

# Хімія

Н.М. БУРИНСЬКА

9



*Затверджено Міністерством освіти України  
(протокол № 9/5-18 від 28.05.97)*

Рецензенти: *А. О. Жолдаков*, канд. хім. наук;  
*О. С. Максимов*, д-р пед. наук; *В. І. Староста*, канд. хім. наук;  
*А. І. Шаповалов*, канд. пед. наук

## Увага! ©

Авторські та видавничі права ВТФ «Перун»  
захищені Законом України

«Про авторське право і суміжні права» від 23.12.1993 р.

Згідно зі ст. 44 п. 1.3) друковане копіювання книги  
або її частини чи будь-які інші «піратські» видання  
тягнуть за собою покарання до 50 000 мінімальних розмірів  
заробітної плати, встановленої законодавством України.

**Буринська Н. М.**

Б91 Хімія: Підручник для 9 кл. серед. загальноосвіт.  
шк.— 2-ге вид., перероб. та доп.— Київ; Ірпінь:  
ВТФ «Перун», 2000.— 160 с.  
ISBN 966-569-175-9

У підручнику на сучасному рівні розглядаються деякі теоретичні питання неорганічної хімії та хімія металів згідно з новою програмою загальноосвітньої школи. Використовується нова номенклатура неорганічних кислот. Включено нову термінологію для хімічних елементів і простих речовин, затверджену Держстандартом України, яка відповідає міжнародним стандартам ISO та вимогам IUPAC.

ББК 24я721

ISBN 966-569-175-9

© ВТФ «Перун», 1998  
© Н. М. Буринська, 1998



# ЗМІСТ

<i>Як користуватися підручником . . . . .</i>	5
<b>Розділ I. Періодичний закон, періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва і будова атома . . . .</b>	<b>7</b>
§ 1. Спроби класифікації хімічних елементів . . . .	7
§ 2. Відкриття періодичного закону . . . . .	12
§ 3. Періодична система хімічних елементів . . . .	17
§ 4. Фізичний зміст періодичного закону . . . . .	21
§ 5. Склад атомних ядер. Ізотопи . . . . .	25
§ 6. Рух електронів у атомі . . . . .	30
§ 7. Будова електронної оболонки атомів . . . . .	34
§ 8. Залежність властивостей елементів від періодичної зміни електронних структур атомів . . . .	40
§ 9. Значення періодичного закону . . . . .	43
§ 10. Життя і діяльність Д. І. Менделєєва . . . . .	44
<b>Розділ II. Хімічний зв'язок і будова речовини . . . . .</b>	<b>48</b>
§ 11. Природа хімічного зв'язку . . . . .	48
§ 12. Ковалентний зв'язок . . . . .	49
§ 13. Йонний зв'язок . . . . .	52
§ 14. Кристалічні решітки . . . . .	55
§ 15. Валентність і ступінь окиснення . . . . .	58
§ 16. Окисно-відновні реакції . . . . .	61
<b>Розділ III. Розчини . . . . .</b>	<b>67</b>
§ 17. Поняття про розчин . . . . .	67
§ 18. Масова частка розчиненої речовини . . . . .	72
§ 19. Електролітична дисоціація . . . . .	77
§ 20. Дисоціація кислот, основ і солей у водних розчинах . . . . .	81
§ 21. Реакції обміну між електролітами. Йонні рівняння . . . . .	87

<i>Розділ IV. Загальні відомості про метали . . . . .</i>	<i>91</i>
§ 22. Місце металів у періодичній системі елементів. Металічний зв'язок. Фізичні властивості металів . . . . .	91
§ 23. Хімічні властивості металів . . . . .	94
§ 24. Метали в природі. Загальні способи добування металів . . . . .	99
§ 25. Електроліз . . . . .	101
§ 26. Корозія металів . . . . .	106
§ 27. Сплави . . . . .	109
§ 28. Доменне виробництво чавуну . . . . .	111
§ 29. Способи виробництва сталі . . . . .	114
§ 30. Проблема безвідхідних виробництв у металургії й охорона довкілля . . . . .	118
§ 31. Застосування металів і сплавів у сучасній техніці . . . . .	119
§ 32. З історії розвитку чорної металургії в Україні . . . . .	121
§ 33. Натрій і Калій — лужні метали . . . . .	122
§ 34. Кальцій та його сполуки . . . . .	127
§ 35. Алюміній . . . . .	131
§ 36. Сполуки алюмінію . . . . .	135
§ 37. Ферум . . . . .	138
§ 38. Сполуки феруму . . . . .	142
<i>Практичні роботи . . . . .</i>	<i>145</i>
<i>Відповіді до завдань . . . . .</i>	<i>148</i>
<i>Іменний покажчик . . . . .</i>	<i>150</i>
<i>Предметний покажчик . . . . .</i>	<i>151</i>

# ЯК КОРИСТУВАТИСЯ ПІДРУЧНИКОМ

## *Юні друзі!*

Ви завершили вивчення хімії у 8 класі і тим самим підготувалися до сприйняття центрального питання курсу хімії — періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва, а також інших теоретичних питань, що становлять фундамент для подальшого засвоєння хімії елементів, неорганічних та органічних сполук. Однак, звичайно, за період літніх канікул могло дещо й забутися. Тому курс 9 класу починається з повторення основних питань з курсу хімії 8 класу. Серйозно поставтеся до уроків повторення — і ви обов'язково пригадаєте основні відомості. А головне — уважно працюйте з підручником.

Вважаю за потрібне дати вам деякі поради щодо роботи з підручником.

1. Текст параграфів читайте вдумливо, без зайвого поспіху, й обов'язково записуйте формулювання, хімічні формули, рівняння реакцій, математичні розрахунки, а для цього заведіть собі окремий зошит.

2. Не починайте вивчення наступного матеріалу, не зрозумівши і не засвоївши попереднього.

3. Обов'язково давайте відповіді на всі «Чому?», що трапляються в тексті, і виконуйте завдання, позначені знаком •.

4. Не завчайте навчальний матеріал механічно. Ваші знання мають бути свідомими. Пам'ятайте, що набуті знання потрібні вам не тільки для оцінки з хімії. Вони знадобляться вам у повсякденному житті і майбутній трудовій діяльності, а також для продовження хімічної освіти.

5. Якщо під час роботи з підручником виникають труднощі, звертайтеся за консультацією до вчителя або товариша по навчанню.

6. Щоб допомогти вам у роботі з підручником, найважливіший матеріал, на який ви маєте звернути особливу увагу, або той, що потребує запам'ятовування, виділено жирним шрифтом.

7. Звертайте увагу і на текст, надрукований дрібним шрифтом. Уважно читайте його, хоча для засвоєння він не є обов'язковим (дається лише для ознайомлення).

8. Для самоконтролю здобутих знань у процесі самостійної навчальної роботи з підручником систематично виконуйте наведені наприкінці параграфів завдання, які містять запитання, вправи, задачі, сформульовані як традиційно, так і у формі тестів. Намагайтеся виконати якомога більше завдань.

Зірочкою позначено завдання підвищеної складності, які виходять за межі шкільної програми.

9. Правильність виконання завдань перевіряйте за відповідями, наведеними наприкінці підручника.

10. Не забувайте користуватися іменним та предметним покажчиками, поданими також наприкінці підручника. З їхньою допомогою вам буде легше отримати потрібну довідку або відшукати матеріал, який слід повторити.

*Бажаю вам успіхів у навчанні!*

**Автор**

# ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН, ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА І БУДОВА АТОМА

## § 1. СПРОБИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Ви ознайомилися з деякими простими і складними речовинами і звернули увагу, що їхні властивості залежать від природи елементів, з яких вони складаються. Тому чим більше відомо про хімічні елементи, тим повніші знання про речовини та їх перетворення.

Знань про речовини нагромаджується так багато, що виникає необхідність їх систематизації. Поняття «система» у перекладі з грецької означає «ціле, складене з частин». Система відрізняється від простої суми частин тим, що в ній між частинами встановлюються взаємозв'язки і залежності. В системі знань про хімічні елементи також необхідно встановити залежність між властивостями елементів та їхніх сполук тощо.

Вже давно було помічено, що властивості деяких елементів, а також простих і складних речовин подібні. Наприклад, Натрій<sup>1</sup> подібний до Калію. У сполуках ці елементи завжди одновалентні. Утворені ними прості речовини — метали. Вони мають металічний блиск, м'які (легко ріжуться ножом), пластичні, легкоплавкі. Мають невелику густину (легші за воду). Добре проводять електричний струм і теплоту.

Порівняно з рештою металів натрію і калію властива висока хімічна активність. Так, якщо розрізати ножом, наприклад, кусок натрію, то на свіжому зрізі він матиме яскравий металічний блиск, який одразу ж, практично

<sup>1</sup> Згідно з новою українською термінологією назви хімічних елементів пишуться з великої літери, а назви простих речовин, утворених цими елементами, — з малої.



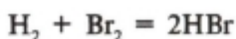
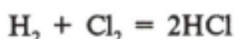
миттєво, тьмянішає через окиснення киснем повітря. Тому натрій і калій зберігають у посудинах під шаром гасу.

Висока хімічна активність цих металів виявляється й під час взаємодії їх з водою. Реакція відбувається настільки енергійно, до того ж із виділенням теплоти, що водень, який при цьому утворюється, може спалахнути. В результаті реакції утворюються луги — гідроксид натрію  $\text{NaOH}$  або гідроксид калію  $\text{KOH}$ , які також дуже подібні між собою за властивостями. Подібні й їхні оксиди  $\text{Na}_2\text{O}$  і  $\text{K}_2\text{O}$ . Вони є типовими основними оксидами: активно взаємодіють з водою з утворенням лугів  $\text{NaOH}$  і  $\text{KOH}$ .

- Напишіть рівняння реакцій взаємодії з водою:  
а) натрію, калію; б) оксидів натрію і калію.

Пізніше з'ясувалося, що властивості, подібні до властивостей Натрію і Калію, виявляють ще три хімічні елементи: Літій  $\text{Li}$ , Рубідій  $\text{Rb}$ , Цезій  $\text{Cs}$ . Ці елементи в сполуках також одновалентні, їх прості речовини і складні сполуки виявляють однакові властивості. Отже, всі вони утворюють групу споріднених за властивостями елементів, яку називають *групою лужних металів* (табл. 1).

Відомі й інші групи хімічних елементів, подібних за властивостями, наприклад Флуор  $\text{F}$ , Хлор  $\text{Cl}$ , Бром  $\text{Br}$ , Іод  $\text{I}$ . Вони утворюють прості речовини — типові неметали. За звичайних умов фтор  $\text{F}_2$  — газ, хлор  $\text{Cl}_2$  — газ, бром  $\text{Br}_2$  — рідина, йод  $\text{I}_2$  — легкоплавка кристалічна речовина ( $t_{\text{пл}} = 113,5^\circ\text{C}$ )<sup>1</sup>. Їм властиві леткість і висока хімічна активність. Вони взаємодіють з воднем з утворенням газоподібних сполук, водні розчини яких є кислотами:



Ці елементи у вигляді простих речовин активно взаємодіють з металами з утворенням солей:

---

<sup>1</sup> У відкритій посудині (лабораторній чашці) йод розплавити неможливо, оскільки відбувається його сублімація — перехід із твердого стану безпосередньо в газоподібний, обминаючи рідкий стан, а в колбі з вузькою шийкою — можливо.

Таблиця 1. Фізичні властивості лужних металів

Хімічний елемент	Символ	Відносна атомна маса	Проста речовина			Форма сполуки		
			Будова	$t_m, ^\circ\text{C}$	Густина, $\text{г/см}^3$	Оксид	Основа	Сіль (хлорид)
Літій	Li	7	Немолекулярна	180,5	0,53	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{LiOH}$	$\text{LiCl}$
Натрій	Na	23	Те саме	97,8	0,79	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{NaOH}$	$\text{NaCl}$
Калій	K	39	— “ —	63,6	0,85	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{KOH}$	$\text{KCl}$
Рубідій	Rb	85,5	— “ —	39,3	1,52	$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{RbOH}$	$\text{RbCl}$
Цезій	Cs	133	— “ —	28,6	1,87	$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{CsOH}$	$\text{CsCl}$

Таблиця 2. Фізичні властивості галогенів

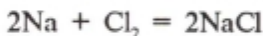
Хімічний елемент	Символ	Відносна атомна маса	Проста речовина					Форма сполуки	
			Формула	Будова	Агрегатний стан	Забарвлення	$t_{\text{зм}}, ^\circ\text{C}$	Кислота	Сіль (приклад)
Флуор	F	19	$\text{F}_2$	Молекулярна	Газ	Зеленкувато-жовте	-188	$\text{HF}$	$\text{MgF}_2$
Хлор	Cl	35,5	$\text{Cl}_2$	Те саме	Газ	Жовто-зелене	-34	$\text{HCl}$	$\text{MgCl}_2$
Бром	Br	80	$\text{Br}_2$	— “ —	Рідина	Червоно-буре	59	$\text{HBr}$	$\text{MgBr}_2$
Іод	I	127	$\text{I}_2$	— “ —	Тверда речовина	Чорно-фіолетове	184	$\text{HI}$	$\text{MgI}_2$



## ЮЛІУС ЛОТАР МЕЙЄР

(1830—1895)

Німецький учений, член-кореспондент Петербурзької Академії наук. Склавав (1864) таблицю хімічних елементів, розміщених за зростанням атомних мас і валентністю, але не зробив теоретичних узагальнень. Створив повну таблицю хімічних елементів, ідентичну менделєєвській (1870). Побудував криві атомних об'ємів елементів.



Елементи цієї природної групи називають *галогенами*, що з грецької буквально означає «солеродні» (ті, що народжують солі).

З табл. 2 видно, що галогени не тільки подібні між собою, а й відрізняються один від одного.

Крім лужних металів і галогенів, відомі й інші природні групи, наприклад *група інертних елементів*, які у вигляді простих речовин утворюють *інертні гази*. Це гелій He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Їхні молекули одноатомні. На відміну від усіх інших неметалів вони не утворюють сполук з воднем і металами.

Учені поступово дізнавалися й про інші групи елементів, які мають подібні властивості. Так, групи подібних елементів склали Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут, а також Оксиген, Сульфур, Селен, Телур тощо.

Виявлення природних груп подібних за властивостями елементів стало важливим етапом на шляху розвитку класифікації хімічних елементів. Якщо першою класифікацією був поділ елементів на металічні і неметалічні (на основі протилежних властивостей простих речовин — металів і неметалів, що утворені цими елементами), то далі було виявлено природні групи, всередині яких спостерігався взаємозв'язок між елементами. Такі групи еле-

**ДМИТРО ІВАНОВИЧ  
МЕНДЕЛЄЄВ  
(1834—1907)**

Російський хімік, різнобічний учений, педагог, прогресивний громадський діяч. Працював викладачем гімназії в Одесі. Професор Петербурзького університету (з 1865). Очолював Головну палату мір та вагів (з 1893). Відіграв значну роль у розвитку хімії та інших галузей природознавства. Відкрив (1869) періодичний закон хімічних елементів — один з головних законів природи.



ментів розглядалися відособлено. Загального взаємозв'язку елементів ще не було встановлено. Важко було припустити, що існує взаємозв'язок між елементами, протилежними за властивостями, наприклад між лужними металами і галогенами. Проте спроби робилися. Багато вчених намагалося розібратися у величезній кількості розрізнених фактів. Так, у 1864 р. німецький хімік Лотар Мейєр опублікував таблицю, в якій йому вдалося з 63 відомих на той час елементів розмістити 27 за зростанням їхніх відносних атомних мас і згрупувати елементи за валентністю. Всі відомі елементи Лотар Мейєр не зміг включити у цю таблицю, оскільки для більшості з них ще не були встановлені або точні значення відносних атомних мас, або точні значення валентності.

Історія розвитку хімії показала, що Лотар Мейєр був на правильному шляху у своїх спробах класифікувати елементи. Адже він за основу взяв єдину на той час загальну для всіх хімічних елементів характеристику (фізичну величину) — масу. Проте встановити закон, який об'єднав усі елементи в струнку систему, вдалося у 1869 р. великому російському вченому, професору Петербурзького університету Д. І. Менделєєву.



## Завдання для самоконтролю

1. За якими ознаками окремі хімічні елементи об'єднувалися у групи? Схарактеризуйте: а) групу лужних металів; б) групу галогенів.

2. Напишіть двоє рівнянь реакцій між гідроксидами лужних металів і хлоридною та сульфатною кислотами.

3. Відома хлорна кислота  $\text{HClO}_4$ , в якій валентність хлору формально дорівнює 7. Напишіть хімічну формулу оксиду, який відповідає цій кислоті.

4. В одну з природних груп були об'єднані Кальцій, Стронцій та Барій, які дістали назву лужноземельних металів. Напишіть формули їх оксидів та гідроксидів, зазначте назви речовин, що утворилися.

5. У простих речовин, утворених елементами головної підгрупи VII групи, в міру збільшення порядкового номера елемента температура кипіння

- (1) підвищується;
- (2) знижується;
- (3) залишається сталою;
- (4) спочатку підвищується, а далі знижується.

## § 2. ВІДКРИТТЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

За часів Д. І. Менделєєва було відомо 63 хімічні елементи, тобто трохи більше за половину відомих нині. Знали тоді й шість природних груп хімічних елементів (лужні метали, лужноземельні метали, галогени, групу Оксигену, групу Нітрогену і групу Карбону). Проте знання ці були уривчасті. У той час думали, що природні групи елементів, особливо протилежних за властивостями, ніяк між собою не зв'язані.

На відміну від своїх попередників Д. І. Менделєєв був глибоко переконаний, що між усіма хімічними елементами, як подібними за властивостями, так і відмінними, повинен існувати природний загальний зв'язок, який об'єднував би всі елементи в систему.

За основу систематизації хімічних елементів Д. І. Менделєєв (так само, як і раніше Лотар Мейєр) обрав відносну атомну масу, вважаючи її головною характеристикою елемента, оскільки вона не змінюється під час утворення елементом простих і складних речовин. Водночас Д. І. Мен-



делеев не розглядав масу як єдину характеристику елемента. Він надавав великого значення ще й його хімічним властивостям.

Згрупувавши більшість відомих тоді хімічних елементів у кілька горизонтальних рядів так, щоб вертикальні стовпчики включали елементи, подібні за хімічними властивостями, Д. І. Менделєєв у 1869 р. склав таблицю — прообраз сучасної періодичної таблиці елементів. А далі доповнював і добудовував цю первісну таблицю, доки включив до неї всі відомі на той час 63 елементи. Один з останніх варіантів таблиці, створеної Д. І. Менделєєвим, за формою мало чим відрізняється від відомої нам сучасної періодичної таблиці.

Запишемо для прикладу хімічні символи деяких елементів у порядку зростання їхніх відносних атомних мас, зазначимо формули їхніх сполук з Оксигеном і Гідроеном, формули гідратів оксидів (табл. 3) і спробуємо проаналізувати, які закономірності виявив Д. І. Менделєєв, об'єднавши всі елементи у свою таблицю.

З табл. 3 видно, що елементи, розміщені один під одним, мають багато спільного. Так, Літій і Натрій подібні між собою як лужні метали. Флуор і Хлор також мають спільні властивості як галогени, а Неон і Аргон — як інертні гази<sup>1</sup>.

У горизонтальному ряду елементів, розміщених у порядку зростання їхніх відносних атомних мас, виявилось, що відбувається поступова зміна хімічних властивостей елементів.

Так, Літій — одновалентний елемент з яскраво вираженими металічними властивостями, утворює основний оксид  $\text{Li}_2\text{O}$ . Як проста речовина — це лужний метал, що енергійно взаємодіє з водою з утворенням типового лугу  $\text{LiOH}$ .

Берилій — двовалентний елемент, утворює просту речовину — метал, який майже не взаємодіє з водою. Його оксид  $\text{BeO}$  і гідроксид  $\text{Be}(\text{OH})_2$  виявляють амфотерні властивості.

Бор — тривалентний елемент-неметал, однак неметалічні властивості виявляє слабо, утворює оксид  $\text{B}_2\text{O}_3$ , що

---

<sup>1</sup> Інертні гази стали відомими після відкриття періодичного закону.

Таблиця 3. Зміна властивостей хімічних елементів

Символ хімічного елемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Відносна атомна маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	$\text{Li}_2\text{O}$	BeO	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$	—	—	—
Гідрат оксиду	LiOH	$\text{Be}(\text{OH})_2$	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HNO}_3$	—	—	—
Летка сполука з Гідроеном	—	—	—	$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	HF	—
Символ хімічного елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	$\text{Na}_2\text{O}$	MgO	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	—
Гідрат оксиду	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$	—
Летка сполука з Гідроеном	—	—	—	$\text{SiH}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	HCl	—
Загальна формула вищого оксиду	$\text{R}_2\text{O}$	RO	$\text{R}_2\text{O}_3$	$\text{RO}_2$	$\text{R}_2\text{O}_5$	$\text{RO}_3$	$\text{R}_2\text{O}_7$	—
Загальна формула легкої сполуки з Гідроеном	—	—	—	$\text{RH}_4$	$\text{RH}_3$	$\text{RH}_2$	RH	—

має кислотний характер, і дуже слабку борну кислоту  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

Карбон — чотиривалентний елемент-неметал. Утворює кислотний оксид  $\text{CO}_2$ , а також слабку і неміцну карбонатну (вугільну) кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , яка існує лише у водному розчині.

Нітроген — елемент з яскраво вираженими неметалічними властивостями, утворює кислотний оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$  і сильну нітратну (азотну) кислоту  $\text{HNO}_3$ .

Оксиген — типовий елемент-неметал, а Флуор — найактивніший з неметалів (галоген).

Далі в ряду розміщується Неон — елемент, що утворює інертний газ. Він не сполучається з іншими елементами.

За Неоном розміщується Натрій — одновалентний елемент-метал, подібний до Літію (чим?).

Магній — двовалентний елемент-метал, дещо подібний до Берилію, утворює основний оксид  $\text{MgO}$  і гідроксид  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  — основу середньої сили. У вигляді простої речовини взаємодіє з водою, але дуже повільно.

Алюміній — тривалентний елемент-метал, його оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$  і гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  — амфотерні.

Силіцій — чотиривалентний елемент-неметал; проста речовина силіцій у хімічному відношенні малоактивна; утворює кислотний оксид  $\text{SiO}_2$  і слабку силікатну (кремнієву) кислоту  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

Фосфор — елемент-неметал, за хімічними властивостями дещо подібний до Нітрогену, утворює кислотний оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  і фосфатну (фосфорну) кислоту  $\text{H}_3\text{PO}_4$  середньої сили.

Сульфур — елемент з яскраво вираженими неметалічними властивостями, утворює кислотний оксид  $\text{SO}_3$  і сильну сульфатну (сірчану) кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Хлор — дуже активний елемент-неметал — галоген, утворює кислотний оксид  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  і перхлоратну (хлорну) кислоту  $\text{HClO}_4$ , що належить до числа найсильніших оксигеновмісних кислот.

Далі в ряду знову розміщується інертний елемент — Аргон.

Коли простежити зміну властивостей усіх інших елементів, то виявиться, що в ряду елементів, розміщених у порядку зростання їхніх відносних атомних мас, властивості змінюються від металічних до неметалічних, а в складних речовин — від основних до кислотних. Формальна

валентність елементів за Оксигеном зростає від 1 до 7, а за Гідроеном — зменшується від 4 до 1 (див. табл. 3). Так Д. І. Менделєєв виявив повторення однакових ознак у світі хімічних елементів і назвав цю закономірність *періодичністю* (від грец. *periodicos* — цикл). Виявлену закономірність він сформулював у вигляді *періодичного закону*, суть якого опублікував у 1869 р.:

**|| властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.**

Заслуга Д. І. Менделєєва полягає в тому, що виявлену залежність він зрозумів як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Завдяки відкриттю періодичного закону було виявлено, що всі елементи взаємозв'язані, підпорядковуються єдиному закону і становлять єдину систему, яка справедливо була названа на честь ученого «періодичною системою хімічних елементів Д. І. Менделєєва».

---

### Завдання для самоконтролю

6. Ким, коли і як був відкритий періодичний закон? Сформулюйте його.

7. Хімічний елемент Рубідій Rb подібний до елемента Калію K, а Селен Se — до Сульфуру S. Напишіть формули оксидів, гідратів оксидів і солей, до складу яких входять ці елементи.

8. Маса цинкату натрію, що утворився внаслідок сплавлення гідроксиду цинку кількістю речовини 0,1 моль з гідроксидом натрію, становить

(1) 14,3 г; (2) 1,43 г; (3) 2,86 г; (4) 28,6 г.

9\*. Кількість речовини метаалюмінату калію, що утворився внаслідок сплавлення оксиду алюмінію масою 5,1 г з гідроксидом калію, становить

(1) 1 моль; (3) 2 моль;  
(2) 0,1 моль; (4) 0,2 моль.

10\*. Під час взаємодії з водою одновалентного металу масою 11,5 г виділяється водень об'ємом 5,6 л (н. у.). Одновалентний метал — це

(1) літій; (3) калій;  
(2) натрій; (4) рубідій.



### § 3. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Ви вже знаєте, що Д. І. Менделєєв виявив взаємозв'язок усіх хімічних елементів у єдиній природній системі і сформулював періодичний закон. Одним із способів графічного зображення періодичного закону і періодичної системи елементів є створена ним таблиця (див. вклейку).

Для побудови таблиці Д. І. Менделєєву довелося припустити інші значення валентності та відносних атомних мас майже у 20 елементів. Так, більшість учених вважали Берилій тривалентним елементом, а його відносну атомну масу такою, що дорівнює 13,5. Однак за сукупністю властивостей Д. І. Менделєєв відніс Берилій до двовалентних елементів і розмістив його в періодичній системі між Літієм з відотною атомною масою 7 і Бором з відотною атомною масою 11, зробивши висновок, що відносна атомна маса Берилію повинна дорівнювати приблизно 9. Пізніше експериментальні дослідження довели справедливості припущення Д. І. Менделєєва.

Будуючи періодичну систему, Д. І. Менделєєв залишив багато клітинок вільними. Серед 63 відомих тоді елементів ще не було таких, які за величиною відносних атомних мас і сукупністю властивостей могли б зайняти ці місця. Тим самим він довів, що повинні існувати елементи, котрі в той час були ще невідомі. Він дійшов висновку, що їхні властивості мають бути проміжними між властивостями сусідніх елементів, що розміщуються зліва і справа у тому самому періоді, і сусідніх елементів, що стоять нижче і вище у тій самій підгрупі. Це такі елементи, як Галій Ga, Германій Ge і Скандій Sc. Д. І. Менделєєв назвав їх відповідно екаалюмінієм, екасиліцієм і екабором<sup>1</sup>.

Тріумфом періодичного закону було відкриття у 1875 р. французьким ученим Лекок де Буабодраном нового елемента, названого Галієм (на честь стародавньої назви Франції). Властивості Галію, визначені експериментально, повністю збігалися з властивостями екаалюмінію, передбаченими Д. І. Менделєєвим.

<sup>1</sup> Ека — слово, запозичене Д. І. Менделєєвим із стародавньої писемної мови Індії — санскриту. «Ека» означає «один». Пропонуючи заздалегідь назву елемента № 31 екаалюміній, Д. І. Менделєєв виходив з того, що він «іде за алюмінієм», перший його аналог.



Протягом наступних 15 років передбачення Д. І. Менделєєва блискуче підтвердились: були відкриті прості речовини, утворені передбаченими ним елементами.

Однак наприкінці XIX ст. були відкриті інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe). Для них не було вільних клітинок у таблиці. Тому їх відкриття стало важким випробуванням для періодичного закону і періодичної системи елементів. Д. І. Менделєєв розмістив їх між галогенами і лужними металами, утворивши окрему групу. Так періоди набули свого логічного завершення. Все це зумовило загальне визнання періодичного закону і періодичної системи елементів.

Основними структурними одиницями системи є *періоди* і *групи*.

**Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їхніх відносних атомних мас, що починається лужним металом і закінчується інертним газом.**

- Визначте за періодичною системою хімічних елементів, які періоди є винятком із цього правила.

Всього періодів сім. З них перші три — малі періоди, оскільки кожний складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди, бо кожний складається з двох рядів хімічних елементів. Всього рядів десять. Кожний період містить певне число хімічних елементів:

- 1-й період (малий) — 2 елементи;
- 2-й період (малий) — 8 елементів;
- 3-й період (малий) — 8 елементів;
- 4-й період (великий) — 18 елементів;
- 5-й період (великий) — 18 елементів;
- 6-й період (великий) — 32 елементи;
- 7-й період (великий) — досі ще не завершений, містить 24 елементи.

**Група — це вертикальний стовпчик, у якому один під одним розміщені подібні за властивостями хімічні елементи.**

Всього груп вісім. Кожна з них поділяється на дві підгрупи: а) *головну*, до складу якої входять елементи малих періодів (типові) і великих періодів, аналогів типових елементів, і б) *побічну*, яка складається тільки з елементів великих періодів, вони є неповними аналогами типових елементів і навіть можуть дуже відрізнятися від них за властивостями. Так, сьома група складається з головної підгрупи — це підгрупа галогенів: Флуор, Хлор (типові елементи) та їхні аналоги — Бром, Іод, Астат, і побічної, до складу якої входять елементи тільки великих періодів — Манган, Технецій, Реній. Елементи головної підгрупи — активні неметали, а елементи побічної підгрупи — метали.

Розглянемо основні закономірності періодичної системи.

1. У малих періодах із зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей.

2. У великих періодах спостерігається деяка періодичність у зміні властивостей всередині самих періодів. Так, у парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів — метали. У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів: металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються.

3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані *тріади*: Ферум — Кобальт — Нікол, що утворюють *родину Феруму*, і дві інші: Рутеній — Родій — Паладій та Осмій — Іридій — Платина, що утворюють *родину платинових металів* (платиноїдів). Виділяють ще *родину лантаноїдів* (14 елементів шостого періоду) і *родину актиноїдів* (14 елементів сьомого періоду). Елементи кожної з цих родин за властивостями дуже подібні між собою.

4. У групах у міру зростання відносних атомних мас елементів їхні металічні властивості посилюються, а неметалічні послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).

5. У періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах зверху вниз і послаблення їх у

періодах зліва направо зумовлюють появу *діагональної подібності*. Так, Берилій більше подібний до Алюмінію, ніж до Магнію, Бор — до Силіцію, ніж до Алюмінію.

6. У періодах максимальна валентність елементів (формальна) у сполуках з Оксигеном зростає: у малих періодах від 1 до 8, у великих періодах — двічі, що й дало Д. І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.

7. У групах вища формальна валентність елементів за Оксигеном, як правило, відповідає номеру групи. Це справедливо для елементів головних підгруп, крім Флуору, Оксигену, Нітрогену та інертних газів. Елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність. Так, Купрум — елемент першої групи побічної підгрупи — утворює оксиди  $\text{Cu}_2\text{O}$  і  $\text{CuO}$ , де Купрум буває як одно-, так і двовалентний.

8. Елементи головних підгруп IV—VII груп можуть утворювати леткі сполуки з Гідрогеном. Формальна валентність елементів за Гідрогеном дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.

---

### Завдання для самоконтролю

11. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Назвіть найактивніші метал і неметал.

12. У якого з елементів металічні властивості виявлені сильніше:

а) Ca, Rb, Mn, Fe;

б) Bi, P, N, Sb?

13. За хімічними властивостями радіоактивний елемент Радій найбільш подібний до

(1) Цезію; (2) Барію; (3) Лантану; (4) Актинію.

14. Металічний характер властивостей елементів у ряду Mg — Ca — Sr — Ba

(1) послаблюється; (3) не змінюється;

(2) посилюється; (4) спочатку послаблюється, а далі посилюється.

15. Найслабкіші металічні властивості виявляє елемент

(1) Mg; (2) Na; (3) Al; (4) Si.

16. Хімічний елемент, що виявляє властивості як металу, так і неметалу, це

(1) Be; (2) Ca; (3) Ba; (4) N.

17. Лужному металу відповідає порядковий номер

(1) 10; (2) 11; (3) 12; (4) 13.

18. Хімічний елемент, що належить до галогенів, це  
(1) Ферум; (2) Магній; (3) Іод; (4) Неон.

19. Неметалічні властивості елементів у ряду N — P —  
As — Sb — Bi

- (1) послаблюються; (3) не змінюються;  
(2) посилюються; (4) спочатку послаблюються, а далі  
посилюються.

20. Летка воднева сполука елемента має загальну форму-  
лу  $RH_3$ . Елемент належить до групи  
(1) III; (2) IV; (3) V; (4) VI.

21. Серед зазначених нижче елементів IV періоду елемент,  
що виявляє однакові значення валентності за Гідроеном і за  
Окисеном, це

- (1) Бром; (2) Селен; (3) Арсен; (4) Германій.

22. Відносна атомна маса елемента дорівнює 31. Він утво-  
рює оксид, в якому масова частка цього елемента становить  
0,437, а масова частка Оксигену — 0,563. Формула цього  
оксиду

- (1)  $P_2O_5$ ; (2)  $P_2O_3$ ,  
а характер оксиду  
(3) основний; (4) кислотний; (5) амфотерний.

#### § 4. ФІЗИЧНИЙ ЗМІСТ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

Д. І. Менделєєв, який узагальнив великий обсяг хіміч-  
них знань, відкрив фундаментальний закон природи —  
*періодичний закон*. Проте рівень тогочасних знань не давав

АНТУАН АНРІ  
БЕККЕРЕЛЬ  
(1852—1908)

Французький фізик, член Паризької  
Академії наук (з 1889). Його наукові  
праці присвячені фотохімії, електрохімії,  
магнетизму, оптиці, електриці, метеоро-  
логії. Відкрив (1896) природну радіоак-  
тивність солей Урану, за що був удосто-  
єний Нобелівської премії (1903).  
Досліджував вбирання світла кристала-  
ми за низьких температур, фотолюмі-  
несценцію, магнітооптичні явища.





