює відновні властивості ферум(II) оксиду в реакціях із сильними окисниками, наприклад з нітратною кислотою:



➔ Доведіть відновні властивості ферум(II) оксиду, склавши схему електронного балансу.

Добування. Ферум(II) оксид добувають термічним розкладом ферум(II) карбонату в атмосфері азоту:

→ Поміркуйте, чому процес проводять в атмосфері азоту.

Застосування. Ферум(II) оксид є компонентом кераміки, пігментом для фарб і термостійкої емалі.

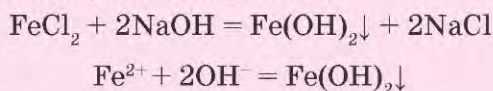
Ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — це білого кольору (за відсутності кисню) аморфна або кристалічна речовина, малорозчинна у воді, має *основний* характер.

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ

ДОБУВАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ФЕРУМ(II) ГІДРОКСИДУ

■ **Дослід 1.** Добування ферум(II) гідроксиду.

У пробірку з 2 мл розчину ферум(II) хлориду додайте розчин натрій гідроксиду до появи осаду. Якого кольору утворюється осад? Напишіть повне йонне рівняння реакції:

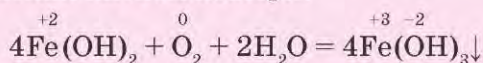


■ **Дослід 2.** Властивості ферум(II) гідроксиду.

Розділіть уміст пробірки разом з утвореним осадом на три частини.

Першу — залиште на повітрі, до другої — додайте 1 мл хлоридної кислоти, а до третьої — 1 мл розчину лугу. Що спостерігаєте? Чому в першій пробірці осад одразу змінив забарвлення із жовто-зеленого (мал. 126, а) на бурий (мал. 126, б), у другій — розчинився, у третій — не розчинився?

У першій пробірці колір осаду ферум(II) гідроксиду змінився внаслідок його окиснення киснем повітря:



У другій — осад ферум(II) гідроксиду розчинився в хлоридній кислоті, прореагував з нею. Що це доводить? Розчинення ферум(II) гідроксиду в кислоті підтверджує його основні властивості.

У третій — змін не відбулося, оскільки ферум(II) гідроксид не взаємодіє з основами, що так само свідчить про його основні властивості.

У відновних властивостях йона Феруму(II) переконаємося на досліді.



а



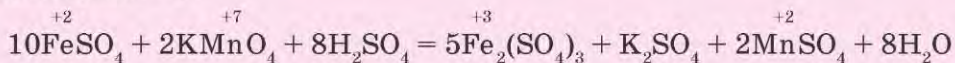
б

Мал. 126. Гідроксиди: а — ферум(II); б — ферум(III)

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ЙОНА ФЕРУМУ(II)

У пробірку налийте 2 — 3 мл розчину ферум(II) сульфату, підкисліть його розбавленою сульфатною кислотою (декілька крапель) і поступово додавайте розчин калій перманганату до зміни кольору, що і буде засвідчувати відновні властивості сполук Феруму зі ступенем окиснення +2:



➤ Доведіть відновні властивості йона Феруму(II), склавши схему електронного балансу.

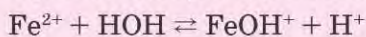
Солі Феруму(II). Більшість з них розчинні у воді, мають переважно зеленувато-блакитний колір; з розчинів під час випаровування виділяються у вигляді кристалогідратів: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Солі Феруму(II) легко гідролізуються у водних розчинах з утворенням кислого середовища.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

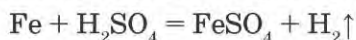
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ ФЕРУМУ(II)

У пробірку налийте 1 — 2 мл розчину ферум(II) сульфату, занурте лакмусовий синій або універсальний папір. Що спостерігаєте?

Зміна кольору індикатора свідчить про те, що солі Ферум(II) як солі, що утворені слабкою основою ферум(II) гідроксидом $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і сильною сульфатною кислотою H_2SO_4 , у розчині гідролізуються з утворенням кислого середовища. Гідроліз солі проходить лише за першою стадією:



Добування. Солі Феруму(II) можуть утворитися внаслідок реакцій обміну та розчинення заліза в розчинах кислот (крім нітратної HNO_3):



Якщо розчин ферум(II) сульфату випаровувати, то виділяється кристалогідрат залізняк купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, (мал. 127). Його використовують як відновник, компонент електроліту в гальванотехніці, консервант деревини, у виготовленні пігментів.

Ферум(III) оксид Fe_2O_3 — темно-червоного кольору (мал. 128); має атомну кристалічну ґратку, тому й висо-

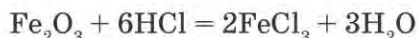


Мал. 127 Залізняк купорос

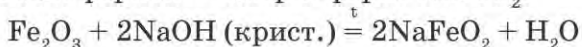
ку температуру плавлення (1565 °С), нерозчинний у воді. Це найстійкіша природна сполука Феруму — червоний залізняк. Ферум(III) оксид має слабо виражені амфотерні властивості з переважанням основних, тому взаємодіє з кислотами:



Мал. 128. Ферум(III) оксид



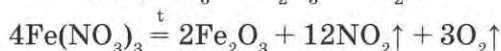
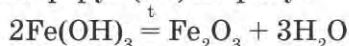
Виявляє *слабкі кислотні* властивості лише при сплавленні з лугами, утворюючи солі ферити — натрій ферит NaFeO_2 :



Отже, ферум(III) оксид — амфотерна сполука з переважанням основних властивостей.

→ Складіть рівняння хімічних реакцій у йонних формах.

Добування. Ферум(III) оксид можна добути термічним розкладом ферум(III) гідроксиду або ферум(III) нітрату:



Застосування. Ферум(III) оксид застосовують у виготовленні кераміки, цементу, як пігмент у фарбах — жовтий (вохра), червоний (сурик), коричневий (умбра), як полірувальний матеріал тощо.

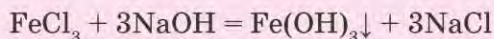
Ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — червоно-бура аморфна речовина змінного складу; нерозчинна у воді, тому слабкий електроліт.

Добування. Ферум(III) гідроксид добувають за реакцією обміну між сіллю Феруму(III) і лугом.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ДОБУВАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ФЕРУМ(III) ГІДРОКСИДУ

Дослід 1. У пробірку з розчином ферум(III) хлориду об'ємом 2 мл додавайте поступово розчин натрій гідроксиду до випадання осаду бурого кольору:

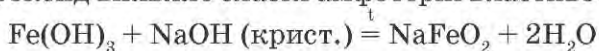


Дослід 2. Розділіть вміст пробірки разом з утвореним осадом на дві порції. До однієї долийте 1 мл хлоридної кислоти, до іншої — таку саму кількість розчину лугу. Що спостерігаєте? Чому осад у пробірці з кислотою розчинився, а з лугом — ні?

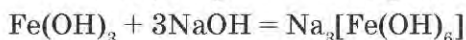
→ Складіть відповідні рівняння хімічних реакцій у йонних формах.

Розчинення осаду в пробірці з хлоридною кислотою свідчить про основні властивості ферум(III) гідроксиду. Порівняно з ферум(II) гідроксидом вони виявляються слабкіше.

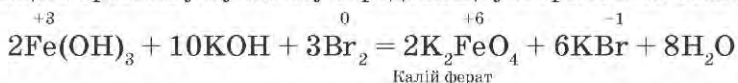
Ферум(III) гідроксид виявляє кислотні властивості при його сплавленні з лугом, утворюючи сіль натрій ферит NaFeO_2 і воду. Отже, ферум(III) гідроксид виявляє слабкі амфотерні властивості:



Свіжоосаджений ферум(III) гідроксид взаємодіє з концентрованими лугами під час кип'ятіння та утворює гексагідроксоферити:



Ферум(III) гідроксид у реакціях здатний виявляти відновні властивості. Так, у реакції з бромом у лужному середовищі утворюються солі ферати:

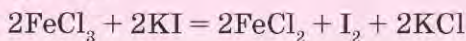


Отже, ферум(III) оксид і ферум(III) гідроксид — *амфотерні сполуки* з переважанням основних властивостей.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ОКИСНЮВАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ ЙОНА ФЕРУМУ(III)

До розчину ферум(III) хлориду об'ємом 1—2 мл добавляйте краплями розчин калій йодиду. Що спостерігаєте? Одним з продуктів реакції є йод. Доведіть це.



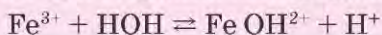
Солі Феруму(III) за стандартних умов — кристалічні забарвлені речовини, переважно кристалогідрати різного кольору: ферум(III) сульфат $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — білий; ферум(III) хлорид $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — коричневий; ферум(III) нітрат $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — блідо-бузковий. Кристалогідрати $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ використовують переважно як коагулянти для очищення води.

Як солі дуже слабкої основи солі Феруму(III) сильно гідролізуються за першою стадією з утворенням кислого середовища.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ ФЕРУМУ(III)

У пробірку налийте 1 — 2 мл розчину ферум(III) сульфату, занурте синій лакмусовий або універсальний папір. Що спостерігаєте? Відбулася характерна зміна кольору індикаторів, що засвідчує утворення кислого середовища при гідролізі солі ферум(III) сульфату:

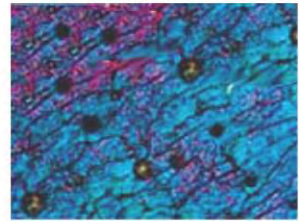




а



б



в

Мал. 129. Солі Феруму(II) і Феруму(III): а — червона кров'яна сіль; б — жовта кров'яна сіль; в — берлінська лазур

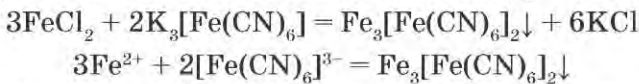
Отже, солі Феруму(III), подібно до солей Феруму(II), як солі слабкої основи і сильної кислоти гідролізуються з утворенням кислого середовища.

Як розпізнати сполуки йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} ?

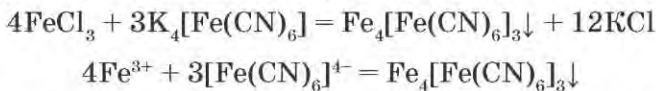
У двох пробірках містяться розчини солей Феруму: в одній — розчин ферум(II) хлориду FeCl_2 , в іншій — розчин ферум(III) хлориду FeCl_3 .

З'ясуємо, які реактиви потрібно використати для розпізнавання солей Феруму(II) та Феруму(III), і проведемо досліди.

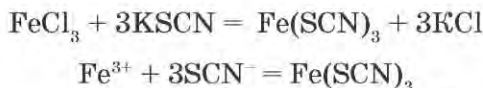
Дослід 1. У пробірку з розчином ферум(II) хлориду додаємо 2 — 3 краплі розчину калій гексаціаноферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — червоної кров'яної солі (мал. 129, а). Спостерігаємо утворення осаду синього кольору ферум(II) гексаціаноферату(III) $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ — турнбулевої сині:



Дослід 2. Уміст пробірки з розчином ферум(III) хлориду ділимо навпіл. До однієї порції додаємо 2 — 3 краплі розчину калій гексаціаноферату(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — жовтої кров'яної солі (мал. 129, б). Спостерігаємо утворення синього осаду ферум(III) гексаціаноферату(II) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ — берлінської лазури (мал. 129, в):



До іншої пробірки вносимо 2—3 краплі розчину калій тіоціанату KSCN і спостерігаємо утворення криваво-червоного розчину ферум(II) тіоціанату:



Отже, розпізнати солі Феруму(II) і Феруму(III) можна за характерними реакціями.

! Коротко про головне

Відмінності в кислотно-основних та окисно-відновних властивостях сполук Феруму(II) і Феруму(III) пояснюються різними значеннями ступенів окиснення Феруму в них. Порівняння їх властивостей показує, що:

- ферум(II) оксид і ферум(II) гідроксид у хімічних реакціях виявляють властивості слабких основ і відновників;
- ферум(III) оксид і ферум(III) гідроксид у хімічних реакціях виявляють амфотерні властивості з переважанням основних; відновні та окиснювальні властивості — з переважанням відновних;
- солі Феруму(II) і Феруму(III) у водному розчині гідролізуються за першим ступенем з утворенням кислого середовища. Солі Феруму(III) існують як кристалогідрати.

Розпізнають сполуки Феруму(II) і Феруму(III) за якісними реакціями. Усі ці сполуки мають практичне значення.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чому

а) ферум(II) гідроксид — основна сполука, а ферум(III) гідроксид — амфотерна;

б) сполуки Феруму(II) виявляють лише відновні властивості, а сполуки Феруму(III) — відновні й окиснювальні властивості.

2*. Ураховуючи, що солі Феруму(II) — відновники в кислому середовищі, допишіть рівняння реакції:



3. Маса залізного стержня після витримання у водному розчині купрум(II) нітрату збільшилася на 1,6 г і дорівнює 23,2 г. Визначте масу залізного стержня до занурення в розчин купрум(II) нітрату і масу міді, що виділилася на стержні після реакції.

4*. Суміш заліза, ферум(III) оксиду і піску масою 7,8 г обробили хлоридною кислотою об'ємом 36,5 мл із масовою часткою HCl 20 % і густиною 1,1 г/см³. У результаті реакції зібрали газ об'ємом 1,12 л (н.у.). Обчисліть масу піску в суміші.

5*. Визначте, яка маса залізного купоросу потрібна для приготування розчину ферум(II) сульфату масою 400 г із масовою часткою 7 %.

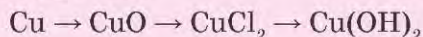
6. Визначте маси речовин, що будуть у фільтраті, якщо до розчину масою 10 г з масовою часткою купрум(II) сульфату 25 % долили натрій гідроксиду масою 20 г із масовою часткою 20 %.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 13

**РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ З ТЕМИ
«МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХ СПОЛУКИ»**
■ Варіант I (середній рівень)

1. У пронумерованих пробірках містяться: порошки натрій карбонату і калій хлориду. Доведіть наявність у них катіонів Натрію і Калію та аніонів CO_3^{2-} і Cl^- у розчинах.

