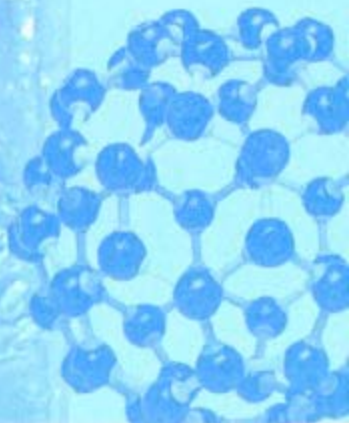




О. Г. Ярошенко

ХІМІЯ

10



УДК 373.5:54+54](075.3)
ББК 24я721
Я77

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

Психолого-педагогічну експертизу проведено в Інституті педагогіки НАПН України.

Експерти, які здійснювали експертизу:

Бохан Ю. В., Кіровоградський державний педагогічний університет ім. Володимира Винниченка, природничо-географічний факультет, завідувача кафедрою хімії, доцент, кандидат хімічних наук;

Барановська Л. П., Тульчинська ЗНЗ І–ІІІ ст., інтернат, учитель-методист;

Єніна Т. І., Луганський ліцей іноземних мов, учитель;

Гнед Л. І., Канівський міськвиконком Черкаської обл., відділ освіти, міський методичний кабінет, учитель-методист.

Ярошенко О. Г.

Я77 Хімія : Підручн. для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. (рівень стандарту, академічний рівень). — К. : Грамота, 2010. — 224 с. : іл.
ISBN 978-966-349-258-2

Підручник відповідає чинним програмам (рівень стандарту, академічний рівень) МОН України. У підручнику дотримана єдність теоретичних знань, методів їх пізнання, досягнень вітчизняної науки і хімічної промисловості, практичного застосування знань.

Навчальний матеріал, що вивчається лише на академічному рівні, винесено в окрему рубрику.

Шкільний експеримент представлений усіма його видами: описано хід виконання та результати демонстраційних дослідів, розміщено завдання та інструкції для виконання лабораторних дослідів і практичних робіт.


Методичний апарат охоплює різнорівневі запитання та завдання, зорієнтовані на вікові особливості десятикласників.

**УДК 373.5:54+54](075.3)
ББК 24я721**


ISBN 978-966-349-258-2


© Ярошенко О. Г., 2010
© Видавництво «Грамота», 2010


ДОРОГІ ДЕСЯТИКЛАСНИКИ!

Цього навчального року ви розпочинаєте новий етап в опануванні хімічних знань. Відтепер кожному з вас надається можливість сформувати їх на одному з трьох рівнів диференціації навчання в старшій школі — *стандарту, академічному чи профільному*. Підручник відповідає державним вимогам навчання хімії *на перших двох рівнях*. У параграфах міститься матеріал, який є спільним для обох рівнів навчання, а матеріал, що, згідно з навчальними програмами, призначений лише для вивчення на академічному рівні, поданий в окремій рубриці «**Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні**» . Використання підручника стає зручним і доступним відразу на двох різних рівнях навчання хімії, створює умови для самостійного оволодіння хімічними знаннями тим із вас, хто бажає їх розширити, якщо клас вивчає хімію на рівні стандарту.

Підручник розпочинається з короткого повторення найважливіших питань з курсу основної школи. Поставтеся з розумінням до цього матеріалу, адже вивчення двох тем — «Неметалічні елементи та їхні сполуки» і «Металічні елементи та їхні сполуки» — ґрунтується на цих знаннях. Текст параграфів для кращого орієнтування поділений на логічно завершені частини, що мають заголовки. Основні поняття й терміни, а також алгоритмічні приписи надруковані на плашці синього кольору. Отже, не порушуючи цілісності сприйняття нового матеріалу, ви зможете легко відшукати потрібне вам поняття чи термін та його пояснення в змісті параграфа.

Новий матеріал перемежовується завданнями для актуалізації знань . Їх призначення — забезпечити вашу активну самостійну роботу в процесі вивчення нового матеріалу. Частину з цих завдань ви виконуватимете під керівництвом учителя на уроці, а частину — самостійно вдома.

В основній школі ви мали змогу пересвідчитися у важливій ролі хімічного експерименту як засобу й методу навчання. Тому в тексті параграфів описані й проілюстровані досліди, які вчитель демонструватиме на уроці, а до рубрики «**Досліджуємо речовини та їх властивості**»  вміщено завдання та інструкції з виконання лабораторних дослідів — ваших короткотривалих досліджень на уроках з метою закріплення й застосування хімічних знань. Ці досліди допоможуть вам зрозуміти хімічні явища, краще засвоїти матеріал.


Завершальною рубрикою параграфів є «**Запитання і завдання для самоконтролю знань**» . Їх зміст зорієнтує вас на те, які запитання

і завдання вчитель пропонуватиме на різних етапах засвоєння знань. Щоб добре підготуватися до контролю, виконуйте не лише завдання рубрики, а й подібні завдання, додатково користуючись збірниками задач і вправ, робочими зошитами тощо. Творчі та ускладнені завдання цієї рубрики позначені зірочкою (*). Не залишайте їх поза увагою, намагайтеся їх зрозуміти й виконати. Це буде найкращим свідченням вашого інтересу до вивчення хімії, сприятиме досягненню високих результатів у навчальній діяльності. Виконання творчих завдань передбачає використання групової форми організації навчальної діяльності, що важливо не лише в пізнавальному плані, а й для формування умінь спілкуватися, колективно ставити та розв'язувати конкретні завдання.

Пам'ятайте, що лише на міжпредметній основі можливе формування природничо-наукової картини світу, усіма способами реалізуйте міжпредметні зв'язки хімії з іншими навчальними предметами. У підручнику на це вас зорієнтує зміст параграфів і творчих завдань.

Значний за обсягом ілюстративний матеріал (рисунок, таблиці, схеми тощо) призначені для розширення навчальних можливостей підручника, створення умов для самостійного опрацювання тексту параграфів.

Після кожної теми вміщено матеріал з вивченої теми під назвою **«Узагальнимо вивчене»!** Кілька сторінок цієї рубрики дадуть змогу виокремити основне з того, що ви вивчали на уроках і є загальним для значної групи речовин та явищ. Вдумливо опрацюуйте матеріал цієї рубрики, кожне із загальних положень ілюструйте власними конкретними прикладами.

Вивчення теми завершує рубрика **«Готуємося до тематичного контролю знань»** . У ній наведено різноманітні за змістом і рівнем складності тестові завдання та завдання з відкритою відповіддю, що допоможуть вам перевірити готовність до тематичного контролю знань, сприятимуть підготовці до зовнішнього незалежного оцінювання навчальних досягнень тим із вас, хто виявить бажання взяти участь у зовнішньому незалежному оцінюванні знань з хімії у випускному класі.