МАРІЯ СКЛОДОВСЬКА-КЮРІ  
(1867—1934)

Фізик і хімік, одна з творців учення про радіоактивність, член-кореспондент Петербурзької Академії наук (з 1907) і почесний член Академії наук СРСР (з 1926). Виявила радіоактивність Торію. Разом з Пером Кюрі відкрила Полоній і Радій. Досліджувала радіоактивне випромінювання, запропонувала термін «радіоактивність». Лауреат Нобелівської премії з фізики (1903) разом з П. Кюрі та А. Беккерелем. Добула (1910) металічний Радій і дослідила його властивості, за що була удостоєна Нобелівської премії з хімії (1911).

змоги виявити причини періодичності. Це стало можливим після відкриття будови атома.

У науці довго панувала думка, що атоми не містять простіших складових частинок, тому вони неподільні і не можуть перетворюватися на інші. Проте наприкінці ХІХ ст. було виявлено факти, які засвідчили складну будову атомів. Серед них особливу роль відіграло відкриття *радіоактивності*.

Поняття про радіоактивність. Досліджуючи солі Урану, французький фізик А. Беккерель виявив, що елемент Уран випромінює невидимі для ока промені, подібні до рентгєнівських. Його дослідями зацікавилися інші вчені. Зокрема, М. Склодовська-Кюрі встановила, що сполуки Торію Th також мають цю здатність. Разом із своїм чоловіком, французьким фізиком П. Кюрі, вона відкрила два нові елементи, названі за її пропозицією Полонієм (від лат. Polonia — Польща) і Радієм (від лат. radius — промінь), які виявилися значно потужнішими джерелами випромінювання, ніж Уран і Торій. Таку здатність деяких елементів називали *радіоактивністю*, а елементи — *радіоактивними*.

Вивчаючи природу радіоактивного випромінювання, англійський фізик Е. Резерфорд встановив, що воно неоднорідне: під дією електричного поля поділяється на три пучки, один з яких не змінює свого початкового напрямку, отже, не несе електричного заряду, — це  $\gamma$ -випроміню-



# ЕРНЕСТ РЕЗЕРФОРД (1871—1937)

Англійський фізик, один із творців учення про радіоактивність і будову атома, член-кореспондент Російської Академії наук (з 1922) і почесний член Академії наук СРСР (з 1925). Відкрив альфа- і бета-промені і визначив їхню природу (1899). Разом з Ф. Содді створив теорію радіоактивності (1903). Запропонував ядерну модель будови атома (1911). Здійснив першу штучну ядерну реакцію (1919). Передбачив існування нейтрона (1921). Лауреат Нобелівської премії (1908).

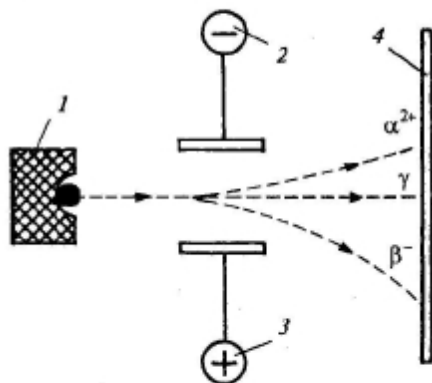


вання (електромагнітні хвилі), а два інші — відхиляються у протилежні боки до зарядів електричного поля (мал. 1). Це  $\alpha$ -проміння (ядра атомів елемента Гелію) і  $\beta$ -проміння (потік електронів).

Вивчення радіоактивності підтвердило складність будови атома.

**Будова атома.** З курсу фізики вам відомо, що в 1911 р. Е. Резерфорд, вивчаючи розсіювання  $\alpha$ -частинок, які проходять крізь тонкі металеві пластинки, запропонував схему будови атома, що дістала назву *ядерної моделі атома*. Згідно з цією моделлю атом складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що обертаються навколо

**Мал. 1.** Дія електричного поля на радіоактивне випромінювання:



1 — джерело випромінювання у свинцевому контейнері; 2 — катод; 3 — анод; 4 — екран для реєстрування випромінювання, вкритий речовиною, що може світитися під впливом якогось джерела енергії

нього. Позитивний заряд ядра нейтралізується сумарним негативним зарядом електронів, так що атом загалом електронейтральний. Маса атома та його розміри надзвичайно малі. Ще менше ядро атома. Воно у 10—100 тисяч разів менше за атом. Якби атом можна було збільшити до розмірів Землі, то його ядро мало б радіус лише 30—60 м.

Порядковий номер елемента — заряд ядра його атома. Численні експериментальні дослідження англійських учених (Е. Резерфорда, Г. Мозлі) показали, що порядковий номер хімічного елемента збігається з зарядом ядра його атома. Отже,

**|| заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.**

Так було встановлено фізичне значення порядкового номера. Він виявився дуже важливою константою, яка виражає заряд ядра. А через те, що атом загалом електронейтральний, то й число електронів, що обертаються навколо ядра, також дорівнює порядковому номеру елемента. Наприклад, порядковий номер елемента Феруму 26. Це означає, що заряд ядра його атома  $+26$ , а через те, що атом електронейтральний, то й електронів повинно бути 26, сумарний негативний заряд яких становить  $-26$  (заряд електрона — найменший негативний заряд, прийнятий за одиницю).

Відкриття фізичного значення порядкового номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. З'ясувалося, що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їхніх атомів. Дістала пояснення й удавана суперечність у системі Д. І. Менделєєва — розміщення трьох пар елементів (Телур і Іод, Аргон і Калій, Кобальт і Нікол) не в порядку зростання їхніх атомних мас, а навпаки. Виявилось, що таке розміщення відповідає зарядам ядер атомів цих елементів. Отже, суперечності немає.

На основі цього відкриття періодичний закон Д. І. Менделєєва нині формулюється так:

|| властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.

## § 5. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР. ІЗОТОПИ

Склад атомних ядер. Згідно з сучасними уявленнями, атомні ядра складаються з двох видів елементарних частинок — протонів і нейтронів, які об'єднують загальною назвою нуклони (від лат. *nucleus* — ядро). Протон (символ *p*) має заряд +1, нейтрон (символ *n*) електронейтральний (заряду не має). Число протонів у ядрі атома елемента дорівнює порядковому номеру цього елемента і визначає його місце у періодичній системі. Тому порядковий номер елемента називають протонним числом. Отже,

|| протонне число дорівнює заряду ядра атома елемента.

Маса протона майже дорівнює масі нейтрона і становить одну атомну одиницю маси (а. о. м.), що в 1836 разів більше за масу електрона. Це означає, що практично уся маса атома зосереджена в його ядрі. Загальне число протонів і нейтронів називають нуклонним числом. Нуклонне число і заряд ядра (протонне число) позначають відповідно верхнім і нижнім індексами зліва від символу елемента, наприклад  $^{23}_{11}\text{Na}$ .

|| Тип атомів із певними значеннями нуклонного і протонного чисел називається нуклідом.

Для позначення нукліда використовують назву елемента, до якої через дефіс приєднують нуклонне число, наприклад Оксиген-16, або  $^{16}\text{O}$ .

Склад атомних ядер можна визначити за допомогою періодичної системи. Знаючи, що порядковий номер (протонне число) елемента відповідає заряду ядра його атома, тобто числу протонів, і знаючи відносну атомну масу елемента, яка дорівнює сумі протонів і нейтронів,

можна обчислити число нейтронів у ядрі. Наприклад, протонне число елемента Калію дорівнює 19. Це означає, що заряд ядра його атома +19, тобто в ядрі міститься 19 протонів. Оскільки відносна атомна маса Калію становить 39, то в ядрі його атома міститься  $39 - 19 = 20$  нейтронів.

Протони і нейтрони утримуються в ядрі специфічними *ядерними силами*. Ці сили діють лише на дуже малих відстанях (не більше  $10^{-13}$  см) і досягають надзвичайної величини, яка в 100—1000 разів перевищує кулонівське відштовхування однойменно заряджених протонів. Природа ядерних сил остаточно ще не з'ясована.

**Ізотопи.** Більшість елементів, що трапляються в природі, складається з кількох нуклідів. Так, природний Оксиген, крім нуклідів  $^{16}\text{O}$ , містить ще атоми з нуклонними числами 17 і 18. Тобто в природному Оксигені є різні типи атомів, які містять у ядрі однакове число протонів (по 8), але різне число нейтронів (відповідно 8, 9, 10), через що й відрізняються між собою за атомною масою. Зазначені нукліди  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$  і є *ізотопами Оксигену*.

**Різновиди атомів певного елемента, які мають однакове протонне число, але різне нуклонне число мас, називають ізотопами** (від грец. ізос — однаковий, топос — місце).

Отже, *ізотопи* — це нукліди одного хімічного елемента, тому термін «ізотопи» вживається лише у множині (застаріле «ізотоп» і є нуклід).

Назви і символи ізотопів звичайно збігаються з назвами і символами відповідного хімічного елемента. Лише ізотопи найлегшого хімічного елемента Гідрогену з нуклонними числами 1, 2 і 3 мають власні назви і символи: протій —  $^1_1\text{H}$ ; дейтерій — D, або  $^2_1\text{H}$ ; тритій — T, або  $^3_1\text{H}$ .

Відкриття ізотопів дало змогу поглибити знання про хімічний елемент.

**Хімічний елемент — це тип атомів, що характеризується однаковим протонним числом (зарядом ядра).**

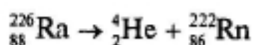
Звичайно в природі більшість хімічних елементів існує у вигляді ізотопів. Тому відносна атомна маса таких елемен-

тів визначається величинами відносних атомних мас кожного з нуклідів з урахуванням їхньої масової частки в природі. Наприклад, у природному Хлорі масова частка нукліда  $^{35}\text{Cl} \approx 75,53\%$ , а нукліда  $^{37}\text{Cl} \approx 24,47\%$  (атомних відсотків). Звідси відносна атомна маса елемента Хлору дорівнює 35,453 (округлено 35,5). Саме тому, що майже всі елементи — це суміші нуклідів, їхні відносні атомні маси не цілочислові, а дробові. Для елементів, які не мають ізотопів, наприклад Натрій, Алюміній, Фосфор, Флуор тощо, відносна атомна маса також не є цілочисловою (але наближається до неї). Це пояснюється тим, що Карбон, який береться за точку відліку відносних атомних мас інших елементів, сам складається з двох ізотопів ( $A_p = 12$  і  $A_r = 13$ ), а для визначення відносної атомної маси береться один із природних ізотопів Карбон-12.

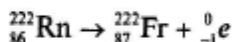
Оскільки ізотопи певного елемента мають однакове протонне число (заряд ядра), а отже, й однакове число електронів, які однаково розміщені за енергетичними рівнями, то їхні хімічні властивості також практично однакові. Тому можна говорити про хімічні властивості, наприклад Хлору, не беручи до уваги його ізотопний склад.

Ізотопи (окремі нукліди) поділяють на *стабільні* і *радіоактивні (радіонукліди)*. Стабільні нукліди мають усі «парні» елементи і більшість «непарних» з протонним числом (порядковим номером)  $\leq 83$ . Нукліди всіх елементів, розміщених у періодичній системі після Бісмуту, радіоактивні.

**Радіоактивний розпад хімічних елементів.** У процесі радіоактивного випромінювання атоми радіоактивних елементів розпадаються, перетворюючись на атоми інших елементів. Так, кожен атом Радію Ra розщеплюється на атом Гелію та атом Радону Rn. Відповідні прості речовини — гелій і радон — належать до родини інертних газів:



Радон також радіоактивний, він випромінює електрон і перетворюється на нуклід Францію-222 і т. д.:





На відміну від хімічних реакцій, під час яких атоми залишаються незмінними, у наведених рівняннях процесів радіоактивного розпаду відбувається перетворення одних атомів на інші. Такі процеси належать до *ядерних реакцій*.

Кожний радіонуклід має свою швидкість радіоактивного розпаду, яку неможливо ні збільшити, ні зменшити. Ця швидкість не залежить від конкретних чинників і характеризується *періодом піврозпаду*. Він показує, що протягом деякого часу розпадається половина первинної кількості наявного радіонукліда. В наступний такий самий проміжок часу розпадається половина залишку, тобто вдвічі менше, ще в наступний — ще вдвічі менше, ніж у попередній, і т. д. Спостерігаючи, наприклад, за зміною кількості Радону  $^{222}\text{Rn}$ , встановили, що через 3,85 доби залишається половина його початкової кількості, ще через 3,85 доби — тільки  $1/4$ , потім  $1/8$  і т. д.

**Проміжок часу, протягом якого число радіоактивних атомів даного елемента зменшується вдвічі, називають періодом піврозпаду.**

Ця величина характеризує тривалість життя елемента. Для різних радіоактивних елементів вона коливається від часток секунди до мільярдів років. Так, для Полонію  $^{218}\text{Po}$  період піврозпаду становить 3 хв, для Радію  $^{226}\text{Ra}$  — 1620 років, для Урану  $^{238}\text{U}$  — 4,5 млрд років, що можна порівняти з віком Землі, а для Торію  $^{232}\text{Th}$  — втричі більше — 14 млрд років. Зрозуміло, що аварія на Чорнобильській АЕС (1986 р.), внаслідок якої на Україну (та інші країни) звалилася майже вся таблиця Менделєєва з багатьма радіоактивними елементами, завдала нашому народу величезної шкоди.

Радіоактивне випромінювання (радіація) небезпечне тим, що воно невидиме, не має ні запаху, ні смаку, тому людина його ніяк не відчуває. Проте воно, особливо  $\gamma$ -промені, має велику проникну здатність. Проникаючи всередину живих організмів, радіація викликає йонізацію<sup>1</sup> молекул біологічної системи, руйнує клітинні мембрани,

<sup>1</sup> Йонізація — перетворення електронейтральних частинок середовища (атомів, молекул) на заряджені частинки (йони).

вважає клітини кісткового мозку тощо. А це призводить до генетичних ушкоджень, які передаються у спадок майбутнім поколінням клітин, якщо клітини не встигли загинути. У свою чергу, це призводить до порушень імунної системи, зниження опірності живого організму різним захворюванням тощо.

До недавнього часу вважали, що існує безпечний рівень, нижче за який радіація не впливає на здоров'я людини. Нині такий погляд спростовано. Тривалий вплив малих доз радіації чинить руйнівну дію на живі організми. Багато які захворювання, які раніше ніколи не пов'язувалися з рівнем радіації (грип, пневмонія, діабет, хвороби серця і нирок, параліч), насправді суттєво залежать навіть від малих доз опромінення, в тім числі й внутрішнього, що спричинюється потраплянням радіонуклідів всередину організму разом із питною водою і продуктами харчування.

Зменшити вплив радіації на здоров'я людини можна, якщо вживати таких заходів: не споживати забруднені радіонуклідами продукти харчування і питну воду, якомога частіше вживати такі продукти, які містять пектини (яблука, лимони, особливо їхня шкірка), що здатні «виводити радіацію» з організму; вживати сорбенти — речовини, здатні вбирати і виводити з організму радіонукліди; боротися з пилом, регулярно чистити одяг, взуття, мити підлогу, бо пил може містити радіоактивні елементи.

Після відкриття явища радіоактивного розпаду стало зрозуміло, що хімічні елементи не є вічними і незмінними. Вони можуть перетворюватися один на одний. Цей факт засвідчує взаємозв'язок елементів, їхню спорідненість.

---

### Завдання для самоконтролю

23. Чому протонне число є важливою константою хімічного елемента?

24. У чому полягає суть наукового обґрунтування розміщення елементів у періодичній системі після відкриття фізичного значення порядкового номера, тобто протонного числа?

25. Як побудовані атом і ядро атома?

26. Що ви знаєте про ізотопи?

27. Що таке хімічний елемент? Як пояснити існування

дробових значень відносних атомних мас елементів у періодичній системі?

28. Число протонів у ядрі нукліда Фосфору  $^{32}_{15}\text{P}$

(1) 15; (2) 17; (3) 32; (4) 47.

29. Ядро атома  $^{226}_{88}\text{Ra}$  містить

- (1) 88 протонів і 138 нейтронів;  
(2) 88 протонів і 138 електронів;  
(3) 88 електронів і 226 протонів;  
(4) 88 протонів і 226 електронів.

30. Загальне число електронів у атомі елемента з протонним числом 13 і відносною атомною масою 27

(1) 13; (2) 14; (3) 27; (4) 40.

31. Маса атома елемента дорівнює загальному числу

- (1) електронів; (3) електронів і протонів;  
(2) протонів; (4) протонів і нейтронів.

32. Протонне число елемента дорівнює загальному числу

- (1) нейтронів; (3) нейтронів і протонів;  
(2) протонів; (4) протонів і електронів.

33\*. Більше число протонів, ніж електронів, має

- (1) атом Натрію; (3) сульфід-іон;  
(2) атом Сульфуру; (4) йон натрію.

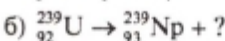
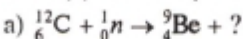
34\*. Октет електронів на зовнішньому електронному шарі має

(1) S; (2) Si; (3)  $\text{O}^{2-}$ ; (4)  $\text{Kr}^{2+}$ .

35\*. Елемент з протонним числом 114 повинен мати хімічні властивості, подібні до властивостей

- (1) Платини Pt; (3) Плюмбуму Pb;  
(2) Арсену As; (4) Меркурію Hg.

36\*. Допишіть рівняння таких ядерних реакцій:

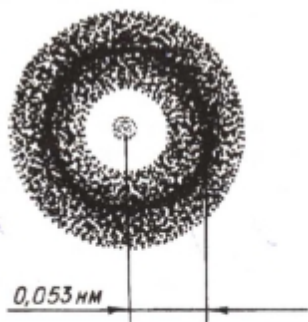


## § 6. РУХ ЕЛЕКТРОНІВ У АТОМІ

Відомо, що в атомі будь-якого елемента електрони рухаються навколо ядра з величезною швидкістю. Щоб зрозуміти стан електрона в атомі, треба врахувати подвійну природу електрона і той факт, що світ атома — це мікро-

світ<sup>1</sup>. Він не підкоряється законам, вияв яких ми звикли спостерігати в житті, тобто в умовах макросвіту. Особливістю мікросвіту атома є те, що неможливо простежити шлях, по якому рухається електрон навколо ядра, бо в нього немає траєкторії руху. Можна говорити лише про вірогідність перебування електрона в обмеженому об'ємі простору, що оточує атомне ядро.

Перебування електрона на певній відстані від ядра умовно позначають крапками. Там, де електрон перебуває частіше, розміщення крапок щільніше, там, де рідше, — менш щільне. Для атома Гідрогену, що має один електрон, характерна геометрична модель будови із сферичною симетрією (мал. 2). Це пояснюється тим, що електрон виявляє властивості і частинки, і хвилі. Рухаючись в атомі, він займає тривимірну ділянку простору навколо ядра, що називається *атомною орбіталлю*.



Мал. 2. Орбітальна модель атома Гідрогену

**Простір поблизу ядра, в якому найімовірніше перебування електрона, називається орбіталлю<sup>2</sup>.**

Цілком зрозуміло, що чітко визначити межі орбіталі неможливо, вони будуть розпливчасті. Якби на електронну орбіталь можна було подивитись, то ми не побачили б окремих крапок, в яких буває електрон, оскільки він рухається з величезною швидкістю. Для нас усі ці крапки злилися б у розпливчасту «електронну хмару».

Електрон наповнює простір навколо ядра у формі хвилі, яку можна уявити як *електронну хмару*. Негативний

<sup>1</sup> «Мікро» (від грец. малий) — частина складних слів, що означає дуже малий, найдрібніший, так само як «макро» — великий, «мега» — величезний. Наприклад, мегасвіт — це світ планет і зірок.

<sup>2</sup> Таке тлумачення орбіталі дещо спрощене. Орбіталь — поняття математичне, зміст якого впливає з хвильового рівняння Шредінгера.



заряд електрона виявляється «розмазаним» в усьому об'ємі простору навколо атомного ядра. Виходить, що ядро, у свою чергу, оточене тривимірною електронною хмарою. Густина електронної хмари як хмари електричного заряду електрона різна у різних місцях. У тих місцях, куди електрон потрапляє найчастіше, утворюється зона найбільшої електронної густини (див. мал. 2).

Крім обертання навколо ядра, електрон має ще свій власний рух — *спін*. Спрощено спін (від англ. spin — обертання) можна уявити як рух електрона навколо власної осі. Якщо два електрони мають однакові напрямки обертання, то говорять, що це електрони з *паралельними спінами*, а якщо напрямки обертання у них протилежні (один електрон обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, а інший — проти годинникової стрілки), то це електрони з *антипаралельними (протилежними) спінами*. Два електрони з протилежними спінами створюють навколо себе магнітне поле з протилежно спрямованими силовими лініями. Це забезпечує умови для взаємного притягання електронів.

На одній орбіталі може перебувати лише два електрони, які мають протилежні (антипаралельні) спіни.

Схематично атомну орбіталь позначають так:



де квадрат — це орбіталь, а стрілки — електрони з антипаралельними спінами.

Одноелектронна орбіталь зображується так:



**Характеристика орбіталей.** Якщо йдеться про ту частину електронної хмари (орбіталі), де її густина найбільша, то можна говорити про її розмір і форму. Так, залежно від величини енергії електронні хмари розрізняються за розмірами. Чим сильніше притягається електрон до ядра, тим його хмара (орбіталь) менша за розміром, але щільніша.

Орбіталі (електронні хмари) розрізняються не лише за розмірами, а й за формою. Так, єдиний електрон в атомі Гідрогену, рухаючись навколо ядра, утворює електронну



хмару сферичної форми. Орбіталі, що мають форму кулі (сфери), позначають буквою  $s$ , а електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, називають  $s$ -електронами (мал. 3).

Проте орбіталі (електронні хмари) можуть мати й іншу форму, наприклад форму гантелі (об'ємної «вісімки») або ще складнішу. Орбіталі, що мають форму гантелі, позначають буквою  $p$ , а електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають  $p$ -електронами (див. мал. 3).

Центри орбіталей збігаються з центром ядра.

$p$ -Орбіталі відрізняються одна від одної розміщенням у просторі: вони розміщуються вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат (мал. 4). Орбіталі складніших форм позначаються буквами  $d$ ,  $f$  та ін.

Електронні хмари різних форм відрізняються між собою ще й силою притягання до ядра. Так,  $s$ -електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, притягаються до ядра сильніше, ніж  $p$ -електрони, орбіталі яких мають форму гантелі, а електрони з ще складнішими формами орбіталей притягаються ще слабкіше.

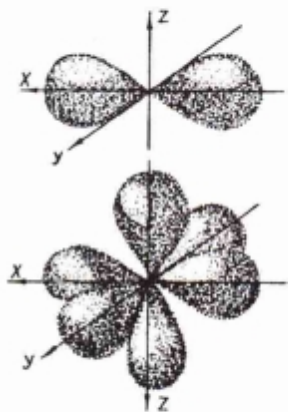
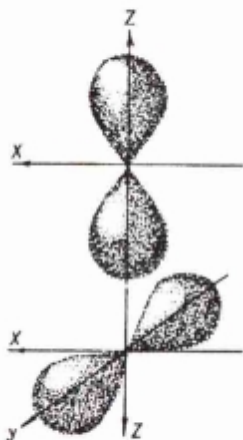


$s$



$p$

Мал. 3. Форми  $s$ - і  $p$ -орбіталей



Мал. 4. Схема взаємного розміщення  $p$ -орбіталей у просторі

## Завдання для самоконтролю

37. Як ви собі уявляєте модель руху електрона в атомі хімічного елемента?

38. Яку форму має: а)  $s$ -орбіталь; б)  $p$ -орбіталь? Намалуйте їхні моделі.

39. Накресліть три осі координат і намалуйте вздовж них три  $p$ -орбіталі.

40. Виліпіть із пластиліну модель  $s$ -орбіталі. За допомогою сірників зобразіть її розміщення відносно осей координат. Так само виготуйте моделі  $p$ -орбіталей і розмістіть їх у просторі одну відносно одної.

## § 7. БУДОВА ЕЛЕКТРОННОЇ ОБОЛОНКИ АТОМІВ

Ви вже знаєте, що загальне число електронів у атомі відповідає протонному числу, тобто порядковому номеру елемента, й утворює його електронну оболонку.

Електрони цієї оболонки мають різний запас енергії, тому одні з них сильніше притягуються до ядра і розміщуються ближче до нього, інші — слабкіше притягуються і розміщуються далі від ядра, тобто положення кожного електрона в атомі відповідає його енергетичному стану. Ось чому електрони розміщуються навколо ядра шарами — так званими *електронними шарами*.

Кожний електронний шар складається з певної кількості орбіталей певної форми. Так, перший шар складається з орбіталі одного типу — однієї  $s$ -орбіталі. Другий шар — з орбіталей двох типів —  $s$  і  $p$ . Третій шар — з орбіталей трьох типів —  $s$ ,  $p$  і  $d$ . Виходить, який номер шару, стільки є форм орбіталей, що його утворюють. Проте число орбіталей на кожному шарі різне, воно дорівнює  $n^2$ , де  $n$  — номер шару. Так, на першому шарі ( $n = 1$ ) одна орбіталь, на другому ( $n = 2$ ) — чотири, на третьому ( $n = 3$ ) — дев'ять і т. д.

Орбіталі різні за формою, і на кожній із них може перебувати не більш ніж два електрони, а значить, загальне число електронів певного електронного шару дорівнює  $2n^2$ , де  $n$  — номер шару.

Отже,

- 1-й шар складається з однієї  $s$ -орбіталі;
- 2-й шар складається з однієї  $s$ -орбіталі і трьох  $p$ -орбіталей;
- 3-й шар складається з однієї  $s$ -орбіталі, трьох  $p$ -орбіталей і п'яти  $d$ -орбіталей.

Знаючи будову електронних шарів, можна уявити структуру всієї електронної оболонки атома. Для цього необхідно знати правила заповнення електронами вільних орбіталей. Ці правила подано нижче.

1. Електрони заповнюють електронні шари у порядку послаблення притягання їх до ядра (від 1-го до наступних).

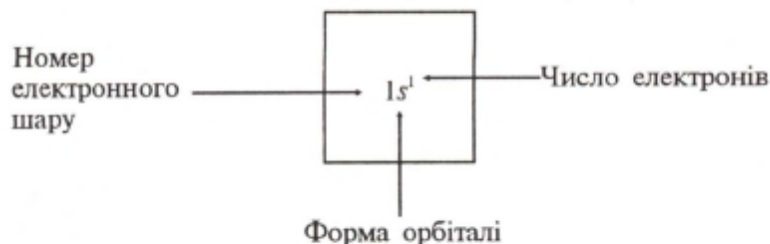
2. Заповнення електронами орбіталей кожного шару відбувається також у порядку послаблення зв'язку з ядром: спочатку заповнюються  $s$ -орбіталі, потім  $p$ -орбіталі, далі наступні.

3. На кожній орбіталі може перебувати не більш ніж два електрони.

4. Електрони заповнюють орбіталі спочатку по одному, а якщо електронів більше за число орбіталей — то по два, тоді утворюються *електронні пари*.

Розглянемо, як будуються електронні шари атомів хімічних елементів у порядку зростання зарядів їхніх ядер.

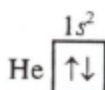
Найменший заряд має ядро атома Гідрогену  $+1$ , тому в атомі міститься 1 електрон, який розміщується на єдиній  $s$ -орбіталі першого електронного шару. Електронна формула атома Гідрогену така:



Схематично електронну будову атома Гідрогену можна подати так (див. § 6):

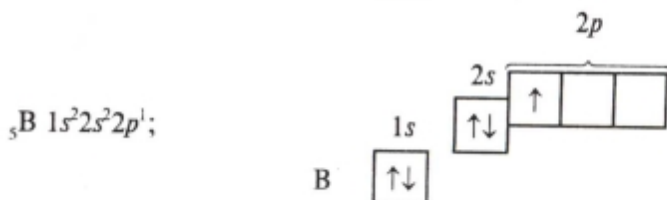
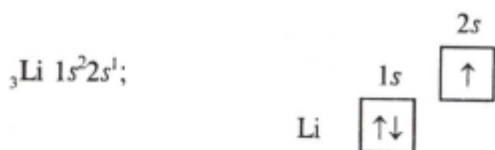


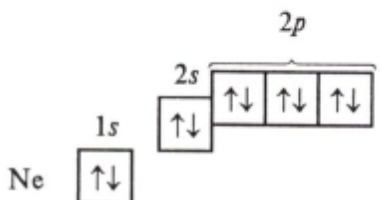
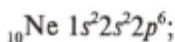
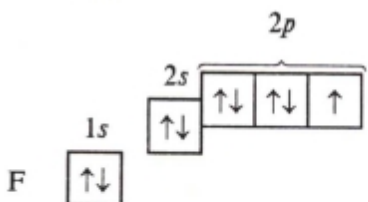
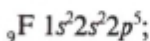
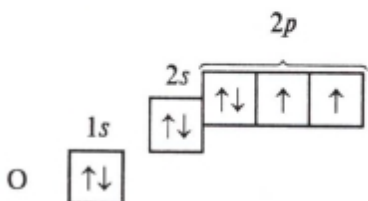
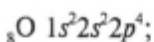
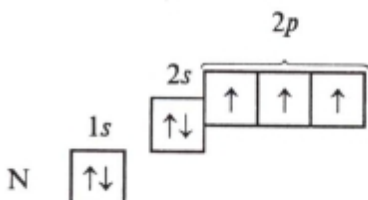
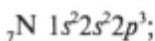
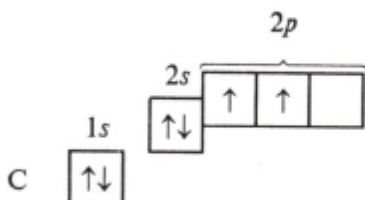
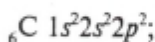
За Гідрогеном іде Гелій. Його атом містить уже два електрони на  $s$ -орбіталі першого електронного шару. Тому електронна формула атома Гелію  $1s^2$ , або, схематично,



Оскільки на першому електронному шарі може перебувати тільки два електрони, то перший шар в атомі Гелію є завершеним.

В елементів другого періоду починає будуватися другий електронний шар, на якому може перебувати не більш ніж 8 електронів (пригадайте формулу  $2n^2$ ). Запишемо електронні формули елементів другого періоду:



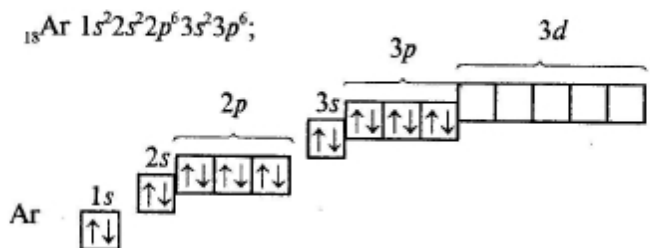
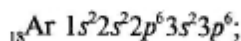
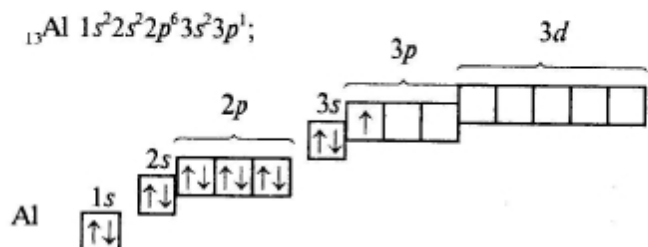
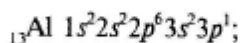
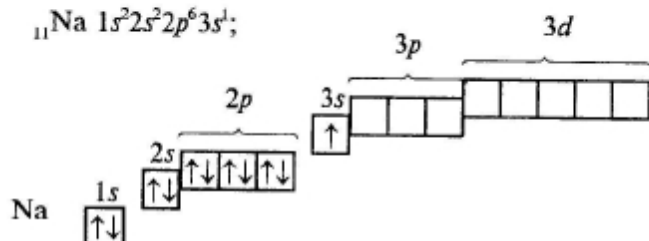
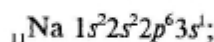


Оскільки на зовнішньому електронному шарі не може бути більш ніж 8 електронів, то другий електронний шар атома неону є завершеним.

В атомах елементів третього періоду починає формуватися третій електронний шар. Згідно з формулою  $2n^2$  на



ньому може бути 18 електронів, але повністю забудуватися у елементів малого третього періоду він не встигає:



В атомі Аргону зовнішній електронний шар містить 8 електронів, отже, він завершений. Проте забудова третього електронного шару цим не вичерпується, бо він може містити загалом 18 електронів, тобто 10 електронів на *d*-підрівні. Цей підрівень формуватиметься далі, у наступному періоді.

Записані вище електронні формули у поєднанні з графічними схемами розміщення електронів у так званих

енергетичних комірках відбивають будову електронної оболонки атома, його електронну конфігурацію.

Зв'язок електронної будови атома з положенням елемента в періодичній системі. За місцем елемента у періодичній системі можна визначити його електронну формулу. Для цього потрібно знати перелічені нижче закономірності.

1. Число електронних шарів у атомі, на яких розміщуються електрони, дорівнює номеру періода.

2. Число електронів, що розміщуються на зовнішньому шарі в елементів головних підгруп, дорівнює номеру групи. Ці електрони є валентними, тобто вони беруть участь у хімічній взаємодії.

3. В елементів побічних підгруп III—VII груп число валентних електронів також дорівнює номеру групи, але розміщуються вони як на зовнішньому, так і на передостанньому електронному шарі.

---

### Завдання для самоконтролю

41. Запишіть електронні формули атомів Mg, Si, Cl і графічно зобразіть розміщення електронів за енергетичними комірками.

42. Запишіть електронну конфігурацію атома Калію.

43. Максимальне число електронів, які можуть займати 3s-підрівень, дорівнює

(1) 1; (2) 2; (3) 6; (4) 8.

44. Максимальне число електронів, які можуть займати 2p-підрівень, дорівнює

(1) 1; (2) 2; (3) 6; (4) 8.