2. Здійсніть перетворення:

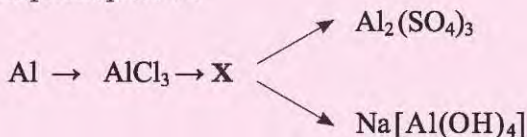


Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій у йонних формах та схеми електронного балансу.

■ Варіант II (достатній рівень)

1. Розпізнайте речовини, що містяться в трьох пронумерованих пробірках за допомоги лише магнію: розчини натрій хлориду, купрум(II) хлориду, хлоридної кислоти. Доведіть, що видані розчини — хлориди. Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій у йонних формах та схеми електронного балансу

2. Здійсніть перетворення:

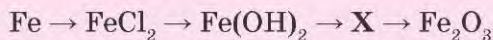


Визначте X. Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій у йонних формах та схеми електронного балансу.

■ Варіант III (високий рівень)

1. Розпізнайте речовини, що містяться в трьох пронумерованих пробірках за допомоги лише цинку: розчини солей натрій сульфату, купрум(II) сульфату, сульфатної кислоти та натрій гідроксиду. Доведіть, що видані розчини — сульфати. Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій у йонних формах та схеми електронного балансу.

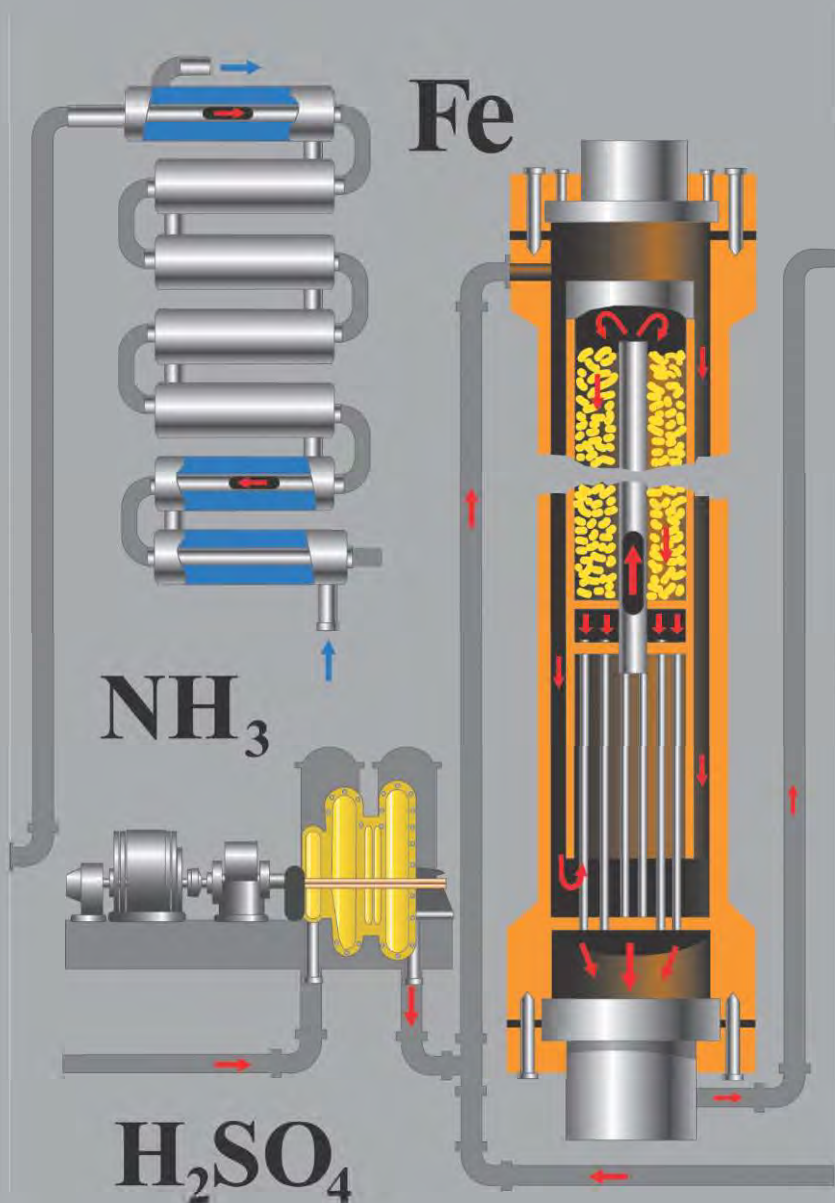
2. Здійсніть перетворення:



Складіть рівняння відповідних реакцій у йонних формах та схеми електронного балансу. Зазначте назви утворених речовин.

РОЗДІЛ 4

ПРОМИСЛОВЕ ВИРОБНИЦТВО НАЙВАЖЛИВІШИХ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН



§ 74. Загальні наукові принципи хімічного виробництва

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ пояснювати основні наукові принципи хімічного виробництва, в яких апаратах і з якою метою вони здійснюються;
- ♦ називати і формулювати наукові принципи;
- ♦ знати означення хімічної технології, хімічної промисловості.

Ви вже ознайомилися з великою кількістю різних речовин, які мають важливе значення для промисловості і сільського господарства, також повсякденного життя людини. Тепер дізнаєтесь, якими способами ці речовини добувають у промисловості, зокрема хімічній.

Хімічна промисловість — це галузь господарства, що виробляє продукцію на основі хімічної переробки сировини.

Як ви уже знаєте, промислові методи здійснення хімічних процесів вивчає *хімічна технологія* (у буквальному значенні слово «технологія» — це наука про ремесла).

Хімічна технологія — наука про найбільш раціональні й економічні методи і засоби масової хімічної переробки сировини, напівфабрикатів і промислових відходів на продукти споживання.

Головна мета хімії і хімічної технології — виробництво різноманітних речовин і матеріалів з певним комплексом механічних, фізичних, хімічних та біологічних властивостей за допомоги хімічних реакцій. Хімічна технологія вирішує ці питання на основі загальних наукових принципів (табл. 22).

Таблиця

Наукові принципи хімічного виробництва

Загальні принципи	Часткові принципи
1. Вибір сировини	Доступність і поширеність у природі (глибина залягання сировини), ступінь розробки промислових методів її вилучення, концентрація сировини (вміст основної речовини і домішок), можливість транспортування
2. Створення оптимальних умов проведення хімічних реакцій	Збільшення площі поверхні зіткнення (взаємодії) реагентів, наявність каталізатора, підвищення тиску, нагрівання чи охолодження, концентрація реагентів
3. Повне і комплексне використання сировини	Циркуляція, створення суміжних виробництв (з переробки відходів)
4. Принцип	Відбір конструкційних матеріалів, теплообмін,

5. Принцип безперервності	Механізація й автоматизація виробництва
6. Захист довкілля і людини	Автоматизація шкідливих виробництв, герметизація апаратів, утилізація відходів, нейтралізація викидів у атмосферу

На основі загальних принципів хімічної технології розробляється технологічна схема виробництва того чи іншого продукту.

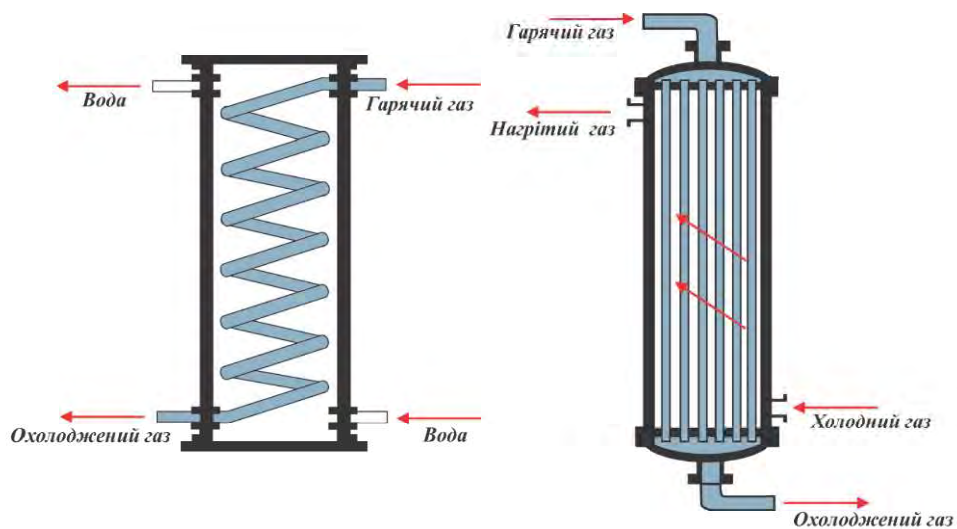
! Коротко про головне

Виробництво найважливіших неорганічних речовин здійснює хімічна промисловість, основою якої є *хімічна технологія* як наука про найбільш раціональні та економічні методи і засоби масової переробки сировини (природних матеріалів), напівфабрикатів, промислових відходів на необхідні продукти за допомоги хімічних реакцій.

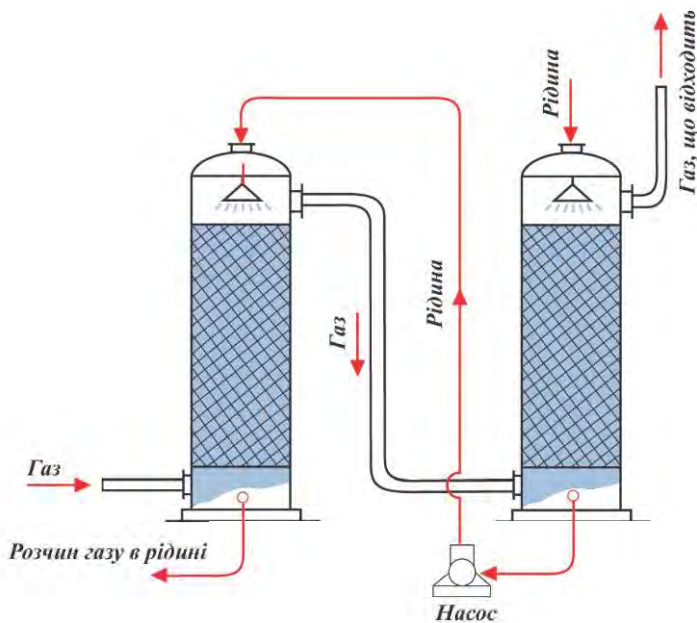
Хімічна технологія розв'язує низку проблем: у яких апаратах проводити реакції; з яких матеріалів виготовляти обладнання; якою має бути технологічна схема виробництва; як забезпечити умови, за яких реакції відбуватимуться швидко; як здійснювати контроль за процесом і забезпечити його безпеку. Хімічна технологія вирішує зазначені питання на основі наукових принципів організації хімічного виробництва.

? Контрольні завдання

1. Сформулюйте, що таке хімічна технологія, і поясніть, чим вона займається.
2. Відомо, що хімічна промисловість використовує найвигіднішу сировину. Поясніть, у чому саме полягає її вигідність.
3. Усі, крім одного з названих нижче способів, є способами попередньої обробки сировини. Зазначте виняток: а) сортування; б) оцінка доступності сировини; в) збагачення; г) подрібнення; ґ) очищення. Відповідь обґрунтуйте.
4. Поясніть значення принципу теплообміну і принципу циркуляції. З якою метою їх застосовують?
5. Користуючись мал. 130, поясніть, за якими технологічними принципами здійснюється теплообмін у змішувиковому і кожухотрубному теплообмінниках та у поглинальній і промивній баштах.



а



б

Мал. 130. Протитечійні апарати: а — змійовиковий і кожухотрубний теплообмінники; б — поглинальна і промивна башти

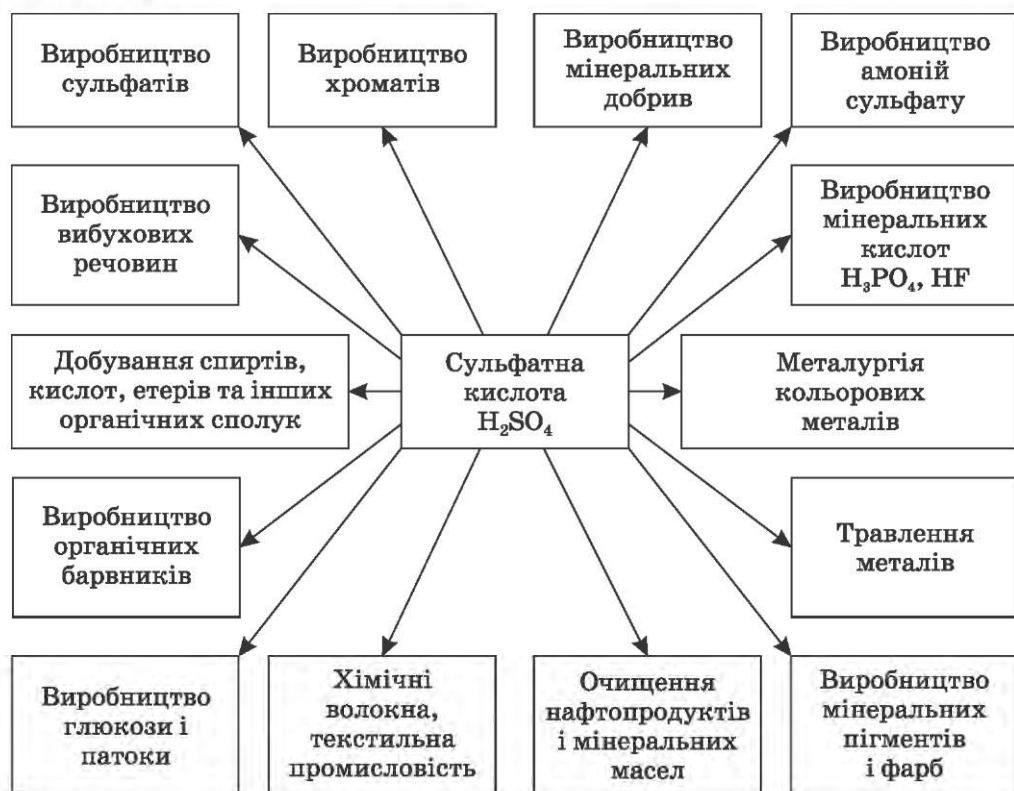
§ 75. Виробництво сульфатної кислоти

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *характеризувати* сировину сульфатно-кислотного виробництва, його стадії і технологічну схему, будову й роботу основних апаратів;
- *складати* рівняння хімічних реакцій, що лежать в основі кожної стадії виробництва;
- *обґрунтовувати* оптимальні умови їх здійснення;
- *пояснювати* наукові принципи хімічної технології у виробництві сульфатної кислоти;
- *знати* галузі застосування сульфатної кислоти, її значення.