Щоб ваша самостійна навчальна діяльність була ефективною, використовуйте матеріал рубрик **«Термінологічний словник»**, **«Предметний покажчик»**, **«Список додаткової літератури та інтернет-джерел»**.

Зичу вам розвивати інтерес до вивчення хімії, успішно опановувати навчальний матеріал, формувати компетентності, пов'язані з хімічними знаннями й експериментальними вміннями.

Успішного вам навчального року!

Автор

ПОВТОРЕННЯ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ ОСНОВНОЇ ШКОЛИ

Групи елементів I II III IV V VI VII VIII

Період	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	IX	X	XI	XII
1	H Гідроген 1,008	He Гелій 4,00																				
2	Li Літій 6,94	Be Берилій 9,01	B Бор 10,81	C Вуглець 12,01	N Азот 14,01	O Кисень 15,99	F Флуор 18,99	Ne Неон 20,18														
3	Na Натрій 22,99	Mg Магній 24,31	Al Алюміній 26,98	Si Силіцій 28,09	P Фосфор 30,97	S Сульфур 32,06	Cl Хлор 35,45	Ar Аргон 39,95														
4	K Калій 39,10	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,96	Ti Титан 47,88	V Ванадій 50,94	Cr Хроменієвий 51,99	Mn Манган 54,94	Fe Залізо 55,85	Co Кобальт 58,93	Ni Нікель 58,69												
5	Rb Рубідій 85,47	Sr Стронцій 87,62	Y Йттрій 88,91	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,91	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій 98,906	Ru Руденій 101,07	Rh Родій 102,905	Pd Паладій 106,42												
6	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	La Лантан 138,91	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,95	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,21	Os Осмій 190,23	Ir Ірідій 192,22	Pt Платина 195,08												
7	Fr Францій (223)	Ra Радій (226)	Ac Актиній (227)	Rf Рифторій (261)	Hs Хасій (265)	Ds Дубній (271)	Rg Ргеній (272)	Uu Ууній (285)	Uub Уубій (286)	Uuq Ууній (289)	Uuq Ууній (293)	Uuq Ууній (297)	Uuq Ууній (301)	Uuq Ууній (305)	Uuq Ууній (309)	Uuq Ууній (313)	Uuq Ууній (317)	Uuq Ууній (321)	Uuq Ууній (325)	Uuq Ууній (329)	Uuq Ууній (333)	Uuq Ууній (337)



§ 1. Загальні відомості про найважливіші класи неорганічних сполук

В основній школі ви вже вивчили такі класи неорганічних сполук, як оксиди, кислоти, основи, солі.

Пригадайте їх визначення й розподіліть наведені формули за класами сполук, назвіть речовини: NaOH , CuSO_4 , CaO , HCl , HNO_3 , SO_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Серед неорганічних сполук переважають представники саме цих класів. Хоча, окрім них, вам відомі амфотерні гідроксиди (алюміній гідроксид, цинк гідроксид та ін.), пероксиди (гідроген пероксид та ін.).

Речовини, формули яких ви віднесли до одного класу, подібні за складом, проте мають відмінності щодо фізичних і хімічних властивостей. Це дає підстави для їх класифікації на окремі групи. Так, за *агрегатним станом* (фізична характеристика) оксиди поділяють на тверді (наприклад, фосфор(V) оксид), рідкі (наприклад, вода), газуваті (наприклад, карбон(IV) оксид).

Наведіть власні приклади оксидів, що за звичайних умов перебувають у різному агрегатному стані.

За *здатністю розчинятися у воді* кислоти, основи та солі поділяють на розчинні, малорозчинні й нерозчинні. Наприклад, сульфатна кислота добре розчинна, силікатна кислота — нерозчинна, купрум(II) гідроксид — нерозчинна основа, натрій гідроксид — розчинна основа, або луг, кальцій гідроксид — малорозчинна основа, натрій хлорид — розчинна сіль, барій сульфат — нерозчинна сіль, кальцій сульфат — малорозчинна сіль. Потрібно пам'ятати, що абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Розчинні основи утворюють мильні на дотик розчини, через що ці речовини дістали назву *луги*. Це: літій гідроксид, натрій гідроксид, калій гідроксид, кальцій гідроксид, барій гідроксид і деякі інші. Їх значно менше, аніж нерозчинних основ.

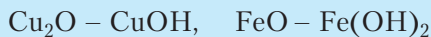
З-поміж різних класифікацій неорганічних речовин найуживанішою є класифікація за *хімічними властивостями*.

Оксиди. Вам відомо, що оксиди — бінарні сполуки елемента з Оксигеном, у яких він проявляє ступінь окиснення -2 . Вони бувають *солетвірні* й *несолетвірні*. Солетвірні на підставі їх хімічних властивостей поділяють на *основні*, *кислотні* й *амфотерні*.

Основні оксиди — це оксиди, які взаємодіють із кислотами з утворенням солі та води.

До них належать лише оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення +1, +2, рідше +3.

Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають основним оксидам, є **основи**. Наприклад:



Визначте ступінь окиснення атомів металічних елементів у наведених формулах. Яка закономірність простежується між їх ступенем окиснення в оксиді й основі?

Кислотні оксиди — це оксиди, які взаємодіють із лугами з утворенням солі та води.

До них належать усі солетвірні оксиди неметалічних елементів та оксиди деяких металічних елементів із високими ступенями окиснення (+5, +6, +7).

Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають кислотним оксидам, є **кислоти**.

Наприклад:



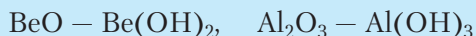
Щодо кислотних оксидів і відповідних їм гідратів оксидів (оксигеновмісних кислот), то для них також справджується закономірність, виявлена для основ: атоми кислототвірних елементів у кислотному оксиді й відповідній йому кислоті мають однаковий ступінь окиснення.

Напишіть формули сульфур(IV) оксиду і сульфур(VI) оксиду та формули відповідних їм гідратів оксидів.

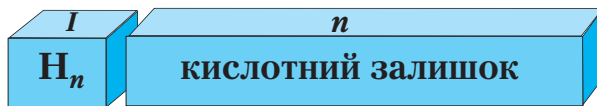
Амфотерні оксиди — оксиди, які утворюють сіль і воду при взаємодії як із кислотою, так і з лугом.

До них належить невелика кількість оксидів металічних елементів: BeO , Al_2O_3 , ZnO , PbO , Cr_2O_3 та деякі ін.