45. Елемент, атом якого має конфігурацію  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ , це

(1) Al; (2) Ca; (3) Cl; (4) Na.

46. Електронну конфігурацію інертного газу має

(1)  $Te^{2-}$ ; (2)  $Cu^+$ ; (3)  $Fe^{2+}$ ; (4)  $Cr^{3+}$ .

47. Число електронів у йоні хрому  $^{52}_{24}Cr^{3+}$  дорівнює

(1) 21; (2) 24; (3) 27; (4) 52.

48. Частинки  $Ne^0$ ,  $Na^+$ ,  $F^-$  мають однакове

(1) нуклонне число; (3) число електронів;  
(2) число нейтронів; (4) протонне число.

## § 8. ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ВІД ПЕРІОДИЧНОЇ ЗМІНИ ЕЛЕКТРОННИХ СТРУКТУР АТОМІВ

Ви вже довідалися, що всередині кожного періоду в міру зростання величини заряду ядер атомів елементів послідовно змінюється структура зовнішнього (інколи і передостаннього) електронного шару. Саме з цим зв'язаний перехід у періодах від елементів з металічними властивостями до елементів з неметалічними.

Властивості елементів — це ознаки, які становлять їхню відмінну особливість. Це може бути радіус їх атомів, електронегативність тощо.

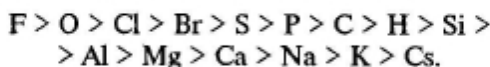
**Радіус атома.** Із зростанням зарядів ядер атомів елементів усередині періоду притягання ядром електронних оболонок посилюється — відбувається своєрідне «стискання» їх, і радіус атома зменшується. Наприклад, у разі переходу від Літію до Неону заряд ядра поступово збільшується (від 3 до 10), що зумовлює зростання сил притягання електронів до ядра; розміри атомів зменшуються. Тому на початку періоду розміщуються елементи, у яких невелике число електронів на зовнішньому електронному шарі і великий радіус атома. Зрозуміло, що електрони, які перебувають далі від ядра, слабкіше з ним зв'язані і легше відриваються від нього. Така структура характерна для атомів елементів-металів.

- Схарактеризуйте елементи, розміщені наприкінці періоду, наприклад II чи III. Яка структура їхніх атомів? До яких груп елементів вони мають належати?

**Електронегативність.** Відносна легкість відривання електронів є головною особливістю елементів з металічними властивостями. Атоми металів порівняно легко віддають електрони і не можуть приєднувати їх для побудови свого зовнішнього шару електронної оболонки. В цьому разі говорять, що для атомів металів електронегативність не характерна.

*Електронегативністю елемента називають властивість його атома притягувати до себе спільні електронні пари порівняно з іншими елементами сполуки.*

Чим вища електронегативність елемента, тим яскравіше виявлені у нього неметалічні властивості. За електронегативністю елементи розміщуються у такий ряд:



Найбільша здатність до притягування електронів властива Флуору, найменша — Цезію. У періодичній системі електронегативність елементів зростає в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору. Така закономірність пояснюється тим, що в періодах у міру зростання зарядів ядер атомів число електронів на зовнішньому шарі збільшується, радіус атомів зменшується, тому легкість відривання електронів цього шару також зменшується, а електронегативність зростає, отже, посилюються і неметалічні властивості елементів. У головних підгрупах навпаки: спостерігається зростання радіусів зверху вниз, що пояснюється збільшенням числа електронних шарів у атомах, тому легкість відривання електронів збільшується, а електронегативність зменшується, отже, посилюються металічні властивості елементів.

**Властивості інертних елементів.** Кожний період закінчується інертним елементом, властивості якого не дають змоги зарахувати його до типових неметалів. Це пояснюється тим, що атоми інертних елементів мають завершені зовнішні електронні шари, які є повними октетами (виняток — Гелій, у нього 2 електрони). Стійкістю такого октету пояснюється пасивна поведінка інертних елементів, що перебувають у формі простих речовин — інертних газів, у хімічних реакціях за звичайних умов.

**Подібність властивостей елементів.** Оскільки властивості елементів визначаються в основному будовою зовнішнього електронного шару їхніх атомів, подібність властивостей окремих елементів, що перебувають у різних періодах, пояснюється подібністю будови зовнішнього електронного шару їхніх атомів. Наприклад, близькими за властивостями є такі елементи, як Літій, Натрій, Калій. Це лужні метали, атоми яких на зовнішньому шарі мають по одному електрону. Елементи Сульфур, Селен, Телур також виявляють близькі хімічні властивості, оскільки їх атоми мають

шестиелектронний зовнішній шар: 2 електрони на *s*-підрівні і 4 — на *p*-підрівні. Отже,

**періодичне повторення властивостей хімічних елементів зумовлене періодичним повторенням структури зовнішнього електронного шару їхніх атомів.**

У межах головних підгруп властивості елементів у міру зростання протонного числа також закономірно змінюються: з одного боку, посилюється металічна активність (Барій активніший за Магній), яка виявляється у більшій легкості віддавання електронів, тобто у зменшенні електронегативності, з іншого боку, послаблюється неметалічна активність, тобто знижується здатність атомів притягувати до себе електрони. Це пояснюється збільшенням числа електронних шарів, тобто збільшенням радіусів атомів. Чим далі від ядра перебувають електрони зовнішнього шару, тим слабкіше вони утримуються ядром атома. Тому неметалічна активність, наприклад, Іоду, менша, ніж Флуору і Хлору, а Арсену — менша, ніж активність Нітрогену і Фосфору.

---

### Завдання для самоконтролю

49. Як пояснити з погляду теорії будови атома зміну властивостей елементів у періодах від металічних до неметалічних?

50. Як пояснити хімічну пасивність інертних газів?

51. У чому ви вбачаєте причину періодичності у зміні властивостей хімічних елементів?

52. Хімічні елементи H, O, F, S, P розмістіть у порядку зростання їх електронегативності.

53. Зростання атомних радіусів спостерігається в ряду елементів

(1) Na, Mg, Al, Si;                      (3) O, S, Se, Te;

(2) C, N, O, F;                         (4) I, Br, Cl, F.

54. Максимальний радіус атома має елемент

(1) Be;                                      (3) Ca;

(2) Mg;                                    (4) Ra.

55. Елементи розміщені у порядку зростання електронегативності в ряду

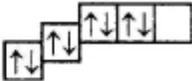
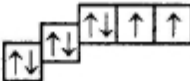


- (1) F, Cl, Br, I; (3) C, N, O, F;  
 (2) Li, Na, K, Rb; (4) O, S, Se, Te.

56. Найінтенсивніше реагуватимуть між собою

- (1) Fe і P; (3) Na і Cl<sub>2</sub>;  
 (2) Bi і Br<sub>2</sub>; (4) Au і I<sub>2</sub>.

57. Серед наведених електронних конфігурацій атома Оксигену неправильно є

- (1)  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; (2) ; (3) 

## § 9. ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

Періодичний закон Д. І. Менделєєва — один із найфундаментальніших і найзагальніших законів природи, якому підпорядковані всі хімічні елементи Всесвіту. Адже з хімічних елементів складається вся жива і нежива природа. Отже, періодичний закон — це не тільки основний закон хімії, а й основний закон природи. Його відкриття справило величезний вплив на розвиток хімії і не втратило свого значення й досі.

Наукове значення періодичного закону полягає в тому, що він озброює дослідників надійним засобом для пояснення явищ, в яких беруть участь хімічні елементи, і для передбачення нових фактів. А це є найсуттєвішою ознакою будь-якої наукової теорії.

Передбачувальна сила періодичного закону повною мірою виявилася ще за часів Д. І. Менделєєва. Він вказував на можливість існування багатьох невідомих елементів, відкриття яких продемонструвало велике прогностичне значення періодичного закону для подальших досліджень. На підставі періодичного закону Д. І. Менделєєв виправив відносні атомні маси дев'яти елементів, що були визначені неточно, і передбачив існування 12 елементів. Ці прогнози повністю підтвердилися.

Д. І. Менделєєв усвідомлював об'єктивність відкритого ним закону і вірив у його майбутнє. Він писав, що «...періодичному законові майбутнє не загрожує руйнуванням, а тільки надбудова і розвиток передбачаються». Так, Д. І. Менделєєв не вважав періодичну систему завершеною 92-м елементом (Ураном). Він передбачав можливість існування зауранових елементів. Всі вони тепер добуті штучно в результаті ядерних перетворень. Сьогодні відомо вже 110 хімічних елементів.

Велику роль відіграв періодичний закон у розвитку теорії будови атома. Вказавши на глибокий внутрішній зв'язок між елементами, він дав змогу зробити висновок, що всі атоми побудовані принципово однаково. Тому створення моделей атомів стало можливим лише після відкриття періодичного закону. В свою чергу, знання будови атома дало змогу глибше зрозуміти суть періодичного закону, пояснити причину періодичності у зміні властивостей хімічних елементів.

Періодичний закон — провідна зірка для нових відкриттів у хімії і фізиці, для пошуку і добування нових хімічних елементів, для створення речовин і матеріалів з наперед заданими потрібними властивостями. Він є тією науковою основою, яка зумовлює подальший розвиток сучасної хімії, теорії будови атома, ядерної фізики та багатьох інших наук. Ось чому добутий групою американських учених під керівництвом Г. Сіборга у 1955 р. хімічний елемент № 101 був названий ними Менделєвієм на честь великого російського вченого.

## § 10. ЖИТТЯ І ДІЯЛЬНІСТЬ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Дмитро Іванович Менделєєв народився у 1834 р. в Тобольську в родині директора гімназії. Ще гімназистом Д. І. Менделєєв виявив великий інтерес до природничих наук, а після закінчення гімназії вступив до природничо-математичного факультету Петербурзького педагогічного інституту. Закінчив інститут із золотою медаллю

і був направлений учителем природознавства у Сімферополь.

У цей час йшла Кримська війна (1853—1856), і гімназія не працювала. Д. І. Менделєєв влаштувався в архіві, а згодом переїхав до Одеси і домігся посади викладача Першої одеської гімназії при Ришельєвському ліцеї. Тут він розробив гідратну теорію розчинів, потім блискуче захистив магістерську дисертацію «Про питомі об'єми». Незабаром 23-річний Менделєєв став доцентом і здобув право читати лекції в Петербурзькому університеті. Молодий учений продовжував наукові дослідження стану і властивостей речовин. Він відбув дворічне наукове відрядження до Гейдельберзького університету (Німеччина), де досліджував властивості газів, уперше визначив критичні температури багатьох із них і довів, що за певної температури всі гази можна перетворити на рідини.

У Німеччині Д. І. Менделєєв зблизився з багатьма видатними вченими. Серед них були М. М. Бекетов, О. П. Бородин, І. М. Сеченов та інші. У 1860 р. він узяв участь у Першому Міжнародному конгресі хіміків у Карлсруе.

Повернувшись до Петербурга, Менделєєв продовжував наукову і педагогічну роботу в університеті. Після захисту у 1865 р. докторської дисертації «Про сполучення спирту з водою і розуміння розчинів як асоціацій» його було обрано професором Петербурзького технологічного інституту, а потім — університету, в якому він керував кафедрою неорганічної хімії протягом 23 років. Тут він з великою цікавістю працював над фундаментальним підручником «Основи хімії». Пристрасне бажання об'єднати розрізнені хімічні знання у певну систему породило у Менделєєва ідею пошуку спорідненості всіх хімічних елементів. Ця теоретична й експериментальна робота зумовила видатне відкриття всесвітнього значення — відкриття періодичного закону у 1869 р., коли Менделєєву було 35 років.

Одночасно Менделєєв проводив велику громадську роботу. За його ініціативою у 1868 р. було створено Російське фізико-хімічне товариство, де він вперше доповів про відкриття періодичного закону.

Теорія і практика завжди нерозривно поєднувалися в

діяльності Менделєєва. Навіть перелік питань, які вирішував учений, показує широчінь і важливість його праці. Д. І. Менделєєв багато зробив у галузі точних вимірювань, заклав основи теорії розчинів, запропонував промисловий спосіб фракційного розділення нафти, винайшов новий вид бездимного пороху, пропагував використання мінеральних добрив, зрошування посушливих земель. Він є автором фундаментальних досліджень не тільки в хімії, а й у галузях хімічної технології, фізики, метеорології, повітроплавання, метрології, сільського господарства, економіки, народної освіти тощо. Менделєєв турбувався про розумне використання корисних копалин, про економічно доцільне розміщення заводів на території держави. Д. І. Менделєєв був палким патріотом і сміливим захисником прогресивних ідей, що викликало невдоволення серед реакційних кіл Петербурзької академії наук. І хоча Д. І. Менделєєв був обраний почесним членом усіх академій світу, у себе на батьківщині його кандидатура до складу академії була забалотована, незважаючи на величезні заслуги перед наукою.

У 1890 р. під час студентських заворушень Д. І. Менделєєв підтримав студентів, виступив на їх захист, за що дістав грубу відповідь від царського міністра освіти і змушений був залишити університет. Проте його наукова і практична діяльність на цьому не припинилась. Він розробляв питання господарського розвитку країни, брав участь у складанні митних тарифів, став організатором і першим директором Головної палати мір і ваги тощо.

Багатогранна діяльність Д. І. Менделєєва була тісно зв'язана з розвитком науки, освіти та економіки України. Відомі його широкі зв'язки з багатьма передовими українськими хіміками та іншими вченими, особливо Київського і Харківського університетів. Ще у 1871 р. Д. І. Менделєєв брав активну участь у 3-му з'їзді природознавців, що відбувся у Києві.

Д. І. Менделєєв приділяв велику увагу організації вищої освіти, зокрема, брав активну участь у створенні Київського політехнічного інституту (1898 р.). У 1903 р. він був головою екзаменаційної комісії першого випуску інженерів та агрономів цього вузу.

Д. І. Менделєєв плідно працював над розвитком вугільної промисловості в Україні. Після перебування на Донбасі, де він вивчав питання видобування і транспортування кам'яного вугілля, Д. І. Менделєєв висунув нову для того часу ідею підземної газифікації вугілля, яку вперше було втілено в життя у 1937 р. у м. Горлівці.

У 1907 р. Д. І. Менделєєв помер. Тисячні юрби народу проводжали його в останню путь. Попереду траурної процесії несли періодичну таблицю хімічних елементів. В особі Менделєєва світ втратив блискучого різнобічного вченого, ідеї якого продовжують жити. Їх розвивають вчені нашої Батьківщини і закордонних країн.



## ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

## § 11. ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Атоми різних елементів, що входять до складу простих або складних речовин, утримуються разом завдяки наявності хімічного зв'язку. В утворенні *хімічного зв'язку* беруть участь кулонівські сили, носіями яких є електрони та ядра атомів. *Хімічний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.*

Уявімо собі, що два атоми Гідрогену перебувають на дуже великій відстані один від одного. Вони не взаємодіють між собою. У разі їх зближення починають діяти сили притягання між ядром одного атома та електроном іншого, а також сили відштовхування між ядрами і між електронами обох атомів. На деякій відстані сили притягання переважають сили відштовхування. При дальшому зближенні атомів, навпаки, сили відштовхування починають переважати сили притягання. Тому потенціальна енергія системи у разі зближення атомів Гідрогену спочатку знижується, а потім підвищується. Якщо ж сили притягання дорівнюють силам відштовхування, то енергія системи в цьому випадку найменша. Такий стан системи найстійкіший, він відповідає утворенню молекули. Отже, у разі утворення молекули з атомів виявляється загальна закономірність:

**|| стан системи найстійкіший тоді, коли її енергія мінімальна.**

Іншими словами, хімічний зв'язок — це взаємодія атомів (чи будь-яких інших частинок у речовині), яка зумов-

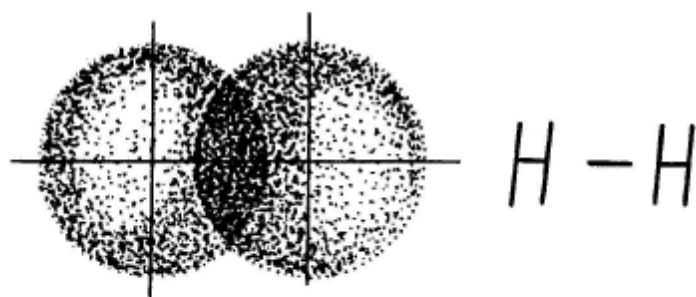
лює їхнє сполучення в молекули (або кристали). Ця взаємодія спричинює зменшення енергії утвореної молекули (кристала) порівняно з енергією поодиноких атомів, що взаємодіють. Вона ґрунтується на електростатичному притяганні різнойменно заряджених частинок і відштовхуванні однойменно заряджених частинок.

Існує кілька типів хімічного зв'язку, найважливіші з них — ковалентний та йонний.

## § 12. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

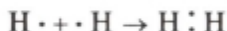
Найпростіший приклад ковалентного зв'язку — утворення молекули водню  $H_2$ . Як відомо, атом Гідрогену має один електрон. Його зовнішній (він же перший і єдиний) шар електронної оболонки є незавершеним: до завершення не вистачає одного електрона. У разі зближення двох атомів Гідрогену за рахунок сил притягання, що діють між їхніми ядрами та електронами, відбувається часткове перекривання електронних хмар. Утворюється спільна електронна пара, яка належить обом атомам Гідрогену одночасно (мал. 5). У місці перекривання виникає *підвищена електронна густина*, яка притягує до себе ядра атомів і забезпечує міцність їхнього сполучення в молекулу  $H_2$ . Запас енергії молекули водню, що складається з двох атомів, менший, ніж двох окремо взятих атомів Гідрогену.

Схему утворення хімічного зв'язку між атомами Гідрогену в молекулі можна показати, якщо неспарений елек-



Мал. 5. Схema утворення ковалентного зв'язку в молекулі водню

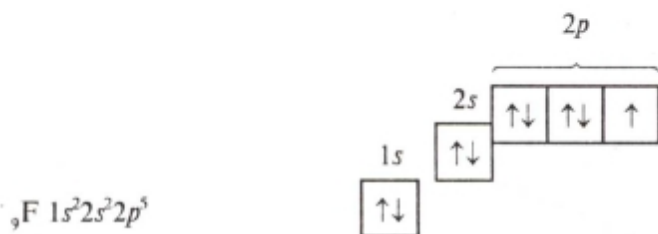
трон зовнішнього шару позначити однією точкою, а спільну електронну пару — двома, наприклад:



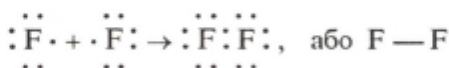
**Хімічний зв'язок, який утворюється за допомогою спільних електронних пар, називають ковалентним зв'язком.**

Спільну електронну пару, або ковалентний зв'язок, часто позначають рискою, наприклад  $\text{H} - \text{H}$ .

Розглянемо утворення молекули фтору  $\text{F}_2$ . Атом Флуору має 7 електронів на зовнішньому електронному шарі, з них — один неспарений електрон:



У разі зближення двох атомів Флуору відбувається перекривання хмар двох неспарених електронів, утворюється спільна електронна пара:

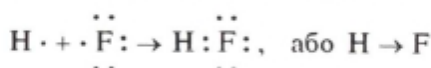


У наведеному прикладі зовнішній електронний шар кожного атома Флуору завершується до октету.

Ми розглянули ковалентний зв'язок, утворений електронами двох однакових атомів. У цьому разі спільна електронна пара (ділянка перекривання електронних хмар) розміщується симетрично відносно обох атомів. Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*. Він виникає під час взаємодії атомів неметалів одного виду, бо в них однакова електронегативність. Так, у молекулах  $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$  тощо існує неполярний ковалентний зв'язок.

Якщо атоми, що взаємодіють, мають різну електронегативність (атоми різних елементів), то спільна електронна

пара зміщується до атома з більшою електронегативністю. У цьому разі виникає *полярний* ковалентний зв'язок. Наприклад, у молекулі фтороводню HF зв'язок полярний:



У результаті зміщення електронної пари в молекулі HF (стрілка показує напрямок зміщення) молекула стає *полярною*, виникає *диполь*.

**Диполь — це система з двох зарядів, однакових за величиною і протилежних за знаком.**

Вважають, що атом, до якого зміщена електронна пара, набуває деякого негативного заряду, а атом, від якого зміщена електронна пара, — деякого позитивного заряду:

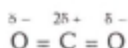


(грец. літера  $\delta$  (дельта) позначає частковий заряд, тобто менший за одиничний).

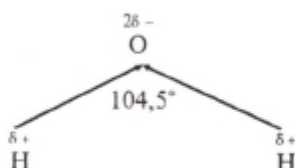
**Ковалентний зв'язок, під час утворення якого відбувається зміщення електронних пар до більш електронегативного атома, називають полярним ковалентним зв'язком.**

Полярний ковалентний зв'язок не завжди зумовлює утворення диполя.

Наприклад, у разі формування молекули оксиду карбону (IV) електронні пари зміщуються до Оксигену як до більш електронегативного елемента, але диполь не виникає, оскільки молекула симетрична, вона має лінійну будову:



Молекули води  $\text{H}_2\text{O}$ , навпаки, мають кутову будову. Полярні зв'язки O — H розміщені під кутом  $104,5^\circ$ , що спричинює несиметричність структури і полярність молекул води:



Кутові молекули сірководню  $\text{H}_2\text{S}$ , пірамідальні молекули аміаку  $\text{NH}_3$  також мають несиметричну структуру, тому вони полярні.

### Завдання для самоконтролю

58. Що таке хімічний зв'язок? За рахунок чого він виникає?  
59. Який хімічний зв'язок називається ковалентним? Які види ковалентного зв'язку ви знаєте? Відповідь обґрунтуйте прикладами.

60. В яких речовинах існує лише неполярний ковалентний зв'язок? Чому?

61. Чим подібний і чим відрізняється полярний ковалентний зв'язок від неполярного?

62. Чому молекули інертних газів, на відміну від усіх інших неметалів, у вільному стані одноатомні?

63. Напишіть електронну і структурну формули пероксиду гідрогену  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Обчисліть, скільки електронів міститься на зовнішньому електронному шарі атома Оксигену, скільки хімічних зв'язків у цій молекулі. Визначте тип кожного хімічного зв'язку.

64. Намалюйте схему перекривання: а)  $s$ -електронних хмар двох атомів; б)  $s$ -електронної хмари одного атома і  $p$ -електронної хмари іншого атома (за будь-якою з осей:  $x$ ,  $y$ ,  $z$ ).

65. Наведіть електронну конфігурацію атома Оксигену і схему розподілу електронів за орбіталями зовнішнього електронного шару атома. Скільки електронів атома Оксигену можуть брати участь в утворенні ковалентних зв'язків з атомами Гідрогену?

66. Напишіть електронні й структурні формули таких речовин:  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{NH}_3$ .

67\*. Неполярні молекули у речовини

(1)  $\text{HCl}$ ; (3)  $\text{NH}_3$ ;

(2)  $\text{CF}_4$ ; (4)  $\text{H}_2\text{S}$ .

68\*. Прикладом неполярної молекули, що містить полярний ковалентний зв'язок, є

(1)  $\text{N}_2$ ; (3)  $\text{NH}_3$ ;

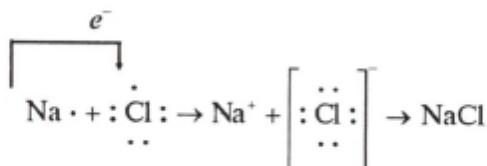
(2)  $\text{H}_2\text{O}$ ; (4)  $\text{CCl}_4$ .

### § 13. ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК

Якщо атоми елементів, що взаємодіють між собою, дуже відрізняються за своєю електронегативністю, то спільна електронна пара, яка утворює зв'язок, настільки

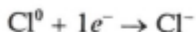
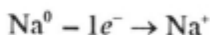


зміщується до атома з більшою електронегативністю, що практично належить тільки цьому атому. Наприклад, під час взаємодії атомів Натрію з атомами Хлору валентний електрон атома Натрію повністю переходить на зовнішній електронний шар атома Хлору, добудовуючи його до октету (восьмиелектронної структури). У цьому разі атом Хлору набуває негативного заряду  $-1$ , перетворюючись із нейтрального атома на *негативно заряджений йон*, а атом Натрію, втративши електрон, набуває позитивного заряду  $+1$ , перетворюючись із нейтрального атома на *позитивно заряджений йон*:



**Йони** — це електрично заряджені частинки речовини, що утворилися з атомів або атомних груп внаслідок втрати ними або приєднання до них електронів.

Різнойменно заряджені йони натрію  $\text{Na}^+$  і хлору  $\text{Cl}^-$ , притягуючись один до одного завдяки наявності сили електростатичного притягання, утворюють сполуку — хлорид натрію  $\text{NaCl}$ . Цей процес можна записати й у такий спосіб:



**Хімічний зв'язок, утворений за допомогою електростатичної взаємодії йонів, називають йонним зв'язком.**

Йонний зв'язок є крайнім випадком полярного ковалентного зв'язку. Сполуки, у яких існує йонний зв'язок, називають *йонними*. Всі вони у твердому стані — кристалічні речовини. У йонних кристалах електростатичне поле

кожного йона поширюється у всіх напрямках у кристалі, тому йонний зв'язок не має напрямленості.

Сполуки з йонним типом хімічного зв'язку виникають у тому разі, коли взаємодіють атоми елементів з дуже відмінною електронегативністю — атоми типового металу і типового неметалу, тобто елементи, розміщені на початку і в кінці періодів періодичної таблиці Д. І. Менделєєва. Найтипівіший йонний зв'язок виникає в солях, утворених лужними металами і галогенами.

Йонний зв'язок і неполярний ковалентний зв'язок — два крайні випадки розподілу електронної густини. Неполарному зв'язку відповідає рівномірний розподіл зв'язувальної двохелектронної хмари між однаковими атомами. Якщо зв'язок йонний, навпаки, зв'язувальна електронна хмара практично повністю належить одному з атомів.

Слід зазначити, що сполук із суто йонним зв'язком практично немає, оскільки кожний елемент має більшу чи меншу (але не нульову) електронегативність. Тому будь-який хімічний зв'язок буде певною мірою ковалентним. Ось чому у більшості сполук хімічні зв'язки виявляються проміжними між цими типами зв'язків.

---

### Завдання для самоконтролю

69. Що таке йонний зв'язок? Між якими елементами він виникає?

70. Поясніть утворення йонного зв'язку: а) у броміді калію  $\text{KBr}$ ; б) у сульфіді натрію  $\text{Na}_2\text{S}$ ; в) у нітриді кальцію  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ .

71. Серед наведених формул речовин зазначте речовини з йонними полярними і неполярними ковалентними зв'язками і поясніть їхню будову:  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ .

72. Сполукою з яскраво вираженим йонним зв'язком є

- |                           |                         |
|---------------------------|-------------------------|
| (1) $\text{CCl}_4$ (р.);  | (3) $\text{KCl}$ (тв.); |
| (2) $\text{SiO}_2$ (тв.); | (4) $\text{NH}_3$ (г.)  |

73. Яскраво виражений йонний зв'язок у пари атомів

- |                             |                             |
|-----------------------------|-----------------------------|
| (1) $\text{K} - \text{F}$ ; | (3) $\text{F} - \text{F}$ ; |
| (2) $\text{O} - \text{F}$ ; | (4) $\text{P} - \text{F}$ . |

74. Пара елементів, які під час хімічної взаємодії виявляють максимальну тенденцію до утворення сполуки з йонним зв'язком, це

- |                                |                                |
|--------------------------------|--------------------------------|
| (1) $\text{Cu}$ і $\text{F}$ ; | (3) $\text{Na}$ і $\text{F}$ ; |
| (2) $\text{C}$ і $\text{N}$ ;  | (4) $\text{Li}$ і $\text{H}$ . |

75. Найбільш полярні хімічні зв'язки в молекулах

- (1) водню; (3) хлору;  
(2) сірководню; (4) хлороводню.

76\*. Неполарними є молекули

- (1)  $\text{CH}_4$ ; (3)  $\text{H}_2\text{O}$ ;  
(2)  $\text{NH}_3$ ; (4)  $\text{HBr}$ .

77\*. Порівняйте будову йонів  $\text{Mg}^{2+}$  і  $\text{F}^-$  з будовою атома Неону. Знайдіть подібні й відмінні ознаки.

78\*. На що перетворився б атом Аргону, якби з його ядра зник один протон, а електронна оболонка залишилася без змін?

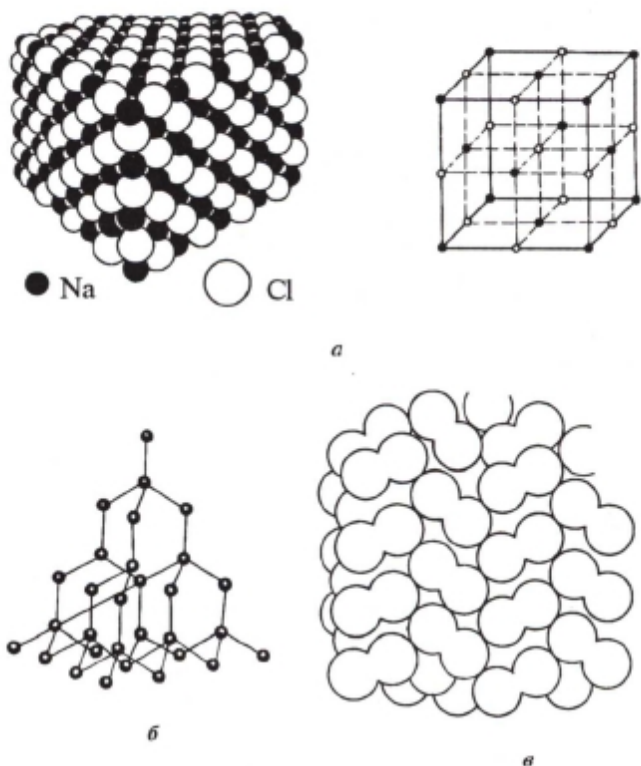
79\*. У якій з двох речовин: (1)  $\text{LiH}$ ; (2)  $\text{CsH}$  йонний тип хімічного зв'язку між атомами виражений сильніше? Чому?

## § 14. КРИСТАЛІЧНІ РЕШІТКИ

Майже всі тверді речовини мають кристалічну будову. Структуру кристалів називають *кристалічною решіткою*. Її можуть утворювати як однакові, так і різні частинки. Кристалічні решітки бувають різних типів. Залежно від природи частинок, що містяться у вузлах кристалічної решітки, і від того, які сили взаємодії між ними переважають у певному кристалі, розрізняють *йонні, атомні, молекулярні* кристалічні решітки. Відомі ще й *металічні* кристалічні решітки, їх вивчатимемо пізніше.

**Йонна кристалічна решітка.** Типовим представником сполук із йонним типом кристалічної решітки є хлорид натрію  $\text{NaCl}$ . Його кристалічна решітка утворена йонами натрію  $\text{Na}^+$  та йонами хлору  $\text{Cl}^-$ , які по чергово розміщуються у так званих вузлах решітки. Такі кристалічні решітки називають йонними (мал. 6, а). Йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$  з'єднані один з одним силами електростатичного притягання, і кристал солі є ніби єдиним цілим.

Через те що в кристалі сили притягання поширюються однаково в усіх напрямках, йони натрію і хлору у вузлах решітки сполучені дуже міцно, хоча кожний з йонів не зафіксований нерухомо (міцність йонних кристалів залежить ще й від заряду та радіуса йонів). Йони безперервно здійснюють теплові коливання навколо свого положення в решітці.



**Мал. 6.** Схематичне зображення кристалічних решіток: *a* — йонна кристалічна решітка хлориду натрію; *б* — атомна кристалічна решітка алмаза; *в* — молекулярна кристалічна решітка йоду

Однак поступальний рух їх уздовж решітки не відбувається, тому всі речовини з йонним зв'язком за кімнатної температури — тверді (кристалічні), з досить високою температурою плавлення і ще вищою — кипіння.

Молекул в йонних кристалах немає. В кристалах NaCl є тільки йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ . Лише у газоподібному стані (пара) хлорид натрію існує у вигляді молекул NaCl. Подібно до хлориду натрію майже усі солі, основні оксиди, гідроксиди складаються не з молекул, а з йонів.

Слід пам'ятати, що хімічні формули йонних сполук передають лише співвідношення позитивно і негативно заряджених йонів у кристалічній решітці. В цілому йонні

сполуки електронейтральні. Наприклад, згідно з формулою йонного кристала  $\text{Al}_2\text{O}_3$  співвідношення позитивно заряджених йонів  $\text{Al}^{3+}$  і негативно заряджених йонів  $\text{O}^{2-}$  у решітці дорівнює 2:3. Речовина електронейтральна — кожні шість позитивних зарядів ( $2\text{Al}^{3+}$ ) нейтралізуються шістьма негативними зарядами ( $3\text{O}^{2-}$ ).

Хоча реальних молекул в йонних кристалах не існує, для однаковості з ковалентними речовинами прийнято за допомогою формул  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  тощо передавати найпростіший склад умовних молекул і характеризувати йонні речовини також певними значеннями відносної молекулярної маси.

**Атомна кристалічна решітка.** У вузлах атомних кристалічних решіток містяться окремі атоми, сполучені між собою ковалентними зв'язками. Таку кристалічну решітку має алмаз (мал. 6, б). Його кристал є ніби велетенською молекулою, де кожний атом Карбону сполучений ковалентними зв'язками з чотирма сусідніми атомами Карбону, тобто з кожним із них утворює чотири спільні електронні пари. Ось чому алмаз та інші речовини, які мають атомну кристалічну решітку, характеризуються великою твердістю, дуже високими температурами плавлення і кипіння, вони практично не розчиняються в жодних розчинниках. Атомні решітки мають лише деякі речовини у твердому стані (силіцій, бор, карбід силіцію  $\text{SiC}$  та ін.).