Сульфатна кислота за різноманітністю й обсягом застосування належить до найважливіших продуктів хімічного виробництва. Багато галузей промисловості потребують сульфатної кислоти.

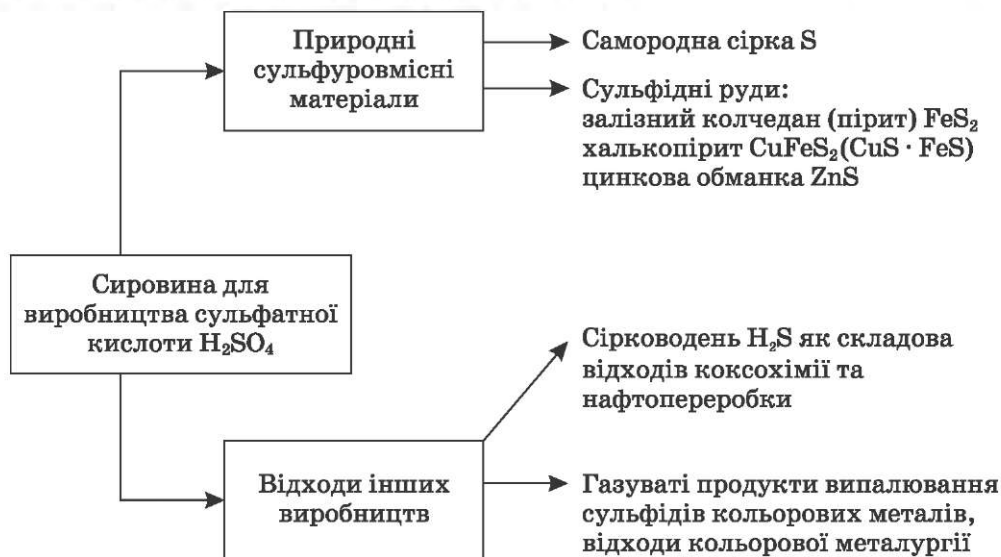
Користуючись мал. 131, пригадайте, яке застосування має сульфатна кислота.



Мал. 131. Схема застосування сульфатної кислоти

Сировина. Для виробництва сульфатної кислоти використовують різні види вуглеводневих речовин. Це можуть бути як природні матеріали,

так і відходи інших виробництв, а також газуваті продукти випалювання сульфідів кольорових металів (мал. 132).



Мал. 132. Схема сировини для виробництва сульфатної кислоти

Нині найчастіше використовують залізний колчедан — поширену природну мінеральну сировину. Крім того, він містить від 40 до 50 % Сульфуру, решта — домішки сполук Кобальту, Ніколу, Арсену, Селену, Купруму, Цинку тощо. Це означає, що руду потрібно переробляти комплексно, без відходів, а отже, значно зменшити вартість сульфатної кислоти.

Запаси самородної сірки у природі невеликі. Однак з погляду сучасних вимог щодо підвищення ефективності виробництва сульфатної кислоти й охорони довкілля самородна сірка — один із найкращих видів природної сировини. Внаслідок її спалювання добувають газ з великим вмістом сульфур(IV) оксиду SO_2 , який практично не потребує спеціального очищення. Це має велике значення для контактного способу добування сульфатної кислоти, тому використання саме цієї сировини збільшується.

Проте найдешевшу сульфатну кислоту виробляють на заводах, що використовують відходи інших виробництв як сировину, — коксохімічних, нафтопереробних, кольорової металургії. Ефективність такої сировини очевидна ще й тому, що її використання дає змогу зменшувати викиди в атмосферу речовин, які згубно впливають на рослини, тварин і людей.

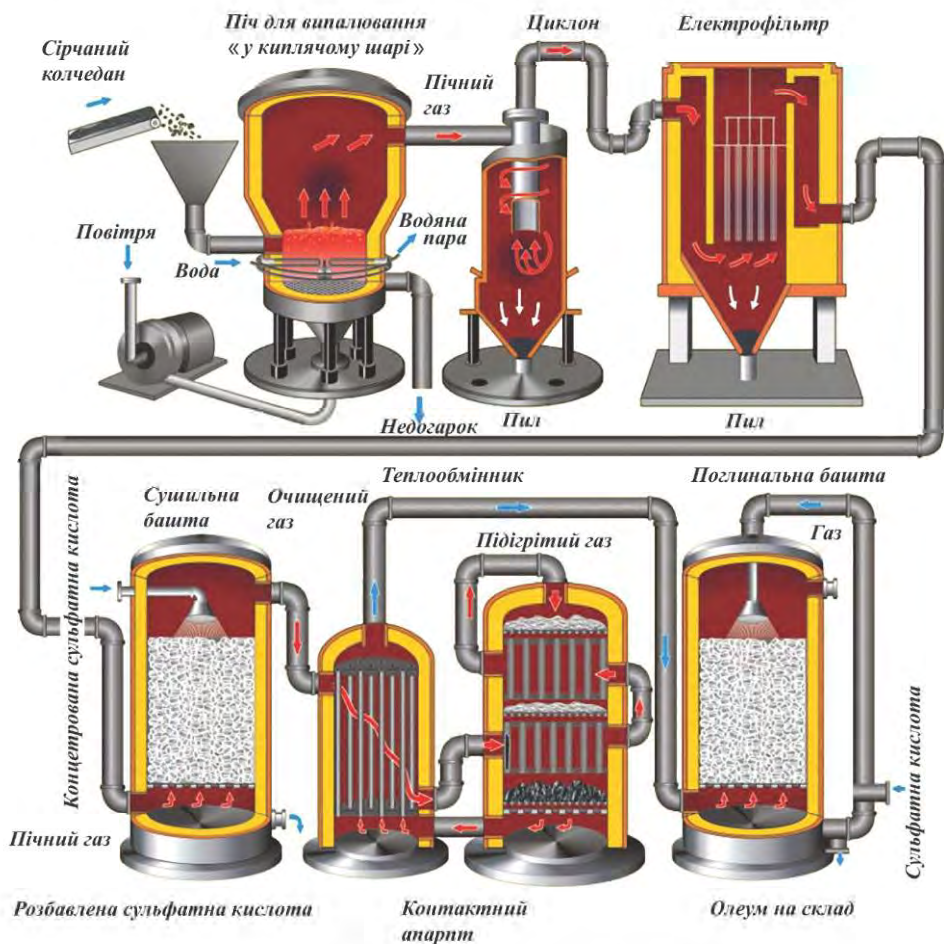
Отже, як сировину в основному використовують пірит FeS_2 . З нього добувають сульфур діоксид SO_2 , далі — сульфур триоксид SO_3 і, нарешті, сульфатну кислоту. Ці перетворення й відображають три стадії

Перша стадія — добування сульфур діоксиду випалюванням піриту FeS_2 . Процес починається за температури 400°C , а далі — за рахунок виділеної під час реакції теплоти:

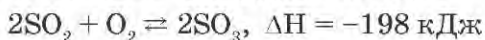


Реакція випалювання залізного колчедану є необоротною, екзотермічною, гетерогенною, некаталітичною.

У піч для випалювання надходить пірит FeS_2 . Але він може утворити спечений щільний шар, і реакція загальмується. Тому в піч знизу вдувається повітря (мал. 133). Шар піриту розпушується (його називають «киплячим шаром»), швидкість реакції зростає, оскільки всередині відбувається інтенсивне перемішування твердого реагенту з киснем. Температура в печі сягає 800°C . Надлишок теплоти реакції відводиться (за принципом теплообміну).



Друга стадія — окиснення сульфур діоксиду:

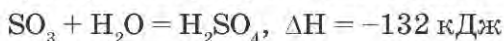


Реакція окиснення сульфур діоксиду є оборотною, екзотермічною, гетерогенно-каталітичною.

Відхідний газ, отриманий на першій стадії, потрапляє з печі у циклон, потім — в електрофільтр, де очищується від пилу. Далі його промивають водою і концентрованою сульфатною кислотою, щоб очистити від каталітичної отрути. Промивання ведуть протитечею, при цьому газ охолоджується. Тому перед окисненням газ SO_2 нагрівають у теплообмінниках. Очищений і підігрітий газ потрапляє в контактний апарат. Тут він контактує з каталізатором, розміщеним шарами на спеціальних решітках.

У процесі окиснення виділяється велика кількість теплоти, яка відводиться на теплообмінники, де підігрівається газ, що надходить. Це дає змогу заощаджувати паливо й водночас підтримувати оптимальну температуру процесу окиснення.

Третя стадія — утворення сульфатної кислоти:



Реакція утворення сульфатної кислоти є необоротною, екзотермічною, гетерогенною.

Поглинання сульфур триоксиду здійснюється не чистою водою, концентрованим розчином сульфатної кислоти з масовою часткою вод 0,02 — 2,0 %. У цьому випадку теплота, що виділяється, йде на нагрівання кислоти. Її температура лише трохи підвищується, тому кислота не випаровується і туману не утворює.

Цей процес відбувається у поглинальній башті — *абсорбери* — за принципом протитечії. Для збільшення площі поверхні зіткнення газу й рідини башту наповнюють насадкою з порцелянових кілець, які зрошуються сульфатною кислотою. Саме на поверхні кілець відбувається абсорбція сульфур(VI) оксиду плівкою концентрованої розчину кислоти.

Під час тривалого насичення газуватим SO_3 сульфатної кислотою утворюється *олеум*, що містить 100 % -ву сульфатну кислоту, в якій розчинений надлишковий SO_3 .

Олеум — димляча оліїста рідина, що є розчином SO_3 у безводній сульфатній кислоті. При розбавлянні водою одержують чисту сульфатну кислоту або її концентрований розчин — кінцеві продукти виробництва.



Сировиною для виробництва сульфатної кислоти можуть бути як природні матеріали (залізний колчедан, самородна сірка), так і відходи інших виробництв (сірководень — як складова відходів коксохімічних і нафтопереробних заводів, газоваті продукти випалювання сульфідних руд кольорових металів — як відходи кольорової металургії).

Виробництво сульфатної кислоти поділяється на *три стадії*: добування сульфур діоксиду, окиснення його і утворення сульфатної кислоти.

В основу технологічної схеми виробництва покладено наукові принципи хімічної технології: вибір сировини та її повне і комплексне використання; створення оптимальних умов для проведення хімічних реакцій, протитечія і теплообмін; збільшення площі поверхні зіткнення реагентів; безперервність процесу; захист доквілля і здоров'я людини.

? Контрольні завдання

1. Сульфатну кислоту називають «хлібом хімічної промисловості». Як ви гадаєте, чому?
2. Пригадайте, якими принципами керуються, обираючи сировину для виробництва сульфатної кислоти. Порівняйте окремі види сировини згідно з цими принципами.
3. Назвіть стадії виробництва сульфатної кислоти з піриту контактним способом. Напишіть відповідні рівняння реакцій і схарактеризуйте їх.
4. За мал. 133 поясніть технологію виробництва сульфатної кислоти.
5. Пригадайте, за якими принципами хімічної технології працюють: а) сушильна башта; б) поглинальна башта; в) теплообмінники.
6. Обчисліть, яку масу сульфатної кислоти можна добути з 1 т піриту, якщо в ньому масова частка ферум дисульфїду дорівнює 60 %.
7. Тверда, жовтого кольору речовина А, реагуючи з газом Б без кольору і без запаху, утворює безбарвний, з різким запахом газ В, який за наявності каталізатора взаємодіє з надлишком газу Б й утворює речовину Г. Унаслідок розчинення речовини Г у концентрованій сульфатній кислоті утворюється речовина Г'. При додаванні до речовини Г' води утворюється сильна мінеральна кислота Д, здатна звуглювати органічні сполуки. Що являють собою речовини А, Б, В, Г, Г', Д? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються під час зазначених перетворень.
- 8*. Обчисліть, яку масу сульфур триоксиду треба розчинити в розчині сульфатної кислоти масою 100 г із масовою часткою H_2SO_4 91 %, щоб добути олеум з масовою часткою SO_3 30 %.

§ 76. Охорона навколишнього середовища від забруднення промисловими викидами. Кислотні дощі

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ▲ називати основні типи забруднення та найважливіші їх джерела;
- ▲ пояснювати чинники, що зумовлюють хімічне забруднення довкілля, зокрема кислотні дощі;
- ▲ записувати рівняння реакцій, що ілюструють утворення кислотних опадів;
- ▲ висловлювати судження про вплив хімічних чинників, зокрема сульфур діоксиду, на довкілля.

Виробнича діяльність людини завдає значної шкоди живій оболонці Землі — біосфері, порушуючи екологічну рівновагу, що склалася за час існування нашої планети. Нині дуже гостро постає проблема охорони навколишнього середовища у зв'язку зі значним, інколи катастрофічним впливом наслідків господарської діяльності людини на природу. У кінцевому підсумку отруюються вода, повітря, ґрунт, що, звісно, шкодить здоров'ю і самопочуттю людей.

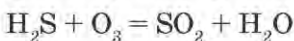
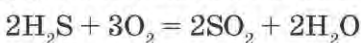
Проте хімічне забруднення може мати й непрямі наслідки. Наприклад, великі й неконтрольовані викиди вуглекислого газу позначаються на кліматі, а це, в свою чергу, — на виробництві харчових продуктів. Зміна концентрацій біогенних елементів (Нітрогену, Сульфуру, Фосфору, Калію тощо) призводить до скорочення або знищення одних популяцій і бурхливого розмноження інших.

Розглянемо конкретний приклад. Один з основних забрудників повітря — сульфур діоксид SO_2 , або сірчистий газ, який отрує навколишнє середовище.