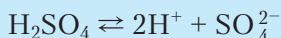
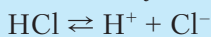
Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають амфотерним оксидам, є **амфотерні гідроксиди**. Наприклад:



Кислоти. Кислоти належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Кислоти — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку. Наприклад:



У розчинах кислот наявні катіони Гідрогену, що зумовлюють загальні властивості кислот. Так, кислоти взаємодіють з: **1) індикаторами;** **2) металами** (розташованими в ряді активності до водню); **3) основними й амфотерними оксидами;** **4) основами й амфотерними гідроксидами;** **5) солями інших кислот**, якщо один із продуктів реакції випадає в осад або виділяється в газоподібному стані.

▶ Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені властивості кислот.

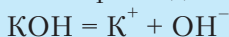
Катіони Гідрогену зумовлюють загальні, кислотні залишки — специфічні властивості кислот.

Основи. Основи належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Основи — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.

Наприклад:



Як вам відомо, серед основ сильними електролітами є **луги**. Наявність гідроксид-іонів зумовлює загальні властивості лугів: **1) дію на індикатори;** **2) взаємодію з кислотними та амфотерними оксидами;** **3) взаємодію з кислотами (реакція нейтралізації);** **4) взаємодію з амфотерними гідроксидами;** **5) взаємодію із солями**, якщо

один із продуктів реакції випадає в осад або виділяється в газоподібному стані.

▶ Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості лугів.

Для нерозчинних основ характерною є взаємодія: **1) з кислотними та амфотерними оксидами** (при сплавленні у твердому стані); **2) з кислотами;** **3) розкладання під час нагрівання.**

▶ Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості нерозчинних основ.

Солі. Солі належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку. Наприклад:



Як бачимо, до складу солей, як і до складу основ, входять катіони металічних елементів, а інша складова частина солей — аніони кислотних залишків — властива також молекулам відповідних кислот. Таке поєднання йонів урізноманітнює хімічні властивості солей. Солі взаємодіють з: **1) металами, активнішими від металу, йони якого входять до складу солі** (у розчині); **2) лугами** (у розчині за умови утворення осаду); **3) іншою сіллю** (у розчині за умови утворення осаду); **4) кислотами, що є сильнішими електролітами за кислоту, із сіллю якої проводять реакцію** (за умови утворення осаду чи виділення газу); **5) розкладання солей деяких кислот** (наприклад, карбонатів, нітратів) **під час нагрівання.**

▶ Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості солей.

Номенклатура неорганічних сполук. Окрім правильного запису хімічних формул і рівнянь хімічних реакцій, не менш важливо правильно називати речовини. Ви вже обізнані із сучасною українською хімічною номенклатурою, повторити яку допоможе

таблиця 1. При повторенні треба пам'ятати, що для оксидів, основ і солей існує загальне правило номенклатури.

Усі назви складаються із двох слів. Назву елемента, з атомів якого утворилася перша складова частина речовини, пишуть з малої літери в називному відмінку, а в разі прояву ним змінної валентності її без відступу зазначають після назви елемента в круглих дужках римською цифрою.

Номенклатура неорганічних сполук різних класів Таблиця 1

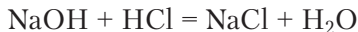
Клас	Складові назви	Приклади
Оксиди	назва хімічного елемента в називному відмінку + оксид	CaO – кальцій оксид NO ₂ – нітроген(IV) оксид
Основи	назва металічного елемента + гідроксид	Ca(OH) ₂ – кальцій гідроксид Cu(OH) ₂ – купрум(II) гідроксид
Кислоти	назва аніону з додаванням закінчення -на + кислота	HCl – хлоридна кислота HNO ₃ – нітратна кислота
Солі	назва металічного елемента + назва кислотного залишку	CaCl ₂ – кальцій хлорид Cu(NO ₃) ₂ – купрум(II) нітрат

Особливості перебігу хімічних реакцій неорганічних речовин у розчинах. Значна частина хімічних реакцій між неорганічними речовинами відбувається в розчині.

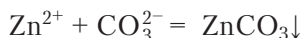
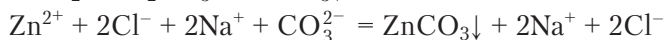
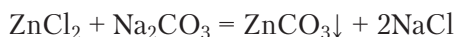
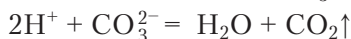
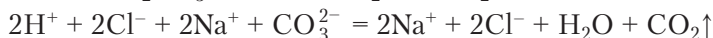
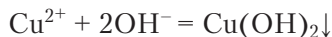
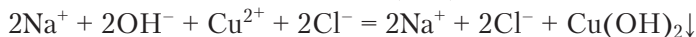
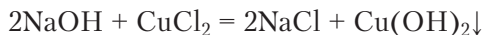
До якого б класу не належала неорганічна сполука, у водному розчині її хімічні властивості визначають йони, на які вона дисоціює.

На конкретних прикладах розглянемо цей висновок і повторимо, як пишуть повні й скорочені йонні рівняння реакцій.

Приклад 1. Реакція нейтралізації (взаємодія основи з кислотою):



Приклад 2. Реакції йонного обміну основи, кислоти та солі із сіллю:



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Укажіть, до якого класу сполук належать речовини, формули яких:



Здійсніть класифікацію речовин у межах класу, назвіть сполуки.

2. Формули речовин якого класу переважають у наведеному переліку:



Назвіть речовини за сучасною науковою номенклатурою.

3. Напишіть рівняння реакцій за схемою перетворень:
алюміній → алюміній оксид → алюміній нітрат → алюміній гідроксид → алюміній оксид.

4. Є речовини: літій оксид, залізо, нітратна кислота, купрум(II) гідроксид, ферум(II) оксид, кальцій гідроксид, сульфатна кислота, барій хлорид, цинк сульфат, карбон(IV) оксид, магній. Які з цих речовин взаємодіятимуть із хлоридною кислотою, а які з натрій гідроксидом?

Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій. Для окисно-відновних реакцій напишіть електронний баланс, для реакцій йонного обміну — молекулярні та повні й скорочені йонні рівняння реакцій.

5*. Напишіть якомога більше рівнянь реакцій, продуктом яких є магній хлорид.

6*. Складіть схему «Основні класи неорганічних сполук», урахувуючи поділ основних класів на окремі групи.



§ 2. Періодичний закон і будова атома. Види хімічного зв'язку

Періодичний закон у формулюванні Д. І. Менделєєва. Періодичний закон, відкритий у 1869 р. Дмитром Івановичем Менделєєвим, став одним з основних серед загальних законів природи. На відміну від своїх попередників російський учений, трудова діяльність якого розпочиналася в Україні, класифікував хімічні елементи на основі характеристики, притаманної всім без винятку хімічним елементам і незмінної під час хімічних явищ. Цією характеристикою стала атомна вага (так у часи Д. І. Менделєєва називали атомні маси) хімічних елементів. Це дало змогу вченому так сформулювати періодичний закон.