**Молекулярна кристалічна решітка.** У вузлах молекулярних кристалічних решіток містяться молекули як неполярні, так і полярні. Наприклад, у вузлах кристалічної решітки йоду містяться молекули  $\text{I}_2$  (мал. 6, в). Сили міжмолекулярної взаємодії (сили Ван-дер-Ваальса) значно слабкіші за сили ковалентного зв'язку. Тому речовини з молекулярною кристалічною решіткою мають невелику твердість, легкоплавкі і леткі. До них належать, наприклад, йод, нафталін, бром, вода, спирт, хлор, аміак  $\text{NH}_3$ , метан  $\text{CH}_4$ .

Отже, ви переконалися, що між будовою речовини, яка визначається типом хімічного зв'язку і типом кристалічної решітки, та її властивостями існує певна залежність. А тому, якщо відома будова речовини, можна прогнозувати її властивості, і навпаки, якщо відомі властивості речовини, можна робити висновок про її будову.



## Завдання для самоконтролю

80. У чому полягає відмінність йонних, атомних і молекулярних кристалічних решіток?

81. Поясніть причину відмінності температур плавлення речовин із різним типом кристалічних решіток.

82. Як, знаючи фізичні властивості речовини, можна дійти висновку про тип її кристалічної решітки?

83. За якими ознаками можна віднести до речовин з молекулярною кристалічною решіткою: а) нафталін; б) лід?

## § 15. ВАЛЕНТНІСТЬ І СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

Валентність — одне з найважливіших понять хімії. З розвитком науки зміст цього поняття багато разів змінювався. Нині у межах електронної теорії хімічного зв'язку

**під валентністю розуміють число неспарених електронів атома в основному чи збудженому стані, що беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів.**

Величина валентності визначається числом зв'язків (як правило, ковалентних), які даний атом утворює з іншими атомами, тому вона не може мати знака (ні плюс, ні мінус).

Так, якщо атом Гідрогену утворює один зв'язок, то його валентність дорівнює 1, якщо атом Карбону утворює чотири зв'язки, то його валентність дорівнює 4.

Отже, у ковалентних сполуках атоми утворюють певне число зв'язків, тому склад ковалентних сполук залежить від числа зв'язків. Однак, як ви вже знаєте, більшість неорганічних сполук — це кристалічні речовини, які мають йонну будову. Склад йонних сполук залежить від величин зарядів йонів. Між йонними і ковалентними сполуками різкої межі немає. Тому й виникла потреба введення загальної характеристики атомів хімічних елементів, яка давала б змогу пояснювати склад як ковалентних, так і йонних сполук. Такою характеристикою є *ступінь окиснення*.

**Ступінь окиснення — це умовний заряд, якого набув би атом, якби всі електрони його хімічних зв'язків у даній сполуці змістилися до більш електронегативного атома.**

Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати додатне, від'ємне і нульове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус перед арабською цифрою зазначається над символом елемента або римською цифрою без знака у дужках після назви елемента. Наприклад:  $\text{Na}^{+1}$ ,  $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}_2^0$ , де ступені окиснення Натрію +1, Оксигену -2, Гідрогену 0; або Ферум(III), Купрум(II), Нітроген(V) тощо.

Додатні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які віддали свої електрони іншим атомам (зв'язувальна електронна хмара зміщена від них). Наприклад, атоми металів.

Від'ємні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які приєднали електрони від інших атомів (зв'язувальна електронна хмара зміщена до них). Від'ємне значення ступеня окиснення -1 завжди має Флуор у всіх сполуках.

Нульове значення ступенів окиснення мають атоми в простих речовинах, наприклад  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{F}_2$ , оскільки у них зв'язувальна електронна пара не зміщена в жоден бік, а розташована симетрично.

Під час обчислення ступенів окиснення слід пам'ятати, що:

1) алгебрична сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці має дорівнювати нулю, наприклад у хлориді феруму(III)  $\text{FeCl}_3$  сума усіх ступенів окиснення дорівнює:

$$+3 + (-1) \cdot 3 = 0;$$

2) ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю;

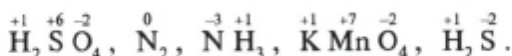
3) ступінь окиснення лужних металів завжди дорівнює +1;

4) ступінь окиснення Гідрогену в сполуках, як правило, дорівнює +1;

5) Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення -1;

6) ступінь окиснення Оксигену в сполуках, як правило, дорівнює -2.

Наприклад,



Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю навіть у тому разі, коли їхні значення збігаються. Наприклад, у хлороводні  $\text{HCl}$  ступінь окиснення Гідрогену  $+1$ , Хлору  $-1$ , і валентність того й іншого елемента  $1$ . А в молекулі азоту  $\text{N}_2$  ( $\text{N} \equiv \text{N}$ ) є три електронні пари між атомами Нітрогену, тому він тривалентний. Проте ступінь окиснення Нітрогену дорівнює нулю, оскільки спільні електронні пари розміщені симетрично й однаковою мірою належать обом атомам. Через це в усіх простих речовинах ступінь окиснення елементів дорівнює нулю.

Періодична система елементів дає змогу за місцем того чи іншого елемента в ній дізнатися про ступінь його окиснення.

**Номер групи у періодичній системі чисельно дорівнює вищому додатному ступеню окиснення хімічного елемента даної групи у сполуках з Оксигеном.**

Наприклад, для Сульфуру як елемента VI групи ступінь окиснення дорівнює  $+6$ , для Нітрогену, елемента V групи,  $+5$ , для Барію, елемента II групи,  $+2$ . На підставі теорії будови атома це легко пояснити. Адже зовнішній електронний шар атомів цих елементів містить відповідно  $6$ ,  $5$  і  $2$  валентні електрони. Під час взаємодії з більш електронегативним елементом, наприклад з Оксигеном, електрони зміщуються в бік Оксигену, а сполучені з ним елементи набувають ступеня окиснення відповідно  $+6$ ,  $+5$ ,  $+2$ . Прикладами можуть бути сполуки  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{BaO}$ .

Винятком є Флуор та Оксиген як найбільш електронегативні елементи (Флуор ніколи не виявляє додатного ступеня окиснення, а Оксиген інколи виявляє тільки у сполуках з Флуором, наприклад фторид оксигену  $\overset{+2}{\text{O}} \overset{-1}{\text{F}}_2$ , а також деякі елементи VIII групи і підгрупи Купруму з I групи.

Найвищий ступінь окиснення у сполуках з Оксигеном, що чисельно дорівнює номеру групи, виявляють елементи не лише головних підгруп, а й побічних, незважаючи на те, що на зовнішньому електронному шарі їхніх атомів найчастіше міститься 1—2 електрони незалежно від того, в якій групі вони перебувають. Наприклад, в оксиді мангану(VII)  $Mn_2O_7$  ступінь окиснення Мангану, елемента VII групи, дорівнює +7, хоча на зовнішньому електронному шарі атома Мангану містяться два електрони (ще 5 валентних електронів розміщені на передостанньому шарі).

Поняття «ступінь окиснення», хоча й є формальним, широко використовується в хімії (особливо в неорганічній) під час класифікації хімічних процесів, складання хімічних рівнянь тощо.

---

### Завдання для самоконтролю

84. Що таке ступінь окиснення? У чому виявляється його подібність і відмінність порівняно з поняттям «валентність»?

85. Визначте ступені окиснення атомів елементів у сполуках, формули яких:

- а)  $N_2$ ,  $NO_2$ ,  $NO$ ,  $N_2O_5$ ,  $N_2O$ ,  $N_2O_3$ ;
- б)  $MnSO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $Mn_2O_3$ ;
- в)  $As_2O_3$ ,  $AsH_3$ ,  $H_2$ ,  $H_2O$ ;
- г)  $Cl_2O_7$ ,  $Cl_2$ ,  $Cl_2O$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2O_5$ ,  $Cl_2O_3$ .

86. Визначте ступені окиснення атомів елементів у сполуках:

- а)  $H_2SO_4$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $MgSO_4$ ;
- б)  $HClO_4$ ,  $HPO_3$ ,  $Ba(NO_3)_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $P_2O_5$ ;
- в)  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $K_2SO_3$ ,  $Na_2SO_4$ .

87\*. Передбачте мінімальний і максимальний ступені окиснення Селену.

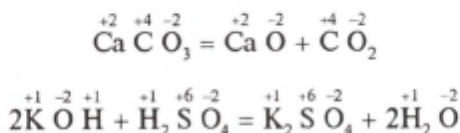
88\*. Визначте ступені окиснення атомів елементів у таких сполуках:

- $O_2$ ,  $H_2O$ ,  $H_2O_2$ ,  $OF_2$ ,  $H_2$ ,  $BaH_2$ ,  $NaH$ ,  $H_2S$ .

## § 16. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

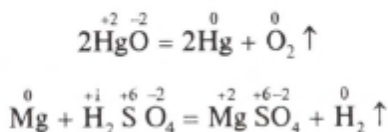
Серед різноманітних хімічних реакцій можна виділити такі, що відбуваються із зміною ступенів окиснення атомів елементів, які входять до складу реагуючих речовин. За цією ознакою усі хімічні реакції поділяються на два типи.

1. Реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин. Наприклад:



Зверніть увагу: ступені окиснення атомів кожного елемента до і після реакції залишилися без змін.

2. Реакції, що відбуваються із зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин. Наприклад:



Тут у першому рівнянні Меркурій та Оксиген, а в другому — Магній та Гідроген змінили ступені окиснення.

**Реакції, які відбуваються із зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називають окисно-відновними.**

Зміна ступенів окиснення атомів пояснюється переходом (або зміщенням) електронів від одних атомів, молекул, йонів до інших.

**Процес віддавання електронів атомом елемента називають окисненням, а процес їх приєднання — відновленням.**

У наведеному прикладі Магній до реакції мав ступінь окиснення 0 (нуль) (як завжди у простих речовинах), а після реакції +2. Отже, кожний атом Магнію віддав 2 електрони, відбувся процес окиснення. Атоми Гідрогену до реакції мали ступінь окиснення +1, а після реакції 0 (нуль). Отже, кожний атом Гідрогену приєднав по одному електрону, тобто відбувся процес відновлення.



Ці процеси можна подати такими схемами:

відновник  $\overset{0}{\text{Mg}} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{\text{Mg}}$  (процес окиснення);

окисник  $2\overset{+1}{\text{H}} + 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{0}{\text{H}} \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2}$  (процес відновлення).

**Речовини, які під час хімічної реакції віддають електрони, називаються відновниками.**

У наведеному прикладі Магній — відновник. Віддаючи електрони, він окиснюється. А атоми Гідрогену із ступенем окиснення +1 у складі сульфатної (сірчаної) кислоти приєднують електрони й, отже, відновлюються до газоподібного водню  $\text{H}_2$ .

**Речовини, які під час хімічної реакції приєднують електрони, називаються окисниками.**

Отже, окисник у процесі реакції відновлюється, а відновник — окиснюється.

У будь-якій окисно-відновній реакції завжди є речовини, що віддають і що приєднують електрони. Це означає, що процеси окиснення і відновлення завжди супроводжують один одного. *Число електронів, які віддає відновник, завжди дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.* Незалежно від того, переходять електрони від одного атома до іншого повністю чи лише частково змішуються (відтягуються), умовно говорять тільки про віддавання і приєднання електронів.

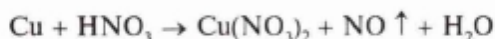
Отже, окиснення завжди супроводжується відновленням і, навпаки, відновлення завжди зв'язане з окисненням. Окисно-відновні реакції — це єдність двох протилежних процесів — окиснення і відновлення.

Коефіцієнти в окисно-відновних реакціях зручно підбирати за *методом електронного балансу*. В його основі лежить порівняння ступенів окиснення атомів у вихідних і кінцевих речовинах.

Обчислюючи коефіцієнти, слід пам'ятати, що число електронів, які віддав відновник, має дорівнювати числу електронів, які приєднав окисник.

Розглянемо метод електронного балансу на конкретно-

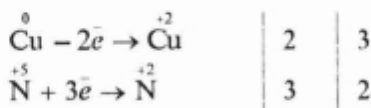
му прикладі. Припустімо, потрібно підібрати коефіцієнти у рівнянні реакції взаємодії міді з розбавленим розчином нітратної (азотної) кислоти, що відбувається за такою схемою:



1. Визначаємо, які атоми змінюють ступінь окиснення, і зазначаємо його над символами атомів елементів:



2. Записуємо електронні рівняння, зазначаючи, який елемент окиснюється, який — відновлюється і скільки при цьому віддано і приєднано електронів:

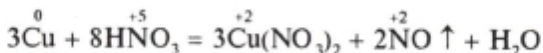


Це означає, що кожний атом Купруму із ступенем окиснення 0 (нуль) віддав два електрони і перетворився на йон  $\overset{+2}{\text{Cu}}$ , тобто мідь  $\text{Cu}$  є відновником. Під час реакції вона окиснюється.

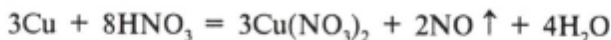
Атоми Нітрогену із ступенем окиснення +5 (у складі нітратної кислоти) приєднують кожний по три електрони, перетворюючись на  $\overset{+2}{\text{N}}$  (у складі оксиду нітрогену(II)  $\text{NO}$ ), тобто  $\overset{+5}{\text{N}}$ , точніше  $\text{HNO}_3$ , є окисником.

Число відданих і приєднаних електронів записуємо за вертикальною рисою і, щоб зрівняти, знаходимо найменше спільне кратне і ділимо на ці числа, а найчастіше просто міняємо їх місцями, дістаємо додаткові множники, які записуємо за другою вертикальною рисою. Ми знаємо, що число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник. Додаткові множники, записані після другої вертикальної риски, і будуть коефіцієнтами для відновника та окисника.

3. Проставляємо у схемі реакції ці коефіцієнти для відновника та окисника і зрівнюємо число їхніх атомів у лівій і правій частинах рівняння:



4. Методом підбирання визначаємо коефіцієнт перед формулою води. Рівняння цієї реакції набуває такого вигляду:



5. Для перевірки правильності написання рівняння слід підрахувати число атомів кожного елемента в обох частинах рівняння. Найчастіше досить буває перевірити число атомів Оксигену у лівій і правій частинах рівняння.

Окисно-відновні реакції відіграють важливу роль у природі і техніці. Вони самочинно відбуваються у природних біологічних системах: фотосинтез у рослин, процеси дихання у тварин і людини. Горіння палива, що відбувається у топках теплових електростанцій і в двигунах внутрішнього згоряння,—це також приклади окисно-відновних реакцій. За їх допомогою добувають метали, органічні й неорганічні сполуки, здійснюють очищення різних речовин, природних і стічних вод, газових викидів електростанцій, заводів тощо.

### Завдання для самоконтролю

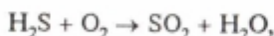
89. Які реакції відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин? Наведіть приклади.

90. Які реакції належать до окисно-відновних? Наведіть приклад, зазначте окисник і відновник.

91. Розгляньте з погляду окиснення-відновлення: 1) розклад оксиду ртуті(II) під час нагрівання; 2) добування водню дією цинку на хлоридну (соляну) кислоту. Який елемент у кожному випадку: а) окиснюється; б) відновлюється; в) є окисником; г) є відновником?

92. Напишіть рівняння окисно-відновних реакцій: а) алюмінію з киснем; б) заліза з хлором; в) натрію з сіркою. Наведіть електронні рівняння, зазначте окисник і відновник.

93. Сума коефіцієнтів у правій частині рівняння реакції, поданої схемою



дорівнює

(1) 2; (2) 4; (3) 6; (4) 8.

94. У реакції  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

(1) Гідроген у речовині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відновлюється;

(2) Гідроген у речовині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  окиснюється;

(3) Сульфур у речовині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відновлюється;

(4) Сульфур у речовині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  окиснюється.

95. Процес відновлення відбувається тоді, коли

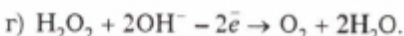
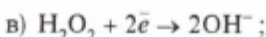
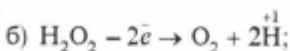
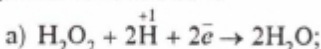
(1) нейтральні атоми перетворюються на негативно заряджені йони;

(2) нейтральні атоми перетворюються на позитивно заряджені йони;

(3) позитивний заряд йона збільшується;

(4) негативний заряд йона зменшується.

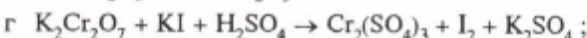
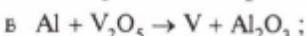
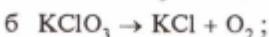
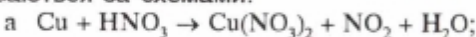
96\*. Пероксид гідрогену  $\text{H}_2\text{O}_2$  виявляє як окисні, так і відновні властивості:



Пероксид гідрогену  $\text{H}_2\text{O}_2$  виявляє себе як відновник у випадках

(1) а, б; (2) в, г; (3) а, в; (4) б, г.

97\*. Напишіть рівняння окисно-відновних реакцій, що відбуваються за схемами:



## § 17. ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИН

**Значення розчинів.** Процеси розчинення і самі розчини мають величезне значення в органічному і неорганічному (мінеральному) житті Землі, а також у науці і техніці. Досить сказати, що вода морів, океанів, річок, ґрунтові води є водними розчинами. Повітря — це розчин газів один в одному; сік рослин — також розчин. Засвоєння їжі пов'язано з розчиненням поживних речовин. Рослини засвоюють необхідні для їх росту і розвитку речовини також у вигляді розчинів. Питна вода є розчином як твердих солей, так і газів. Розчинами є наша кров, лімфа та інші важливі фізіологічні рідини організму.

Розчини використовують також у виробничих процесах. Важко назвати яку-небудь галузь промислового виробництва, де б не використовувались розчини. Так, у текстильній промисловості застосовують розчини солей, кислот, барвників; у металообробній — розчини кислот (для зняття з поверхні металів окалини та іржі); у фармацевтичній — розчинами є багато які ліки. Уся промисловість синтетичних волокон, пластмас також зв'язана з використанням розчинів. Практично жоден із процесів хімічної технології не відбувається без участі розчинів. Хімічні й фізичні дослідження також часто проводять у розчинах.

**Що таке розчин.** Якщо частинки будь-якої речовини дуже малих розмірів (молекулярних або атомних) рівномірно розподілити між частинками іншої речовини, то утвориться *однорідна система* — *розчин*. Мінеральні води (Миргородська, Трускавецька, Нафтуся, Свалява, Єсентуки, Нарзан, Боржомі та ін.) — це розчини солей у воді.



Отже, характерною ознакою розчинів є їх *однорідність*.

Розчини бувають безбарвні і забарвлені, але окремих частинок розчиненої речовини в них не видно, бо вони дуже малі. Їхні розміри становлять менш ніж  $10^{-9}$  м. Це означає, що в розчинах речовини дуже подрібнені, аж до молекул, атомів чи йонів.

Якщо ж змішати з водою глину або олію, то утворяться *каламутні суміші — зависі*.

*Зависі, в яких частинки твердої речовини розподілені в рідині, називають суспензіями.* Суміш глини з водою — це суспензія.

*Зависі, в яких частинки однієї рідини розподілені в іншій рідині, називають емульсіями.* Прикладом емульсії може бути суміш олії з водою.

Суспензії та емульсії з часом відстоюються, розподілені в них частинки або спливають, або осідають на дно. У розчинах такого не буває.

Розчин містить не менше двох компонентів<sup>1</sup>, один з яких *розчинник*, а інший — *розчинена речовина*.

*Розчинник — це компонент розчину, який перебуває у тому самому агрегатному стані, що й розчин.* Так, якщо змішати хлорид натрію (тверда речовина) і воду (рідина), утвориться рідкий розчин. У цьому випадку вода — розчинник, а хлорид натрію — розчинена речовина. Проте часто розчини утворюються речовинами, які перебувають в однакових агрегатних станах, наприклад спирт (рідина) і вода (рідина). У такому разі розчинником вважається той компонент, якого більше в системі.

Розчинювана речовина може перебувати у будь-якому агрегатному стані. Так, у воді можна розчинити цукор, а можна — й вуглекислий газ. В обох випадках утворюються однорідні рідкі системи — розчини. Крім того, у розчині може міститися кілька речовин. Типовим прикладом такого розчину є морська вода. Отже,

**розчин — це однорідна система змінного складу, що містить два або кілька компонентів.**

---

<sup>1</sup> Компонент (від лат. *componens, componentis*) — складова частина.

Ми розглядатимемо лише такі речовини, в яких розчинником є вода.

**Розчинність речовин у воді.** У воді розчиняються тверді, рідкі і газоподібні речовини. За розчинністю у воді всі речовини поділяються на три групи: а) *добре розчинні*; б) *малорозчинні*; в) *практично нерозчинні*. Останні часто називають нерозчинними речовинами (див. табл. 4). Проте слід пам'ятати, що *абсолютно нерозчинних речовин у природі немає*. Якщо занурити у воду скляну паличку або кусочок золота чи срібла, то вони у мізерно малих кількостях розчинятимуться у воді. Як відомо, вода, що була у контакті зі сріблом, убиває мікроби.

Скло, срібло, золото, а також олія, гас і чадний газ — це приклади практично нерозчинних у воді речовин. Прикладами малорозчинних у воді речовин є гіпс, кисень, азот. Багато які речовини розчиняються у воді дуже добре, наприклад цукор, спирт, їдкий натр. Отже, *розчинність насамперед залежить від природи речовини*.

Розчинність більшості твердих речовин залежить і від *температури*; з підвищенням температури вона, як правило, зростає.

Розчинність газів зростає із зниженням температури і підвищенням тиску.

Розчинність більшості речовин не безмежна. Наприклад, за температури 20 °С у воді об'ємом 1 л може розчинитися цукор масою 2 000 г, сульфат купруму(II) — масою 207 г, а сульфат кальцію — масою 2 г.

**Розчин, у якому дана речовина за певної температури більше не розчиняється, називають насиченим, а розчин, у якому ще може розчинятися ця речовина, — ненасиченим.**

Розчини бувають концентровані і розбавлені. Якщо в певному об'ємі розчину міститься мало розчиненої речовини, то такий розчин називають *розбавленим*, а якщо багато — *концентрованим*. Проте зовсім не обов'язково, щоб концентрований розчин був насиченим, а розбавлений — ненасиченим. Так, якщо в 1 л розчину міститься 1 кг цукру, то зрозуміло, що такий розчин дуже концентрований. Однак розчинність цукру така висока, що він може у цьому розчині розчинятися ще, тому цей розчин є ненаси-

Таблиця 4. Розчинність кислот, основ і солей у воді

Аніони	Катіони																		
	H <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	М
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка: Р — розчиняється, М — мало розчиняється, Н — практично не розчиняється, риска — сполука розкладається водою або не існує.

ченим. Або якщо в 1 л розчину міститься всього  $15 \cdot 10^{-5}$  г хлориду аргентуму  $\text{AgCl}$  і більше розчинитися не може, то даний розчин через погану розчинність  $\text{AgCl}$  уже буде насиченим, але дуже розбавленим, бо розчиненої речовини в розчині міститься надто мало.

**Суть процесу розчинення.** Якщо, наприклад, кухонну сіль або цукор помістити у воду, то легко помітити, як маса твердої речовини поступово зменшується — відбувається її розчинення. У процесі розчинення молекули води руйнують кристали розчинюваної речовини. Це руйнування відбувається на поверхні стикання кристала з розчинником (водою). Чим більша площа цієї поверхні, тим швидше руйнуються кристали. Відбувається самочинний розподіл частинок однієї речовини між частинками іншої речовини внаслідок дифузії, що й веде до утворення розчину. Для поліпшення контакту речовини з розчинником збільшують площу поверхні їх стикання. Для цього речовини подрібнюють і перемішують.

Проте розчин не можна розглядати тільки як суміш частинок розчинника і розчинюваної речовини, бо властивості їх у загальній системі розчину змінюються. Так, об'єм розчину здебільшого не дорівнює сумі об'ємів розчинника і розчинюваної речовини. Крім того, розчинення часто супроводжується виділенням або поглинанням теплоти. Якщо, наприклад, помістити у склянку з холодною водою кристали аміачної селітри  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  і поставити склянку на вологий картон, то він примерзне до склянки, оскільки температура розчину падає нижче  $0^\circ\text{C}$ . А якщо у воді розчиняти сульфатну (сірчану) кислоту, то розчин дуже розігріється і може навіть закипіти. Причиною таких явищ є різні фізичні й хімічні процеси, що відбуваються під час розчинення. Проте якщо випарити з розчину солі воду, то можна знову добути сіль, причому у тій самій кількості, що й до розчинення.

Отже,

**розчинення — це складний фізико-хімічний процес, під час якого відбувається взаємодія між частинками розчинника і розчинюваної речовини.**

Тепер можемо уточнити й визначення розчину.



**Розчин** — це однорідна система змінного складу, що містить розчинювану речовину, розчинник та продукти їхньої взаємодії.

**Поняття про кристалогідрати.** Якщо розчинник — вода, то продукти приєднання молекул води до частинок розчинюваної речовини називають *гідратами*, а процес їх утворення — *гідратацією*. Гідрати — нестійкі сполуки, і внаслідок випарювання води з розчину вони легко руйнуються. Проте окремі гідрати можуть утримувати воду навіть у твердому кристалічному стані, 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,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — глауберова сіль. Такі речовини називають *кристалогідратами*.

### Завдання для самоконтролю

98. Що таке розчин? Чим слід вважати розчини — механічними сумішами чи хімічними сполуками?

99. У чому полягає суть процесу розчинення? Чому він відбувається іноді з поглинанням, а іноді з виділенням теплоти?

100. Від чого залежить розчинність у воді твердих речовин і газів?

101. На розчинність  $\text{CO}_2$  у воді не впливає

- |                  |                                     |
|------------------|-------------------------------------|
| (1) тиск;        | (3) швидкість пропускання газу;     |
| (2) температура; | (4) хімічна взаємодія газу з водою. |

102. У лабораторних умовах розчинник можна відокремити від розчинюваної речовини

- |                  |                    |
|------------------|--------------------|
| (1) декантацією; | (3) фільтруванням; |
| (2) відгонкою;   | (4) відстоюванням. |

## § 18. МАСОВА ЧАСТКА РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ

Працюючи з розчинами, важливо знати, скільки розчиненої речовини в них міститься, тобто знати кількісний склад розчинів.

Склад розчину можна передати двома способами: концентрацією (поки що не вивчаємо) і часткою розчиненої речовини (масовою або об'ємною).



**Масова частка розчиненої речовини** — це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

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

де  $m$  (речовини) — маса розчиненої речовини;  $m$  (розчину) — маса розчину;  $W$  (дубль-ве) — масова частка розчиненої речовини.

Оскільки ця величина (масова частка розчиненої речовини) є відношенням однотипних величин (маси до маси), то формально вона не має своєї одиниці. Масова частка розчиненої речовини виражається у частках одиниці або у відсотках ( $\frac{1}{100} = 0,01 = 1\%$ ). Наприклад, є два розчини

хлориду натрію  $\text{NaCl}$  масою по 100 г кожний. У першому міститься 5 г  $\text{NaCl}$ , у другому — 20 г  $\text{NaCl}$ . Отже, масова частка солі в першому розчині дорівнює  $5 \text{ г} : 100 \text{ г} = 0,05$  (5%), а в другому —  $20 \text{ г} : 100 \text{ г} = 0,2$  (20%). Якщо масова частка розчиненої речовини, наприклад сульфатної (сірчаної) кислоти, становить 10%, то це означає, що в кожних 100 г розчину міститься 10 г сульфатної кислоти і  $100 \text{ г} - 10 \text{ г} = 90 \text{ г}$  води. Отже, масова частка розчиненої речовини показує, яку частку від загальної маси розчину становить маса даної речовини.

Масова частка є зручною характеристикою розчину, оскільки за її допомогою можна легко визначити масу розчиненої речовини в розчині і масу розчинника. Такі дані, зокрема, необхідні для приготування розчинів.

Нижче наведено приклади розрахунків з використанням масової частки розчиненої речовини.

**Приклад 1.** У 100 г води при  $20^\circ\text{C}$  розчинено 15,6 г нітрату калію  $\text{KNO}_3$ . Визначити масову частку нітрату калію в цьому розчині.

Розв'язування

$$\begin{array}{l} \text{Дано: } m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г} \\ m(\text{KNO}_3) = 15,6 \text{ г} \end{array}$$

---


$$W(\text{KNO}_3) = ?$$

Маса розчину  $m$  складається з маси розчинника  $m$  ( $\text{H}_2\text{O}$ ) і маси розчиненої речовини  $m$  ( $\text{KNO}_3$ ):

$$m(\text{розчину}) = 100 \text{ г} (\text{H}_2\text{O}) + 15,6 \text{ г} (\text{KNO}_3) = 115,6 \text{ г};$$

$$W(\text{KNO}_3) = \frac{15,6 \text{ г}}{115,6 \text{ г}} \approx 0,135, \text{ або } 13,5\%.$$

*Відповідь.* Масова частка нітрату калію  $\text{KNO}_3$  у розчині становить 0,135, або 13,5%.

**Приклад 2.** Яку масу хлориду натрію  $\text{NaCl}$  і води треба взяти для приготування розчину масою 1 кг з масовою часткою розчиненої речовини 5%?

Розв'язування

Дано: $m(\text{розчину}) = 1 \text{ кг} = 1000 \text{ г}$	
$W(\text{NaCl}) = 5\% = 0,05$	
<hr/>	
$m(\text{NaCl}) \text{ — ? } m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$	

1. Обчислюємо масу солі  $\text{NaCl}$ , яку треба взяти.

*Варіант 1*

$$W = \frac{m_1}{m_2}; \quad m_1 = Wm_2;$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,05 \cdot 1000 \text{ г} = 50 \text{ г}.$$

*Варіант 2*

5%-й розчин означає, що у кожних 100 г розчину міститься 5 г розчиненої речовини, отже:

100 г розчину містить 5 г  $\text{NaCl}$ ;

1000 г розчину —  $x$  г  $\text{NaCl}$ ;

$$100 \text{ г} : 1000 \text{ г} = 5 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = \frac{1000 \text{ г} \cdot 5 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 50 \text{ г} (\text{NaCl}).$$

2. Обчислюємо масу води, яку треба взяти:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 50 \text{ г} = 950 \text{ г}.$$

*Відповідь.* Для приготування 1 кг розчину з масовою часткою хлориду натрію  $\text{NaCl}$  5% треба взяти 50 г солі і 950 г води.

**Приклад 3.** Визначити масу хлориду натрію, яку потрібно розчинити у воді, щоб добути 100 см<sup>3</sup> розчину з масовою часткою NaCl 20%. Густина розчину  $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ .

Розв'язування

$$\left. \begin{array}{l} \text{Дано: } V(\text{розчину}) = 100 \text{ см}^3 \\ W(\text{NaCl}) = 20\% = 0,2 \\ \rho = 1,15 \text{ г/см}^3 \end{array} \right|$$


---


$$m(\text{NaCl}) \text{ — ?}$$

Густина розчину (символ  $\rho$ , читається «ро») — величина, що дорівнює відношенню маси розчину до його об'єму:

$$\rho = \frac{m(\text{розчину})}{V(\text{розчину})}$$

Одиниця густини — кілограм на кубічний метр (кг/м<sup>3</sup>) або грам на кубічний сантиметр (г/см<sup>3</sup>, г/мл<sup>1</sup>).

1. Обчислюємо масу розчину, який треба приготувати:

$$m = V \cdot \rho;$$

$$m(\text{розчину}) = 100 \text{ см}^3 \cdot 1,15 \text{ г/см}^3 = 115 \text{ г.}$$

2. Обчислюємо масу хлориду натрію.

$$3 \text{ відношення } W = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \text{ виходить, що}$$

$$m(\text{NaCl}) = m(\text{розчину}) \cdot W(\text{речовини});$$

$$m(\text{NaCl}) = 115 \text{ г} \cdot 0,2 = 23 \text{ г.}$$

**Відповідь.** Щоб приготувати 100 см<sup>3</sup> розчину з масовою часткою NaCl 20%, треба взяти 23 г хлориду натрію.

**Приклад 4.** Визначити масу глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , яка потрібна для приготування 300 г розчину з масовою часткою сульфату натрію 8%.

Розв'язування

$$\left. \begin{array}{l} \text{Дано: } m(\text{розчину}) = 300 \text{ г} \\ W(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 8\% = 0,08 \end{array} \right|$$


---


$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

1. Обчислюємо масу безводного сульфату натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , необхідного для приготування розчину масою 300 г:

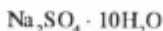
$$m(\text{речовини}) = m(\text{розчину}) \cdot W(\text{речовини});$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 300 \text{ г} \cdot 0,08 = 24 \text{ г.}$$

2. Обчислюємо масу кристалогідрату (глауберової солі), в якому міститься 24 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

<sup>1</sup> Назва одиниці об'єму мілілітр (мл) — це спеціальна назва кубічного сантиметра (см<sup>3</sup>).

Варіант 1



$$M = \frac{46 + 32 + 64}{142} + \frac{10(2 + 16)}{180} = 322 \text{ г/моль};$$

$$\nu = 1 \text{ моль}; \quad m = M \cdot \nu;$$

$$m = 322 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 322 \text{ г.}$$

У 322 г ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) міститься 142 г ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ );

в  $x$  г ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) міститься 24 г ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

$$322 : x = 142 : 24, \text{ звідки}$$

$$x = \frac{322 \text{ г} \cdot 24 \text{ г}}{142 \text{ г}} = 54,4 \text{ г } (\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}).$$

Варіант 2

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{24 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,169 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4);$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,169 \text{ моль};$$

$$m = M \cdot \nu;$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль} \cdot 0,169 \text{ моль} = 54,4 \text{ г.}$$

**Відповідь.** Для приготування 300 г розчину з масовою часткою сульфату натрію 8% потрібно взяти 54,5 г глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

---

Завдання для самоконтролю

103. У 110 г води розчинили 15 г солі. Масова частка солі у розчині становить

- (1) 1,5%; (3) 6%;  
(2) 3%; (4) 12%.

104. Для приготування 500 г 3%-го розчину треба взяти солі

- (1) 3 г; (3) 15 г;  
(2) 5 г; (4) 100 г.