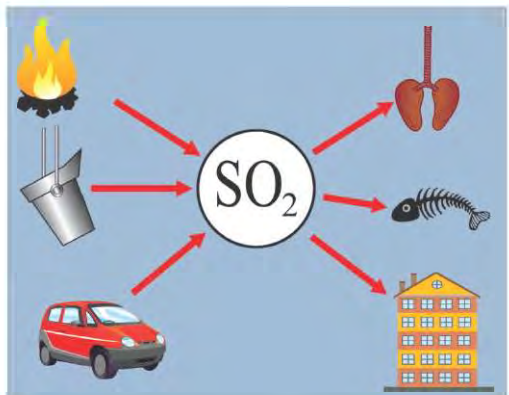
- ➔ Пригадайте, що вам відомо про сульфур діоксид, схарактеризуйте його властивості.

Звідки саме у повітрі з'являється сульфур діоксид SO_2 ?

Природним джерелом SO_2 є окиснення сірководню H_2S атмосферним киснем й озоном:



Основними антропогенними джерелами сульфур діоксиду SO_2 є спалювання палива, виплавляння металів (димові гази), робота автомобільного транспорту (вихлопні гази) (мал. 134).



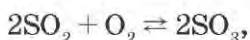
Мал. 134. Джерела та шкідлива дія сульфур діоксиду на здоров'я людини і довкілля

Сульфур діоксид SO_2 , потрапляючи у повітря, може спричинити утворення *кислотних дощів*, шкідливих для усього живого.

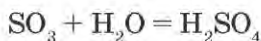
Кислотні опади у вигляді дощу, граду, снігу негативно впливають на рослини, руйнуючи хлорофіл у листках, що ускладнює фотосинтез і дихання. При цьому уповільнюється розвиток рослин, знижується врожайність сільськогосподарських культур. Якщо такий вплив тривалий, то рослини, особливо хвойні, гинуть. Дія сульфур діоксиду SO_2 на довкілля призводить до зростання захворюваності на легеневі хвороби. Потерпають від дії SO_2 металоконструкції, оскільки прискорюється їх корозія, руйнуються архітектурні споруди і пам'ятки культури.

Як саме утворюються кислотні дощі?

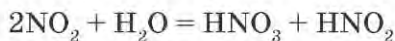
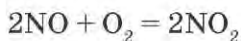
В атмосфері сульфур діоксид SO_2 під впливом незначної кількості розпорошених металів і їх солей (переважно Fe і Mn) окиснюється до сульфур триоксиду SO_3 :



який взаємодіє з вологою, утворюючи сторонню для повітря речовину — сульфатну кислоту:



Аналогічний «внесок» у появу кислотних дощів роблять оксиди Нітрогену:



У сульфатно-кислотному виробництві переробляють і добувають, зокрема, такі речовини, як сірководень H_2S , сульфур діоксид SO_2 , сульфур триоксид SO_3 , сульфатну кислоту. Зрозуміло, що ці речовини можуть потрапляти в повітря і завдавати шкоди здоров'ю людей, руйнувати будівлі тощо. Раніше так і було.

Сучасна техніка дає змогу уникнути або значно зменшити забруднення атмосфери шкідливими речовинами. Для цього апарати герметизують і своєчасно ремонтують, підтримують оптимальний режим їх роботи, в цехах установлюють вентиляцію та спеціальне обладнання для вловлювання з відхідних газів шкідливих речовин. Використовують також засоби індивідуального захисту: окуляри, гумові рукавички, протигази тощо.

! Коротко про головне

Хімічна промисловість дедалі більше розвивається, виробляє безліч необхідних речовин. Створюються новітні технології, сучасні хімічні виробництва, стають до ладу потужні металургійні та гірничорудні комбінати. Практично всі виробництва мають промислові відходи, що забруднюють навколишнє середовище.

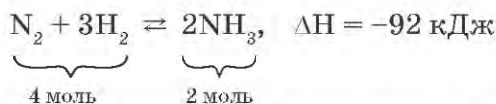
Одним з основних забрудників атмосфери є сульфур діоксид SO_2 . Він має природні (окиснення H_2S) та антропогенні джерела (спалювання палива, вихлопні гази автотранспорту, димові гази металургії, особливо кольорової). Потрапляючи в атмосферу, сульфур діоксид викликає утворення шкідливих для довкілля кислотних опадів.

§ 77. Промисловий синтез амоніаку

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- *пояснювати* хіміко-технологічну схему синтезу амоніаку, будову й роботу колони синтезу;
- *складати* рівняння синтезу амоніаку;
- *характеризувати* технологічну схему виробництва;
- *обґрунтовувати* оптимальні умови синтезу;
- *описувати* становлення виробництва синтетичного амоніаку в Україні.

У промисловості амоніак синтезують з простих речовин — азоту N_2 і водню H_2 :



За яких умов здійснюється цей синтез, можна дізнатися з рівняння реакції. Однак для виробництва цього замало, бо основним завданням є не просто добування амоніаку, а добування найбільш економічним способом. Для цього необхідно з'ясувати *оптимальні умови синтезу*, тобто як досягти найбільшого виходу амоніаку, а процес — пришвидшити.

Звернімося до рівняння реакції. Що з нього видно?

1. Ця реакція є оборотною, отже, до кінця не відбувається, у процесі реакції встановлюється хімічна рівновага.
2. Реакція відбувається між газами зі зменшенням об'єму.
3. Реакція екзотермічна, її перебіг супроводжується виділенням теплоти.

Як саме керувати такою реакцією, пам'ятаючи, що виробництво амоніаку має бути економічно вигідним?

Пригадаємо теорію, а саме — принцип Ле Шательє: *якщо система перебуває в стані рівноваги, то в процесі дії на неї сил, що викликають зсув рівноваги, система переходить у такий стан, в якому ефект від цього впливу послаблюється*.

Тож розмірковуємо: якщо реакція екзотермічна, то потрібно знизити температуру, щоб амоніак не розкладався. Однак зі зниженням тем-

ператури швидкість реакції уповільнюється, тому доцільно використати каталізатор. Проте відомо, що каталізатор починає активно діяти лише при нагріванні до певної температури. Отже, знижувати температуру можна, але до певної межі.

Далі звертаємо увагу на те, що реакція між газами відбувається зі зменшенням об'єму. Це означає, що рівновага зміщуватиметься в бік утворення амоніаку за умови підвищеного тиску. Проте навіть за дуже високого тиску зв'язати весь азот і водень неможливо, а застосування високих тисків позначиться на вартості обладнання і затратах енергії при стисненні газової суміші.

Виходячи з умов процесу, робимо висновок, що для синтезу амоніаку необхідно:

а) застосувати невеликий тиск (30 МПа), що дає змогу змістити рівновагу в бік утворення амоніаку;

б) використати каталізатор (губчасте залізо з домішками Al_2O_3 і K_2O);

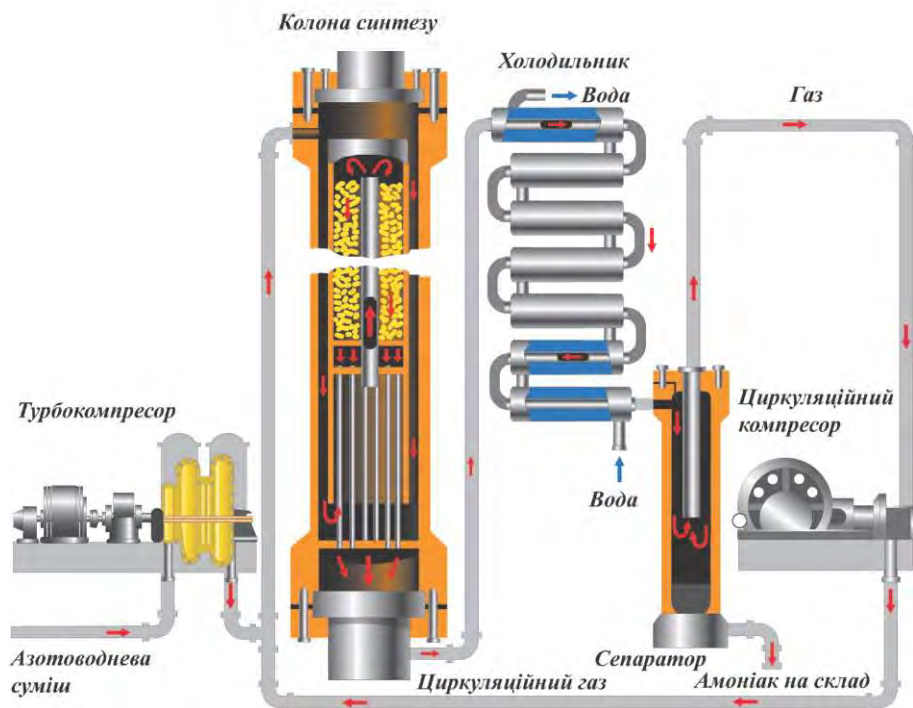
в) підвищити температуру (до 450 — 550 °С).

Такі умови є *оптимальними* для економічно вигідного синтезу амоніаку.

Реакція відбувається в *колоні синтезу* (мал. 135). Вона складається з теплообмінника (нижня частина) і каталізаторної коробки (верхня частина), діаметр якої дещо менший, ніж внутрішній діаметр корпусу колони. Отже, між каталізаторною коробкою і корпусом утворюється щілина. Холодна суміш азоту з воднем надходить у колону крізь цю щілину і запобігає перегріванню корпусу. Газова суміш іде донизу, проходить між гарячими трубками теплообмінника, нагрівається і потрапляє до коробки каталізатора. Саме тут, на каталізаторі, відбувається синтез амоніаку. При цьому виділяється багато теплоти. Гаряча суміш амоніаку, азоту й водню надходить у трубки теплообмінника, нагріваючи їх. Відбувається *теплообмін*, теплота реакції *утилізується* — це один з важливих принципів сучасного виробництва.

Газ, що виходить з колони синтезу, містить 12—15 % амоніаку. Тоді незрозуміло, чому синтез вважається економічно вигідним. Річ у тому, що надалі в процесі виробництва використовують *принцип циркуляції*, за яким азот і водень, що не прореагували, відокремлюються від зрідженого амоніаку і знову повертаються в колону синтезу. Завдяки принципу циркуляції на сучасних заводах вихід амоніаку становить 96 — 98 %.

В Україні перший завод з виробництва синтетичного амоніаку став до ладу в 1933 р. у м. Горлівці Донецької області. Пізніше з'явилися заводи в Дніпродзержинську (1938), Северодонецьку (1958), Черкасах (1962), Рівному (1965). Нині тривають дослідження щодо вдосконалення технології аміачного виробництва.



Мал. 135. Промисловий синтез амоніаку

! Коротко про головне

Сировиною для синтезу амоніаку є азот і водень, їх взаємодія відбувається в колоні синтезу. Оптимальні умови синтезу — тиск 30 МПа, наявність каталізатора, температура 450 — 550 °С.

Серед основних наукових принципів, на яких ґрунтується промисловий синтез амоніаку, — *безперервність* процесу, *циркуляція*, *теплообмін* тощо.

? Контрольні завдання

1. Напишіть рівняння реакцій лабораторного і промислового способів добування амоніаку. Чому в лабораторії амоніак добувають із сухих речовин і в сухому приладі?
2. Обґрунтуйте умови, за яких у промисловості добувають амоніак. Чи повністю узгоджуються ці умови з принципом Ле Шательє? Дайте обґрунтовану відповідь.
3. Корпус колони синтезу амоніаку зроблено зі сталі. Відомо, що за високої температури і високого тиску водень та амоніак руйнують сталь. Яке інженерне рішення дає змогу захистити колону від хімічного руйнування?
4. Визначте, який об'єм водню (н.у.) необхідний для виробництва амоніаку масою 5 т, якщо вихід амоніаку завдяки циркуляції становить 95 %.

5. Користуючись мал. 135, поясніть призначення кожного апарату і загальний хід технологічного процесу синтезу амоніаку.
6. Назвіть загальні принципи хімічного виробництва, що використовуються в промисловому синтезі амоніаку. Відповідь обґрунтуйте.
7. Визначте, який об'єм амоніаку можна добути (н.у.) в лабораторії, якщо діяти надлишком лугу на амоній сульфат масою 33 г.
- 8*. З азоту об'ємом 67,2 л і водню об'ємом 224,0 л утворився амоніак (н.у.). Використовуючи його, добули 400 мл розчину нітратної кислоти із масовою часткою HNO_3 40 % і густиною 1,25 г/мл. Визначте вихід продукту реакції.

§ 78. Сплави

Усвідомлення змісту цього параграфу дає змогу:

- ◆ пояснювати природу сплавів, зокрема сплавів заліза та їх видів;
- ◆ характеризувати властивості сплавів, їх застосування.

Більшості металів властива здатність змішуватися один з одним у розплавленому стані й утворювати сплави. Сплав складається з двох і більше компонентів, у тому числі й неметалів. Наприклад, *мельхіор* — сплав міді з нікелем.

Мельхіор — це сплав, в якому масова частка міді становить 80 %, а нікелю — 20 %. За зовнішнім виглядом нагадує срібло. Використовується для виготовлення столових приборів і художніх виробів, для карбування монет тощо.

Металічні сплави — це однорідні системи, що складаються з двох і більше металів (інколи — металів і неметалів) із характерними металічними властивостями.

Багато сплавів (бронза, сталь, чавун) відомі ще з давніх часів і вже тоді мали широке практичне застосування. Чисті метали не завжди задовольняють вимоги, які ставляться до технічних матеріалів. Тому в промисловості ширше використовуються сплави. Це пояснюється тим, що *сплави часто мають такі властивості, яких не мають метали, що їх утворюють*. Деякі властивості сплавів (міцність, твердість, електричний опір, корозійна стійкість тощо) значно вищі, ніж у чистих металів, що є їх компонентами. Наприклад, *дюралюміній* — сплав алюмінію (95 %), міді (4 %), магнію (0,5 %), мангану (0,5 %) — зберігає легкість, але набагато твердіший за алюміній і мідь. Метали у сплавах можуть розчинятися один в одному, утворюючи механічні суміші, або реагувати один з одним з утворенням *інтерметалічних сполук*.