Властивості простих речовин, а також властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних ваг.

Порівняно з іншими загальними законами природи особливістю періодичного закону є відсутність кількісного виразу, тобто формули чи рівняння, що його відображають. Натомість цей закон, єдиний з-поміж інших законів, має графічне вираження у вигляді періодичної системи хімічних елементів.

Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва — так називають упорядковану множину хімічних елементів та їх класифікацію. У короткій формі цієї системи чітко простежується розташування хімічних елементів у восьми вертикальних стовпчиках — *групах*, кожний з яких має свій номер і поділяється на *головну* та *побічну* підгрупи, і в семи горизонтальних рядах — *періодах*, з яких перші три дістали назву *мали*, а решта — *великі*.

Група — це вертикальний стовпчик хімічних елементів, подібних за властивостями утворених ними сполук.

Назвіть елементи V групи головної і побічної підгруп. У чому проявляється подібність властивостей сполук елементів цієї групи?

Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх атомних мас, що розпочинається лужним металічним елементом, а завершується інертним елементом.

Порівняйте перший, третій і четвертий періоди періодичної системи та зробіть висновок, чому, незважаючи на різну кількість елементів у першому і третьому періодах, їх відносять до малих періодів, а четвертий — до великих.

Який період не розпочинається лужним металічним елементом, а який не завершується інертним елементом?

Підтвердженням періодичної зміни властивостей хімічних елементів, форм і властивостей їх сполук є те, що кожна група має елементи з подібними властивостями й однаковою формою оксидів, гідратів оксидів, летких водневих сполук. Тому не випадково в нижній частині системи для кожної групи часто зазначають загальні формули *вищих оксидів і летких водневих сполук неметалічних елементів*.

Місце кожного хімічного елемента в періодичній системі чітко визначене (виняток становить Гідроген, його розташовують і в першій, і в сьомій групах), за кожним елементом закріплений його *порядковий номер*.

Атоми складаються з ядра та електронної оболонки. У ядрі містяться протони та нейтрони.

Користуючись періодичною системою, укажіть, скільки протонів, нейтронів та електронів міститься в атомах хімічних елементів з порядковими номерами 30 і 31.

Відкриття фізиками на початку XX ст. складної будови атома підтвердило геніальність Д. І. Менделєєва як творця періодичного закону. Виявилось, що всі без винятку хімічні елементи розташовані в періодичній системі за зростанням заряду ядер їх атомів. А періодична зміна властивостей елементів і їх сполук пов'язана з особливостями будови атомів хімічних елементів у межах однієї групи й одного періоду. Це дало підстави для *сучасного формулювання* періодичного закону.

Властивості хімічних елементів, а також утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів.

З'ясування фізичної суті періодичного закону значно розширило *інформаційну функцію* періодичної системи. Відомо, що:

- порядковий номер хімічного елемента вказує на величину заряду ядра атома, кількість протонів у ядрі — на кількість електронів у електронній оболонці атома;
- кількість нейтронів у ядрі атома дорівнює різниці між відносною атомною масою хімічного елемента та його порядковим номером;
- номер періоду збігається з кількістю енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома;
- хімічні елементи однієї підгрупи мають однакову електронну формулу зовнішнього енергетичного рівня (електронного шару);
- в елементів головних підгруп кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи;
- вища валентність атомів хімічного елемента в оксидах дорівнює номеру групи (існують винятки);
- кількість неспарених електронів в атомах неметалічних елементів V–VII груп можна визначити дією віднімання: 8 — номер групи.

Електронні формули атомів. В атомі не існує навіть двох однакових електронів. Це є підставою для написання електронних формул атомів, у яких відображено відмінності між *формою атомних орбіталей* (геометричних образів об'єму навколяядерного простору, у якому ймовірність перебування електрона дорівнює 90–95 %), указано кількість електронів на підрівнях і рівнях.

Електронна формула атома — це запис розподілу електронів в атомі, у якому числами позначають енергетичні рівні (1, 2 ...), літерами — підрівні (*s, p, d, f*), а верхніми індексами — кількість електронів на підрівнях. Наприклад: ${}_{14}\text{Si} \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^2$.

Графічні електронні формули доповнюють інформацію про будову електронної оболонки атома відомостями про кількість енергетичних комірок (кожну комірку позначають квадратиком) та заповнення їх електронами. Два спарені електрони однієї комірки позначають двома протилежно спрямованими стрілками $\boxed{\uparrow\downarrow}$, неспарений електрон — однією $\boxed{\uparrow}$.

Графічна електронна формула — це відображення розподілу електронів в електронній оболонці атома за допомогою енергетичних комірок і стрілок.

Приклад графічної електронної формули, де енергетичні комірки зображені об'ємно, наведено на рисунку 1.

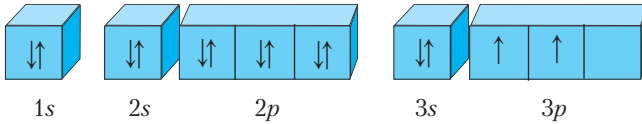


Рис. 1. Об'ємне зображення графічної електронної формули атома Силіцію



Напишіть електронну й графічну електронну формули хімічних елементів із порядковими номерами 2 і 13. У якого з атомів відсутні неспарені електрони?

Види хімічного зв'язку. Основою теорії хімічного зв'язку є положення про те, що утворення хімічних зв'язків супроводжується досягненням атомами завершеної будови зовнішнього енергетичного рівня.

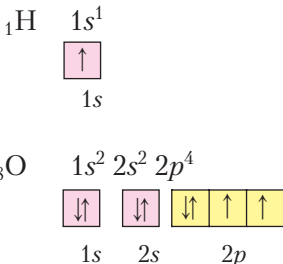
Зовнішній енергетичний рівень вважається **завершеним**, якщо він містить 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — 2). При утворенні хімічних зв'язків ядра атомів не змінюються; зміни відбуваються лише в електронних оболонках.

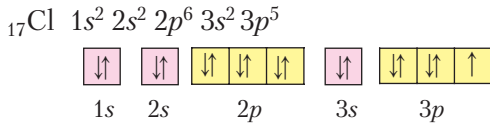
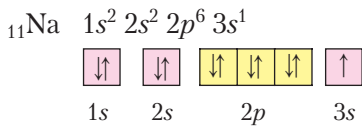
Хімічним зв'язком називають взаємодію між атомами, що зумовлює утворення молекул і кристалів.

Ви вже вивчали *ковалентний, йонний та водневий* зв'язки.