105. Обчислити маси кухонної солі і води, потрібні для приготування 10 кг розчину з масовою часткою  $\text{NaCl}$  0,02.

106. Розчинність  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  при 20 °С становить 218 г у 1000 мл води. Масова частка речовини у насиченому розчині дорівнює

- (1) 8,7%; (3) 17,8%;  
(2) 10,6%; (4) 21,8%.

107\*. Визначити масу гідроксиду натрію, яку треба взяти для приготування 200 мл розчину з масовою часткою  $\text{NaOH}$  30% (густина розчину дорівнює 1,33 г/мл).

108\*. У 120 г води розчинили 10,5 г залізного купоросу  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Обчислити масову частку сульфату феруму(II) у добутому розчині.

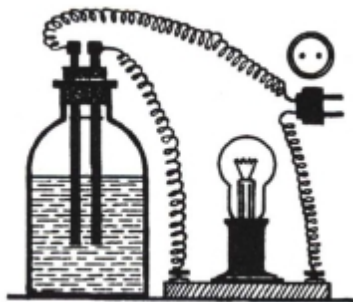
109\*. У 600 г води розчинили аміак  $\text{NH}_3$  об'ємом 448 л (н. у.). Визначити масову частку аміаку  $\text{NH}_3$  в одержаному розчині.

## § 19. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

**Електроліти і неелектроліти.** На межі XVIII і XIX століть, коли для дослідження властивостей речовин почали застосовувати електричний струм, звернули увагу на те, що одні речовини, перебуваючи у водному розчині, проводять електричний струм, а інші його не проводять. Переконуємось у цьому на досліді (мал. 7).

Якщо занурити електроди (вугляні стержні) у дистильовану воду, лампочка приладу, зображеного на малюнку, світитись не буде. Отже, вода електричного струму не проводить, коло залишається розімкненим. Такий самий результат дістанемо, якщо електроди зануримо у суху кухонну сіль. Отже, кристалічна сіль також не проводить електричного струму. Якщо ж електроди занурити у водний розчин солі  $\text{NaCl}$ , то лампочка яскраво засвітиться, бо водний розчин солі на відміну від сухої солі і води добре проводить електричний струм.

Так само, як кухонна сіль, поведуть себе й інші солі, луги, кислоти. Узяті окремо, вони не проводять електричного струму, а їхні водні розчини виявляють електричну провідність. Розплави цих речовин, так само як і водні розчини, теж проводять електричний струм.



Мал. 7. Прилад для дослідження електропровідності рідин

**Речовини, водні розчини або розплави яких проводять електричний струм, називаються електролітами.**



До електролітів належать солі, кислоти, луги.

**Речовини, водні розчини або розплави яких не проводять електричного струму, називаються неелектролітами.**

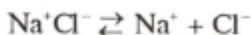
Прикладами неелектролітів можуть бути цукор, спирт, ацетон, гліцерин.

Поділ речовин на електроліти і неелектроліти вперше запропонував англійський учений М. Фарадей.

У чому ж причина різної поведінки речовин у водних розчинах або у розплавах?

**Процес дисоціації.** Електрична провідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них позитивно і негативно заряджених іонів, які утворюються з молекул або кристалів речовин під впливом води.

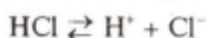
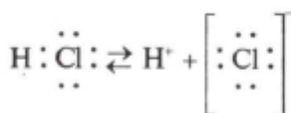
Якщо у воді розчинити кристали кухонної солі  $\text{NaCl}$  (йонна кристалічна решітка), то полярні молекули води — диполі — орієнтуватимуться до позитивно заряджених іонів своїми негативними полюсами, а до негативно заряджених іонів решітки — позитивними (мал. 8, а). Між йонами кристала солі і диполями води нарастають сили електростатичного притягання, виникають своєрідні зв'язки — відбувається гідратація іонів. Врешті-решт руйнуються йонні кристалічні решітки з утворенням окремих іонів, оточених диполями води, через що їх називають *гідратованими йонами*. Скорочено (без урахування гідратації іонів) процес дисоціації можна подати так:



У ковалентних сполуках іонів немає. Як же відбувається дисоціація таких сполук, наприклад хлороводню  $\text{HCl}$ , розчин якого є хлоридною (соляною) кислотою? Під час розчинення хлороводню у воді відбувається гідратація молекул  $\text{HCl}$  (мал. 8, б), внаслідок чого поляризується ковалентний зв'язок всередині молекули. Спільна електронна пара повністю переходить до атома Хлору, який взаємодіє з молекулами води і перетворюється на гідратований іон  $\text{Cl}^-$ . Розривання зв'язку в молекулі  $\text{HCl}$  можна подати так:

**МАЙКЛ ФАРАДЕЙ**  
(1791—1867)

Англійський учений. Його дослідження і відкриття стосуються фізики (електрика, магнетизм, зрідження газів), проте вони залишили глибокий слід і в хімії. М. Фарадей виявив хімічну дію електричного струму, відкрив закони електролізу (1833—1834), пізніше названі його ім'ям, і тим самим започаткував електрохімію, розробив для неї термінологію, яка збереглася до нині (електроліт, неелектроліт). Відкрив гексахлоретан (1821) і бензол (1825).

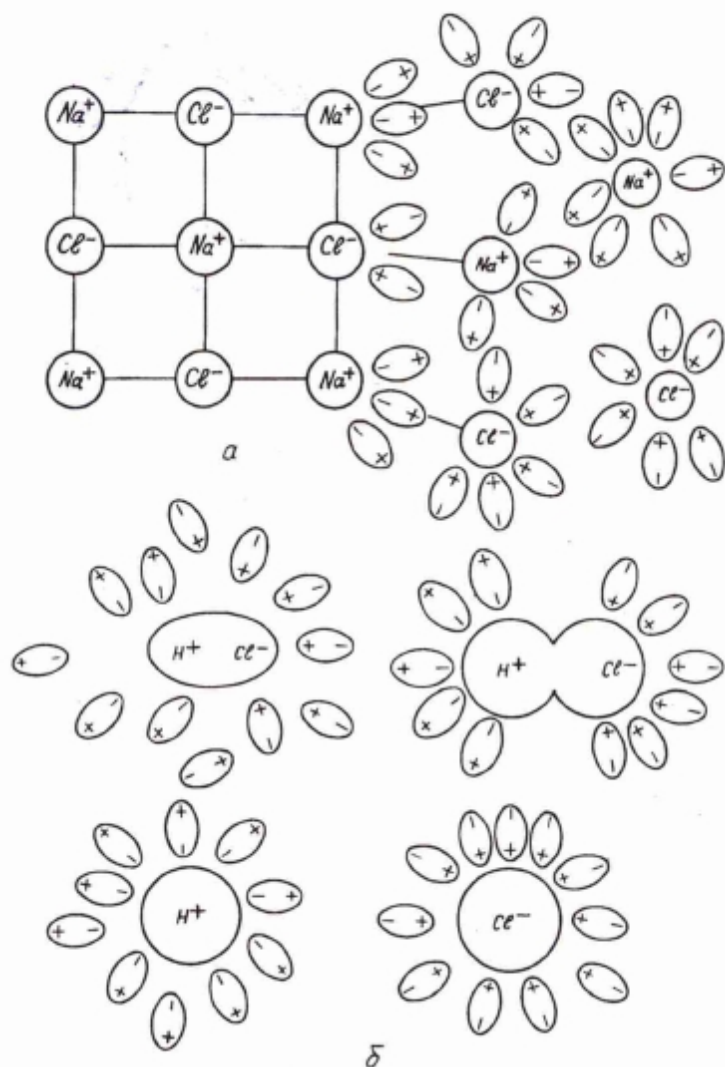


Якщо ж у молекулі розчинюваної речовини є ковалентні неполярні зв'язки, то йонів у розчині не буде, оскільки неполярні молекули не притягуватимуть диполі води. В основному ковалентними неполярними зв'язками сполучені атоми в молекулах більшості органічних речовин, тому вони, як правило, є неелектролітами.

Отже, електролітами можуть бути тільки речовини з йонним і полярним ковалентним типом хімічного зв'язку. Крім того, молекули розчинника також повинні бути полярними. Лише за таких умов можна очікувати розщеплення молекул або кристалів речовини на йони.

**Розщеплення електроліту на йони у водному розчині або в розплаві називають електролітичною дисоціацією.**

Електроліти дисоціюють на йони не лише під час розчинення у воді, а й під час розплавляння, коли під впли-



**Мал. 8.** Схема дисоціації речовин у водному розчині:  
 а — з йонним типом хімічного зв'язку ( $NaCl$ ); б — з ковалентним типом хімічного зв'язку ( $HCl$ )

вом теплового руху сили зв'язку між частинками послаблюються.

Процес електролітичної дисоціації оборотний. Якщо

розчин електроліту упарити, то можна дістати той самий електроліт такої ж самої маси, що й до розчинення, бо відбувається зворотний процес, коли різнойменні йони притягуються один до одного. Ось чому в рівняннях реакцій електролітичної дисоціації замість знака дорівнює ставлять спрямовані у протилежні боки стрілки.

### Завдання для самоконтролю

110. Які речовини називаються електролітами? Речовини яких класів належать до електролітів?

111. Чому електроліти не дисоціюють у такому розчиннику, як бензин?

112. Що таке неелектроліти? Чому вони не дисоціюють у воді?

113. У чому полягає відмінність електролітів і неелектролітів за типом хімічного зв'язку і поведінкою у розчині?

114. Чому речовини з неполярними молекулами не можуть бути електролітами?

115. Сформулюйте визначення електролітичної дисоціації. Яка роль води у цьому процесі?

116. Серед названих речовин і сумішей електричний струм проводить

- (1) зріджений хлороводень;
- (2) водний розчин хлороводню;
- (3) розплав гідроксиду натрію;
- (4) водний розчин броміду калію.

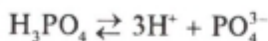
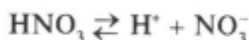
117. Поміркуйте про електричну провідність води: а) водопровідної або колодязної; б) дистильованої; в) дощової. Чим пояснюється електрична провідність однієї з них? Якої саме?

### § 20. ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

Дисоціацію електролітів у розчині вперше пояснив шведський учений С. Арреніус у 1887 р.

**Дисоціація кислот.** Під час дисоціації кислот завжди утворюються йони гідрогену  $H^+$ , точніше гідратовані йони гідрогену  $H^+ \cdot H_2O$ , або  $H_3O^+$ , які називають *йонами гідро-*

кислоті. Вони зумовлюють найважливіші властивості кислот (кислий смак, дію на індикатори, взаємодію з основами тощо):

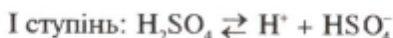


Інші позитивно заряджені йони, крім йонів гідрогену, під час дисоціації кислот не утворюються. Отже, можна дати таке визначення кислот:

**кислоти — це електроліти, під час дисоціації яких у водних розчинах утворюються йони тільки одного типу — гідратовані йони гідрогену.**

Число йонів гідрогену, які утворюються під час розщеплення однієї молекули кислоти, визначає її *основність*. Так,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  — одноосновні кислоти,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — двоосновні,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — триосновна кислота.

Двох- і багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, тобто поступово відщеплюють йони гідрогену. Наприклад, процес дисоціації сульфатної кислоти відбувається так:



- Напишіть рівняння ступінчастої дисоціації сульфитної і сульфідної кислот.

За першим ступенем дисоціація відбувається більшою мірою. Так, аналіз водного розчину сульфитної кислоти показує, що в ньому поряд з недисоційованими молекулами кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_3$  та йонами гідрогену  $\text{H}^+$  є йони  $\text{HSO}_3^-$  і  $\text{SO}_3^{2-}$ , причому кількість йонів  $\text{HSO}_3^-$  значно більша, ніж йонів  $\text{SO}_3^{2-}$ .

**Дисоціація основ.** Під час дисоціації основ утворюються гідроксид-йони  $\text{OH}^-$ , наявність яких зумовлює основні властивості (зміну забарвлення індикатора, взаємодію з кислотами тощо). Наприклад, процес дисоціації гідроксиду натрію можна подати так:



**СВАНТЕ АВГУСТ  
АРРЕНІУС  
(1859—1927)**



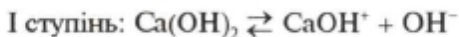
Шведський фізик і хімік, член-кореспондент Петербурзької Академії наук (з 1903) і почесний член Академії наук СРСР (з 1925). Автор теорії електролітичної дисоціації. Працював у галузі хімічної кінетики, астрономії, астрофізики, біології. Лауреат Нобелівської премії (1903).



Інші негативно заряджені йони, крім гідроксид-іонів, під час дисоціації основ не утворюються. Отже,

**основи — це електроліти, під час дисоціації яких у водних розчинах утворюються йони тільки одного типу — гідроксид-іони.**

Основи, до складу яких входить кілька гідроксид-іонів, також дисоціюють ступінчасто, тобто поступово відщеплюють гідроксид-іони. Наприклад, процес дисоціації гідроксиду кальцію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  відбувається так:



*Лабораторна робота I*

**Виявлення йонів гідрогену  
та гідроксид-іонів у розчині**

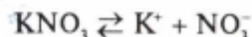
Пам'ятайте! З розчинами кислот і лугів треба поводитися обережно.

**Дослід 1.** У три пробірки налейте по 3 мл розбавленого розчину хлоридної кислоти. В одну з них додайте 2—3 краплі розчину нейтрального лакмусу, у другу — стільки само фенолфталеїну, а в третю — метилового оранжевого. Що спостері-

гається? Чому? Який індикатор не можна використовувати для виявлення йонів гідрогену в розчині? Чому?

**Дослід 2.** Проробіть таку саму роботу з розчином їдкого натру. Що спостерігається? Чому? Які індикатори найкраще використовувати для виявлення гідроксид-іонів у розчині?

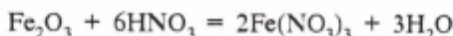
**Дисоціація солей.** Під впливом води кристали солей розщеплюються на позитивно заряджені йони металів і негативно заряджені йони кислотних залишків, наприклад:



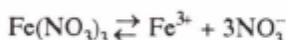
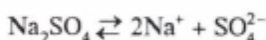
**Солі — це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням йонів металів і йонів кислотних залишків.**

Розрізняють кілька типів солей: середні, кислі та основні.

*Середні солі* є продуктами повного заміщення Гідрогену кислоти на метал, наприклад:



Вони дисоціюють повністю, наприклад:



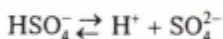
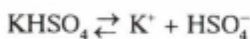
В результаті утворюються йони металу та йони кислотного залишку.

*Кислі солі* є продуктами неповного заміщення Гідрогену кислоти на метал, наприклад:



Гідросульфат  
калію

Вони дисоціюють ступінчасто:



У результаті, крім йонів кислотного залишку і йонів металу, утворюються ще йони гідрогену.

Основні солі утворюються в разі неповного заміщення гідроксильних груп основи на кислотний залишок, наприклад:



Гідроксохлорид  
кальцію

Вони дисоціюють також ступінчасто:



У результаті, крім йонів кислотного залишку і йонів металу, утворюються ще гідроксид-іони.

**Ступінь дисоціації.** Електролітична дисоціація — процес оборотний, тому в розчинах електролітів разом з йонами містяться й молекули. Розчини електролітів характеризуються *ступенем дисоціації*  $\alpha$  (альфа), який є відношенням числа частинок  $n$ , що розщепилися на йони, до загального числа частинок  $N$  розчиненої речовини:

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Ступінь дисоціації виражають у частках одиниці або у відсотках. Якщо  $\alpha = 0$ , то дисоціації немає, а якщо  $\alpha = 1$  або 100%, то електроліт повністю розщеплюється на йони.

**Сильні і слабкі електроліти.** Залежно від ступеня дисоціації розрізняють електроліти сильні і слабкі. *Чим більший ступінь дисоціації, тим сильніший електроліт.*

**Сильні електроліти** ( $\alpha = 1$ ) під час розчинення у воді повністю дисоціюють на йони (100%). До них належать: а) майже всі солі; б) багато мінеральних кислот, наприклад  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ; в) луги  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  тощо. Сила електроліту залежить, головним чином, від полярності хімічного зв'язку: чим зв'язок полярніший, тим легше він розривається і тим електроліт сильніший.

**Слабкі електроліти** ( $\alpha \ll 1$ ) під час розчинення у воді не тільки дисоціюють на йони погано, як наприклад: а) деякі мінеральні кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ; б) майже всі органічні кислоти (вивчатимемо пізніше);

в) багато гідроксидів металів, крім лугів, тощо. Слабкими електролітами нині вважаються всі електроліти, в розчинах яких є хоча б яка-небудь частка недисоційованих молекул.

### Завдання для самоконтролю

118. Дайте визначення кислот і основ з погляду теорії електролітичної дисоціації. Наведіть приклади.

119. Напишіть рівняння дисоціації таких електролітів: а) нітратної і сульфатної кислот; б) гідроксидів калію і барію; в) солей — нітрату магнію, фосфату натрію і сульфату алюмінію.

120. Фосфат натрію кількістю речовини 1 моль розчинили у воді. Внаслідок повної дисоціації цієї солі утворилися йони натрію кількістю речовини

- |             |             |
|-------------|-------------|
| (1) 1 моль; | (3) 3 моль; |
| (2) 2 моль; | (4) 4 моль. |

121. Внаслідок повної дисоціації 2 моль сульфату алюмінію, який розчинили у воді, утворилися сульфат-іони кількістю речовини

- |             |              |
|-------------|--------------|
| (1) 2 моль; | (3) 6 моль;  |
| (2) 3 моль; | (4) 12 моль. |

122. У розчині, який містить 0,1 моль хлориду феруму(III), сумарна кількість речовини йонів феруму і хлору становить

- |               |               |
|---------------|---------------|
| (1) 0,1 моль; | (3) 0,3 моль; |
| (2) 0,2 моль; | (4) 0,4 моль. |

123. Найсильнішою кислотою серед тих, формули яких наведені нижче, є

- |                               |                               |
|-------------------------------|-------------------------------|
| (1) $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; | (3) $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; |
| (2) $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; | (4) $\text{H}_2\text{SO}_4$ . |

124. Розчин містить 0,2 моль йонів алюмінію  $\text{Al}^{3+}$ . Обчисліть масу йонів алюмінію, які містяться у цьому розчині.

125\*. Розчин містить 0,1 моль фтороводню, ступінь дисоціації якого дорівнює 15%. Визначте кількість речовини йонів гідрогену у цьому розчині.

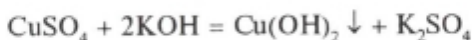
126\*. Обчисліть кількість речовини йонів феруму і сульфат-йонів, які містяться у 200 г розчину сульфату феруму(III) з масовою часткою солі 20%.

## § 21. РЕАКЦІЇ ОБМІНУ МІЖ ЕЛЕКТРОЛІТАМИ. ЙОННІ РІВНЯННЯ

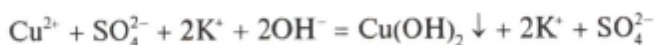
Оскільки електроліти в розчинах розщеплюються на йони, то й реакції між електролітами в розчинах відбуваються за участю йонів.

↑ Взаємодію йонів у розчині називають *йонною реакцією*. Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються лише у тому разі, коли серед утворених речовин будуть малорозчинні або газоподібні сполуки, вода або інші слабкі електроліти.

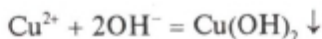
**Утворення осаду.** Під час взаємодії розчинів сульфату купруму(II) і гідроксиду калію випадає осад гідроксиду купруму(II):



Написане рівняння звичайно називають рівнянням реакції у *молекулярній формі*. Його можна зобразити й у так званій *йонній формі*. Для цього треба формули розчинних сильних електролітів записати у вигляді тих йонів, на які вони дисоціюють у розчині, а формули слабких електролітів залишити незмінними. Наприклад:



Таке рівняння називають *повним йонним рівнянням*. Якщо у цьому рівнянні скоротити однакові йони у правій і лівій частинах (подібні члени), то дістанемо рівняння у *скороченій йонній формі*:



Це рівняння показує, що реакція між сульфатом купруму(II) і гідроксидом калію зводиться до взаємодії між йонами купруму(II) і гідроксид-іонами, що супроводжується утворенням гідроксиду купруму(II). Очевидно, що йони  $\text{K}^+$  і  $\text{SO}_4^{2-}$  не беруть участі в реакції.

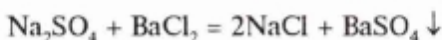


## Лабораторна робота 2

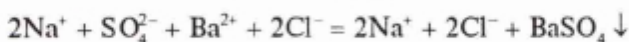
### Реакція обміну між електролітами, що відбувається з утворенням осаду

Налийте у пробірку 2 мл розчину сульфату натрію і додайте стільки ж розчину хлориду барію. Що спостерігається? Чому? Користуючись таблицею розчинності (див. табл. 4), напишіть рівняння реакції у молекулярній повній і скороченій йонних формах і порівняйте з наведеними прикладами.

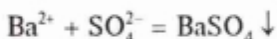
*молекулярна форма*



*повна йонна форма*

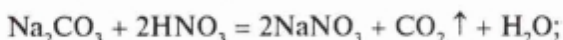


*скорочена йонна форма*

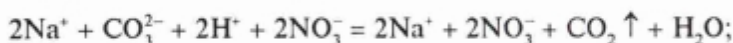


**Виділення газу.** За таким самим принципом складаємо рівняння реакції обміну у водному розчині між карбонатом натрію та нітратною кислотою, яка відбувається з утворенням газоподібного продукту:

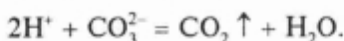
а) у молекулярній формі:



б) у повній йонній формі:



в) у скороченій йонній формі:



## Лабораторна робота 3

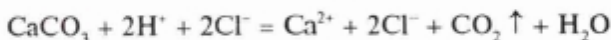
### Реакція обміну між електролітами, що відбувається з виділенням газу

Покладіть у пробірку шматочок крейди завбільшки з горошину і долийте небагато хлоридної кислоти. Що спостерігається? Чому? Напишіть рівняння реакції у молекулярній повній і скороченій йонних формах і перевірте правильність своїх записів.

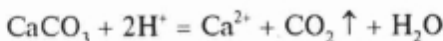
*молекулярна форма*



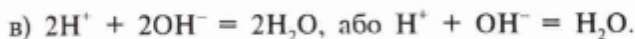
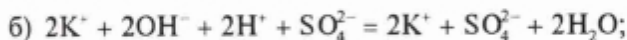
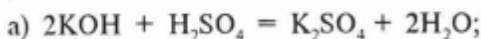
*повна йонна форма*



*скорочена йонна форма*



Утворення води (або інших слабких електролітів). Характерним прикладом може бути реакція нейтралізації, в результаті якої утворюється вода — слабкий електроліт:



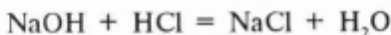
Як бачимо, реакція нейтралізації зводиться до взаємодії йонів гідрогену з гідроксид-іонами з утворенням води.

#### *Лабораторна робота 4*

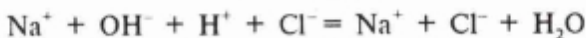
#### **Реакція обміну між електролітами, що відбувається з утворенням води або інших слабких електролітів**

Налийте у пробірку 2—3 мл розчину їдкого натру і додайте 2—3 краплі розчину фенолфталеїну. Що спостерігається? Про що свідчить поява малинового забарвлення розчину? Додавайте по краплях хлоридну кислоту до зникнення забарвлення. Напишіть рівняння реакції у молекулярній, повній і скороченій йонних формах і порівняйте з наведеними прикладами.

*молекулярна форма*



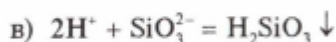
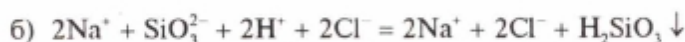
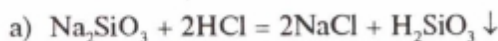
*повна йонна форма*



*скорочена йонна форма*



Прикладом утворення слабого електроліту може бути добування такої малодисоційованої сполуки, як силікатна кислота:



Отже, реакції обміну відбуваються до кінця, тобто стають практично необоротними, за таких умов:

- 1) якщо утворюється осад;
- 2) якщо виділяється газ;
- 3) якщо утворюється вода або інший слабкий електроліт.

З погляду теорії електролітичної дисоціації всі ці умови зводяться до того, що внаслідок реакції утворюються речовини, які практично не дисоціюють і залишають сферу реакції або дисоціюють незначною мірою.

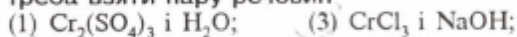
### Завдання для самоконтролю

127. Напишіть три рівняння реакції нейтралізації і виділіть для них спільне скорочене йонне рівняння.

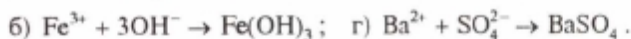
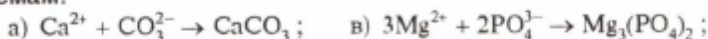
128. Щоб реакція відбулася згідно зі схемою



треба взяти пару речовин



129. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким схемам:



130. У хімічній реакції між розчинами нітрату аргентуму і хлориду калію бере участь пара йонів



131\*. У розчині об'ємом 1 л, який містить 0,15 моль нітрату магнію, сумарна кількість речовини йонів  $\text{Mg}^{2+}$  та  $\text{NO}_3^-$  дорівнює



## ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО МЕТАЛИ

Ви вже вивчили основні поняття, закони й теорії хімії. Спираючись на них як на теоретичну основу, тепер ви ознайомитесь з хімічними елементами та їх сполуками. Вивчатимемо спочатку елементи-метали та відповідні їм прості речовини — метали.

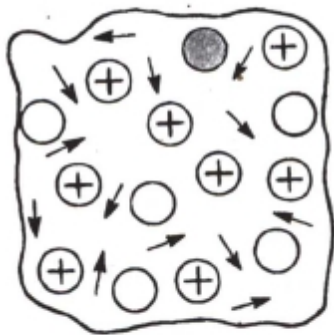
**§ 22. МІСЦЕ МЕТАЛІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ЕЛЕМЕНТІВ. МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ**

Ви знаєте, що всі хімічні елементи умовно (чому?) поділяють на метали і неметали. Переважна більшість хімічних елементів — це елементи-метали. До них належать усі елементи побічних підгруп, включаючи лантаноїди та актиноїди; елементи головних підгруп I (за винятком Гідрогену), II і III груп (крім Бору) та деякі елементи головних підгруп IV—VI груп, а саме: Германій, Станум, Плюмбум, Стибій, Бісмут, Полоній. Виходить, що всі елементи-метали розміщені в лівій частині періодичної системи під діагоналлю Бор В — Астат At (див. таблицю елементів).

**Особливість будови атомів металів.** На зовнішньому електронному шарі атомів більшості металів невелике число електронів — від 1 до 3. Атоми металів легко віддають електрони і набувають конфігурації попереднього інертного газу.

Легкість віддавання електронів зростає: а) із зменшенням їхньої кількості на зовнішньому електронному шарі і б) з віддаленням зовнішнього електронного шару від ядра атома. В обох випадках це зв'язано із збільшенням розмірів атома. Як правило, атоми металів мають великі атомні радіуси. У періодах найбільші радіуси мають атоми лужних металів (чому?).

**Металічний зв'язок.** Це особливий тип хімічного зв'язку, властивий лише металам та їхнім сплавам<sup>1</sup>. Суть його полягає в тому, що атоми металів постійно віддають електрони, які переміщуються по всій масі шматка металу (мал. 9).



Мал. 9. Схема утворення металічного зв'язку

Атоми металів, що віддали електрони, стають *позитивно зарядженими йонами*. Останні притягають до себе електрони, які вільно рухаються. Одночасно інші атоми металу також віддають електрони. Отже, всередині шматка металу постійно циркулює так званий *електронний газ*, який міцно зв'язує між собою всі атоми металу. Електрони стають мовби усупільненими одночасно всіма атомами металу. Такий особливий тип хімічного зв'язку між атомами металів зумовлює як фізичні,

так і хімічні властивості металів.

**Фізичні властивості.** Метали мають подібні фізичні властивості, за якими їх відрізняють від неметалів, і однаковий *агрегатний стан*. Так, за звичайних умов всі метали (за винятком ртуті) — тверді кристалічні речовини.

**Блиск.** Для більшості металів характерним є металічний блиск. У вигляді порошку метали тьмяніють, за винятком магнію та алюмінію. Саме тому алюмінієвий порошок використовують для виготовлення «срібної» фарби.

**Забарвлення.** Більшість металів мають сріблясто-біле забарвлення (алюміній, срібло, нікель) або сріблясто-сіре (залізо, свинець). Винятком є золото — метал жовтого кольору і мідь — рожево-червоного. За забарвленням метали умовно поділяють на *чорні й кольорові*. До чорних металів найчастіше відносять залізо та його сплави (чавун, сталь). Усі інші метали називають кольоровими.

<sup>1</sup> Металічний зв'язок характерний ще і для інтерметалідів — хімічних сполук двох або кількох металів.



*Електрична провідність.* Це найважливіша властивість металів. Вона зумовлена наявністю рухливих електронів у кристалічній решітці металів. За звичайних умов найкращу електричну провідність має срібло, на другому місці — мідь, далі — алюміній. З усіх металів лише германій Ge є напівпровідником. За електричною провідністю він посідає проміжне місце між провідниками і діелектриками (ізоляторами). Метали з високою електричною провідністю мають і високу теплопровідність, яка також пояснюється можливістю переміщення електронів.

*Температура плавлення.* У металів вона змінюється у великих інтервалах: найвища — у вольфраму ( $3380^{\circ}\text{C}$ ) найнижча — у ртуті ( $-30^{\circ}\text{C}$ ). Температура плавлення інших металів лежить у цих межах. Звичайно метали з температурою плавлення нижче  $1000^{\circ}\text{C}$  (ртуть, натрій, магній, алюміній) називають *легкоплавкими*, понад  $1000^{\circ}\text{C}$  (мідь, залізо, хром, титан, молібден) — *тугоплавкими*.

*Твердість.* Метали мають різну твердість, її порівнюють із твердістю алмазу. Найтвердішими з металів є хром і вольфрам. М'якими є лужні метали. Натрій, калій, наприклад, легко ріжуться ножом.

*Пластичність.* Метали більшою або меншою мірою пластичні, їх можна кувати. Найпластичнішим металом є золото. З нього можна викувати фольгу (тонкий лист) завтовшки  $0,0001\text{ мм}$ , що у  $500$  разів тонше людської волосини! А от стибій Sb — дуже крихкий метал, його можна розтерти на порошок у порцеляновій ступці.

**Пластичність** (від грец. *plastikos* — придатний для ліплення, податливий) — **здатність металів необоротно деформуватись під дією механічних навантажень.**

Пластична деформація пояснюється розривом деяких міжатомних зв'язків і утворенням нових. Вона залежить, в основному, від міцності металічного зв'язку. Цю властивість металів використовують, коли їх прокатують, пресують, штамнують, кують.

*Розчинність.* Усі метали не розчинні у воді, але розчиняються один в одному у розплавах. Твердий розчин одного металу в іншому називають *сплавом*.

*Густина.* За густиною метали поділяють на *легкі* (густина менша  $5 \text{ г/см}^3$ ) і *важкі* (густина понад  $5 \text{ г/см}^3$ ). Типові легкі метали — літій, натрій, магній, алюміній. До важких металів належить цинк, залізо, мідь, свинець, ртуть, золото. Найважчим із металів є осмій Os ( $22,6 \text{ г/см}^3$ ), його густина найбільша.

---

### Завдання для самоконтролю

132. Яке місце у періодичній системі посідають метали? Чому?

133. Як виникає металічний зв'язок? У чому полягає його суть?

134. Що спільного у металічного зв'язку з ковалентним та йонним і чим він від них відрізняється?

135. Чим можна пояснити невелику електронегативність металів?

136. До металів не належить послідовність елементів

(1) Ca, Zn, Cd; (3) B, As, Te;

(2) Ga, In, Tl; (4) W, Bi, Os.

137. Назвіть метали:

(1) найважчий ... і найлегший ...;

(2) найбільш легкоплавкий ... і найбільш тугоплавкий ...;

(3) найм'якший ... і найтвердіший ... .

138\*. Чому з підвищенням температури електрична провідність металів знижується?

## § 23. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Хімічні й фізичні властивості металів визначаються будовою їхніх атомів і особливостями хімічного зв'язку. Загальною хімічною властивістю металів є здатність атомів під час хімічних реакцій віддавати валентні електрони, тобто окиснюватись і перетворюватись на позитивно заряджені йони.

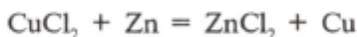
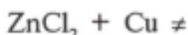
Отже, метали в реакціях є добрими відновниками. Чим легше атоми металів віддають електрони, тим вони хімічно активніші.

Для якісної характеристики хімічної активності металів скористайтесь реакціями витіснення. Проробіть такі досліди.

### *Лабораторна робота 5*

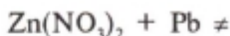
#### **Порівняння хімічної активності металів**

**Дослід 1.** Візьміть дві пробірки. В одну налейте 2 мл розчину будь-якої солі цинку, а в другу — стільки ж розчину солі купрум(II). У першу пробірку покладіть шматочок міді, у другу — цинку. В якій із пробірок відбувається реакція? Чому?



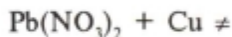
Цинк витісняє мідь із її сполуки. Отже, цинк — активніший елемент, ніж мідь.

**Дослід 2.** Знову в одну з пробірок налейте 2 мл розчину солі цинку, але покладіть шматочок свинцю, а в другу — стільки ж розчину солі плюмбум(II) і шматочок цинку. Що відбувається? Чому?



Цинк витісняє свинець з його сполуки. Отже, цинк — активніший метал, ніж свинець.