Здатність металів у розплавленому стані не лише змішуватися, а й утворювати один з одним (і з неметалами) різні сполуки — це одна з причин того, що фізичні властивості сплавів різко відрізняються від властивостей тих металів, з яких вони складаються

За призначенням і властивостями розрізняють сплави *конструкційні, інструментальні, жаротривкі, корозійностійкі, спеціальні* тощо. В атомній техніці використовують сплави з особливими властивостями, що здатні уповільнювати й відбивати нейтрони, захоплювати γ -промені, передавати теплоту, що виділяється під час ядерних реакцій.

Залізо рідко застосовується в чистому вигляді, а лише у сплавах — чавун (вміст С > 2 %) і сталь (вміст С < 2 %).

Переважна більшість залізних сплавів містить вуглець. Розплавлене залізо розчиняє до 4 % вуглецю. Під час тверднення розплаву атоми Карбону вкорінюються в кристалічні ґратки заліза. Решта розчиненого в розплавленому залізі вуглецю виділяється під час тверднення у вигляді графіту і ферум карбїду Fe_3C , який надає твердості й крихкості чавуну.

Серед чавунів розрізняють ливарні і переробні. *Ливарний* чавун використовується для відливання деталей, а *переробний* — переплавляється на сталь, оскільки має високу твердість і не піддається обробці.

Сталі поділяються на *вуглецеві* (сплави заліза з вуглецем) і *леговані*, які містять *легуючі добавки*, тобто домішки інших металів, що надають сталі цінних властивостей. Так, ванадій надає сталі ковкості, пружності, стійкості під час гартування, вольфрам і молібден — твердості й жаротривкості. Хромонікелеві, тобто неіржавні, сталі стійкі до корозії. Навіть незначні домішки рідкісних металів надають сталі нових властивостей.

Шкідливими для сталі є домішки сірки і фосфору, бо роблять її крихкою.

Нині створено сплави з ефектом пам'яті форми (на основі титану Ті й нікелю Ni). Вироби певної форми з таких сплавів після багаторазової деформації у процесі нагрівання відновлюють свою форму.

Коротко про головне

У розплавленому стані метали можуть змішуватися один з одним, утворюючи сплави.

Сплави — це однорідні системи з характерними властивостями, часто-густо кориснішими, ніж у металів, що їх складають. Причина полягає в тому, що при змішуванні метали не лише розчиняються, а й взаємодіють один з одним, утворюючи *інтерметалічні сполуки*.

Розрізняють сплави за призначенням і властивостями — *конструкційні, інструментальні, жаротривкі, корозійностійкі, спеціальні* тощо.

Сплави заліза поділяються на чавуни і сталі. *Чавуни* бувають ливарні і переробні, а *сталі* — вуглецеві і леговані. За легуючими добавками леговані сталі поділяються на хромонікелеві, молібденові тощо.

? Контрольні завдання

1. Дайте означення сплавів. Назвіть сплави, відомі вам з повсякденного життя.
2. Поясніть, чому властивості сплавів і металів, що входять до їх складу, різняться.
3. Поміркуйте, чому в промисловості використовується не чисте залізо, а його сплави. Які саме сплави заліза застосовують у виробництві та в побуті?
4. Порівняйте чавун і сталь. Визначте переваги і недоліки обох видів сплавів.
5. Аналізуючи сталь на вміст Карбону, спалили її зразок масою 2,5 г і добули 0,1 г карбон(IV) оксиду. Визначте масову частку Карбону в сталі.
6. Обчисліть маси міді та нікелю, які треба взяти для добування мельхіору масою 250 кг.
7. Визначте маси плюмбум(II) оксиду і станум(IV) оксиду, потрібних для добування сплаву припою масою 500 г, в якому масова частка Плюмбуму становить 66 %, а Стануму — 34 %.
- 8*. Латунну паличку масою 10 г (склад латуні: $W(\text{Cu}) = 60\%$, $W(\text{Zn}) = 40\%$) занурено в склянку з хлоридною кислотою з масовою часткою HCl 30 % і густиною 1,15 г/мл. Обчисліть кількість речовини газу, що виділився при цьому, та об'єм витраченого розчину кислоти.

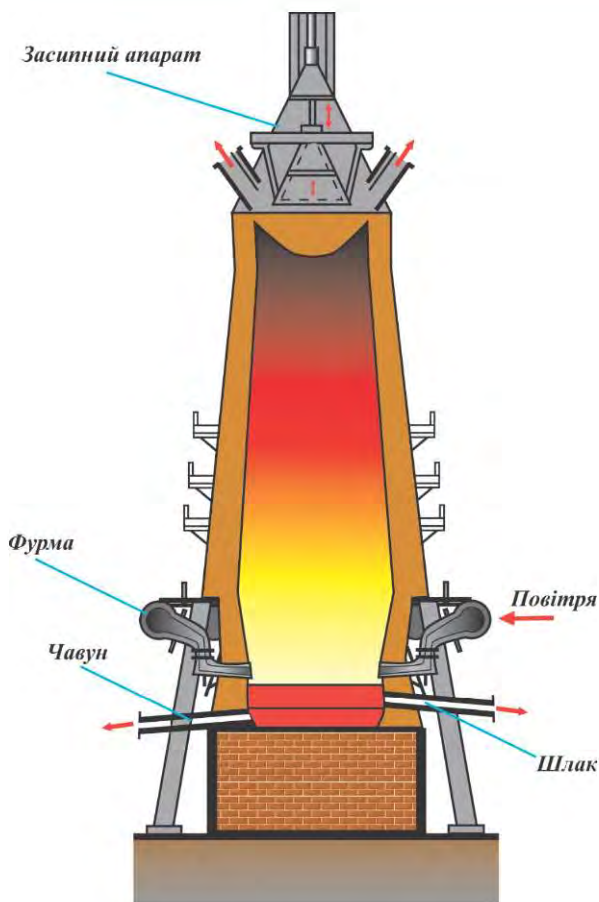
§ 79. Доменний процес виробництва чавуну

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ знати будову домни, хімізм виробництва чавуну і шлаку;
- ◆ записувати рівняння реакцій, що ілюструють утворення чавуну і шлаку;
- ◆ характеризувати технологічну схему добування чавуну;
- ◆ пояснювати роботу домни і кауперів.

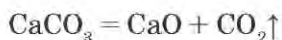
Чавун добувають способом відновлювальної виплавки у *доменних печах* (мал. 136).

Доменна піч — це споруда з вогнетривких матеріалів заввишки 30 м, діаметром 6 м, її продуктивність — 2000 т чавуну за добу. Верхня частина домни, через яку завантажується *шихта* (суміш сировинних матеріалів — залізної руди, палива і флюсів), називається *колошником*. Через колошник шихта потрапляє в довгу *шахту*, що розширюється донизу. Це полегшує пересування шихти згори донизу. В міру переміщення

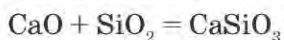


Мал. 136. Схема доменної печі

У домну разом з рудою надходить і пуста порода, що містить SiO_2 та інші домішки. Усі вони дуже тугоплавкі і можуть закупорити піч, яка працює у безперервному режимі багато років. Тому в шихту, крім руди, додають флюси (вапняк). CaCO_3 під впливом високої температури розкладається:



Утворений кальцій оксид взаємодіє з тугоплавкими оксидами, що є в шихті, і переводить їх у легкоплавкий шлак. Наприклад:

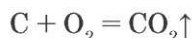


Шлак легший за чавун. Він плаває на його поверхні і захищає чавун від окиснення. Чавун і шлак накопичуються в горні, звідки їх періодично випускають.

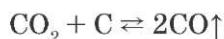
З чавуну відливають деталі складної конфігурації, різні вироби. У ливарний чавун часто вводять добавки магнію та інших металів. Це по-

шихти до найширшої частини печі — *розпару* — з нею відбуваються перетворення, в результаті яких утворюється чавун.

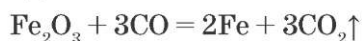
Спочатку згоряє кокс з утворенням високої температури, оскільки реакція екзотермічна:



Карбон(IV) оксид, що утворюється, проходить крізь розпечений кокс і, поглинаючи теплоту, відновлюється до CO:



А чадний газ CO за високої температури легко відновлює залізо:



Залізо утворюється в твердому стані. Губчасті грудочки його вбирають Карбон та інші елементи і перетворюються на чавун. Він плавиться і стікає в *горно*.



Мал. 137. Вироби з чавуну

ліпшує механічні властивості чавуну, зменшує його крихкість. З ливарного чавуну виготовляють станини машин, махові колеса, плити, ґрати, художні вироби, пам'ятки мистецтва (мал. 137). З доменних шлаків виробляють будівельні матеріали (шлакобетон, шлаковату, скло тощо).

З верхньої частини домни виходить *домений газ*. Він містить суміш газів — CO (28 %), CO_2 , N_2 та багато пилу. Цей газ спалюють, а теплоту використовують для попереднього нагрівання повітря, збагаченого киснем, що надходить у піч.

Повітря нагрівають у спеціальних баштах — *кауперах*, сюди з домни надходять гарячі гази. Доменні гази містять карбон(II) оксид CO , він згоряє в каупері й підвищує його температуру. Потім доменні гази автоматично надходять у другий каупер, а крізь перший починається продувка повітря, що спрямовується в домну. У розжареному каупері повітря нагрівається. У такий спосіб економиться паливо, яке у великій кількості затрачалося б на підігрівання повітря, що надходить у домну. Кожна домна має кілька кауперів.

! Коротко про головне

Чавун виплавляють у доменних печах. Основна сировина — *залізна руда*. В домну завантажують *шихту*, тобто вихідні матеріали — руду, паливо і флюси. Як паливо використовують кокс (інколи природний газ); він частково є відновником. *Флюси* (вапняки) призначені для перетворення тугоплавких домішок на легкоплавкий шлак. Залізо утворюється в твердому стані — губчасте, потім воно розплавляється, насичується вуглецем і перетворюється на чавун.

Контрольні завдання

1. Поясніть, що таке шихта. Який її склад? Яке призначення компонентів шихти?
2. Розкажіть про будову і дію доменної печі.
3. Схарактеризуйте хімізм доменного виробництва чавуну. Відповідь проілюструйте відповідними рівняннями реакцій.
4. Обчисліть масу чавуну з масовою часткою Карбону 4 %, що можна добути з магнітного залізняку масою 519,1 кг, якщо масова частка домішок у ньому 10 %.
5. Визначте, яка маса коксу дає об'єм карбон(II) оксиду, достатній для відновлення ферум(III) оксиду масою 320 кг, якщо масова частка Карбону в коксі становить 97 %.

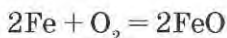
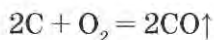
§ 80. Способи виробництва сталі

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

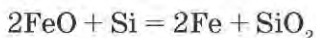
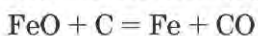
- пояснювати способи виробництва сталі й прямого відновлення заліза з руди;
- записувати рівняння реакцій, що ілюструють хімізм виробництва сталі;
- порівнювати різні способи добування сталі, знати їх переваги і недоліки.

Сталь виплавляють з чавуну і брухту. У процесі переробки чавуну на сталь у сплаві зменшується вміст вуглецю (масова частка його в сталі не перевищує 2 %), силіцію, фосфору, сірки, мангану. Видалення цих домішок ґрунтується на реакціях окиснення киснем або оксидами Феруму в розплаві. Отже, **сталь** — це ковкий сплав заліза з вуглецем та іншими домішками (металами і неметалами).

У процесі виплавляння сталі відбуваються складні процеси. Оксиген, який міститься в руді, і кисень, що надходить з повітря у піч для спалювання газуватого палива, окиснює вуглець і значно зменшує кількість заліза:



Утворений ферум(II) оксид FeO, а також оксиди Феруму, що містяться у брухті, за високої температури взаємодіють із силіцієм, манганом та іншими домішками, які містяться у чавуні:



Утворені оксиди взаємодіють з флюсами, які вносять у піч під час виплавки сталі. При цьому утворюються шлаки. Вони легко видаляються з печі. Для видалення ферум(II) оксиду, який ще залишається в сталі, у розплавлену сталь додають розкисники (манган, ванадій, титан), що взаємодіють з надлишковим FeO:



Утворені оксиди переходять у шлак.

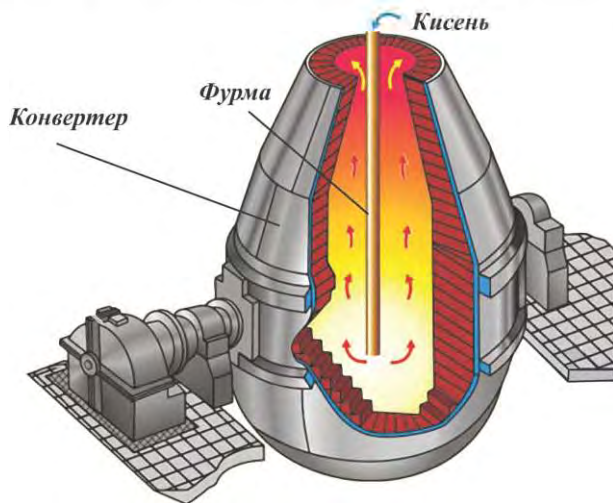
Під час виплавляння сталей до них додають *легуючі добавки* — кобальт, нікель, ванадій, хром, вольфрам, молібден, титан та інші метали. Це дає змогу виробляти сталі різного складу, що мають підвищену міцність, корозійну стійкість (неіржавна сталь), високу стійкість до спрацювання тощо.

Є кілька способів добування сталі: киснево-конвертерний, мартенівський, електротермічний.