Повторимо утворення ковалентного та йонного зв'язків на прикладі сполук хімічних елементів із порядковими номерами 1, 8, 11, 17.

Спочатку запишемо електронні й графічні електронні формули атомів зазначених елементів:





Ви вже знаєте про існування двохатомних молекул простих речовин водню H_2 і кисню O_2 , молекул води H_2O та речовини немолекулярної будови натрій хлориду NaCl . Пригадаємо, яким способом атоми Гідрогену, Оксигену, Хлору та Натрію досягали *завершеної будови* зовнішнього енергетичного рівня в кожній з цих речовин.

Найвний в атома Гідрогену 1 електрон становить половину від кількості завершеного для нього (двохелектронного) зовнішнього енергетичного рівня. В Оксигену на зовнішньому енергетичному рівні 6 електронів, тобто він близький до завершеного для нього восьмиелектронного складу. Маючи половину й більше половини електронів, аніж їх є на завершеному енергетичному рівні, атомам цих елементів енергетично вигідніше не віддавати електрони, а приєднувати або утворювати спільні електронні пари. Так, у молекулі водню два атоми Гідрогену досягають завершеності зовнішнього енергетичного рівня за рахунок утворення однієї спільної електронної пари, у молекулі кисню — двох (рис. 2).

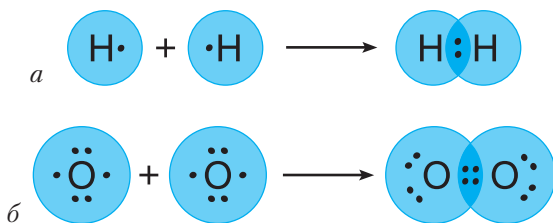


Рис. 2. Схеми утворення хімічного зв'язку між атомами одного хімічного елемента: Гідрогену (а); Оксигену (б)

В обох молекулах спільні електронні пари рівновіддалені від ядер атомів, між якими утворився хімічний зв'язок.

У молекулі води атоми також сполучені спільними електронними парами (рис. 3), зміщеними ближче до ядра атома Оксигену.

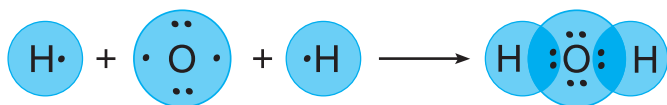


Рис. 3. Схеми утворення хімічного зв'язку в молекулі води

Зміщення електронних пар відбулося тому, що Оксиген, порівняно з Гідрогеном, має більшу **електронегативність** — умовну величину, яка характеризує здатність атома в сполуці притягувати до себе електрони.

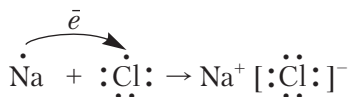
Неметалічні елементи характеризуються високою, порівняно з металічними, електронегативністю, тому між атомами неметалічних елементів хімічний зв'язок утворюється за рахунок спільних електронних пар, а не шляхом віддавання й приєднання електронів.

Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар називається **ковалентним**. Якщо спільні електронні пари рівновіддалені від ядер обох атомів, він — *неполярний*, а якщо зміщені в бік більш електронегативного атома — *полярний*.

▶ Напишіть електронну формулу атома Неону. Висловіть припущення про хімічну активність атомів цього хімічного елемента.

Поясніть, який вид ковалентного зв'язку утворюється між атомами: а) Гідрогену і Броду в гідроген броміді HBr; б) між атомами Броду в молекулі броду Br₂.

Натрій хлорид, на відміну від водню, кисню й води, є речовиною немоллекулярної будови. Тож утворення хімічного зв'язку відбувається по-іншому. Атом Натрію віддає єдиний електрон зовнішнього енергетичного рівня й перетворюється на катіон, у якого завершений зовнішній енергетичний рівень (ним стає передостанній енергетичний рівень атома Натрію). Тому Хлору енергетично вигідно приєднати цей електрон на зовнішній енергетичний рівень і завершити його. При цьому нейтральні атоми Натрію та Хлору перетворюються на заряджені частинки — йони:



Зв'язок, що утворюється в речовинах за рахунок притягування різнойменно заряджених йонів, називається **йонним зв'язком**.

Електронейтральні атоми всіх металічних елементів здатні до віддавання, а не до приєднання електронів.

Зробіть висновок про можливість існування аніонів у Гідрогену та металічних елементів.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

У 9 класі ви ознайомилися з водневим зв'язком, що додатково виникає між молекулами (у деяких випадках між окремими частинами однієї молекули) за рахунок електростатичного притягання атомів Гідрогену однієї молекули до атомів Оксигену іншої. Наприклад, він існує між молекулами води, молекулами спирту й обумовлює рідкий агрегатний стан цих речовин за звичайних умов. У сполук із найскладнішою будовою молекул — білків — водневий зв'язок може утворюватися між окремими частинами однієї й тієї самої молекули.

Пригадайте вивчену в минулому навчальному році вторинну структуру білків, що має вигляд спіралі, форма якої підтримується водневими зв'язками.

Проте водневий зв'язок набагато слабший за ковалентний і легко руйнується звичайним нагріванням. Як вам відомо, вода при температурі $+100\text{ }^{\circ}\text{C}$ і атмосферному тиску переходить у пароподібний (газуватий) стан.