**Дослід 3.** Тепер порівняйте хімічну активність свинцю і міді. Для цього дослідіть поведінку свинцю і міді відповідно у розчинах солей купрум(II) і солей плюмбум(II):



- Проаналізуйте проведені реакції з погляду окиснення-відновлення. Визначте у кожному випадку окисник і відновник. Зазначте, яка з речовин окиснюється, а яка відновлюється.

На підставі проведених дослідів розмістіть досліджені метали — мідь, цинк, свинець у порядку зменшення їхньої хімічної активності.

Отже, хімічний характер будь-якого металу значною мірою зумовлюється тим, наскільки легко його атоми

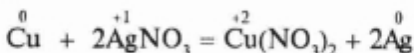
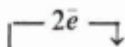
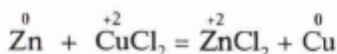
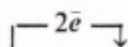
здатні віддавати електрони і перетворюватись на позитивні заряджені йони, тобто наскільки легко метал окиснюється

- Подумайте, в яких саме реакціях ця властивість металів виявляється? Напишіть відповідні рівняння, користуючись витискувальним рядом металів.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe,  
Ni, Sn, Pb, (H<sub>2</sub>), Cu, Hg, Ag, Pt, Au

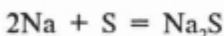
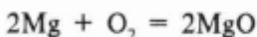
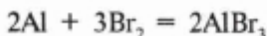
Для металів характерні хімічні властивості, наведені нижче.

**1. Взаємодія з солями.** Як ви переконалися на дослідах, активні метали відновлюють менш активні метали з розчинів їхніх солей:



Цинк і мідь окиснюються йонами купруму й аргентуму, тобто катіонами менш активних металів. Отже, цинк і мідь — відновники.

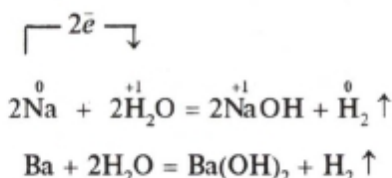
**2. Взаємодія з неметалами.** Метали окиснюються багатьма неметалами. Найбільш енергійно вони реагують з галогенами, киснем і сіркою, утворюючи відповідно галогеніди, оксиди, сульфіді:



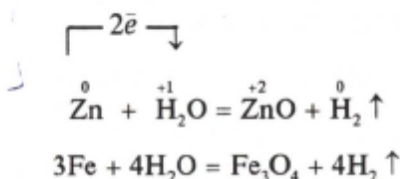
- Зазначте ступені окиснення елементів, складіть для кожного випадку електронні рівняння і визначте, яка речовина окиснюється, а яка відновлюється.

У цих реакціях метали алюміній, магній, натрій — відновники, а неметали бром, кисень, сірка — окисники (чому?)

**3. Взаємодія з водою.** Найактивніші метали (калій, натрій, барій, кальцій) реагують з водою за звичайних умов з виділенням водню та утворенням лугів:



Менш активні метали також реагують з водою з виділенням водню, але за високої температури й утворюють при цьому оксиди металів:



Залізна окалина  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ), або оксид феруму(II, III), містить у своєму складі елемент Ферум з різними ступенями окиснення.

*Під час взаємодії з водою метали завжди окиснюються йонами гідрогену. Отже, в цьому разі вода — окисник, а цинк і залізо — відновники (чому?).*

**4. Взаємодія з кислотами.** Спершу виконайте лабораторні роботи.

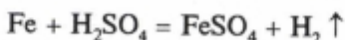
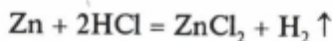
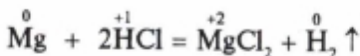
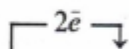
### *Лабораторна робота 6*

#### **Взаємодія металів із розчинами кислот**

Візьміть три пробірки. В першу опустіть шматочок міді, в другу — магнію, в третю — цинку. В кожную з пробірок влийте по 2—3 мл розбавленого розчину сульфатної кислоти. Що спостерігається? Яка закономірність виявляється у цих процесах? Напишіть рівняння відповідних реакцій, зазначте окисник і відновник.



Ви переконалися, що досить активні метали (магній, цинк) реагують з розбавленими розчинами кислот, відновлюючи водень:



(розб.)

Магній і залізо окиснюються йонами гідрогену, що містяться в розчинах кислот.

- Чому для взаємодії з розчинами кислот або солей не можна брати метали, активніші за магній?

Отже, в усіх розглянутих випадках взаємодії металів з неметалами, водою, кислотами, солями *атоми металів віддають електрони — окиснюються, а це означає, що метали як прості речовини є відновниками*. А неметали (галогени, кисень, сірка), йони гідрогену, йони металів приєднують електрони — відновлюються, тобто вони є окисниками.

---

### Завдання для самоконтролю

139. Схарактеризуйте загальні хімічні властивості металів. Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.

140. З якими із зазначених нижче речовин може реагувати залізо: а) кисень; б) гідроксид кальцію; в) карбонат купруму(II); г) хлоридна кислота; д) сульфат цинку; е) нітрат аргентуму. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

141. Напишіть рівняння реакцій між: а) калієм і сіркою; б) кальцієм і водою; в) алюмінієм і хлоридною кислотою; г) залізом і сульфатом купруму(II). Назвіть у кожній реакції окисник і відновник.

142. Один моль алюмінію може утворити оксид алюмінію кількістю речовини

- |               |             |
|---------------|-------------|
| (1) 0,5 моль; | (3) 2 моль; |
| (2) 1 моль;   | (4) 4 моль. |

143. Під час взаємодії цинку масою 13 г з хлоридною кислотою об'єм водню (н. у.), що виділився, становить

- (1) 22,4 л; (3) 4,48 л;  
(2) 2,24 л; (4) 44,8 л.

144. Якщо внаслідок взаємодії заліза з водою (висока температура) виділився водень об'ємом 44,8 л (н. у.), то при цьому прореагувало залізо кількістю речовини

- (1) 0,5 моль; (3) 1,5 моль;  
(2) 1 моль; (4) 3 моль.

145\*. Метал масою 13,7 г, що утворює катіон із зарядом +2, взаємодіє з водою з виділенням 2,24 л водню (н. у.). Цей метал

- (1) Mg; (2) Ca; (3) Sr; (4) Ba.

146\*. Під час взаємодії лужного металу масою 3,42 г з водою виділився водень об'ємом 0,448 л. Цей метал

- (1) літій; (3) натрій;  
(2) калій; (4) рубідій.

147\*. Сульфатною кислотою подіяли на 130 г суміші цинку з оксидом цинку, в якій масова частка цинку становить 20%. При цьому виділився водень об'ємом (н. у.)

- (1) 22,4 л; (2) 4,48 л; (3) 8,96 л; (4) 112 л.

## § 24. МЕТАЛИ В ПРИРОДІ.

### ЗАГАЛЬНІ СПОСОБИ ДОБУВАННЯ МЕТАЛІВ

**Метали в природі.** Більшість металів трапляється в природі переважно у вигляді сполук (чому?). Такі природні сполуки називають *мінералами*. Наприклад, Ферум міститься в мінералах магнетиті  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , гематиті  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  та ін.

У вільному стані в земній корі є лише малоактивні метали: золото Au, платина Pt і платинові метали (які?), іноді срібло Ag, ртуть Hg, мідь Cu.

**Природні мінеральні утворення, з яких технологічно можливо й економічно доцільно добувати метали, називають рудами.**

До складу руди, крім корисних мінералів, увіходить ще *пуста порода*.

Залежно від того, які сполуки металів містяться в руді, розрізняють:

- а) оксидні руди —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  
б) сульфідні руди —  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{MoS}_2$ ;

- в) хлоридні руди —  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ;  
г) карбонатні руди —  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{FeCO}_3$ .

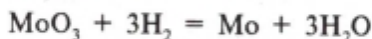
Металічні руди — це основна сировина *металургії*, галузі промисловості, яка виробляє метали.

Україна має великі залізорудні басейни — Криворізький і Керченський. Відкрито й нові родовища залізної руди в Полтавській і Запорізькій областях. Є в Україні й родовища кольорових металів, зокрема алюмінію, магнію, титану, цинку, ртуті, золота тощо.

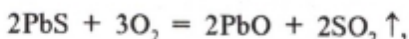
Способи добування металів із руд. Існує чимало різних способів добування металів, але можна назвати кілька найважливіших загальних способів переробки руд на метали.

Здебільшого вміст металів у рудах (крім залізних) невисокий. Це потребує їх попередньої обробки для видалення пустої породи. Обробка руди, внаслідок якої збільшується вміст корисної сполуки металу, називається *збагаченням* руди. Добутий після збагачення продукт називають *концентратом*. Метали, що містяться в рудному концентраті, відновлюють різними відновниками, наприклад:

1. Оксидні руди найчастіше відновлюють коксом або оксидом карбону(II), рідше — воднем:



2. Сульфідні руди спочатку випалюють:



а потім добутий оксид відновлюють вугіллям (коксом):



3. Метали можна відновлювати з їхніх оксидів (та галогенідів) іншими, активнішими металами за високої температури — *металотермія*, і навіть неметалами (наприклад, силіцієм) — *силікотермія*. Цей спосіб набув значного поширення в разі відновлення металів алюмінієм і тому спочатку його називали *алюмінотермією*.



### Завдання для самоконтролю

148. Назвіть відомі вам види металічних руд і напишіть для кожної з них формулу основної речовини.

149. Назвіть найважливіші способи добування металів із руд і обґрунтуйте свою відповідь рівняннями реакцій.

150. Чи можна будь-який мінерал або гірську породу назвати рудою? Відповідь мотивуйте.

151. Важлива руда для добування свинцю — це свинцевий блиск  $\text{PbS}$ . На випалювання 956 кг сульфїду свинцю, який міститься в руді, витрачається кисень об'ємом (н. у.)

- |                            |                           |
|----------------------------|---------------------------|
| (1) 13,44 м <sup>3</sup> ; | (3) 67,2 м <sup>3</sup> ; |
| (2) 134,4 м <sup>3</sup> ; | (4) 6,72 м <sup>3</sup> . |

152. Якщо відновлювати оксидом карбону(II) концентрат магнітного залізняку  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  масою 58 кг, то можна добути залізо масою

- |             |             |
|-------------|-------------|
| (1) 42 кг;  | (3) 84 кг;  |
| (2) 4,2 кг; | (4) 168 кг. |

153\*. Із 485 кг цинкової обманки, масова частка основної речовини  $\text{ZnS}$  в якій становить 80%, можна добути оксид цинку масою

- |             |            |
|-------------|------------|
| (1) 65 кг;  | (3) 13 кг; |
| (2) 130 кг; | (4) 324 кг |
- і оксид сульфору(IV) об'ємом (н. у.)
- |                           |                            |
|---------------------------|----------------------------|
| (5) 22,4 м <sup>3</sup> ; | (7) 89,6 м <sup>3</sup> .  |
| (6) 44,8 м <sup>3</sup> ; | (8) 179,2 м <sup>3</sup> . |

154\*. Маса сульфатної кислоти, яку можна добути з 242,5 т цинкової обманки  $\text{ZnS}$ , масова частка пустої породи в якій становить 20%, дорівнює

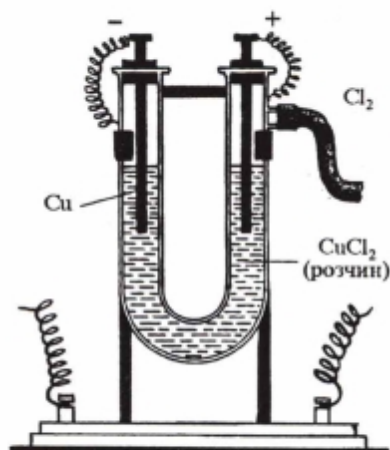
- |             |            |
|-------------|------------|
| (1) 24,5 т; | (3) 98 т;  |
| (2) 49 т;   | (4) 196 т. |

### § 25. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Ви ознайомилися з різними способами добування металів з руд і знаєте, що для цього використовують такі відновники, як вугілля (кокс)  $\text{C}$ , оксид карбону(II)  $\text{CO}$ ,

водень  $H_2$  та активні метали  $Al$ ,  $Mg$  тощо (металотермія). Виявляється, що з цією метою можна використовувати й електричний струм. У цьому разі процес називається *електролізом*.

**Суть електролізу.** Даваймо згадаємо, що відновити хімічний елемент — це означає надати його атомам або йонам електрони. Окиснити елемент — це означає відняти від його атомів або йонів електрони. Обидва процеси — окиснення і відновлення — можна здійснити не лише за допомогою звичайних хімічних реакцій, а й під впливом електричного струму.



Мал. 10. Прилад для електролізу

Хлорид купруму(II) під дією електричного струму розклався на мідь і хлор:



Як пояснити дію електричного струму? Що відбувається на катоді та на аноді?

Ви знаєте, що ще до вмикання струму хлорид купруму(II) у розчині під впливом води дисоціює на йони купруму та йони хлору:





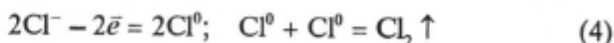
які хаотично рухаються у розчині. Після вмикання електричного струму безладний рух йонів стає спрямованим. Позитивно заряджені йони купруму  $\text{Cu}^{2+}$  притягуються негативно зарядженим електродом — катодом і рухаються у напрямку до нього, тому й називаються *катіонами*. Негативно заряджені йони хлору  $\text{Cl}^-$  притягуються позитивно зарядженим електродом — анодом і рухаються до нього, тому й називаються *аніонами* (див. мал. 10).

Коли йони купруму досягають катода, вони приєднують електрони (на поверхні катода надлишок електронів), тобто відновлюються і перетворюються на електронейтральні атоми Купруму:



На поверхні катода відкладається металічна мідь.

Хлорид-іони, досягнувши анода, навпаки, віддають електрони (кожний — по одному електрону), тобто окиснюються і також перетворюються з йонів на електронейтральні атоми, які, сполучаючись попарно, утворюють молекули хлору:



- Додайте ліві частини рівнянь (2), (3), (4), потім окремо їх праві частини. З одержаного сумарного рівняння вилучіть члени, що повторюються, і перевірте, чи вийде наведене вище підсумкове рівняння (1).

●гже, ви переконалися, що

**електроліз — це окисно-відновні реакції, які відбуваються на електродах під дією постійного електричного струму під час проходження його крізь розчин (або розплав) електроліту. Він супроводжується перетворенням електричної енергії на внутрішню енергію продуктів електролізу.**

У водних розчинах солей, утворених активними металами і оксигеновмісними кислотами, процес електролізу має свої особливості, оскільки в ньому бере участь вода. Проте

ми такі випадки не розглядатимемо, а обмежимося вивченням процесів, які відбуваються під час електролізу розплавів електролітів.

**Електроліз розплавів.** Ви вже знаєте, що відновлювати метал можна і за допомогою електричного струму. Наприклад, якщо розплавити кухонну сіль  $\text{NaCl}$ , то під впливом високої температури її кристалічна решітка розщепиться на йони (так само, як і під час розчинення у воді):



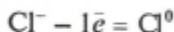
У розплаві йони рухаються хаотично. Якщо крізь цей розплав пропустити постійний електричний струм, то йони натрію почнуть переміщуватися до катода, де приєднуватимуть по одному електрону, тобто відновлюватимуться:



Отже, *катод, на якому завжди надлишок електронів, є відновником.*

Під дією електричного струму йони хлору прямують до анода.

Оскільки на аноді завжди нестача електронів, то йони хлору віддають по одному електрону, тобто окиснюються:



Атоми хлору з'єднуються попарно, і на аноді виділяється газоподібний хлор  $\text{Cl}_2$ .

Отже, *анод, на якому завжди нестача електронів, є окисником.*

Як бачимо,

**|| усякий електроліз (і розчину електроліту, і розплаву) є окисно-відновним процесом, що відбувається під впливом електричного струму.**

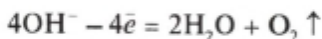
Чисті активні метали можна добути електролізом розплавів солей або лугів. Наприклад, якщо розплавити гідроксид натрію, то відбудеться *термічна дисоціація* його кристалів на йони:



Якщо далі крізь цей розплав пропустити електричний струм, то на катоді йони натрію, приєднуючи електрони, відновлюватимуться до нейтральних атомів. Утворюватиметься металічний натрій:



На аноді розряджатимуться гідроксид-іони, віддаючи кожний по одному електрону і перетворюючись на нейтральні групи OH, які в нейтральному стані існувати не можуть. Вони відразу ж розкладаються з утворенням води і кисню:



Отже, під час електролізу розплаву їдкого натру на катоді відбувається процес відновлення йонів натрію, і виділяється металічний натрій, а на аноді відбувається процес окиснення гідроксид-іонів, і виділяється кисень.

В усіх розглянутих випадках передбачалося, що електроди, за допомогою яких підводиться електричний струм, виготовлені з матеріалу, який не бере участі в реакції. Такі електроди називають *інертними*.

**Застосування електролізу.** Електроліз широко застосовується у багатьох виробництвах. Наприклад, це єдиний економічно вигідний промисловий спосіб добування активних металів (Na, K, Ca, Al, Mg), а також деяких активних неметалів ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ) і навіть окремих складних речовин — лугів NaOH, KOH і бертолетової солі  $\text{KClO}_3$  (хлорату калію).

Електроліз використовують також для очищення металів, для вкриття одного металу іншим з метою захисту його від корозії тощо. Так здійснюють нікелювання, хромування, лудіння (вкриття оловом), оцинковування, золочення тощо.

Нарощування шару металу на поверхні виробу електролітичним способом дає змогу виготовляти найтонші зліпки і копії. Цей спосіб розробив російський учений Б. Я. Якобі у 1838 р., і називається він *гальванопластикою*.

## Завдання для самоконтролю

155. У чому полягає суть електролізу? Поясніть на конкретному прикладі.

156. Як відбувається електроліз розплаву йодиду калію KI?

157. Чому електроліз завжди є окисно-відновним процесом?

158. Які частинки переносять електричний струм у водному розчині солі, у розплаві солі та в металевих провідниках?

159. Який вплив на розчин або розплав електроліту, вміщеного в електролітичну ванну (електролізер), справляє вмикання електричного струму?

160. Що таке електроліз?

## § 26. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Ви вже знаєте, що багато які хімічні сполуки, в тім числі й оксиди металів, за звичайних умов стійкіші, ніж метали. Саме тому в рудах більшість металів міститься не в чистому вигляді, а у формі хімічних сполук. Доводиться застосовувати складні і дуже енергоємні металургійні процеси, щоб вилучити метали з хімічних сполук, у складі яких вони містяться в рудах. Більшу частину результатів цієї праці віднімає у людей найлютіший ворог металів — *корозія* (від лат. *corrosio* — роз'їдання).

Під дією повітря, дощу, снігу, ґрунтової вологи металеві матеріали поступово руйнуються і знову переходять у стан хімічних сполук, подібних до тих, у складі яких вони містяться в рудах.

**Корозія — це самочинне руйнування металів і сплавів внаслідок взаємодії їх із зовнішнім середовищем.**

Корозія завдає величезної шкоди. Через корозію щорічно втрачається значна частина металевого запасу. Найбільше потерпають від корозії залізо та його сплави. Близько чверті виплавлених заліза, чавуну, сталі витрачається на те, щоб компенсувати збитки, заподіяні корозією. Особливо сильної корозії зазнають металеві матеріали в апаратах хімічної промисловості: тут на них діють кислоти, луки та

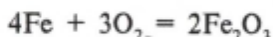


інші агресивні речовини, до того ж, як правило, при високих температурах і підвищених тисках.

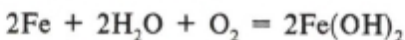
Проте шкода, заподіяна корозією, не зводиться лише до втрат металу через його руйнування. Крім цього, корозія спричинює величезні втрати, які навіть врахувати неможливо, зв'язані з виходом з ладу деталей машин, обладнання, споруд, що кородують. Навіть у разі незначного порушення цілісності парового котла, труби чи якогось апарата, наприклад хімічного, вся споруда стає непридатною. Деталь необхідно або замінити, або відремонтувати. До того ж корозія призводить до забруднення довкілля. Виходить, що збитки від корозії у сотні разів перевищують вартість зруйнованого металу. І, нарешті, надто дорого коштує захист від корозії.

**Суть корозії.** Причини корозії різні, а суть будь-якої корозії одна: *атоми металу під час взаємодії з компонентами довкілля втрачають електрони, тобто окиснюються. Метал, що перебував у вільному стані, перетворюється на різні сполуки: оксиди, гідроксиди тощо.*

Найбільш небезпечними для металів компонентами довкілля є кисень  $O_2$ , водяна пара  $H_2O$ , оксид карбону(IV)  $CO_2$ , оксид сульфу(IV)  $SO_2$  та оксид нітрогену(IV)  $NO_2$ . Корозійне руйнування заліза та його сплавів у атмосфері кисню зумовлене перебігом такої реакції:



Часто корозія розвивається у вологому повітрі, коли на поверхні металу утворюється найтонша плівка вологи, а також у разі контакту металу з розчином електроліту. Наприклад, корозія заліза у вологому повітрі пояснюється перебігом кількох реакцій, серед яких є такі:



- У запропонованій схемі реакції зазначте ступінь окиснення елементів, у яких він змінюється, і розставте коефіцієнти методом електронного балансу.

**Захист металів від корозії.** Залежно від природи металу, умов, а також призначення металевих виробів застосовують



різні способи боротьби з корозією. Один із найпоширеніших способів захисту металів від корозії — металеві та неметалеві покриття.

Металеві вироби вкривають іншими металами: їх нікують, хромують, оцинковують тощо. Одним із найдавніших способів захисту сталевих і мідних виробів від корозії є гаряче лудіння, наприклад посуду (вкриття оловом). Незважаючи на дефіцитність олова, близько половини усього видобутку його витрачається на захист металів. Луджені листи сталі називають *білою жерстю*. Вона використовується в основному для виготовлення консервних банок.

До неметалевих покриттів належить покриття металевих виробів лаками, фарбами, емаллю, каучуком (гумування виробів).

Для сповільнення корозії металевих виробів, які стикаються з кислотами, нині широко застосовують *інгібітори* — *уповільнювачі корозії*.

Важливим способом захисту металів є виготовлення сплавів, стійких до корозії. Так, багато інструментів, деталі машин, предмети побуту виготовляють з неіржавної сталі та інших сплавів, стійких до корозії.

---

### Завдання для самоконтролю

161. Що називається корозією? Наведіть приклади руйнування металевих виробів внаслідок корозії.

162. Чи можна вважати корозією: а) те, що натрій на повітрі швидко окиснюється; б) взаємодію цинку з хлоридною кислотою; в) добування водню взаємодією заліза з перегрітою водяною парою?

163. Напишіть йонне рівняння процесу корозійного руйнування сталі (сплав заліза з вуглецем) у хлоридній кислоті.

164. Які основні способи захисту металів від корозії ви знаєте? Наведіть приклади із власних спостережень.

165. Чим визначається вибір способу захисту металу від корозії?

166. Що таке інгібітор? Чим інгібітор відрізняється від каталізатора?

167. У розчин сульфату купрум(II) насипали залізні ошурки масою 4,8 г. Які речовини утворились і яка їхня маса?

168\*. Визначити масу окалини, що утворилася на залізній

пластинці внаслідок тривалої взаємодії з повітрям об'ємом 10 л (н. у.).

169\*. Залізна пластинка тривалий час перебувала у розчині сульфату купрум(II). Коли вона вкрилася міддю, її маса збільшилась на 6 г. Обчислити масу феруму, який перейшов у розчин.

## § 27. СПЛАВИ

Більшості металів властива здатність змішуватися один з одним у розплавленому стані й утворювати сплави.

Сплав може складатися з двох і більше компонентів, у тім числі й неметалів. Наприклад, *мельхіор* — сплав міді з нікелем, *сталь* — сплав заліза з вуглецем.

Сплави широко використовуються у промисловості. Чисті метали не завжди задовольняють тим вимогам, які ставляться до матеріалів сучасної техніки. Це пояснюється тим, що сплави часто мають такі властивості, яких не мають ті метали, що їх утворюють. Змінюються густина, температура плавлення, електрична провідність, твердість, механічна міцність, пластичність, корозійна стійкість тощо. Наприклад, *дюралюміній* — сплав алюмінію (95%), міді (4%), магнію (0,5%), мангану (0,5%), зберігає легкість, але набагато твердіший за алюміній і мідь.

Залежність між складом сплавів та їхніми властивостями вперше встановив російський учений М. С. Курнаков.

### МИКОЛА СЕМЕНОВИЧ

**КУРНАКОВ**  
(1860—1941)

Російський фізико-хімік, академік. Розробив фізико-хімічний аналіз розчинів і сплавів металів. Сформулював уявлення про дальтоніди і бетоліди. Автор багатьох праць з хімії комплексних сполук, природних соляних розчинів, теорії розчинів і сплавів. Запровадив виробництво платинових металів, алюмінію, магнію, калію.



Метали у сплавах можуть розчинятися один в одному, утворювати механічні суміші і реагувати один з одним з утворенням сполук.

1. Якщо сплавляються близькі за властивостями метали, то у вузлах їхніх кристалічних решіток містяться атоми різних металів, оскільки вони можуть заміщувати один одного. У такому разі утворюється однорідний сплав, який називають *твердим розчином*.

2. Якщо сплав є *механічною сумішшю*, то в ньому під мікроскопом можна чітко розрізнити кристали окремих металів.

3. Якщо під час сплавляння метали взаємодіють один з одним, то утворюються *інтерметалічні сполуки (інтерметаліди)*, наявні в сплаві.

У разі розчинення неметалів у розплавлених металах також можуть відбуватися хімічні реакції. Наприклад, під час виплавляння чавуну залізо реагує з вуглецем з утворенням карбіду феруму  $\text{Fe}_3\text{C}$  — цементиту, що надає твердості і крихкості чавуну.

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.

У промисловості широко використовуються сплави заліза з вуглецем. Залежно від вмісту Карбону в сплаві розрізняють: м'яке залізо (< 0,2% Карбону), сталь (0,2—1,7% Карбону) і чавун (1,7—5% Карбону).

---

### Завдання для самоконтролю

170. У чому полягає суть процесу утворення сплавів? Назвіть сплави, знайомі вам із повсякденного життя.

171. Які види сплавів розрізняють залежно від їх структури?

172. Багато розплавлених металів під час змішування взаємодіють один з одним з утворенням хімічних сполук, наприклад  $\text{CuZn}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{Pb}$ ,  $\text{Ca}_3\text{Sb}_2$ . Такі сполуки називають

- (1) твердими розчинами; (3) інтерметалідами;  
(2) механічними сумішами; (4) сполуками вкорінення.

173. Чому властивості сплавів відрізняються від властивостей металів, що входять до їх складу?

174. Чому в техніці широко використовують сплави заліза, а не чисте залізо? Які сплави заліза використовують на виробництві та в побуті?

175. Аналізуючи сталь на вміст Карбону, спалили її зразок масою 2,5 г й добули 0,1 г оксиду карбону(IV). Визначити масову частку Карбону у сталі.

176. Визначити маси оксиду плюмбуму(II) та оксиду стануму(IV), потрібні для добування 500 г сплаву припою, в якому масова частка свинцю становить 66%, а олова — 34%.

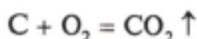
177\*. Латунна паличка масою 10 г (склад латуні:  $W(\text{Cu}) = 60\%$ ,  $W(\text{Zn}) = 40\%$ ) занурена у склянку з розчином хлоридної кислоти з масовою часткою  $\text{HCl}$  30% і густиною 1,15 г/мл. Обчислити кількість речовини газу, що виділився при цьому, та об'єм витраченого розчину хлоридної кислоти.

## § 28. ДОМЕННЕ ВИРОБНИЦТВО ЧАВУНУ

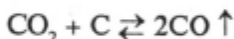
Чавун — це сплав заліза з вуглецем та деякою кількістю силіцію Si, мангану Mn, фосфору P, сірки S. Масова частка Карбону в чавуні 1,7%.

Чавун — твердий і крихкий матеріал. Його виплавляють у доменних печах, виготовлених з вогнетривких матеріалів (див. вклейку). У доменну піч завантажують *шихту* — суміш сировинних матеріалів, що складається з залізної руди, палива і флюсів. Як паливо найчастіше використовують кам'яновугільний кокс. Він є джерелом теплоти, підтримує високу температуру в печі, а також бере участь у відновленні заліза з оксидів, що містяться в руді.

Спочатку кокс згоряє з утворенням оксиду карбону(IV). Внаслідок цього розвивається висока температура, бо згоряння коксу — екзотермічна реакція:

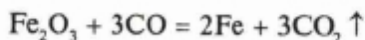


Утворений оксид карбону(IV) проходить крізь розпечений кокс і, поглинаючи теплоту, відновлюється до оксиду карбону(II):

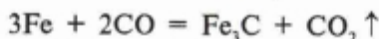


Оксид карбону(II) при високій температурі легко відновлює залізо:





Залізо утворюється у твердому стані. Губчасті грудочки його легко вбирають Карбон та інші елементи і перетворюються на чавун. Відбувається також хімічна взаємодія заліза з коксом і CO з утворенням цементиту — карбиду феруму  $\text{Fe}_3\text{C}$ , який також входить до складу чавуну:

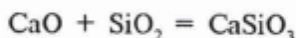


Утворений чавун плавиться і стікає у горно.

У доменну піч разом з рудою потрапляє й пуста порода, що містить  $\text{SiO}_2$  та інші речовини. Всі ці домішки, як правило, дуже тугоплавкі і можуть закупорити піч, яка працює безперервно протягом багатьох років. Щоб тугоплавкі домішки видалити з печі, їх переводять у легкоплавкі сполуки, у *шлак*, за допомогою *флюсів*. Як флюс використовують, наприклад, вапняк  $\text{CaCO}_3$ , який у печі під впливом високої температури розкладається:



Утворений оксид кальцію CaO взаємодіє з тугоплавкими оксидами, що є в шихті, і переводить їх у легкоплавкий шлак, наприклад:



Шлак значно легший, ніж чавун, тому він плаває на його поверхні і тим самим захищає метал від окиснення.

Чавун і шлак збираються в нижній частині доменної печі — у горні, звідки їх періодично випускають.

Раніше шлак вважали відходом, а нині його використовують для виготовлення щебеню, гравію, шлакобетону, шлаковати та інших будівельних матеріалів.

З чавуну виливають різні вироби, деталі складної конфігурації. Адже чавун має важливу особливість, яка полягає у тому, що під час тверднення він не стискується, як більшість металів, а розширюється (як вода, коли вона переходить у лід).

Чавун, що застосовується для виливання виробів, називають *ливарним*. У ливарний чавун часто вводять добавки



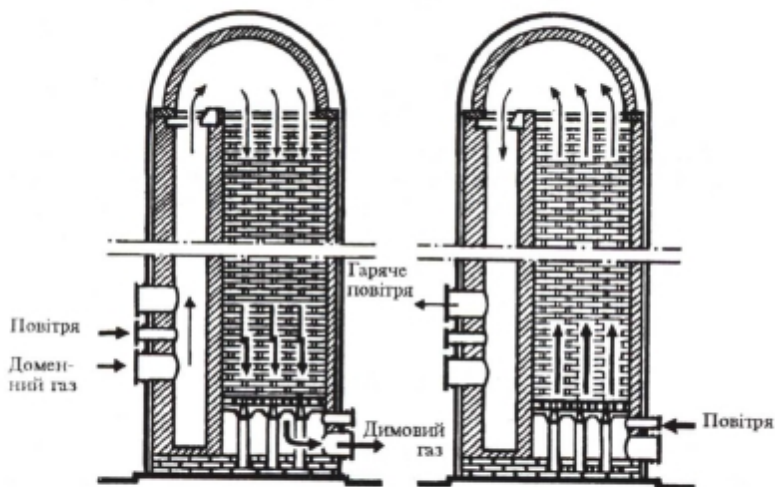
магнію та інших металів, що поліпшують механічні властивості чавуну, зменшують його крихкість. З ливарного чавуну виготовляють станини машин, махові колеса, плити, ґрати, художні вироби.

На частку ливарного чавуну припадає 10% маси всього чавуну, що виплавляється. Решту чавуну використовують для добування сталі. Це так званий *переробний чавун*.

З верхньої частини доменної печі виходить *доменний газ*. Він містить суміш газів —  $\text{CO}$  (28%),  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$  та багато пилу. Доменний газ горючий (чому?). Його спалюють, а теплоту використовують для попереднього нагрівання повітря, збагаченого киснем, що надходить у піч.

Нагрівання здійснюють у повітрянагрівниках — *кауперах* (мал. 11). Це високі башти, складені з вогнетривкої цегли, куди потрапляють гарячі гази, що виходять із доменної печі. Вони віддають свою теплоту цеглі. Оксид карбону(II) згоряє у каупері і також підвищує його температуру. Потім доменний газ автоматично спрямовується в інший каупер, а крізь перший продувають повітря, що подається у доменну піч. У розпеченому каупері повітря нагрівається. Це дає змогу економити паливо, яке у великій кількості витрачалося б на підігрівання повітря, що надходить у піч.

Кожна доменна піч має кілька кауперів.



Мал. 11. Повітрянагрівники (схема)

## Завдання для самоконтролю

178. Який склад шихти для доменної печі? Яке призначення мають її основні компоненти?

179. Обчисліть, в якій руді — у червоному  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  чи в магнітному  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  залізняку — масова частка Феруму більша.

180. Розкрийте основні хімічні процеси, що відбуваються під час виплавлення чавуну. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

181. Чому під час доменного процесу утворюється метал з високим вмістом Карбону?

182. Яка роль шлаку в доменному процесі? Напишіть рівняння реакцій утворення шлаку.

183. Чому для дуття використовують повітря, збагачене киснем, а не звичайне повітря?

184. Обчисліть об'єм (н. у.) оксиду карбону(II), потрібного для відновлення заліза з оксиду феруму(III) масою 960 т.