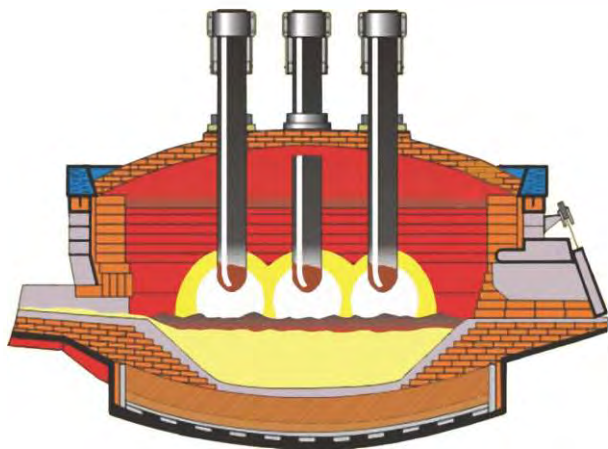
В основу *конвертерного способу* виробництва сталі покладено розробки англійського винахідника Генрі Бесемера (1856). Він запропонував переробляти рідкий чавун (з незначним вмістом фосфору і сірки), продуваючи його повітрям. Паливо у цьому разі не потрібне. Процес відбувається мимовільно за рахунок теплоти екзотермічних реакцій і триває 12 — 15 хв. Однак через низький вміст кисню в повітрі неможливо було досягти потрібних температури й інтенсивності окисно-відновних процесів. Сталь була низької якості. З розвитком виробництва кисню створились умови для вдосконалення способу Бесемера. В другій половині XX ст. його замінив киснево-конвертерний спосіб.

За **киснево-конвертерним способом** кисень продувають крізь розплавлений чавун у спеціальних апаратах — *конвертерах* (мал. 138). Це високопродуктивний спосіб, що дає змогу добувати сталь високої якості.

Мартенівський спосіб розробив французький металург П'єр Мартен у 1864 р. Він сконструював піч, в яку завантажуються чавун, брухт і певна кількість руди. У піч вводяться попередньо нагріті повітря і паливо, під час згоряння якого утворюється факел з температурою майже 1900 °С. Метал і руда плавляться, і в розплав вводяться



Мал. 138 Кисневий конвертер



Мал. 139. Схема електропечі.
Використовується енергія електричної дуги
(температура перевищує 3000 °С)

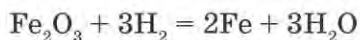
для виплавляння сталі заданого складу. Вигорання домішок відбувається переважно за рахунок кисню повітря. Процес плавлення триває 8 — 10 год.

За мартенівським способом кисень або повітря пропускають над розплавленим чавуном. При цьому залізо окиснюється в поверхневому шарі. Перевага мартенівського способу полягає в тому, що процес переробки чавуну на сталь можна контролювати і виробляти сталі різних марок. Однак він менш економічний, ніж конвертерний. Тому останнім часом виплавка сталі за цим способом скорочується.

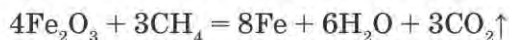
За електротермічним способом, що відомий з 1880 р., сировиною здебільшого є брукт, до якого додають трохи чавуну. Окиснення вуглецю, фосфору та деяких інших домішок здійснюється також киснем і оксидами Феруму, що містяться в брукті. Електропечі (мал. 139) дають змогу досягати вищої температури розплаву, ніж це можливо в інших печах, тому цей спосіб найчастіше застосовують для виплавки сталей, легованих тугоплавкими металами.

Пряме відновлення заліза з руди. Доменний процес переробки залізної руди нині є застарілим. Дедалі більше підприємств орієнтуються на *пряме відновлення*, тому нових доменних печей у світі вже не будують.

Для прямого відновлення заліза руда ретельно очищується від домішок. Як відновник використовується водень:



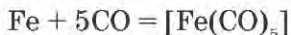
Інший ефективний відновник — природний газ:



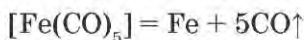
З очищеної руди і невеликої кількості коксу готують залізородні кульки (окатиші, інакше — ооктки), які подають у циліндричну обертову піч, що має невеликий ухил. Окатиші поступово пересуваються до нижньої частини печі, куди за принципом протитечії надходить природний газ або повітря з газуватими відновниками — водяним газом

(CO + H₂) і воднем H₂. Відновлення відбувається за температури, нижчої за температуру плавлення заліза. Тому залізо утворюється в твердому стані (*губчасте*) у вигляді окатишів, які переплаваються в електродпечах, і, обминаючи стадію утворення чавуну, одержують сталь з масовою часткою Fe 98 — 99 %.

Добування заліза високої (надвисокої) чистоти. У багатьох галузях застосовують залізо лише високого ступеня чистоти. Його добувають *карбонільним методом*, в основі якого лежить реакція сполучення технічного заліза з карбон(II) оксидом:



Утворений ферумпентакарбоніл — рідина, яку легко відокремити від домішок перегонкою. За температури майже 250 °С карбоніл розкладається з утворенням чистого заліза у вигляді порошку:



Добутий порошок розплавляють у вакуумі або в атмосфері водню (*чому?*) і добувають метал з масовою часткою Fe до 99,999 %.

! Коротко про головне

Сировиною для виробництва сталі є чавун, брухт і залізна руда. Сталь виробляють *киснево-конвертерним, мартенівським і електротермічним* способами. Це дає змогу зменшити у сталі вміст домішок (C, Si, P, S, Mn) за допомоги їх окиснення — частково Оксигеном, який міститься в руді та брухті, а частково — киснем повітря або кисневого дуття, що надходить у піч для спалювання палива.

Легуючі добавки — метали Co, Ni, V, Cr, W, Mo, Ti — дають змогу виробляти сталь заданої якості (неіржавну, підвищеної міцності тощо).

Виробництво сталі і чавуну принципово різниться: виплавляння сталі — це *процес окиснення*, спрямований на зменшення вмісту вуглецю та інших домішок; доменний — *процес відновлення*.

Найефективнішим способом добування сталі є киснево-конвертерний, а найперспективнішим — прямого добування заліза з руди.

? Контрольні завдання

1. Порівняйте чавун і сталь як сплави. Що у них спільного, а чим вони різняться?
2. Назвіть хімічні процеси, що лежать в основі виплавляння сталі. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
3. Порівняйте відомі вам способи виробництва сталі. Зазначте найхарактерніше, зокрема переваги і недоліки цих способів.
4. Поясніть, що таке розкисники. З якою метою їх вводять у розплавлену сталь?
5. Визначте, яка маса феромангану з масовою часткою Mn 80 % потрібна для «розкиснення» ферум(II) оксиду масою 36 кг

6. Поясніть, у чому полягає відмінність і подібність хімізму виробництва чавуну і сталі.
7. Пригадайте, з якою метою застосовується кисневе дуття в доменному конвертерному процесі.
- 8*. Неіржавна сталь — це сплав, що містить хром. А чому хром надає сплаву корозійної стійкості?

§ 81. З історії розвитку чорної металургії в Україні. Металургія й охорона довкілля

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *обґрунтувати* екологічні проблеми, пов'язані з металургією, шляхом їх розв'язування;
- ♦ *описувати* розвиток чорної металургії в Україні;
- ♦ *оцінювати* екологічну небезпеку металургійного виробництва;
- ♦ *висловлювати* судження з приводу подолання екологічних проблем.

Виробництво заліза на території України відоме з VII — V ст. до н. е. За часів Київської Русі набув поширення сиродутний процес добування заліза, тобто відновлення залізних руд деревним вугіллем у горнах.

У XIV — XVIII ст. на Поліссі, Прикарпатті, в Галичині, на Київщині здійснювалося виробництво металу в горнах і примітивних домницях. Наприкінці XVIII ст. на Поліссі з'явилися перші доменні печі, в яких місцевих руд (зокрема, з болотних — лимоніту) виплавляли ливарний чавун на деревному вугіллі.

Заводське виробництво чорних металів в Україні набуло розвитку в другій половині XIX ст. одночасно з промисловою розробкою покладів кам'яного вугілля в Донбасі та залізних руд у Криворізькому і Керченському басейнах. Перша доменна піч, що працювала на кам'яному вугіллі, була споруджена на початку XIX ст. у Луганську. Починаючи з 80-х років XIX ст. великі металургійні заводи, які використовували кокс, з'явилися у Донбасі та Придніпров'ї. Перший такий завод став до ладу в 1872 р. у Юзівці (нині — Донецьк). У 1913 р. саме в Україні було зосереджено виробництво металу тодішньої Росії. Діяли 42 доменні та 72 мартенівські печі, 28 конвертерів.

Металургійні заводи дуже забруднюють довкілля. Видобування та обробка руди, підготовка сировини і завантаження її в доменні печі супроводжуються утворенням великої кількості пилу. Сама доменна піч також є традиційним джерелом забруднення, бо вміст оксидів CO і CO₂ у відхідних газах дуже високий.

Серйозним забрудником довкілля є коксові печі, де виробляється металургійний кокс. Під час їх завантаження повітря забруднюється

Нині металурги працюють над тим, щоб кокс замінити воднем. Тоді з печей не виділятимуться шкідливі гази, а лише водяна пара, яку можна легко сконденсувати.

Дуже перспективним є застосування водню у кольоровій металургії, наприклад для переробки мідних руд.

- Напишіть рівняння реакцій випалювання мідного блиску Cu_2S і відновлення коксом міді з добутого оксиду. Які шкідливі для здоров'я продукти при цьому утворюються? Замініть кокс на водень і напишіть рівняння можливої реакції. Який висновок можна зробити, порівнюючи застосування цих відновників?

У процесі добування сталі у сталеплавильних печах, особливо в конвертерах, виділяється багато димових газів, що містять отруйний чадний газ CO . На сучасних заводах установлюють фільтри, пило- та газовловлювачі та інші очисні споруди для утилізації виробничих відходів, деякі з них переробляються. Так, після очищення металургійні відхідні гази використовують як цінне паливо (*чому?*).

Важливим способом боротьби із забрудненням довкілля є впровадження *безвідхідної металургії*. Розроблено спосіб безпосереднього добування сталі з руди, без доменного процесу, тобто *прямого відновлення заліза*. Як відновники застосовуються водень або природний газ. Утворюється губчасте залізо, з якого в електropечах виплавляється сталь.

Отже, ефективне використання природних ресурсів, вилучення з перероблюваної сировини якомога більшої кількості цінних продуктів, скорочення стадій виробничого процесу, створення комбінатів, на яких відходи одного виробництва використовуються як сировина для іншого, — ці заходи та інші (*які саме?*) спрямовані на охорону природного середовища від забруднення промисловими відходами.

! Коротко про головне

На території сучасної України залізо добували ще з давніх-давен. Залізну руду відновлювали деревним вугіллям.

Заводське виробництво чавуну й сталі набуло розвитку в другій половині XIX ст. разом з розробкою покладів кам'яного вугілля в Донбасі і залізних руд у Криворізькому й Керченському басейнах.

Основні забрудники довкілля: доменні, коксові, мартенівські печі, конвертери.

Способи боротьби із забрудненням довкілля: впровадження безвідхідної металургії; ефективне використання природних ресурсів; вилучення із сировини якомога більше цінних продуктів; створення замкнених систем і комбінатів, на яких відходи одного виробництва використовуються як сировина для іншого виробництва; розробка потужних фільтрів, пило- та газовловлювачів тощо.

§ 1.

12. $A_r(\text{P}) = 31$.

13. $W(\text{NaOH}) = 5,48\%$.

§ 2.

1. $V(\text{H}_2) = 11,2$ л.

3. Кальцій.

4. $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 7,9$ кг;

$V(\text{CO}_2) = 2,4$ м³.

5. $W(\text{Zn}) = 81,25\%$;

$W(\text{ZnO}) = 18,75\%$.

6. $n(\text{NaHSO}_4) = 0,4$ моль.

7. Барій.

8. $W(\text{HCl}) = 37,8\%$.

9. Барій.

§ 3.

4. В, Г.

5. В.

6. Б, Г.

7. Г.

8. Г.

9. $A_r(\text{Cu}) \approx 63,52$.

§ 4.

7. В.

8. Б.

9. А, В, Г.

10. А.

§ 5.

3. В, Г.

4. Бром.

8. В.

9. Аргон та Cl^- , S^{2-} , Sc^{3+} .

§ 6.

4. В.

5. Г.

§ 7.

10. Германій.

§ 8.

7. Г.

8. Б.

§ 9.

5. Г.

5. В, Г.

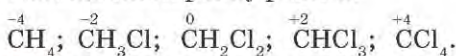
6. Г.

7. В.

8. А, Б.

§ 10.

8. Валентність Карбону в усіх випадках дорівнює 4, а ступінь окиснення Карбону різний:



§ 11.

2. Б.

3. Г.

4. В, Г.

5. Б, В.

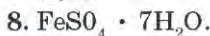
6. Г.

7. Б.

8. Г.

§ 12.

7. А, В.



§ 13.

1. В.

2. А.

3. В.

4. А.

5. Б.

6. А.

7. Г.

8. $V(\text{р-ну KOH}) \approx 26$ мл; $V(\text{H}_2) = 10$ л.

§ 14.

2. А, Г.

6. Б, В.

6. А, В, Г.

§ 15.

4. Під час розкладу кальцій карбонату виділяється вуглекислий газ. При цьому в системі підвищується тиск і встановлюється хімічна рівновага.

Якщо тиск понизити (відкрити посудину, поглинути CO_2 хімічним реагентом), то розклад CaCO_3 можна довести до кінця.

5. У випадку а) рівновага зміщуватиметься в бік прямої реакції, у випадку б) — змін не буде, у випадку в) — у бік прямої реакції.

6. а) $[\text{A}] = 0,5$ моль/л;

б) $[\text{A}] = 0,05$ моль/л.

§ 16.

1. А.

2. В.

3. $1s^1, 1s^2, 1s^0$.

4. Г.

5. $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$;

$M_r(\text{D}_2\text{O}) = 20$; $M_r(\text{T}_2\text{O}) = 22$.

7. Атомів Н.

§ 17.

1. Б.

2. А.

3. А, В.

5. а) $V(\text{H}_2) = 1,25$ л.

6. $V(\text{CH}_4) = 2,5$ л.

§ 18.

1. В.

2. Г.

6. а) 4 л (HCl), 1 л (H_2);

б) $20 \text{ м}^3 (\text{NH}_3)$, $10 \text{ м}^3 (\text{H}_2)$.

7. $V(\text{H}_2) = V(\text{Cl}_2) = 113,5 \text{ м}^3$.