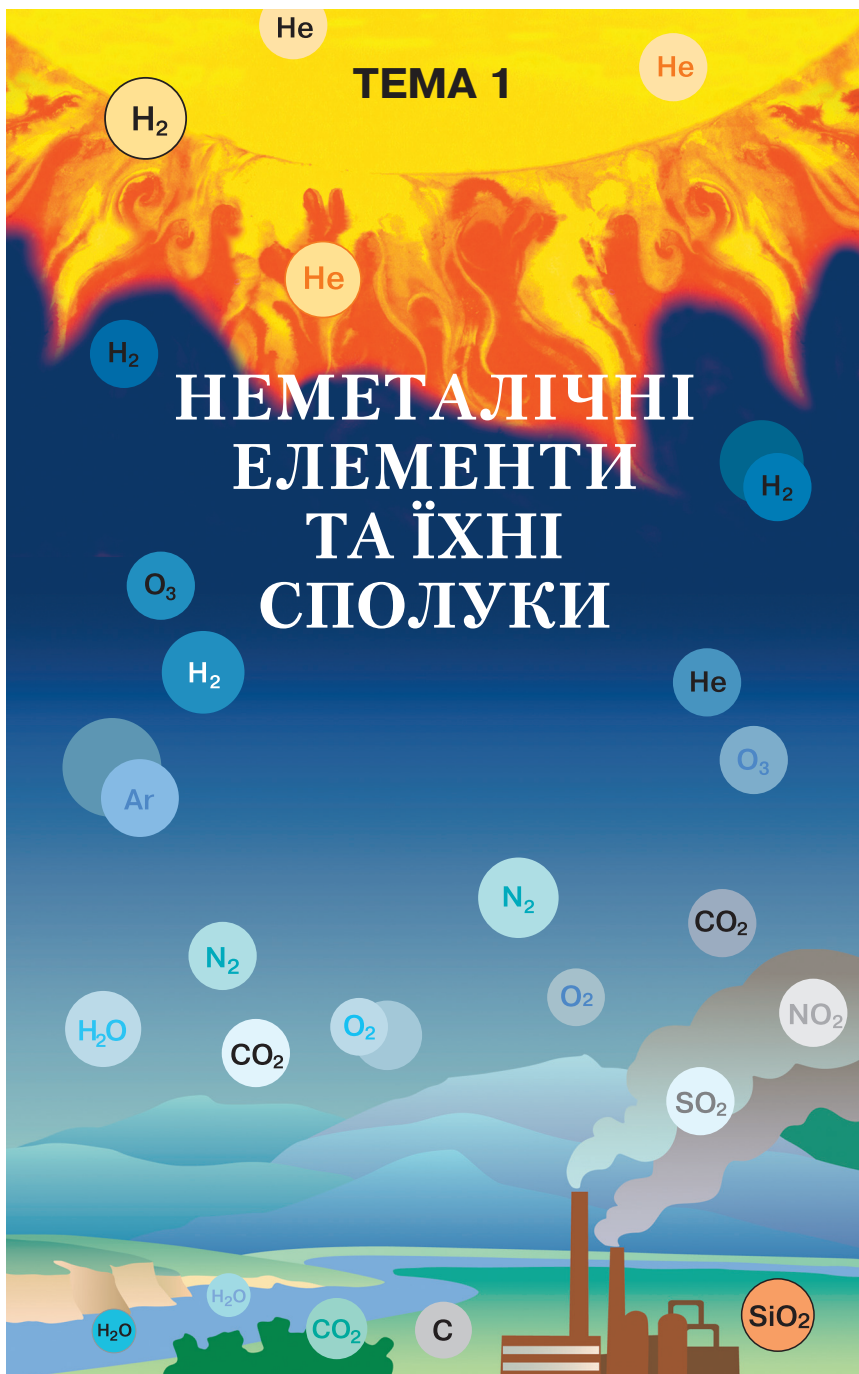


Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Класифікуйте хімічні елементи з порядковими номерами в періодичній системі 5, 8, 13, 18, 25, 35 за такими ознаками: а) елементи одного періоду; б) елементи однієї групи; в) елементи однієї підгрупи.
2. Напишіть електронну та графічну електронну формули атомів хімічних елементів Нітрогену й Фосфору. Що спільного в будові електронних оболонок атомів цих елементів?
3. Напишіть електронну та графічну електронну формули атомів хімічних елементів Магнію і Сульфуру. Що спільного в будові електронних оболонок їх атомів?
4. Поясніть утворення хімічних зв'язків на прикладі речовин: фтору F_2 , гідроген фториду HF , літій фториду LiF .

ТЕМА 1

НЕМЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ



**ВИВЧИВШИ ЦЮ ТЕМУ, ВИ ЗБАГАТИТЕ СВОЮ
ЗАГАЛЬНООСВІТНЮ ПІДГОТОВКУ З ХІМІЇ ЗНАННЯМИ ПРО:**

Неметалічні елементи та їх розташування в періодичній системі.
Особливість будови атомів неметалічних елементів одного періоду та однієї підгрупи.
Фізичні й хімічні властивості простих речовин неметалів.
Зумовленість властивостей неметалів і сполук неметалічних елементів будовою атомів.
Алотропію й алотропні видозміни.
Адсорбцію й адсорбенти.
Поширення неметалічних елементів у природі, застосування їх сполук.
Найважливіші оксиди, гідрати оксидів і солі Карбону, Нітрогену, Сульфуру, Фосфору.
Леткі водневі сполуки неметалічних елементів.
Мінеральні добрива.
Будівельні матеріали.
Якісні реакції.
Кислотні дощі.
Парниковий ефект.
Вплив нітратів і чадного газу на організм людини й тварин.

**РОЗВИТКУ ВАШИХ ЗАГАЛЬНОНАВЧАЛЬНИХ УМІНЬ
СПРИЯТИМУТЬ:**

Складання формул сполук неметалічних елементів, рівнянь реакцій, що характеризують основні хімічні властивості неметалів і сполук неметалічних елементів.
Обґрунтування вами застосування сполук неметалічних елементів їх властивостями, значення сполук неметалічних елементів у господарському комплексі.
Розв'язування експериментальних і розрахункових задач.
Спостереження за демонстраційними дослідами вчителя.

**У ПРОЦЕСІ ВИВЧЕННЯ ТЕМИ УДОСКОНАЛЮВАТИМУТЬСЯ
ВАШІ ПРЕДМЕТНІ УМІННЯ:**

Називати речовини за сучасною українською номенклатурою.
Характеризувати хімічні елементи за положенням у періодичній системі й будовою атома.
Планувати та виконувати експериментальні дослідження.
Здійснювати розрахунки за хімічними формулами й рівняннями хімічних реакцій.
Розв'язувати експериментальні задачі на визначення та розпізнавання речовин.
Висловлювати судження про біологічну роль неметалічних елементів та їх сполук.



§ 3. Неметалічні елементи, розташування в періодичній системі, загальна характеристика

Скористайтеся фрагментом періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва та ознайомтеся з назвами й символами неметалічних елементів, які зображені на рожевому та жовтому фонах (рис. 4).