185\*. Маса магнітного залізняку (масова частка пустої породи 10%), потрібного для добування 2 т чавуну з масовою часткою Феруму 93%, становить

- |              |              |
|--------------|--------------|
| (1) 1,427 т; | (3) 28,54 т; |
| (2) 2,854 т; | (4) 14,27 т. |

186\*. Маса чавуну з масовою часткою Карбону 4%, яку можна добути з 580 кг магнітного залізняку з масовою часткою домішок 20%, дорівнює приблизно

- |             |             |
|-------------|-------------|
| (1) 50 кг;  | (3) 250 кг; |
| (2) 100 кг; | (4) 350 кг. |

187\*. Маса коксу з масовою часткою Карбону 97%, з якого утворюється такий об'єм оксиду карбону(II), що достатній для відновлення 320 кг оксиду феруму(III), дорівнює

- |              |              |
|--------------|--------------|
| (1) 37,1 кг; | (3) 74,2 кг; |
| (2) 371 кг;  | (4) 742 кг.  |

## § 29. СПОСОБИ ВИРОБНИЦТВА СТАЛІ

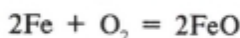
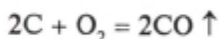
Сталь — це ковкий сплав заліза з вуглецем та іншими домішками (металами і неметалами). Масова частка Карбону в сталі не перевищує 1,7%.

Сталь виробляють із чавуну і брукту. У процесі пере-

робки чавуну на сталь зменшується вміст Карбону, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Мангану в сплаві. Видалення цих домішок ґрунтується на реакціях їхнього окиснення киснем або оксидами феруму у розплаві.

Отже, процес виплавляння сталі принципово відрізняється від доменного процесу: доменний процес — це процес відновлення, а виплавляння сталі — процес окиснення, мета якого — зменшити вміст Карбону та інших домішок окисненням їх у масі металу. У цьому разі відбуваються складні процеси.

Оксиген, який міститься в руді, і кисень, що надходить з повітрям у піч для спалювання газоподібного палива, окиснюють вуглець і значну кількість заліза:



Утворений оксид феруму(II)  $\text{FeO}$ , а також оксиди феруму, що містяться у брукті, за високої температури взаємодіють із силіцієм, манганом та іншими домішками, що містяться у чавуні:



Утворені оксиди взаємодіють з флюсами, які додають у піч під час виплавляння сталі, і утворюють шлаки. Шлаки легко видаляються з печі. Для видалення оксиду феруму(II), який ще залишається в сталі, у розплавлену сталь додають розкисники (манган, ванадій, титан), які взаємодіють з надлишковими  $\text{FeO}$ :



Утворені оксиди переходять у шлак.

Під час виплавлення сталей до них додають легуючі

добавки<sup>1</sup>, використовуючи для цього кобальт, нікель, ванадій, хром, вольфрам, молібден, титан та інші метали. Це дає змогу добувати сталі різного складу, що мають підвищену міцність, корозійну стійкість (неіржавна сталь), підвищену стійкість до спрацювання тощо.

Використовують кілька способів добування сталі: киснево-конвертерний, мартенівський і електротермічний.

За киснево-конвертерним способом кисень продувають крізь розплавлений чавун у спеціальних апаратах — *конвертерах* (див. вклейку). Це високопродуктивний спосіб, що дає змогу добувати сталь високої якості.

Основу конвертерного способу виробництва сталі розробив англійський винахідник Генрі Бессемер у 1856 р. Він запропонував переробляти рідкий чавун (з незначним вмістом фосфору і сірки), продуваючи його повітрям. Використання палива у цьому разі не потрібне. Процес відбувається самочинно за рахунок теплоти екзотермічних реакцій і триває 12—15 хв. Проте через низький вміст кисню у повітрі неможливо було досягти необхідних температури та інтенсивності окисно-відновних процесів. Тому сталь вироблялася низької якості. З розвитком виробництва кисню створились умови для вдосконалення способу Бессемера. У другій половині ХХ ст. на зміну йому прийшов киснево-конвертерний процес.

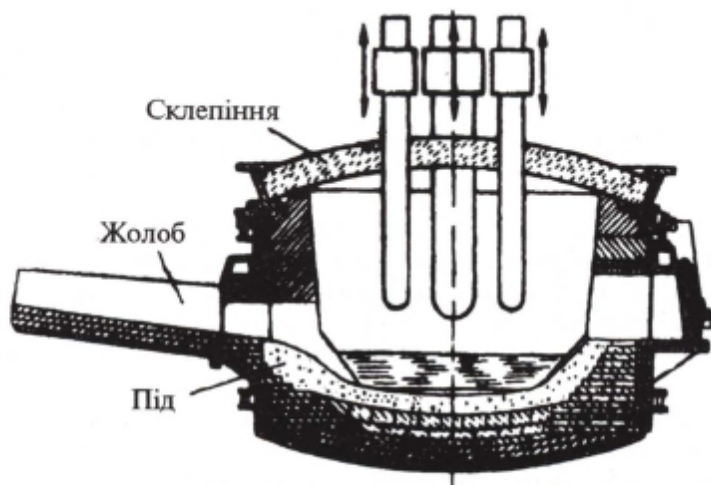
За мартенівським способом кисень або повітря пропускають над розплавленим чавуном. При цьому залізо окиснюється у поверхневому шарі. Перевага мартенівського способу полягає в тому, що процес переробки чавуну на сталь можна легко контролювати і добувати сталі різних марок. Однак цей спосіб менш економічний, ніж конвертерний, тому останнім часом виплавляння сталі за цим способом скорочується.

Мартенівський спосіб розробив французький металург П'єр Мартен у 1864 р. Він сконструював піч, у яку завантажуються чавун, брухт і певна кількість руди. У піч вводяться попередньо нагріті повітря і паливо, під час згоряння якого утворюється факел з температурою до 1900 °С. Метал і руда плавляться, і в розплав вводяться добавки, потрібні для добування сталі заданого складу. Вигорання домішок відбувається, в основному, за рахунок кисню повітря. Процес плавлення триває 8—10 год.

---

<sup>1</sup> Легування (від нім. *legieren* — сплавити) — добавляння у металеві сплави хімічних елементів, які сприяють отриманню сплавів із заданими хімічним складом, структурою та потрібними властивостями.

За електротермічним способом, що відомий з 1880 р., як сировину здебільшого використовують брухт, до якого додають трохи чавуну. Окиснення вуглецю, фосфору та деяких інших домішок здійснюється також киснем і оксидами феруму, що містяться в брухті. Електропечі (мал. 12) дають змогу досягати вищої температури розплаву, ніж це можливо в інших печах, тому цей спосіб найчастіше застосовують для виплавляння сталей, легованих тугоплавкими металами.



Мал. 12. Електропечі

### Завдання для самоконтролю

188. Порівняйте сплави чавун і сталь. Що у них спільного і чим вони відрізняються один від одного?

189. Які хімічні процеси лежать в основі добування сталі? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

190. Які способи виплавляння сталі ви знаєте? Що найхарактерніше для кожного з них?

• 191. Масова частка Карбону в сталі становить 0,4%. Якщо спалити зразок такої сталі масою 5 г, то маса утвореного оксиду карбону(IV) становитиме

- |             |              |
|-------------|--------------|
| (1) 0,07 г; | (3) 0,007 г; |
| (2) 0,7 г;  | (4) 7 г.     |



• 192. У лабораторії з метою аналізу сплаву заліза на вміст Карбону спалили зразок сплаву масою 5 г. При цьому виділилося 74,6 мл оксиду карбону(IV) (н. у.). Визначте, який взято сплав — чавун чи сталь, якщо масова частка Карбону у ньому становить

- |            |            |
|------------|------------|
| (1) 0,04%; | (3) 0,8%;  |
| (2) 0,4%;  | (4) 0,08%. |

193. Із 160 т чавуну з масовою часткою Карбону 6% можна добути сталь з масовою часткою Карбону 1,5%, маса якої дорівнюватиме

- |            |            |
|------------|------------|
| (1) 53 т;  | (3) 153 т; |
| (2) 100 т; | (4) 200 т. |

### § 30. ПРОБЛЕМА БЕЗВІДХІДНИХ ВИРОБНИЦТВ У МЕТАЛУРГІЇ Й ОХОРОНА ДОВКІЛЛЯ

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 через високий вміст оксидів CO і  $\text{CO}_2$  у відхідних газах.

Серйозним забрудником довкілля є й коксові печі, де виробляється металургійний кокс. Під час їх завантаження повітря забруднюється пилом і парою. Крім того, у повітря виділяються гази, що не тільки мають неприємний запах, а й шкідливі для здоров'я ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ , CO тощо).

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  $\text{Cu}_2\text{S}$  і відновлення коксом міді з добутого оксиду. Які шкідливі для здоров'я продукти при цьому утворюються? Замініть кокс на водень і знову напишіть рівняння можливої реакції. Який висновок можна зробити, порівнюючи застосування цих відновників?

У процесі добування сталі у сталеплавильних печах, особливо конвертерах, виділяється багато димових газів,

що також містять отруйний чадний газ CO. На сучасних заводах встановлюють фільтри, пило- і газовловлювачі та інші очисні споруди, що допомагають утилізувати виробничі відходи і деякі з них далі переробляти. 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. Суть способу прямого відновлення заліза полягає в тому, що з очищеної руди, яка практично містить лише оксиди феруму, виготовляють кульки — *окотки*. Їх безперервно подають конвеєром у циліндричну обертову піч. Піч має невеликий ухил, тому окотки поступово пересуваються до нижньої частини. Туди ж протитечією надходить відновник (водень):



Відновлення відбувається за температури, нижчої від температури плавлення заліза. В результаті утворюється губчасте залізо, з якого в електропечах добувають сталь.

Отже, ефективне використання природних ресурсів, вилучення з перероблюваної сировини якомога більшої кількості цінних продуктів, зменшення стадій виробничого процесу, створення комбінатів, на яких відходи одного виробництва використовуються як сировина для іншого, — ці заходи та інші (які?) спрямовані на охорону природного середовища від забруднення промисловими відходами.

## § 31. ЗАСТОСУВАННЯ МЕТАЛІВ І СПЛАВІВ У СУЧАСНІЙ ТЕХНІЦІ

Нині *залізо та його сплави*, безперечно, є основними технічними матеріалами. Без них не обходиться жодна галузь. Із чорних металів виготовляють верстати й автомобілі, кораблі і мости, арматуру для залізобетонних конструкцій і жерсть для консервних банок, дахове залізо і сільськогосподарські машини, труби та інструменти, побутові вироби тощо.

*Алюмінієві сплави* посідають друге місце серед конструкційних матеріалів. Вони стійкі до атмосферної корозії, порівняно дешеві, просто добуваються та обробляються. Алюмінієві сплави застосовують у ракетній техніці, авіа-, авто-, судно- та приладобудуванні.

Далеко позаду стоять *магній* і *титан*. Основна галузь застосування магнію — виготовлення на його основі легких сплавів, для яких характерні значні твердість, міцність і стійкість до корозії. Магнійтермічним способом добувають деякі метали, зокрема титан.

- Напишіть рівняння реакції відновлення титану з його сполуки — хлориду титану(IV) магнієм.

*Магній* широко застосовують у синтезі багатьох органічних сполук. Суміші порошку магнію з окисниками використовують для виготовлення освітлювальних і запалювальних ракет.

*Титан*, який має винятково високу стійкість до корозії, що перевищує стійкість неіржавної сталі, використовують для виготовлення хімічної апаратури та в різних галузях машинобудування, оскільки він не набагато важчий за алюміній, але втричі міцніший від нього. Висока жаростійкість титану та його сплавів робить їх дуже цінними матеріалами для літако- і ракетобудування. Крім того, сплави титану добре сумісні з живою тканиною, тому з них виготовляють медичні інструменти.

Проте, як засвідчує періодична таблиця Д. І. Менделєєва, у природі існує ще близько 70 металів. Можна вважати, що найближчим часом жоден із них за масштабами виробництва і застосування не зрівняється із залізом і алюмінієм. Разом з тим майже всі метали більшою чи меншою мірою вже роблять свій внесок у технічний прогрес.

Це стосується не лише важких металів, які людина з давніх-давен знає і використовує (мідь, олово, свинець, цинк, нікель), а й таких, які лише нещодавно зацікавили вчених та інженерів, наприклад цирконій, тантал тощо.

*Цирконій* Zr зовні схожий на сталь. Він дуже стійкий до дії кислот. За цією властивістю він перевершує титан та високолеговані сталі. За міцністю він не поступається конструкційним сталям. Із цирконію виготовляють оболонки паливних елементів для ядерних реакторів. Він не тільки стійкий до корозії та механічних навантажень, а й практично «прозорий»

для нейтронів. Цирконій використовують як ефективну легуючу добавку до сталей: він надає їм в'язкості і запобігає крихкості за низьких температур.

*Тантал* Та також застосовується як легуюча добавка до спеціальних сталей: вони стають ще більш тугоплавкими. Адже температура плавлення танталу досягає 3000 °С. Для сплавів танталу характерні висока міцність і надзвичайна стійкість до впливу хімічного агресивного середовища. Тому його використовують у хімічній промисловості для виготовлення теплообмінників та інших апаратів, у електроніці — як конструкційний матеріал.

Чистий тантал добре «уживається» з біологічними тканинами. Він з ними хімічно не взаємодіє і не викликає подразнення у м'язах і кістках. Ось чому хірурги для скріплення кісток і м'яких тканин використовують танталові пластинки, дріт, стержні, шурупи.

Нові металеві матеріали у таких галузях техніки, як сучасні машинобудування, електроніка, медична, ядерна, космічна техніка, взагалі незамінні.

Отже, завдяки своїм властивостям метали мають широке застосування.

Нині важко знайти таку галузь науково-технічної діяльності виробництва чи побуту, де метали не відігравали б суттєвої ролі. Вони належать до числа найпоширеніших матеріалів, які людина використовує для забезпечення своїх життєвих потреб.

## § 32. З ІСТОРІЇ РОЗВИТКУ ЧОРНОЇ МЕТАЛУРГІЇ В УКРАЇНІ

Виробництво заліза на території України відоме з VII—V ст. до н. е. За часів Київської Русі набув поширення так званий сиродутний процес добування заліза способом безпосереднього відновлення залізних руд деревним вугіллям у горнах.

У XIV—XVIII ст. на Поліссі, Київщині, у Прикарпатті й Галичині здійснювалось виробництво металу в горнах і примітивних домницях. На Поліссі наприкінці XVIII ст. з'явилися перші доменні печі невеликого розміру, в яких із місцевих болотних і гірських руд виплавляли ливарний чавун на деревному вугіллі.

Заводське виробництво чорних металів в Україні набуло розвитку наприкінці XIX ст. одночасно з промисловою розробкою покладів кам'яного вугілля у Донбасі і залізних



руд у Криворізькому і Керченському басейнах. Перша доменна піч, що працювала на кам'яному вугіллі, була споруджена на початку XIX ст. в Луганську. З 80-х років великі металургійні заводи, що використовували кокс, будувалися в Україні на Донбасі і в Придніпров'ї. Перший такий завод став до ладу у 1872 р. в Юзівці (нині Донецьк). У 1913 р. в Україні була зосереджена більша частина виробництва металу, ніж у всій тодішній Росії. Діяло 42 доменні і 72 мартенівські печі, 28 конвертерів.

### § 33. НАТРІЙ І КАЛІЙ — ЛУЖНІ МЕТАЛИ

- Пригадайте, які хімічні елементи становлять групу лужних металів. Розкажіть про їхнє місце у періодичній системі хімічних елементів.

Серед лужних металів найважливіше практичне значення мають елементи Натрій і Калій. Будову їх атомів подано у табл. 5.

Таблиця 5. Схеми будови атомів Натрію і Калію

Хімічний символ	Заряд ядра	Число електронів на енергетичних рівнях				Електронна формула	Радіус атома, нм
Na	+11	2	8	1	—	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	0,192
K	+19	2	8	8	1	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1$	0,231

- Наведіть графічні схеми розміщення електронів за енергетичними рівнями і підрівнями (енергетичними комірками) атомів Натрію і Калію.

**Поширеність у природі.** Натрій і Калій у вільному стані в природі не зустрічаються, а тільки у вигляді сполук (чому?). Основними природними сполуками Натрію є *кам'яна сіль*  $\text{NaCl}$  і *глауберова сіль*  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . До важливих мінералів Калію належать *сильвін*  $\text{KCl}$ , *сильвініт*  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ , *карналіт*  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .



**ГЕМФРІ ДЕВІ**  
(1778—1829)



Англійський фізико-хімік, один із засновників електрохімії, президент Лондонського королівського товариства (з 1820 р.). За допомогою електролізу добув натрій, калій, кальцій, стронцій, барій, магній. Винайшов у 1815 р. безпечну рудникову лампу. Написав багато інших наукових праць.

**Добування.** Металічний натрій у промисловості добувають електролізом розплаву хлориду натрію  $\text{NaCl}$  з інертними (графітовими) електродами (одночасно добувають хлор  $\text{Cl}_2$ ).

- Напишіть рівняння електролітичної дисоціації хлориду натрію у розплаві і зазначте, які процеси відбуваються на катоді і на аноді під час електролізу.

Іноді натрій добувають електролізом розплаву гідроксиду натрію  $\text{NaOH}$ .

Калій також добувають електролізом розплаву його сполук —  $\text{KCl}$ ,  $\text{KOH}$ . Однак через труднощі створення безпечних умов електролізу калій частіше добувають взаємодією натрію з гідроксидом калію за температури  $380\text{—}450\text{ }^\circ\text{C}$  (у середовищі азоту  $\text{N}_2$ ):



або пропусканням крізь розплав хлориду калію  $\text{KCl}$  ( $760\text{—}890\text{ }^\circ\text{C}$ ) пари натрію:



Утворюється сплав  $\text{K—Na}$ , після ректифікації якого добувають майже чистий калій.

Натрій і калій уперше добуті електролізом у 1807 р. англійським ученим Гемфрі Деві.

**Фізичні властивості.** Натрій і калій — метали сріблясто-білого кольору, дуже легкі (плавають на воді), м'які (легко ріжуться ножом), легкоплавкі (розплавляються у гарячій воді), виявляють високу електричну провідність.

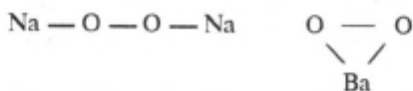
**Хімічні властивості.** Атоми Натрію і Калію, що вступають у хімічну взаємодію, легко віддають єдиний електрон зовнішнього електронного шару і виявляють у сполуках сталий ступінь окиснення +1. Їм властива висока хімічна активність. У реакціях натрій і калій є сильними відновниками.

Розглянемо конкретно, з якими речовинами і як вони реагують.

**1. Взаємодія з киснем.** На повітрі натрій і калій легко окиснюються з утворенням пероксидів  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$  ( $\text{K}_2\text{O}_4$ ) і як домішки — оксидів  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ :



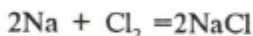
**Пероксиди** — це особлива група хімічних сполук, які можна розглядати як солі пероксиду гідрогену  $\text{H}_2\text{O}_2$ , що виявляє слабкі кислотні властивості. Наприклад,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  — пероксид натрію,  $\text{BaO}_2$  — пероксид барію:



Хімічно з'єднані між собою атоми Оксигену утворюють так звану пероксидну групу:  $-\text{O}-\text{O}-$ . Оксиген у цій групі двовалентний (чому?), але ступінь окиснення його дорівнює -1. Виходить, барій у пероксиді барію  $\text{BaO}_2$  не чотиривалентний, як могло б здатися, а двовалентний, і ступінь окиснення його  $+2$ :  $\text{Ba}^{\overset{+2}{}}\text{O}_2^{\overset{-1}{}}$ .

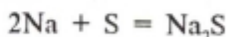
Через надзвичайну легкість окиснення на повітрі натрій і калій зберігають у запаяних скляних посудинах або під шаром гасу.

**2. Взаємодія з галогенами.** Натрій і калій самозаймаються в середовищі фтору  $\text{F}_2$ , енергійно реагують з іншими галогенами з утворенням галогенідів:

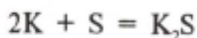


Калій під час стикання з бромом вибухає.

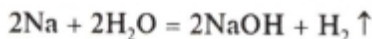
3. *Взаємодія з сіркою.* У порцелянову ступку насиплемо 1 г добре розтовченої сірки і покладемо маленький кусочок натрію (завбільшки з півгорошини, не більше). Як застережний захід обмотаємо праву руку рушником і товкачиком натискатимемо на натрій, обережно розтираючи його з сіркою. Реакція відбувається енергійно, чути звуки, схожі на оплески, інколи проскакують вогняні іскри. Слабкого нагрівання, що виникає під час тертя, виявляється достатньо, щоб натрій сполучився з сіркою з утворенням сульфідру натрію:



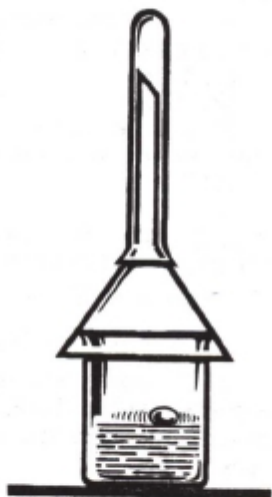
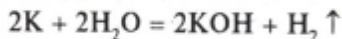
Калій ще енергійніше взаємодіє з сіркою. Дослід із ним проводити не можна, бо він небезпечний. Внаслідок взаємодії також утворюється сульфід:



4. *Взаємодія з водою.* Закріпимо у штативі пробірку, заповнену водою майже по самі вінця, або візьмемо стакан з водою. Накриємо перевернутою догори лійкою (мал. 13). Очищений кусочок натрію завбільшки з півгорошини скачаємо у ковбаску і крізь отвір лійки вкинемо у пробірку. Відразу ж починається реакція. Водень, що виділяється, запалимо біля отвору лійки. Коли реакція припиниться, у пробірку додамо декілька крапель розчину фенолфталейну. Поява малинового забарвлення засвідчує утворення лугу:



Калій також реагує з водою з утворенням лугу і водню, але значно енергійніше. Водень, що виділяється при цьому, самозаймається:



Мал. 13. Взаємодія натрію з водою

**Застосування.** Натрій використовують як наповнювач газорозрядних натрієвих ламп, як відновник у кольоровій металургії (обмінні реакції у розплавах), як каталізатор в органічному синтезі (добування синтетичного каучуку). Натрій та його сплави з калієм використовуються як теплоносії, зокрема в ядерних реакторах.

Калій застосовують як матеріал електродів у хімічних джерелах струму, для створення фотоелементів. Радіоактивні ізотопи Калію використовують у медицині й біології. У складі добрив Калій застосовується для живлення рослин.

---

### Завдання для самоконтролю

194. Порівняйте будову атомів Натрію і Калію, зазначте їх подібність і відмінність.

195. Які фізичні властивості мають натрій і калій?

196. Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості калію.

197. Що вам відомо про поширення натрію і калію у природі?

198. Як добувають натрій і калій у промисловості? Напишіть відповідні рівняння реакцій, зазначте, де застосовують натрій і калій.

199. Масова частка Натрію у морській воді, яка містить 1,5% хлориду натрію, становить

(1) 1,5%; (3) 0,30%;

(2) 0,15%; (4) 0,59%.

200. Об'єм водню (н. у.), що виділяється під час взаємодії калію кількістю речовини 0,5 моль з водою, дорівнює

(1) 2,8 л; (3) 11,2 л;

(2) 5,6 л; (4) 22,4 л.

201. Напишіть рівняння реакцій, що відображають такі перетворення (у водних розчинах):

а)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

б)\*  $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$ .

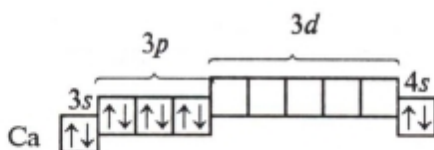
202\*. Обчисліть масу розчину гідроксиду натрію з масовою часткою  $\text{NaOH}$  10%, необхідного для нейтралізації розчину сульфатної кислоти масою 196 г з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  10%.

203\*. У посудину з водою об'ємом 45 мл помістили металічний натрій масою 2,3 г. Обчисліть масову частку їдкого натру, що утворився в розчині внаслідок реакції.

## § 34. КАЛЬЦІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

- Розкажіть про місце Кальцію у періодичній системі хімічних елементів і зобразіть будову його атома. Напишіть електронну формулу атома Кальцію.

Електронна конфігурація зовнішнього і передостаннього електронних шарів атома Кальцію



показує, що в хімічних реакціях атоми Кальцію легко віддають обидва електрони із зовнішнього шару і виявляють ступінь окиснення +2.

**Поширення у природі.** Кальцій належить до найбільш поширених елементів у природі. Масова частка його у земній корі становить 3,4%. Трапляється він тільки у вигляді сполук. Значно поширені різні *силікати* й *алюмосилікати*, до складу яких входить Кальцій. Крім них, промислове значення мають *кальцит*  $\text{CaCO}_3$  (вапняк, крейда, мармур), *доломіт*  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , *гіпс*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , *флюорит*  $\text{CaF}_2$ , *фосфорити* й *апатити* тощо. Кальцій міститься в організмах багатьох тварин: у кістковій тканині хребетних, у черепашках молосків ( $\text{CaCO}_3$ ), яєчний шкаралупі.

**Добування.** Кальцій добувають електролізом розплаву хлориду кальцію  $\text{CaCl}_2$ .

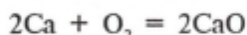
- Напишіть рівняння електролітичної дисоціації хлориду кальцію у розплаві і покажіть, які процеси відбуваються на катоді і на аноді під час електролізу.

**Фізичні властивості.** Кальцій — сріблясто-білий метал; легкий, густина його  $1,54 \text{ г/см}^3$ ; пластичний так само, як і лужні метали, але значно твердіший від них і не такий легкоплавкий, як натрій і калій ( $t_{\text{пл}}$  кальцію  $842^\circ\text{C}$ ). Атомний радіус  $0,197 \text{ нм}$ .

**Хімічні властивості.** Кальцій, подібно до натрію і калію, є сильним відновником, хімічно активним металом.

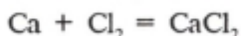


1. *Взаємодія з киснем.* На повітрі кальцій легко окиснюється, тому його також зберігають під шаром гасу. Внаслідок окиснення кальцію на повітрі утворюється його оксид:

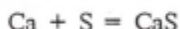


Під час нагрівання в кисні та на повітрі кальцій займається.

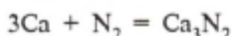
2. *Взаємодія з галогенами.* Кальцій за звичайних умов інтенсивно реагує з галогенами з утворенням галогенідів:



3. *Взаємодія з іншими простими речовинами — неметалами.* Під час нагрівання кальцій легко взаємодіє з сіркою з утворенням сульфїду кальцію:



Під час нагрівання в середовищі азоту кальцій займається й утворює нітрид кальцію  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ , а під час нагрівання з Карбоном (кокс) — карбід кальцію  $\text{CaC}_2$ :



4. *Взаємодія з водою.* Візьмемо кристалізатор з водою й помістимо у воду шматочок кальцію. Швидко накриємо його перевернутим циліндром з водою. Водень, що виділяється, витискує воду з циліндра. Вода в кристалізаторі стає каламутною внаслідок утворення погано розчинного гідроксиду кальцію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Довести його наявність можна за допомогою фенолфталеїну або лакмусу (що спостерігається?). Поява малинового забарвлення розчину після добавляння кількох крапель розчину фенолфталеїну свідчить про те, що  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — луг:



**Застосування.** Металічний кальцій широкого застосування не знайшов. Його використовують у виробництві чавуну і сталі для очищення їх від кисню, сірки, фосфору і для добування сплавів із свинцем, з яких виготовляють підшипники. Завдяки великій хімічній активності кальцій

використовують для відновлення деяких тугоплавких металів (титан, цирконій тощо) з їхніх оксидів.

Серед сполук кальцію, які добувають у промисловості, найбільше значення мають оксид і гідроксид кальцію.

Оксид кальцію  $\text{CaO}$  — це кристалічна речовина білого кольору, дуже тугоплавка ( $t_{\text{пл}} = 2627^\circ\text{C}$ ). У промисловості оксид кальцію добувають, випалюючи вапняк  $\text{CaCO}_3$  за температури  $900\text{—}1000^\circ\text{C}$ :



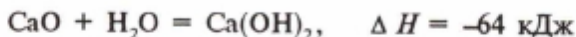
Технічний оксид кальцію називають *негашеним (паленим) вапном*.

Оксид кальцію виявляє усі хімічні властивості, характерні для основних оксидів активних металів.

- Знаючи, що  $\text{CaO}$  — основний оксид, напишіть рівняння реакцій, що ілюструють його хімічні властивості.

Особливо підкреслимо взаємодію оксиду кальцію з водою. Ця властивість негашеного вапна широко використовується у промисловості.

Помістимо у хімічний стакан 2—3 грудочки негашеного вапна  $\text{CaO}$  і наллємо води стільки, щоб їх повністю змочити. Відбувається бурхлива реакція, що супроводжується шипінням і сильним розігріванням. Грудочки розсипаються у порошок. Відбувається процес гашення вапна з утворенням *гашеного вапна*, або гідроксиду кальцію, і виділенням великої кількості теплоти:

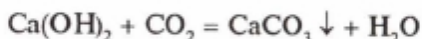


Гідроксид кальцію  $\text{Ca(OH)}_2$  — безбарвні кристали, звичайно порошок сірого кольору, мало розчиняється у воді.  $\text{Ca(OH)}_2$  — сильна основа.

- Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості гідроксиду кальцію як основи.

Гашене вапно  $\text{Ca(OH)}_2$ , змулене у воді, утворює завись (суспензію), яку називають *вапняним молоком*. Воно застосовується у виробництві цукру для його очищення і для вапнування стовбурів дерев.

Безбарвний прозорий розчин гашеного вапна називають *вапняною водою*. Її використовують як реактив на оксид карбону(IV)  $\text{CO}_2$ :



Гашене вапно  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  широко використовується у будівництві як в'язучий матеріал, у сільському господарстві — для вапнування ґрунтів, як компонент шихти у виробництві скла і для зм'якшення води.

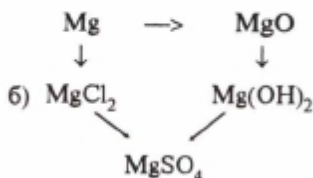
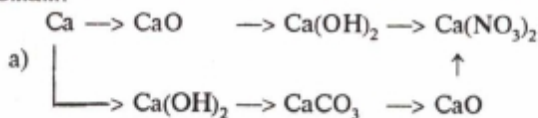
### Завдання для самоконтролю

204. Порівняйте калій і кальцій за фізичними властивостями. Обґрунтуйте причини їх подібності та відмінності.

205. Напишіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кальцію. Зазначте умови їх перебігу.

206. Як добувають металічний кальцій і де його використовують?

207. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким схемам:



208. Чому негашене вугно не можна зберігати на повітрі? Відповідь обґрунтуйте рівняннями реакцій.

209. Обчисліть об'єм оксиду карбону(IV) (н. у.), який утворюється внаслідок прожарювання вапняку масою 5 кг з масовою часткою домішок 10%, і масу паленого вапна.

210. Обчисліть масу гашеного вапня, яке можна добути з 12 кг вапняку з масовою часткою карбонату кальцію 90%, і об'єм оксиду карбону(IV) (н. у.), що виділяється в процесі реакції.

211\*. Під час взаємодії двовалентного металу масою 6 г з водою виділяється водень об'ємом 3,36 л (н. у.). Цей метал

- (1) Ca; (3) Ba;  
(2) Mg; (4) Ra.

212\*. Внаслідок згоряння двовалентного металу масою 1,2 г утворився його оксид масою 2 г. Цей метал

- (1) Ca; (3) Mg;  
(2) Ba; (4) Sr.

## § 35. АЛЮМІНІЙ

- Розкажіть про місце Алюмінію у періодичній системі хімічних елементів і зобразіть будову його атома. Напишіть електронну формулу атома Алюмінію.

Електронна конфігурація зовнішнього електронного шару атома Алюмінію  $3s^2 3p^1$  показує, що на зовнішньому шарі є вільні  $p$ -орбіталі. Це означає, що атом Алюмінію може переходити у збуджений стан (позначається зірочкою біля символу):



У збудженому стані атом Алюмінію може утворювати три ковалентні зв'язки або віддавати три валентні електрони, виявляючи ступінь окиснення +3. Це означає, що в окисно-відновних реакціях алюміній поводить себе як відновник.

**Поширення у природі.** Алюміній зустрічається у природі досить часто і за поширенням посідає третє місце серед усіх елементів. Через високу хімічну активність він трапляється у природі тільки у вигляді сполук. Алюміній входить до складу *алюмосилікатів* — речовин, головним компонентом яких є оксиди силіцію й алюмінію. Це різні глини, слюда, польовий шпат, каолін тощо. Основною алюмінієвою рудою є *боксит*  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . У природі трапляються також мінерали *криоліт*  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  і *корунд*  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (глинозем також має формулу  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

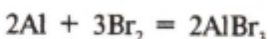
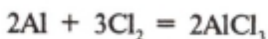
**Добування.** Спочатку з бокситу добувають глинозем, а потім електролізом розчину оксиду алюмінію  $\text{Al}_2\text{O}_3$  у розплавленому криоліті  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  добувають металічний алюміній (механізм процесу не розглядаємо).

**Фізичні властивості.** Алюміній — це сріблясто-білий метал, досить легкоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$ ) і дуже легкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ). Для нього характерна висока пластичність, добрі електрична провідність і теплопровідність.

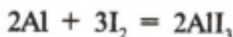
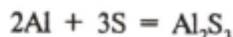
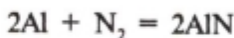
**Хімічні властивості.** Алюміній належить до числа хімічно активних металів. У витискувальному ряду він розміщений за магнієм. У чистому вигляді як на повітрі, так і у воді він може зберігатися досить довго, бо його поверхня вкривається тонкою, щільною і дуже міцною оксидною плівкою  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , яка захищає алюміній від подальшого окиснення і зумовлює його високу корозійну стійкість.