8. $m(\text{CuO}) = 1,5$ г; $m(\text{Cu}) = 1,97$ г.

§ 19.

1. а) Г; б) В.

2. а) В; б) Г.

4. Б.

§ 20.

1. А, В, Д.

2. а) Б, В; б) Г.

3. Б.

5. $V(\text{Cl}_2) = 4,48$ л.

6. $\text{B} \rightarrow \text{Г} \rightarrow \text{Б} \rightarrow \text{А} \rightarrow \text{Г}$.

7. $W(\text{Cl}_2) = 0,88 \%$.

§ 21.

1. Б.

2. Б, Г, Г.

3. А, Б, Г.

7. $1,68$ л Cl_2 ; $11,18$ г KCl.

8. V (р-ну KOH) = $35,8$ мл.

§ 22.

1. А.

2. В.

3. Б, В.

6. $V(\text{H}_2) = V(\text{Cl}_2) = 10$ л.

7. $m(\text{ZnO}) = 8,14$ г; m (р-ну HCl) = 146 г.

8. $W(\text{HCl}) = 3,16 \%$.

§ 23.

1. $m(\text{CaCl}_2) = 22,2$ г.

2. $V(\text{H}_2) = 22,4$ л.

3. $W(\text{HCl}) = 14,6 \%$.

4. $m(\text{KCl}) = 13,3$ г.

5. Можна добути $9,1$ кг HCl.

§ 24.

1. а) А; б) Г.

4. $m(\text{KNO}_3) = 1,01$ г; $m(\text{AgNO}_3) = 0,32$ г.

5. $m(\text{F}) = 2,5$ г.

6. V (спирту) = 297 мл.

7. $m(\text{NaBr}) = 1$ г.

§ 25.

1. В.

2. Г.

3. Г.

4. В.

5. 1 — В; 2 — Б; 3 — Г; 4 — А.

7. Більше у 1852 рази.

8. Селен.

§ 26.

- $\varphi(\text{O}_3) = 0,04$.
- KClO_3 .
- Al.
- $V(\text{O}_2) = 1,68 \text{ л}$; $m(\text{KMnO}_4) = 23,7 \text{ г}$;
 $m(\text{MnO}_2) = 6,525 \text{ г}$;
 $m(\text{K}_2\text{MnO}_4) = 14,775 \text{ г}$.
- $V(\text{суміші}) = 1,064 \text{ л}$.

§ 27.

- В.
- В.
- Б.
- $W(\text{ZnS}) = 0,3$.
- $V(\text{H}_2\text{S}) = 4,48 \text{ л}$.
- $m(\text{домішок}) = 4,4 \text{ г}$.
- $m(\text{SCl}_4) = 417,6 \text{ г}$.
- $V(\text{O}_2) = 2,8 \text{ л}$.

§ 28.

- $V(\text{SO}_2) = 43 \text{ л}$.
- $m(\text{CuS}) = 3,84 \text{ г}$.
- $W(\text{домішок}) = 25,3 \%$.
- $m(\text{Fe}) = 0,28 \text{ г}$; $m(\text{FeS}) = 3,08 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2) = 0,112 \text{ л}$; $V(\text{H}_2\text{S}) = 0,784 \text{ л}$.
- $W(\text{Na}_2\text{S}) = 9,84 \%$;
 $W(\text{NaHS}) = 1,77 \%$.

§ 29.

- $m(\text{піриту}) = 6,7 \text{ кг}$.
- $V(\text{H}_2\text{S}) = 420 \text{ м}^3$; $m(\text{S}) = 0,9 \text{ т}$.
- $\varphi(\text{O}_2) = 33,3 \%$; $\varphi(\text{SO}_2) = 66,7 \%$.
- $W(\text{NaNO}_3) = 37,22 \%$;
 $W(\text{NaCl}) = 43,88 \%$;
 $W(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 18,90 \%$.

§ 30.

- $W(\text{SO}_3) = 28,99 \%$.
- Ступінь розкладу солі 50% ;
 $m(\text{CuSO}_4) = 12 \text{ г}$; $m(\text{CuO}) = 6 \text{ г}$.
- $W(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 76,1 \%$;
 $W(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 18,9 \%$;
 $W(\text{NaNO}_3) = 5 \%$.

§ 31.

- Б, В, Г.
- Б, Г.

4. $M(\text{As}_2\text{O}_5) = 230 \text{ г/моль}$.5. $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_6\text{PN}$, $m = 0,1 \text{ г}$, $V = 499,9 \text{ мл}$.**§ 32.**

- Г.
- $n(\text{N}_2) = 0,5 \text{ моль}$, $n(\text{Ca}_3\text{N}_2) = 0,5 \text{ моль}$.
- $m(\text{Mg}) = 108 \text{ г}$, $m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 150 \text{ г}$.
- $V(\text{H}_2) = 25,5 \text{ м}^3$, $V(\text{N}_2) = 8,5 \text{ м}^3$.

§ 33.

- Б.
- В.
- $V(\text{NO}) = 100 \text{ л}$, $V(\text{O}_2) = 125 \text{ л}$.
- $V(\text{NH}_3) = 0,896 \text{ л}$.
- $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 64 \text{ г}$.

§ 34.

- $W(\text{домішок}) = 0,04 \text{ або } 4 \%$.
- $V(\text{NH}_3 \text{ і } \text{CO}_2) = 28,4 \text{ л}$.
- $m(\text{тв. залишку}) = 34,2 \text{ г}$.

§ 35.

- $\eta(\text{NH}_3) = 91,58 \%$.
- $\eta(\text{NH}_3) = 89,29 \%$.
- $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 128 \text{ г}$.
- $m(\text{NH}_3) = 3,58 \text{ т}$.
- $\eta(\text{HNO}_3) = 87,12 \%$.

§ 36.

- В.
- $\eta(\text{NO}) = 89,29 \%$.
- $V(\text{NO}) = 50,4 \text{ л}$.
- $\eta(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 97,1 \%$.

§ 37.

- В.
- $m(\text{HNO}_3) = 12,35 \text{ г}$.
- $V(\text{NO}_2) = 26,88 \text{ л}$.
- $W(\text{NaOH}) = 12,5 \%$;
 $W(\text{NaNO}_3) = 12,95 \%$;
 $W(\text{NaNO}_2) = 10,52 \%$.

§ 38.

- А, Б.
- $m(\text{AgCl}) = 0,9 \text{ г}$.
- $\eta(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 93,75 \%$.
- $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 18,8 \text{ г}$.

§ 39.

3. В.

§ 40.4. $m(\text{P}) = 27,2 \text{ кг}$.5. $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 26,04 \text{ т}$.6. P ; $n(\text{P}) = 8,02 \cdot 10^{24}$ атомів.**§ 41.**4. $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 51,94 \text{ г}$.5. $W(\text{H}_3\text{PO}_4) = 39 \%$.6. $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 147 \text{ кг}$.7. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 14,2 \text{ г}$.**§ 42.**4. $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 552,1 \text{ кг}$.5. $W(\text{P}) = 17,77 \%$.**§ 43.**

3. 1 В, 2 Г, 3 А, 4 Г, 5 Б.

5. $m[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 2,36 \text{ т}$.6. $W(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 33 \%$.**§ 44.**

1. а) В, б) Г, в) А, г) Б.

2. Б.

5. $4 \cdot 10^{20}$ атомів.6. MgSiO_3 .**§ 45.**

1. А 4; Б 3; В 1; Г 2.

2. а) В; б) А.

3. Б.

5. Б.

6. m (сажі) = 45 кг.**§ 46.**

1. Б.

2. В.

5. Б.

6. $W(\text{C}) = 96 \%$.7. $m(\text{Cu}) = 121,6 \text{ кг}$.**§ 47.**2. $\Delta H = -26,3 \cdot 10^3 \text{ кДж}$; $m(\text{C}) = 83,6 \text{ г}$.3. $\Delta H = 180 \text{ кДж}$.4. $V(\text{CH}_4) = 2,8 \text{ м}^3$.

5. 81 кДж.

6. $V(\text{CO}) = 142 \text{ м}^3$.**§ 48.**

3. Г.

4. Б.

5. $V(\text{CO}) = 252 \text{ м}^3$.6. $V(\text{CO}) = 1546 \text{ м}^3$.7. $m(\text{C}) = 2,45 \text{ г}$.8. $\Delta H = 272 \text{ кДж}$.**§ 49.**4. $m(\text{CaCO}_3) = 2 \text{ т}$.5. $m(\text{CO}_2) = 3,08 \text{ г}$.6. $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6 \text{ г}$.7. $m(\text{NaHCO}_3) = 3,36 \text{ г}$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,06 \text{ г}$.**§ 50.**2. S (лист. пов.) = 90 — 130 м².3. $V(\text{O}_2) = 509 \text{ м}^3$.4. S (лісу) $\approx 539 \text{ га}$.**§ 51.**

1. а) В; б) А, Б, Г.

3. $m(\text{Si}) = 336 \text{ г}$.4. $m(\text{SiO}_2) = 122 \text{ г}$.5. V (р-ну NaOH) = 15 мл.**§ 52.**

2. Б.

6. $m(\text{BaSiO}_3) = 256 \text{ г}$.7. CaSiO_3 .8. $\eta = 97 \%$.**§ 53.**

1. В.

2. В.

4. $m(\text{SiO}_2) = 18,1 \text{ т}$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,3 \text{ т}$; $m(\text{CaCO}_3) = 5 \text{ т}$.5. $m(\text{NaOH}) = 8 \text{ т}$; $m(\text{SiO}_2) = 6,7 \text{ т}$.**§ 54.**6. Цинк, *d*-елемент.

7. Ванадій, група VB, 4 період.

8. $A_r = 24$, Магній.**§ 55.**4. $m(\text{W}) = 92,6 \text{ г}$, $V(\text{H}_2) = 33,6 \text{ л}$.

5. $m(\text{Fe}) = 2,24 \text{ г}$,
 $m(\text{Cu}) = 3,84 \text{ г}$ міді.

6. Ферум.

§ 56.

3. В.

4. А, Г.

5. $V(\text{NO}_2) = 23,88 \text{ л}$.

6. Літій.

7. $W(\text{Fe}) = 28 \%$,

$W(\text{FeO}) = 36 \%$,

$W(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 36 \%$.

§ 57.

1. а) зменшиться; б) збільшиться;
в) збільшиться; г) збільшиться;
г) зменшиться.

2. $m(\text{Cd}) = 0,28 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 0,16 \text{ г}$.

3. $m(\text{Zn}) = 59,94 \text{ г}$; $m(\text{FeCl}_2) = 117,12 \text{ г}$.

4. $m(\text{Mn}(\text{NO}_3)_2) = 21,48 \text{ г}$.

5. $m(\text{пластинки}) = 54,11 \text{ г}$.

6. Cd.

7. $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 19,2 \text{ г}$;

$W(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 11,4 \%$.

8. $m(\text{Fe}) = 2,8 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 3,2 \text{ г}$;

$W(\text{FeSO}_4) = 2,5 \%$;

$W(\text{CuSO}_4) = 5,3 \%$.

§ 58.

3. $m(\text{Al}) = 52,22 \text{ г}$.

4. $m(\text{кокеу}) = 1,2 \text{ кг}$.

5. Fe.

6. Не вистачить.

7. $W(\text{Al}) = 5,93 \%$; $W(\text{Al}_2\text{O}_3) = 44,84 \%$;

$W(\text{Fe}) = 49,23 \%$.

§ 59.

10. $m(\text{Li}) = 1,18 \text{ г}$.

§ 60.

9. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 10 \text{ г}$.

§ 61.

1. В.

2. А.

3. а) Б, Г; б) А, В.

4. Б.

6. $m(\text{K}) = 3,9 \text{ г}$, вистачить.

7. $m(\text{яблук}) = 3,5 \text{ кг}$; $m(\text{кураги}) = 123 \text{ г}$.

§ 62.

2. А, Б, В, Г, Д.

4. $m(\text{Na}) = 4,6 \text{ г}$.

5. $V(\text{H}_2) = 5,2 \text{ л}$.

6. $\eta(\text{H}_2) = 70 \%$; $m(\text{NaOH}) = 36 \text{ г}$.

§ 63.

1. Б, Г, Г, Д.

2. А, В, Г, Е.

3. А 4; Б 3; В 2; Г 5; Г 1.

6. $m(\text{NaHCO}_3) = 4 \text{ г}$.

7. $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,

$\Delta H = -167,4 \text{ кДж}$.

8. $W(\text{домішок}) = 1,85 \%$.

9. $W(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 7,4 \%$.

§ 64.

1. $W(\text{Na}) = 80 \%$.

2. $W(\text{Mg}) = 80 \%$; $W(\text{Cu}) = 20 \%$.

3. $m(\text{K}) = 3,9 \text{ г}$; $m(\text{Na}) = 11,5 \text{ г}$.

4. $m(\text{Fe}) = 2,24 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 3,84 \text{ г}$.

5. $W(\text{Fe}) = 75,7 \%$; $W(\text{Al}) = 24,3 \%$;

$V(\text{р-ну HCl}) = 11,01 \text{ мл}$.

§ 65.

1. Б, В, Г.

4. А 3; Б 4; В 2; Г 1.

5. 1) $\text{Г} \rightarrow \text{А} \rightarrow \text{Г} \rightarrow \text{В} \rightarrow \text{Б}$;

2) $\text{А} \rightarrow \text{В} \rightarrow \text{Г} \rightarrow \text{Б}$.

6. SrSO_4 .

8. $m(\text{молока}) = 1000 \text{ г}$.

§ 66.

3. $m(\text{CaC}_2) = 12,8 \text{ г}$.

4. $W(\text{Ca}) = 45 \%$; $W(\text{Mg}) = 55 \%$.

5. $2\text{Mg} + \text{O}_2 = \text{MgO}$, $\Delta H = -1224 \text{ кДж}$.

6. $V(\text{H}_2) = 2,68 \text{ л}$.

7. $W(\text{Mg}) = 57 \%$; $W(\text{Al}) = 43 \%$;

$V(\text{H}_2) = 1,344 \text{ л}$.