Періоди	Групи елементів																			
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
1	H ¹ Гідроген									He ² Гелій	Періодичний номер Назва елемента систематично									
2	Li ³ Літій	Be ⁴ Берилій	B ⁵ Бор	C ⁶ Карбон	N ⁷ Нітроген	O ⁸ Оксиген	F ⁹ Флуор	Ne ¹⁰ Неон	26 Fe 55,85 Fe Ферум											
3	Na ¹¹ Натрій	Mg ¹² Магній	Al ¹³ Алюміній	Si ¹⁴ Силіцій	P ¹⁵ Фосфор	S ¹⁶ Сулфур	Cl ¹⁷ Хлор	Ar ¹⁸ Аргон	Атомна маса Символ											
4	K ¹⁹ Калій	Ca ²⁰ Кальцій	Zn ³⁰ Цинк	Ga ³¹ Галій	Ge ³² Германій	As ³³ Арсен	Se ³⁴ Селен	Br ³⁵ Бром	Kr ³⁶ Криптон	Co ²⁷ Кобальт	Ni ²⁸ Нікел									
5	Rb ³⁷ Рубідій	Sr ³⁸ Стронцій	Cd ⁴⁸ Кадмій	In ⁴⁹ Індій	Sn ⁵⁰ Станум	Sb ⁵¹ Стійбій	Te ⁵² Телур	I ⁵³ Іод	Xe ⁵⁴ Ксенон	Rh ⁴⁵ Родій	Pd ⁴⁶ Паладій									
6	Cs ⁵⁵ Цезій	Ba ⁵⁶ Барій	Hg ⁸⁰ Ртуть	Tl ⁸¹ Талій	Pb ⁸² Свинець	Bi ⁸³ Висмут	Po ⁸⁴ Полоній	At ⁸⁵ Астат	Rn ⁸⁶ Радон	Ir ⁷⁷ Ірідій	Pt ⁷⁸ Платина									
7	Fr ⁸⁷ Францій	Ra ⁸⁸ Радій	Ac ⁸⁹ Актиній	Rf ¹⁰⁴ Резерфордій	Rf ¹⁰⁵ Резерфордій	Db ¹⁰⁶ Дубній	Sg ¹⁰⁷ Сибіргій	Bh ¹⁰⁸ Берілій	Hs ¹⁰⁹ Гасій	Mt ¹⁰⁹ Мейтнерій	Uun ¹¹⁰ Унунівій									
	Висші оксиди		R₂O		RO		R₂O₃		RO₂		R₂O₅		RO₃		R₂O₇		RO₄			
	Легкі водні сполуки		RH₄		RH₃		H₂R		HR											
	* Ce ⁵⁸ 140,12 Церій	Pr ⁵⁹ 140,90 Протактиній	Nd ⁶⁰ 144,24 Неодім	Pm ⁶¹ (147) Прометій	Sm ⁶² 150,36 Самарій	Eu ⁶³ 151,96 Європій	Gd ⁶⁴ 157,25 Гадоліній	Tb ⁶⁵ 158,92 Тербій	Dy ⁶⁶ 162,50 Диспрозій	Ho ⁶⁷ 164,93 Гольмій	Er ⁶⁸ 167,26 Ербій	Tm ⁶⁹ 168,93 Тулій	Yb ⁷⁰ 173,04 Йттербій	Lu ⁷¹ 174,96 Люцій						
	** Th ⁹⁰ 232,04 Торій	Pa ⁹¹ (231) Протактиній	U ⁹² 238,03 Уран	Np ⁹³ (241) Нептуній	Pu ⁹⁴ (242) Плутоній	Am ⁹⁵ (243) Америцій	Cm ⁹⁶ (247) Курій	Bk ⁹⁷ (247) Беркелій	Cf ⁹⁸ (251) Каліфорній	Es ⁹⁹ (252) Ейнштейній	Fm ¹⁰⁰ (257) Фермій	Md ¹⁰¹ (258) Мейтнерій	No ¹⁰² (259) Нобелій	Lr ¹⁰³ (260) Лоренцій						

Рис. 4. Розміщення неметалічних елементів у періодичній системі хімічних елементів

Користуючись рисунком 4, установіть:

1. Чи властиве неметалічним елементам розміщення на початку періодів? Який виняток існує?
2. Чи властиве неметалічним елементам розміщення в кінці періодів? Який виняток існує?
3. У головних чи побічних підгрупах розміщені неметалічні елементи?
4. Чи є серед неметалічних елементів хоча б один, розміщений у побічній підгрупі?

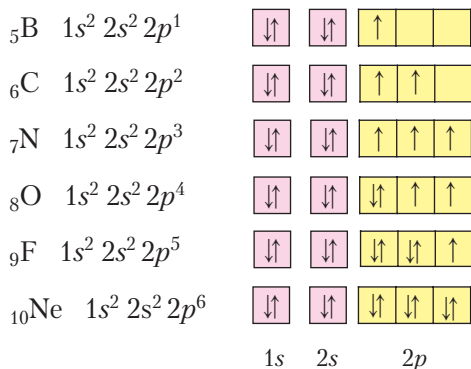
Після проведеної пошукової діяльності сформулюйте загальний висновок про місце неметалічних елементів у групах, підгрупах, періодах і рядах.

Особливості будови атомів неметалічних хімічних елементів.

Ви вже повторили будову атома, виконали завдання 2 і 3 із § 2, тож на конкретних прикладах з'ясуємо, що спільного та чим відрізняється будова електронних оболонок атомів неметалічних елементів одного періоду й однієї підгрупи.

Приклад 1. Неметалічні елементи одного періоду.

Неметалічні елементи Бор, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флуор і Неон належать до другого періоду періодичної системи хімічних елементів і мають такі електронні та графічні електронні формули атомів:



За цими формулами чітко простежується однакова будова першого енергетичного рівня неметалічних елементів другого періоду й поступове збільшення числа електронів на другому (зовнішньому) енергетичному рівні, доки останній елемент Неон не досягне завершеності зовнішнього енергетичного рівня. Починаючи з Нітрогену, в атомах цих хімічних елементів спостерігається поступове зменшення кількості неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Так, атом Нітрогену здатний утворити три спільні електронні пари з іншими атомами, Оксигену – дві, Флуору – одну. В атомі Неону відсутні неспарені електрони, і він не утворює хімічних зв'язків з іншими атомами.

Розглянуті приклади доводять, що атоми неметалічних елементів другого періоду мають по 2 енергетичних рівні, але відрізняються кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

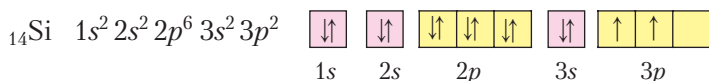
Особливістю атомів неметалічних елементів є те, що кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи. Тому без запису електронної формули атома, наприклад, неметалічного елемента VII групи Астату можна з упевненістю сказати, що з 85 електронів його електронної оболонки 7 містяться на зовнішньому енергетичному рівні.

Напишіть електронні й графічні електронні формули неметалічних елементів третього періоду й зробіть висновок, що спільного та чим відрізняється будова електронних оболонок їх атомів.

З вивченого в 9 класі пригадайте, чому в більшості сполук Карбон чотиривалентний, а не двовалентний.

Приклад 2. Неметалічні елементи однієї підгрупи.

Карбон і Силіцій розташовані в IV групі в головній підгрупі періодичної системи хімічних елементів, тобто є елементами однієї групи й підгрупи. Напишемо електронну та графічну електронну формули атома Силіцію:



Скористаємося електронною й графічною електронною формулами атома Карбону з прикладу 1 й порівняємо електронні формули атомів цих хімічних елементів. Результати порівняння вказують на те, що електронні оболонки їх атомів відрізняються кількістю енергетичних рівнів, проте на зовнішньому енергетичному рівні в них однакова кількість електронів і вона чисельно дорівнює номеру групи.