Виконаємо дослід, який підтверджує механічну міцність оксидної плівки. Закріпимо у штативі алюмінієвий дріт і нижній кінець його нагріємо. Через деякий час алюміній розплавляється, але не тече, бо опиняється у своєрідному чохлі з оксиду алюмінію.

**1. Взаємодія з неметалами.** За звичайних умов алюміній реагує з хлором і бромом:



Під час нагрівання алюміній взаємодіє з багатьма неметалами:



- Запишіть наведені рівняння у зошит і вкажіть назву кожної з утворених сполук.

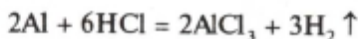
**2. Взаємодія з водою.** Алюміній стійкий до дії води завдяки оксидній плівці, що є на його поверхні. Якщо цю плівку знищити, алюміній енергійно витискуватиме водень з води:





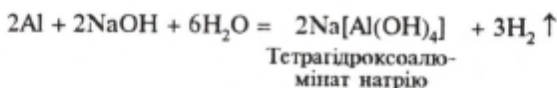
- У наведеній схемі реакції зазначте ступені окиснення тих елементів, у яких вони змінюються, і розставте коефіцієнти. Вкажіть окисник і відновник.

3. *Взаємодія з кислотами.* За звичайних умов алюміній взаємодіє з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами, відновлюючи водень, що входить до їх складу, й утворюючи солі:



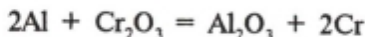
Концентровані сульфатна й нітратна кислоти пасивують алюміній: під дією цих кислот збільшується товщина захисної плівки на металі, і він не взаємодіє з ними.

4. *Взаємодія з лугами.* Алюміній реагує з розчинами лугів з виділенням водню й утворенням комплексної солі, наприклад тетрагідроксоалюмінату натрію<sup>1</sup>:



Реакція з лугами відбувається завдяки легкості розчинення в них оксидної плівки.

5. *Відновлення оксидів металів.* Алюміній — добрий відновник багатьох оксидів металів, наприклад:



**Спосіб відновлення оксидів металів алюмінієм називається *алюмінотермією* (різновид металотермії).**

Цей спосіб був запропонований М. М. Бекетовим у середині XIX ст.

<sup>1</sup> Можливе утворення й інших комплексних сполук, наприклад  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ . Комплексні солі — це сполуки, до складу яких входять складні (комплексні) йони, здатні до існування у розчинах і розплавах.



МИКОЛА МИКОЛАЙОВИЧ  
БЕКЕТОВ  
(1827—1911)

Російський і український фізико-хімік, професор Харківського університету (з 1859), академік Петербурзької Академії наук (з 1886). Відкрив спосіб відновлення металів з їхніх оксидів алюмінієм, заклав основи алюмінотермії. Склав (1863) витискувальний ряд металів, який було названо його ім'ям. Один із засновників фізичної хімії.

**Застосування.** Металічний алюміній широко використовується у промисловості. За обсягом виробництва серед металів він посідає друге місце після заліза. Основна маса алюмінію йде на виготовлення алюмінієвих сплавів. Найпоширеніший із них *дюраль*, або *дюралюміній*. Це сплав алюмінію з міддю і невеликими кількостями магнію, мангану та інших компонентів. Використовується як конструкційний матеріал в авіа- і машинобудуванні.

Алюміній використовується під час виплавлення сталі як розкисник (вилучає надлишковий кисень) і в процесі добування багатьох металів алюмінотермічним способом (Ca, Ba, Mn, Cr).

У вигляді тонкої фольги алюміній застосовують у виробництві конденсаторів у радіотехніці та для упакування шоколаду, чаю, інших продуктів. З алюмінію виробляють дріт, «срібну» фарбу, а із сплавів алюмінію — різні предмети побуту.

---

### Завдання для самоконтролю

213. Які хімічні властивості має алюміній? Відповідь обґрунтуйте рівняннями реакцій.

214. Чому побутові вироби з алюмінію слугують довго і не зазнають окиснення?

215. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:



216. Маса алюмінію, необхідного для відновлення мангану з 200 г піролюзиту з масовою часткою оксиду мангану(IV) 87%, дорівнює

- |           |            |
|-----------|------------|
| (1) 36 г; | (3) 144 г; |
| (2) 72 г; | (4) 288 г. |

217\*. Маса солі, що утворюється внаслідок взаємодії з розчином лугу 27 г алюмінію, становить

- |            |            |
|------------|------------|
| (1) 118 г; | (3) 59 г;  |
| (2) 236 г; | (4) 590 г. |

218\*. Об'єм водню (н. у.), що утворюється в результаті розчинення у надлишку розчину лугу 200 г суміші алюмінію та його оксиду (масова частка оксиду в суміші 46%), дорівнює

- |             |              |
|-------------|--------------|
| (1) 22,4 л; | (3) 89,6 л;  |
| (2) 44,8 л; | (4) 134,4 л. |

## § 36. СПОЛУКИ АЛЮМІНІЮ

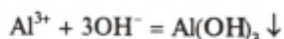
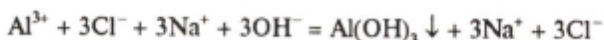
Гідроксид алюмінію  $\text{Al}(\text{OH})_3$  — це біла тверда речовина, не розчинна у воді. Його не можна добути безпосередньо взаємодією відповідного оксиду з водою (чому?), тому його добувають дією розчинів лугів на розчини солей алюмінію.

Давайте експериментально добудемо гідроксид алюмінію і дослідимо його властивості.

### *Лабораторна робота 7*

#### **Добування гідроксиду алюмінію і дослідження його кислотно-основних властивостей**

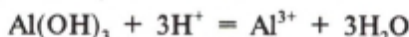
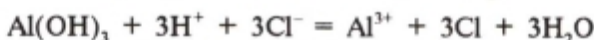
Налийте у пробірку 2—3 мл розчину хлориду алюмінію і добавляйте по краплинах розбавлений розчин їдкого натру до утворення білого драглистого осаду гідроксиду алюмінію. Запишіть рівняння реакції:



Добутий осад поділіть на дві частини, відливши у другу пробірку. У першу пробірку долийте трохи хлоридної кислоти, у другу — надлишок розчину гідроксиду натрію. Що спостерігається?

Проаналізуємо результати дослідів. З'ясуємо, про що вони свідчать.

У першій пробірці в реакції з кислотою спостерігається зникнення осаду. Отже, гідроксид алюмінію взаємодіє з кислотою. Це свідчить про основні властивості гідроксиду алюмінію:



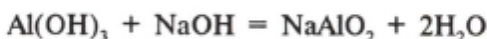
Однак і в другій пробірці в реакції з лугом так само спостерігається зникнення осаду. Отже, гідроксид алюмінію взаємодіє і з лугом, що свідчить про його кислотні властивості:



Тетрагідроксоалюмінат  
натрію



У розчині ця реакція відбувається з утворенням комплексної солі  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ , а в результаті сплавлення сухих речовин утворюється метаалюмінат натрію:



Метаалюмінат  
натрію

Який же висновок можна зробити про кислотно-основні властивості гідроксиду алюмінію?

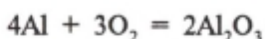
*Гідроксид алюмінію  $\text{Al}(\text{OH})_3$  — амфотерна сполука: в реакціях з кислотами він виявляє основні властивості, а в реакціях з основами — кислотні.*

Оксид алюмінію, або глинозем,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — це білий порошок, не розчинний у воді, дуже тугоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 2044^\circ\text{C}$ ).

<sup>1</sup> Залежно від молярного співвідношення реагуючих речовин може утворюватись  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  — гексагідроксоалюмінат натрію.

У природі існують модифікації<sup>1</sup> оксиду алюмінію у вигляді мінерала *корунду*, якому властива дуже висока твердість. Прозорі кристали корунду бувають забарвленими, що спричинено домішками, і є коштовними каменями — *рубін* (червоного кольору) і *сапфір* (синього кольору). Тепер рубіни і сапфіри добувають штучно. Рубіни використовують як опорні камені у точних механізмах (наприклад, годинниках), а також як кристали — робочі тіла лазерів<sup>2</sup>. Непрозорі кристали корунду брудного кольору використовують як абразивний матеріал — *наждак*. З наждаку виробляють шліфувальні круги, бруски для шліфування й полірування металів. Із глинозему  $\text{Al}_2\text{O}_3$  як тугоплавкого матеріалу виготовляють тиглі, цеглу, з якої мурують скловарні печі, тощо.

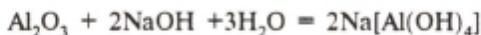
У лабораторних умовах оксид алюмінію можна добути, спалюючи метал, або в результаті прожарювання гідроксиду алюмінію:



Оксид алюмінію  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , певна річ, також має амфотерні властивості. У реакціях з кислотами він виявляє основні властивості:



У реакціях з лугами у розчинах оксид алюмінію виявляє кислотні властивості:



У результаті сплавлення оксиду алюмінію з лугом утворюється металаюмінат відповідного металу і виділяється вода:



<sup>1</sup> Модифікація (від лат. *modificatio*) — видозміна.

<sup>2</sup> Лазер — оптичний квантовий генератор (англ. *Laser*) — аббревіатура слів англійського виразу *Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation* — підсилення світла за допомогою індукованого випромінювання.



## Завдання для самоконтролю

219. Є алюміній, їдкий натр, хлоридна кислота. Як із цих речовин можна добути гідроксид алюмінію? Напишіть рівняння реакцій.

220. Доведіть за допомогою рівнянь реакцій, що гідроксид алюмінію є амфотерною сполукою.

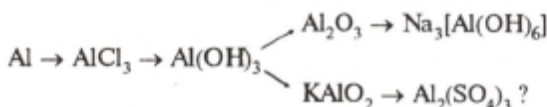
221. Щоб повністю осадити гідроксид алюмінію з розчину, який містить 66,75 г хлориду алюмінію, треба взяти гідроксид калію масою

- (1) 21 г; (3) 84 г;  
(2) 42 г; (4) 168 г.

222\*. На сплав алюмінію і міді масою 10 г подіяли концентрованим розчином їдкого натру під час нагрівання. Виділився водень об'ємом 2,24 л (н. у.). Обчисліть масові частки компонентів у сплаві.

223\*. Чи доцільно зберігати розчин каустичної (пральної) соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , а також продукти молочнокислого бродіння в алюмінієвому посуді? Відповідь обґрунтуйте рівняннями реакцій.

224\*. Як здійснити такі перетворення:



Напишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

225\*. Об'єм розчину гідроксиду натрію ( $W = 20\%$ ,  $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ), потрібного для того, щоб увесь хлорид алюмінію, що міститься в 40 г розчину з масовою часткою  $\text{AlCl}_3$  5%, повністю перетворити на тетрагідроксоалюмінат натрію, становить

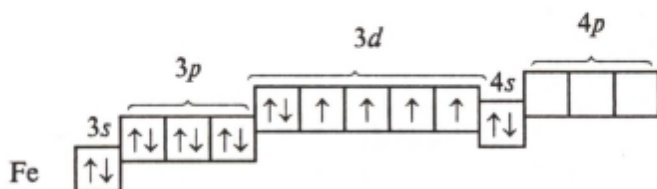
- (1) 5 мл; (3) 20 мл;  
(2) 10 мл; (4) 100 мл.

## § 37. ФЕРУМ

- Розкажіть про місце Феруму у періодичній системі хімічних елементів і зобразіть будову його атома. Напишіть електронну формулу атома Феруму.

Розміщення електронів на електронних шарах атома Феруму (+26) таке: 2, 8, 14, 2. Електронна конфігурація

зовнішнього і передостаннього електронних шарів  $3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ .



Отже, в атома Феруму, крім двох *s*-електронів зовнішнього шару, є ще шість *d*-електронів передостаннього, третього шару. З цих *d*-електронів найактивнішими є чотири неспарені. В утворенні валентних зв'язків Феруму особливо активну участь беруть шість електронів — два із зовнішнього і чотири з передостаннього шару. Для Феруму найхарактернішими є ступені окиснення +2 і +3. Проста речовина, яка складається з елемента Феруму, називається залізо.

**Поширення у природі.** За поширенням у природі Ферум посідає четверте місце серед елементів.

- Які три хімічні елементи за поширенням у природі випереджають Ферум?

Ферум входить до складу багатьох гірських порід. Важливими залізними рудами є:

магнітний залізняк —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ;

червоний залізняк —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

бурий залізняк —  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ;

шпатовий залізняк —  $\text{FeCO}_3$ .

Найбагатшим родовищем в Україні є Криворізький залізорудний басейн.

**Фізіологічна дія.** Сполуки Феруму мають велике значення у житті організмів. Рослини в разі нестачі елемента Феруму не утворюють хлорофілу, втрачають здатність асимілювати вуглекислий газ  $\text{CO}_2$  і хворіють.

У тваринних організмах елемент Феруму входить до складу найголовнішого білка крові, червоного пігменту — гемоглобіну, який переносить кисень від органів дихання до різних тканин, а вуглекислий газ  $\text{CO}_2$  — від тканин до органів дихання. Ферум є складовою частиною багатьох

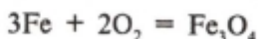
окисно-відновних ферментів, які відіграють важливу роль у процесах тканинного дихання. В організмі дорослої людини міститься 4—5 г Феруму, з них 65% Fe — у крові. Елемент Ферум у вигляді сполук накопичується у печінці, кістковому мозку і селезінці. Ферум — необхідний елемент для кровотворення.

До організму людини Ферум надходить у складі харчових продуктів. Багато його в яблуках, салаті, шпинаті, гречці, яйцях, буряках. Лікарські препарати Феруму застосовують для лікування анемії.

**Фізичні властивості.** За звичайних умов чисте залізо — це сріблясто-білий блискучий метал. Воно досить м'яке і пластичне, легко кується. Густина його становить  $7,87 \text{ г/см}^3$ , температура плавлення  $1535^\circ\text{C}$ .

**Хімічні властивості.** Залізо належить до металів середньої хімічної активності.

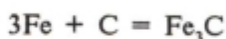
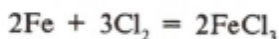
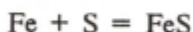
*1. Взаємодія з киснем.* Якщо до тонкого сталевого дроту прикріпити сірник, запалити його і швидко опустити в циліндр, заповнений киснем, то від сірника, що горить, займеться й залізо. Воно горить, розкидаючи яскраві іскри залізної окалини.



На повітрі під впливом вологи і кисню залізо легко кородує, вкриваючись іржею, яка не захищає його від подальшого окиснення. Тому поступово залізо окиснюється по всій масі металу.

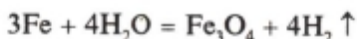
- Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються на поверхні залізного виробу у вологому повітрі. Розкрийте суть корозії заліза. У разі потреби зверніться за допомогою до § 26.

*2. Взаємодія з іншими неметалами.* Під час нагрівання залізо взаємодіє з багатьма неметалами, наприклад:

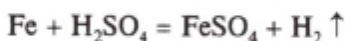
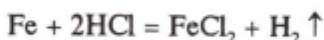


Із вуглецем під час прожарювання залізо утворює сплав (твердий розчин) і одночасно карбід феруму  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементит).

3. *Взаємодія з водою.* Залізо взаємодіє з водою лише за високих температур (понад  $700^\circ\text{C}$ , по суті, з перегрітою водяною парою), утворюючи залізну окалину і відновлюючи водень:



4. *Взаємодія з кислотами.* Залізо реагує з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами, утворюючи солі феруму(II) і відновлюючи водень:



Дуже концентрована (практично безводна) сульфатна кислота пасивує залізо, що дає змогу зберігати і перевозити її у залізних цистернах. Концентрована нітратна кислота також пасивує залізо.

5. *Взаємодія з солями.* Залізо може відновлювати менш активні метали з розчинів їхніх солей, наприклад:



**Застосування.** У хімічній промисловості залізо використовують як каталізатор (у синтезі аміаку  $\text{NH}_3$  та органічних сполук), у медицині — як засіб проти анемії (Ферум входить до складу гемоглобіну крові). Використовують залізо як матеріал для осердя електромагнітів та якорів електромашин, для пластин акумуляторів. Велике значення для промисловості мають сполуки феруму та сплави заліза — чавун і сталь (див. § 31).

---

### Завдання для самоконтролю

226. Виходячи з будови атома Феруму і розміщення електронів на орбіталах, зазначте усі можливі ступені окиснення цього елемента.

227. Схарактеризуйте фізичні й хімічні властивості заліза. Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.



228. Назвіть метали, що можуть бути відновлені залізом із розчинів їхніх солей.

229. Для боротьби із шкідниками плодових дерев використовують розчин мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ). Чи можна готувати і зберігати цей розчин у залізному відрі?

230. Маса хлоридної кислоти з масовою часткою  $\text{HCl}$  36,5%, що потрібна для взаємодії із залізом масою 11,2 г, становить

- |            |            |
|------------|------------|
| (1) 100 г; | (3) 150 г; |
| (2) 40 г;  | (4) 500 г. |

231. Об'єм водню (н. у.), що відновлюється внаслідок дії перегрітої водяної пари на залізо кількістю речовини 1,5 моль, дорівнює

- |             |              |
|-------------|--------------|
| (1) 11,2 л; | (3) 33,6 л;  |
| (2) 22,4 л; | (4) 44, 8 л. |

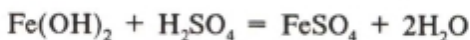
232\*. Залізну пластинку масою 20,4 г занурили у розчин сульфату купруму(II). Маса Феруму, який перейшов у розчин до того моменту, коли маса пластинки стала дорівнювати 22 г, становить

- |             |            |
|-------------|------------|
| (1) 22,4 г; | (3) 5,6 г; |
| (2) 11,2 г; | (4) 2,8 г. |

### § 38. СПОЛУКИ ФЕРУМУ

**Оксиди і гідроксиди феруму.** Для Феруму характерні три оксиди: оксид феруму(II)  $\text{FeO}$  — чорний порошок; оксид феруму(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — червоно-коричневий порошок і подвійний оксид феруму(II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ) — чорний порошок. Серед гідроксидів відомі гідроксид феруму(II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — білого кольору (за відсутності повітря) і гідроксид феруму(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — іржаво-коричневого кольору. Усі ці речовини у воді практично не розчиняються.

**Оксид феруму(II)  $\text{FeO}$  і гідроксид феруму(II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — речовини, що виявляють основні властивості. Вони взаємодіють із кислотами:**

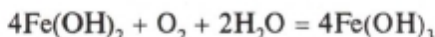


Гідроксид феруму(II) утворюється внаслідок дії лугів на розчини солей феруму(II):





Саме так відбувається реакція без доступу повітря. У протилежному разі гідроксид феруму(II) легко окиснюється до гідроксиду феруму(III):



### *Лабораторна робота 8*

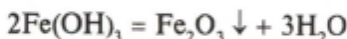
#### **Добування гідроксидів феруму і взаємодія їх із кислотами**

**Дослід 1.** Користуючись реактивами, що є на вашому столі, добудьте гідроксид феруму(II) і гідроксид феруму(III). Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій. Чим пояснити, що зеленкуватий пластівчастий осад, який утворився в одній із пробірок, відразу ж починає змінювати забарвлення — буріти?

**Дослід 2.** Дослідіть дію кислот на добути гідроксиди феруму. Напишіть молекулярні і скорочені йонні рівняння реакцій.

**Оксид феруму(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і гідроксид феруму(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$**  виявляють амфотерні властивості (хімізм не розглядаємо).

Під час нагрівання гідроксид феруму(III) розкладається з утворенням оксиду феруму(III) і води:

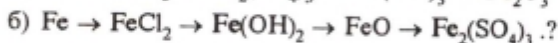
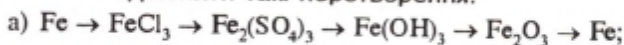


**Солі феруму.** Велике значення має залізний купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — зелені кристали, добре розчинні у воді. Застосовується як консервант деревини, для боротьби зі шкідниками сільськогосподарських культур, у виробництві барвників, у гальванотехніці як електроліт.

Хлорид феруму(III)  $\text{FeCl}_3$  використовують як протраву під час фарбування тканин, для травлення друкарських плат і як компонент кровоспинних засобів.

## Завдання для самоконтролю

233. Як здійснити такі перетворення:



Напишіть відповідні рівняння реакцій.

234. Об'єм водню (н. у.), потрібний для взаємодії з оксидом феруму(III) масою 120 г, дорівнює

(1) 50,4 л;

(3) 22,4 л;

(2) 100,8 л;

(4) 44,8 л.

235. Напишіть рівняння реакцій добування гідроксиду феруму(III) двома різними способами.

236. Напишіть рівняння реакцій добування сульфату феруму(III) трьома різними способами.

237\*. Дано такі речовини: залізо, хлоридна кислота, хлор, гідроксид натрію. Як, користуючись лише цими речовинами, добути гідроксид феруму(II) і гідроксид феруму(III)?

238\*. Внаслідок взаємодії двовалентного металу масою 0,5 г з сульфатною кислотою утворився водень об'ємом 200 мл (н. у.). Обчисліть атомну масу елемента і назвіть його.

239\*. З безводного сульфату заліза(II) масою 30,4 г утворився кристалогідрат масою 55,6 г. Число молей кристалізаційної води, що припадають на 1 моль безводного сульфату феруму(II), становить

(1) 2; (2) 5; (3) 7; (4) 10.

## ПРАКТИЧНІ РОБОТИ

### *Практична робота 1*

#### **Приготування розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини**

*Варіанти завдань:*

- а) виготовте 20 г розчину з масовою часткою хлориду калію 0,05;
- б) виготовте 25 г розчину з масовою часткою нітрату натрію 4%;
- в) виготовте 10 г розчину з масовою часткою кухонної солі 10%;
- г) виготовте 25 г розчину з масовою часткою карбонату натрію (соди) 15%.

1. Обчисліть, які маси солі і води треба взяти для приготування зазначеного розчину. Зважте на терезах сіль (пригадайте з курсу фізики правила зважування) і помістіть її у колбу.

2. Відміряйте потрібний об'єм дистильованої води (пригадайте правила відмірювання об'ємів рідин). Чому воду не зважують, а відмірюють її об'єм мірним посудом?

3. Влийте відміряний об'єм води у колбу з сіллю. Вміст колби перемішуйте (струшуванням колби або скляною паличкою з гумовим наконечником) до повного розчинення солі.

### *Практична робота 2*

#### **Реакції обміну між розчинами електролітів**

##### *1. Реакції, що відбуваються з утворенням осаду*

У три пробірки налейте по 2 мл розчинів солей: у першу — сульфату купрум(II), в другу — хлориду кальцію, в третю — сульфату алюмінію. У першу пробірку долейте

трохи розчину гідроксиду натрію, в другу — фосфату натрію, в третю — нітрату барію. Що спостерігається в пробірках? Чому? Напишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

### *2. Реакції, що відбуваються з виділенням газу*

У першу пробірку налейте 2 мл розчину карбонату натрію, у другу — такий самий об'єм розчину сульфату натрію. У кожен з пробірок долийте такі самі об'єми хлоридної кислоти. Що спостерігається? Чому? Зверніть увагу на запах газів, що виділяються. Пригадайте правило щодо виявлення запаху невідомого газу.

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

### *3. Реакції, що відбуваються з утворенням малодисоційованої речовини*

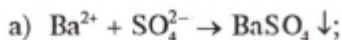
У пробірку налейте 1 мл розчину гідроксиду натрію і додайте 1—2 краплі фенолфталеїну. Що спостерігається? Чому? Доливайте краплями хлоридну кислоту (або розчин сульфатної кислоти) до знебарвлення рідини. Чому відбувається знебарвлення? Напишіть рівняння реакції в молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

## *Практична робота 3*

### **Йонні реакції**

1. Попарно злийте такі розчини: а) карбонату калію і хлоридної кислоти; б) нітрату барію і сульфатної кислоти; в) хлориду магнію і карбонату калію. Що спостерігається? Чому? Напишіть рівняння реакції у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

2. Проведіть реакції, що відповідають таким схемам:



Напишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

3. Добудьте реакцією обміну такі речовини:

- а) сульфат свинцю(II), сірководень;
- б) оксид сульфуру(IV), гідроксид цинку;
- в) карбонат магнію, оксид карбону(IV).

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.

### *Практична робота 4*

#### **Розв'язування експериментальних задач з теми «Метали»**

**Завдання 1.** Виконайте такі перетворення:

*Варіант 1*

- а)  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$ ;
- б) виходячи із заліза, добудьте хлорид заліза (II).

*Варіант 2*

- а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;
- б) виходячи з магнію, добудьте сульфат магнію.

**Завдання 2.** Напишіть рівняння виконаних реакцій у молекулярній, повній і скороченій йонних формах.



# ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ

- |  |  |
|--|--|
| 8. (1)   | 55. (3)                                      |
| 9. (2)   | 56. (3)                                      |
| 10. (2)  | 57. (2)                                      |
| 12. а) Rb; б) Bi   | 67. (2)                                      |
| 13. (2)  | 68. (4)                                      |
| 14. (2)  | 72. (3)                                      |
| 15. (4)  | 73. (1)                                      |
| 16. (1)  | 74. (3)                                      |
| 17. (2)  | 75. (4)                                      |
| 18. (3)  | 76. (1)                                      |
| 19. (1)  | 78. $\text{Cl}^-$                            |
| 20. (3)  | 79. (1)                                      |
| 21. (4)  | 87. $-2; +6$                                 |
| 22. (1), (4)   | 93. (2)                                      |
| 28. (1)  | 94. (1)                                      |
| 29. (1)  | 95. (1)                                      |
| 30. (1)  | 96. (4)                                      |
| 31. (4)  | 101. (3)                                     |
| 32. (2)  | 102. (2)                                     |
| 33. (4)  | 103. (4)                                     |
| 34. (3)  | 104. (3)                                     |
| 35. (3)  | 105. 200 г NaCl, 9,8 кг $\text{H}_2\text{O}$ |
| 36. а) ${}^4_2\text{He}$ ; б) ${}^0_{-1}\beta$ , або $\bar{e}$ | 106. (3)                                     |
| 43. (2)  | 107. 79,8 г                                  |
| 44. (3)  | 108. 0,44                                    |
| 45. (1)  | 109. 0,36                                    |
| 46. (1)  | 116. (2); (3); (4)                           |
| 47. (1)  | 120. (3)                                     |
| 48. (3)  | 121. (3)                                     |
| 53. (3)  | 122. (4)                                     |
| 54. (4)  | 123. (4)                                     |

- |                                   |   |
|-----------------------------------|---|
| 124. 5,4 г                        | 185. (2)  |
| 125. 0,015 моль                   | 186. (4)  |
| 126. 0,2 моль $\text{Fe}^{3+}$    | 187. (3)  |
| 0,3 моль $\text{SO}_4^{2-}$       | 191. (1)  |
| 128. (3)                          | 192. (1)  |
| 130. (4)                          | 193. (3)  |
| 131. (3)                          | 199. (4)  |
| 136. (3)                          | 200. (2)  |
| 142. (1)                          | 202. 160 г  |
| 143. (3)                          | 203. 8,5%   |
| 144. (3)                          | 209. 1 м <sup>3</sup> $\text{CO}_2$ , 2,5 кг $\text{CaO}$ |
| 145. (4)                          | 210. 8 кг $\text{Ca(OH)}_2$ ,                             |
| 146. (4)                          | 2,4 м <sup>3</sup> $\text{CO}_2$                          |
| 147. (3)                          | 211. (1)  |
| 151. (2)                          | 212. (3)  |
| 152. (1)                          | 216. (2)  |
| 153. (4); (7)                     | 217. (1)  |
| 154. (4)                          | 218. (4)  |
| 167. 13 г Fe, 5,5 г Cu            | 221. (3)  |
| 168. 20 г $\text{Fe}_3\text{O}_4$ | 222. 18% Al, 82% Cu                                       |
| 169. 42 г                         | 225. (2)  |
| 172. (3)                          | 230. (2)  |
| 175. 1,2% C                       | 231. (4)  |
| 176. 355 г $\text{PbO}$ ,         | 232. (2)  |
| 215,7 г $\text{SnO}_2$            | 234. (1)  |
| 177. 0,06 моль $\text{H}_2$ ,     | 238. 56   |
| 13,04 мл $\text{HCl}$             | 239. (3)  |
| 184. 134,400 м <sup>3</sup>       |   |

# ІМЕННИЙ ПОКАЖЧИК

Аррєніус С.	82
Бекєтов М. М.	133, 134
Беккерєль А.	21, 22
Бєссемер Г.	116
Дєві Г.	123
Курнаков М. С.	109
Кюрї П.	22
Лекок де Буабодран П.	17
Мартєн П.	116
Мєйєр Ю. Л.	10—12
Менделєєв Д. І.	11—13, 16—18, 21, 43—47
Мозлі Г.	24
Рєзерфорд Е.	22—24
Сїборг Г.	44
Складовська-Кюрї М.	22
Содді Ф.	23
Фарадєй М.	79
Якобі Б. С.	105

## ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

### А

Алюміній	131—134
Алюмінотермія	100, 133
Алюмосилікати	127, 131
Альфа-промені	23
Амфотерність гідроксиду алюмінію	136
Аніони	103
Анод	102
Атом	
— заряд ядра	24
— радіус	40
— ядерна модель	23

### Б

Безвідхідна металургія	118, 119
Бета-промені	23
Боксити	131

### В

Валентність	58
Вандерваальсові сили	57
Вапно	
— гашене	129

— негашене	129
— палене	129
Вапняна вода	130
Вапняне молоко	129
Витискувальний ряд металів	96
Відновлення	62
Відновник	63

## Г

Галогени	8—10
Гальванопластика	105
Гамма-промені	23
Гідратация	72
Гідрати	72
Гіпс	127
Глауберова сіль	122
Глинозем	131, 136
Горно	112
Густина розчину	75

## Д

Диполь	51
Дисоціація термічна	104
Діагональна подібність	20
Доменний газ	113
Дюраль, дюралюміній	109, 134

## Е

Електроліз	101—105
Електроліти	77, 78, 80, 81
— сильні	85, 86
— слабкі	86
Електролітична дисоціація	77—81
— кислот	82, 83



— основ	83
— солей	84, 85
Електронна густина	32
— конфігурація	39
— оболонка атома	34
— хмара	31
Електронний газ	92
— шар	34
Електронегативність	40, 41
Елемент хімічний	26
Емульсія	68

## Ж

Жерсть біла	108
-------------	-----

## З

Зависі	68
Залізна окалина	140
Залізний купорос	143
Залізо	138—141

## І

Ізотопи	26
Інгібітори	108
Інертні елементи	10, 41
Інтерметаліди	110

## Й

Йон	53
— гідратований	78
— гідроксонію	82

## К

Калій	7—9, 122—126
Кальцій	127—130
Катіони	103
Катод	102
Каупери	113
Кислоти	82
— основність	82
Класифікація хімічних елементів	7—11
Конвертер	116
Концентрат	100
Корозія металів	106—108
Корунд	131, 137
Криоліт	131
Кристалічна решітка	55
— атомна	57
— йонна	55—57
— молекулярна	57
Кристалогідрати	72

## Л

Легуючі добавки	115, 116
Лудіння	105

## М

Масова частка	73—76
Мельхіор	109
Металотермія	100
Металургія	100
Метод електронного балансу	63, 64
Мінерали	99

## Н

Наждак	137
Натрій	7—9, 122—126
Нейтрони	25
Неелектроліти	78, 79
Нукліди	25
Нуклони	25
Нуклонне число	25

## О

Окиснення	62
Окисник	63
Орбіталь атомна	31—34

## П

Період піврозпаду	28
Періодична закономірність	16
— система	17—20
Періодичний закон	16, 24
Періодичність	16
Пероксиди	124
Протони	25
Протонне число	25
Пуста порода	99

## Р

Радіація	28
Радіоактивний розпад	27—29
Радіоактивність	22
Радіонукліди	27
Розчин	68, 72
— концентрований	69
— насичений	69

— ненасичений	69
— розбавлений	69
Розчинення	71, 72
Розчинник	68
Розчинність	69
Рубін	137
Руди збагачення	100
— металічні	99, 100

## С

Сапфір	137
Силікотермія	100
Система періодична	17—20
Солі	
— кислі	84, 85
— комплексні	133
— основні	85
— середні	84
Спін	32
Сплави	109
Сталь	114
— електротермічна	117
— киснево-конвертерна	116
— мартенівська	116
Ступінь	
— дисоціації	85
— окиснення	59—61
Суспензія	68, 129

## Т

Твердий розчин	110
Тріади елементів	19

## Ф

Ферум	138—141
Флюорит	127
Флюси	111, 112

## Х

Хімічне рівняння	
— йонне	87, 88
— молекулярне	87—89
Хімічний зв'язок	48
— йонний	52—54
— ковалентний	49—51
— металічний	92

## Ч

Чавун	111
— доменне виробництво	111—114

## Ш

Шихта	111
Шлак	112, 115

## Я

Ядерні реакції	28
— сили	26



*Навчальне видання*

**Буринська Ніна Миколаївна**

## **ХІМІЯ**

**Підручник для 9 класу  
середньої загальноосвітньої школи**

2-ге видання, перероблене та доповнене

*Затверджено Міністерством освіти України*

Відповідальна за випуск *С. В. Хрустальова*

Художник обкладинки *Є. О. Ільницький*

Редактор *Н. А. Серебрякова*

Комп'ютерна верстка *Л. Ф. Усаненко*

Коректор *Л. П. Тютюнник*

Координатор поліграфічного виконання *С. Р. Провальський*

Підписано до друку 28.03.2000. Формат 84×108/32.

Папір офсетний. Друк офсетний.

Гарнітура Тип Таймс. Умов. друк. арк. 8,61.

Умов. фарбовідб. 18,06. Обл.-вид. арк. 8,5.

Тираж 200 000 прим. Замовлення № 0—258.

Видавничо-торгова фірма «Перун».

08200 Ірпінь, вул. Т. Шевченка, 4-а.

Свідоцтво про реєстрацію № 13710594 від 30.06.95.

Віддруковано на Головному підприємстві «Поліграфкнига».

03057 Київ, вул. О. Довженка, 3.