§ 67.

4. А, Г.

6. $m(\text{CaO}) = 22,4 \text{ г}$.

7. $W(\text{домішок}) = 10\%$;
 $V(\text{CO}_2) = 40,32 \text{ л.}$
8. $W(\text{CaCO}_3) = 70,4\%$;
 $W(\text{MgCO}_3) = 29,6\%$.

§ 68.

1. Б, Г.
2. А 3; Б 1.
3. А 1, 2, 3, 4; Б 1, 2, 4.

§ 69.

3. $m(\text{домішок}) = 5,6\%$.
4. $m(\text{Fe}) = 20,16 \text{ г.}$
5. $m(\text{Al}) = 0,9 \text{ г.}$;
 $m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г.}$;
 $m(\text{SiO}_2) = 0,4 \text{ г.}$

§ 70.

1. Б, Г.
2. $\text{Б} \rightarrow \text{Г} \rightarrow \text{А} \rightarrow \text{В.}$
3. Б.
6. $V(\text{розчину NaOH}) = 10 \text{ мл.}$
7. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,765 \text{ г.}$
8. $V(\text{Cl}_2) = 6,72 \text{ м}^3$;
 $m(\text{AlCl}_3) = 26,2 \text{ кг.}$
9. $W(\text{Al}) = 26,1\%$;
 $W(\text{Al}_2\text{O}_3) = 73,9\%$.

§ 71.

4. 1 Г, 2 В, 3 А, 4 Г, 5 Б.

§ 72.

3. Б.
4. $m(\text{Fe}) = 1,68 \text{ г.}$

5. $m(\text{рудн}) = 0,75 \text{ т.}$
6. $m(\text{Fe}) = 5,25 \text{ г.}$, $m(\text{Cu}) = 6 \text{ г.}$

§ 73.

3. $m(\text{Fe}) = 21,6 \text{ г.}$, $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г.}$
4*. $m(\text{піску}) = 1,8 \text{ г.}$
5*. $m(\text{залізного купоросу}) = 51,2 \text{ г.}$
6. $2,22 \text{ г Na}_2\text{SO}_4$; $2,75 \text{ г NaOH.}$

§ 75.

6. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 980 \text{ кг.}$
7. А — S; Б — O₂; В — SO₂; Г — SO₃;
Г — олеум SO₃ · H₂SO₄; Д — H₂SO₄.
8. $m(\text{SO}_3) = 100 \text{ г.}$

§ 77.

4. $V(\text{H}_2) = 9388 \text{ м}^3$.
7. $V(\text{NH}_3) = 11,2 \text{ л.}$
8. $\eta(\text{HNO}_3) = 52,9\%$.

§ 78.

5. $W(\text{C}) = 1,2\%$.
6. $m(\text{Cu}) = 200 \text{ кг.}$; $m(\text{Ni}) = 50 \text{ кг.}$
7. $m(\text{PbO}) = 335 \text{ г.}$; $m(\text{SnO}_2) = 215,7 \text{ г.}$
8. $n(\text{H}_2) = 0,06 \text{ моль.}$;
 $V(\text{розч. к-ти}) = 13 \text{ мл.}$

§ 79.

4. $m(\text{чавуну}) = 352,4 \text{ кг.}$
5. $m(\text{коксу}) = 74,2 \text{ кг.}$

§ 80.

5. $m(\text{Fe, Mn}) = 43 \text{ кг.}$

Акцептор — частинка, що приєднує електрони.

Алхімія — назва донаукової хімії, в основі якої лежала помилкова ідея про можливість перетворення неблагородних металів на золото за допомогою «філософського каменя». Практична робота алхіміків дала поштовх до розвитку хімії та металургії.

Аномальний — такий, що є відхиленням від норми, загальних закономірностей; неправильний.

Асиміляція — процес переробки й засвоєння організмом речовин, що надходять до нього з навколишнього середовища; разом з *дисиміляцією* лежить в основі обміну речовин.

Асоціати — сполучення, з'єднання молекул, йонів у єдине ціле.

Генетичний — такий, що вказує на походження, розвиток (генезис).

Гігроскопічний — такий, що вбирає вологу.

Гіпотетичний — такий, що ґрунтується на гіпотезі (припущенні), тобто уявний.

Глобальний — взятий у цілому, загальний, всесвітній, поширений на всю земну кулю.

Деформація — зміна розмірів і форми фізичного тіла під впливом нагрівання, намагнічування, електричного заряду, сили тощо.

Диполь — сукупність двох рівних за абсолютною величиною різноіменних електричних зарядів, розміщених на деякій відстані один від одного.

Дисиміляція — процес розкладу органічних сполук в організмі на прості речовини з подальшим його оновленням; протилежний *асиміляції* і нерозривно пов'язаний з нею як процес обміну речовин та енергії.

Діелектрик — ізолятор (скло, пластмаса, порцеляна), тобто речовина, що має дуже малу електричну провідність.

Донор — атом, що надає електрони для утворення хімічного зв'язку з іншим атомом.

Конфігурація — загальний вигляд; взаємне розміщення електронів у атомі.

Криця — неочищене від домішок залізо пористої будови, яке утворюється під час виплавляння сталі з руди або чавуну.

Лазер — генератор світлових хвиль, який створює вузький пучок монохроматичного (тобто одноколірного) електромагнітного випромінювання.

Легування — введення до складу металічних сплавів хімічних елементів, що сприяють утворенню сплавів заданого хімічного складу і структури з потрібними властивостями.

- Міграція** — переміщення хімічних елементів у земній корі та атмосфері.
- Мінерали** — природні хімічні сполуки кристалічної будови, які виникають унаслідок фізико-хімічних процесів і входять до складу гірських порід, руд та інших мінеральних тіл. Переважають тверді мінерали, є також рідкі (вода, ртуть).
- Модифікація** — видозміна, перетворення предмета або явища, поява нових ознак, властивостей; якісно відмінний стан чого-небудь.
- Рентабельний** — такий, що дає прибуток; економічно доцільний у господарській діяльності людини.
- Симбіоз** — форма співжиття організмів різних видів, що забезпечує їм взаємну вигоду.
- Техногенний** — такий, що пов'язаний з виробничою діяльністю людини.
- Токсичний** — отруйний; здатність деяких хімічних речовин шкідливо діяти на організми людини і тварин.
- Тривіальний** — позбавлений новизни й оригінальності, простий, звичайний.
- Фіксація** — закріплення чого-небудь; спосіб збереження структури клітин, тканин, органів унаслідок дії на них, наприклад, хімічних і фізичних чинників.
- Фітопланктон** — сукупність рослин, переважно водоростей, що вільно плавають у товщі прісних або морських водойм.
- Фольга** — це тонкі листи металів (сплавів).
- Цивілізація** — 1. Рівень суспільного розвитку і матеріальної культури людства, який визначається розвитком продуктивних сил. 2. Синонім поняття *культура*.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А		– вуглекислий	207	К	
Адсорбент	197	– сірчистий	122–125	Карбін	193, 195
Адсорбція	196, 197	– чадний	199, 201, 206	Карбон	188, 193
Азот	140–142	Галогени	74–78	Карбонати	211, 212
Алгоритм		Гідрати	51	Карборунд	201
– розв’язування задач	18	Гідроген	64	Карботермія	249
– складання ОВР	48	Гідроліз солей	56–59	Квантові числа	
Алмаз	193	Гідрометалургія	249	– головне	24
Алотропія	107	Графіт	193, 194	– магнітне	24, 25
– Карбону	193	Д		– побічне	24
– Оксигену	107	Дейтерій	22	– спінове	25
– Силіцію	220	Добрива		Кварц	223
– Сульфур	112, 113	– азотні	180, 181	Кераміка	228
– Фосфору	169, 170	– комплексні	181, 183	Кисень	107–111
Алотропні		– мінеральні	181	Кислоти	15
модифікації	107	– фосфатні	182, 183	– дифосфатна	175
Алюмосилікати	225	Доменна піч	333, 334	– карбонатна	208, 211
Амоніак	143–148	Донорно-акцепторна		– метафосфатна	174, 175
Амофоси	181	взаємодія	39, 138	– нітратна	158–162
Амфотерні гідроксиди	16	Е		– ортофосфатна	174, 175
Атом		Електроліз	251–255	– силікатна	224
– будова	23	Електролізер	251	– сульфатна	128–130
– радіус	31	Електрометалургія	250	– сульфідна	118, 119
– ядро	22	Електрон	22	– сульфідна	122
Атомна орбіталь	22–24	Електронегативність	32	– хлоридна	86
Б		Електронна		Кислотні дощі	157, 327
Безвідхідна		– конфігурація	26, 27	Класифікація	
металургія	341	– оболонка	24–27	– елементів	12
Біометалургія	250	– хмара	24	– речовин	12, 13
Бром	96–100	Електронний шар	24, 25	Колообіг	
В		Елемент хімічний	12	– Карбону	216–219
Валентність	44	Енергетичний рівень	24	– Нітрогену	166–168
Вапняк	211, 213, 287	Енергія йонізації	31	– Фосфору	178, 179
Вапняна вода	209, 286	З		Концентрація	
Виробництво		Задачі на		– масова	54
– амоніаку	328	– вихід продукту	152–154	– молярна	54
– сталі	336–339	– надлишок	92–95	Корозія металів	256
– сульфатної кислоти	321	– суміші	273–276	Кристали	
– чавуну	333	Закон періодичний	28	– атомні	42
Вихід продукту	152	Залізний колчедан	322	– йонні	43
Відновлення	48	Залізо	306–308	– металічні	43
Водень	66–72	Залізобетон	230	– молекулярні	42
Вугілля активоване	197	І		Кристалічні	
Вуглець	193	Ізотопи	22	гратки	42, 43
Г		Інтерметалічні		Кристало-	
Газ		сполуки	331	гідрати	51, 52, 132
– бурій	156	М		Мармур	288
		Масова частка			54

Масове число	22	Розчини	50–52	Термохімічні	
Метали		Розчинність	52	рівняння	202
– лужні	262, 265–269	Руди металічні	233	Тритій	22
– лужно-земельні	277–280	Ряд Бекетова	240	Ф	
Н		С		Фаянс	229
Нашатир	151	Сажа	196	Ферум	303–305
Нашатирний спирт	146	Свинцевий блиск	104	Фосфати	175, 176
Нітрати	164, 165	Селітра	181	Фосфіди	171
Нітриди	141	Силікагель	224	Фосфор	169–172
Нітрити	163, 164	Силікати	225	Фосфорити	288
Нітроген	136–139	Силіцій	220	Фосфорне борошно	182, 183
Нукліди	22	Сировина	321	Фтор	96–100
Нуклонне число	22	Сірка	112–115	Фулерени	196
О		Сірководень	117, 118	Х	
Озон	107–111	Скло	227	Халькогени	102–106
Озоновий шар	110	Сода		Хімічна	
Окиснення	47	– кальцинована	211	– промисловість	318
Оксиген	107–110	– кристалічна	211	– рівновага	60, 61
Оксиди	14	– питна	211	– технологія	318
– карбону	205, 206	Солі	13, 16	Хімічний зв'язок	37, 88
– нітрогену	155	– амонію	149–151	– водневий	40
– силіцію	223	– кислі	13	– йонний	38
– сульфур	122, 127	– комплексні	13	– ковалентний	38, 39
– фосфору	173	– нормальні	13	– металічний	39, 40, 235
Олеум	127, 324	– основні	13	Хлор	79–85
Основи		– подвійні	13	Хлориди	89
– луги	14	– середні	13	Хлороводень	86, 87
– нерозчинні	14, 15	Сольватація	51	Ц	
П		Сплави	331	Цемент	229, 230
Парниковий ефект	218	Спорідненість до електрона	31	Цинкова обманка	233, 322
Періодична система	28, 29	Способи виплавляння сталі	336	Ш	
Пірит	322	– електротермічний	338	Шахта	333
Пірометалургія	249	– киснево-конвертерний	337	Шлак	334
Порцеляна	229	– мартенівський	339	Я	
Поташ	211	Ступінь окиснення	45	Якісна реакція на	
Правила		Сублімація	96, 208	– амоній-іони	150
– Ключковського	26	Сульфати	128, 132	– бромід-іони	99
– октету	38	Сульфіди	119	– йодид-іони	99
– Хунда	26	Сульфіти	123	– йони Fe^{2+} , Fe^{3+}	314
Принцип(и)		Сульфур	112	– йони Na^+ , K^+	272
– заборони Пауля	26	Суперфосфати	182, 183	– йони Ca^{2+}	288
– Ле Шательє	61	Сухий лід	42, 208	– карбонат-іони	212
– мінімуму енергії	26	Т		– нітрат-іони	160
– хімічного виробництва	318, 319	Твердість води	290	– сульфат-іони	130, 134
Р		Теорія		– сульфід-іони	119, 120
Реакції окисно-відновні	47–49	– будови атома	22	– сульфід-іони	124
		– розчинів	51	– фосфат-іони	176
		Теплообмін	318, 329	– хлорид-іони	99

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

ХІМІЯ

Підручник для 10 класу
загальноосвітніх навчальних закладів
Профільний рівень

**Буринська Ніна Миколаївна,
Депутат Вікторія Микитівна,
Сударева Галина Федорівна,
Чайченко Надія Натанівна**

Наукове редагування – *Н. М. Буринська, Н. Н. Чайченко*
Літературне редагування – *Є. С. Святицька*
Художнє оформлення – *Н. Б. Михайлова, В. І. Михайлов*
Верстка та дизайн – *VERSTKA Studio*
Дизайн обкладинки – *Н. Б. Михайлова*

Формат 70x100 1/16.
Гарнітура SchoolBook. Папір офсетний. Друк офсетний.
Підписано до друку 30.11.2010 р.
Умов. друк. арк. 28,6. Обл.-вид. арк. 23,58.
Наклад 29 000 прим. Перший завод _____ прим.

Видавництво «Педагогічна думка»
04053, м. Київ, вул. Артема, 52-а, корп. 2
тел./факс: (044) 484-30-71

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи
до Державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів
видавничої продукції від 28.08.2009 р.
Серія ДК № 3563