Електронні формули атомів Карбону і Силіцію свідчать, що неметалічні елементи IV групи головної підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня і кількість електронів на ньому дорівнює половині електронів зовнішнього завершеного восьмieleктронного енергетичного рівня.

Напишіть електронні й графічні електронні формули неметалічних елементів V групи головної підгрупи Нітрогену й Фосфору. Зробіть висновок, що спільного та чим відрізняється будова електронних оболонок їх атомів.

Сформулюйте загальний висновок про спільне та відмінне в будові електронних оболонок атомів неметалічних елементів однієї підгрупи.

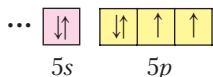
Розгляньте будову електронної оболонки атома Гідрогену й доведіть, що виявлена вами залежність справджується для цього хімічного елемента.

Знання будови атомів і місця в періодичній системі неметалічних елементів дають змогу давати їх загальну характеристику із зазначенням групи, підгрупи, періоду, ряду, будови атома, формул летких водневих сполук, оксидів із найвищим ступенем окиснення.

Приклад 3. Характеристика неметалічного елемента за будовою атома й розміщенням у періодичній системі.

Хімічний елемент з протонним числом 52 — Телур Те — розташований у періодичній системі хімічних елементів у п'ятому періоді, сьомому ряді, VI групі, головній підгрупі.

Відносна атомна маса 128. Ядро атома має заряд +52 і складається з 52 протонів і 76 нейтронів ($128 - 52 = 76$). Електронна оболонка атома налічує 52 електрони, які розташовані на п'ятьох енергетичних рівнях. На зовнішньому енергетичному рівні є 6 електронів, тому максимальна валентність Телуру 6, максимальний ступінь окиснення +6. Формула вищого оксиду — TeO_3 . Оскільки Телур — аналог (так називають елементи однієї підгрупи) Оксигену і Сульфуру, то це дає змогу записати електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня як $\dots 5s^2 5p^4$ і скласти його графічну електронну формулу:



З графічної електронної формули зовнішнього енергетичного рівня бачимо, що для його завершення не вистачає 2 електронів, тому з Гідрогеном Телур утворює сполуку H_2Te .



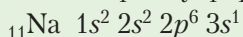
Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Знання фізичного змісту протонного й нуклонного чисел, номера періоду й групи, у яких розташований неметалічний елемент, будови електронної оболонки атома дають можливість виконувати різноманітні завдання і вправи. Розглянемо приклади.

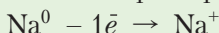
Задача 1. Атом хімічного елемента має на 7 електронів більше, ніж йон Натрію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома та йона.

Р о з в' я з а н н я

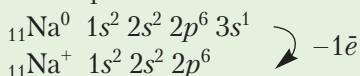
1. Запишемо електронну формулу атома Натрію:



Оскільки його зовнішній енергетичний рівень містить лише 1 електрон, то це металічний елемент, який у хімічних реакціях віддає його й перетворюється на катіон Натрію:



Розглянемо, які зміни сталися в будові електронної оболонки атома Натрію:



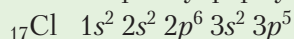
Як бачимо, кількість електронів у йоні Натрію дорівнює 10.

2. Обчислимо, скільки електронів має шуканий неметалічний хімічний елемент:

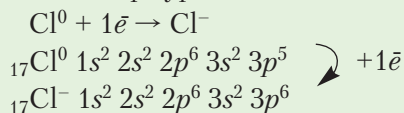
$$10\bar{e} + 7\bar{e} = 17\bar{e}$$

Така кількість електронів входить до складу електронної оболонки атома Хлору.

3. Запишемо електронну формулу атома Хлору:



4. Запишемо електронну формулу йону Хлору. Оскільки на зовнішньому енергетичному рівні Хлор має $7\bar{e}$, то після приєднання електрона $1\bar{e}$ зовнішній енергетичний рівень утвореного йона набуде завершеної 8-електронної конфігурації та негативного заряду:



Задача 2. Знаходження неметалічного елемента за положенням у періодичній системі.

Назвіть неметалічний елемент, якщо відомо, що він знаходиться в четвертому періоді періодичної системи, утворює летку сполуку з Гідрогеном, а його вищий оксид відповідає загальній формулі E_2O_5 .

Р о з в' я з а н н я

Вищі оксиди із загальною формулою E_2O_5 утворюють елементи V групи. У четвертому періоді розташовані два елементи цієї групи — Ванадій і Арсен. Ванадій — елемент побічної підгрупи, а побічні підгрупи утворені лише з металічних елементів, у яких леткі сполуки з Гідрогеном відсутні. Отже, шуканий хімічний елемент — Арсен.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. За державними вимогами до засвоєння знань випускники основної школи мають знати символи й назви не менше 20 хімічних елементів. Спробуйте по пам'яті відтворити якомога більше символів і назв неметалічних елементів.

2. Поясніть відмінність і подібність будови атомів неметалічних елементів однієї підгрупи: а) Оксигену і Сульфуру; б) Нітрогену і Фосфору; в) Карбону і Силіцію.

3. Поясніть відмінність і подібність будови атомів неметалічних елементів одного періоду: а) Гідрогену і Гелію; б) Карбону і Флуору; в) Сульфуру і Хлору.

4. Про який неметалічний елемент ідеться: розташований у третьому періоді, на зовнішньому енергетичному рівні має 5 електронів?

5. Укажіть хімічні елементи, що мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня: В, N, Ne, P, Ar.

6*. Загальна формула кислоти H_2EO_4 . Електронна оболонка атома кислототвірного елемента має три енергетичні рівні. Назвіть хімічний елемент і складіть формулу оксиду, що відповідає цій кислоті.



§ 4. Прості речовини неметали. Явище алотропії

Назви і формули неметалів. Прості речовини, утворені атомами неметалічних елементів, мають загальну назву **неметали**. За сучасною українською хімічною номенклатурою назви неметалів пишуть з малої літери. Вони не завжди збігаються з назвами відповідних їм неметалічних елементів. Молекули неметалів можуть складатися з різної кількості атомів. Дізнайтеся про це більше, опрацювавши таблицю 2.

Таблиця 2

Назви неметалічних елементів і неметалів за сучасною українською хімічною номенклатурою

Хімічний елемент		Проста речовина		Хімічний елемент		Проста речовина	
Назва	Символ	Назва	Формула	Назва	Символ	Назва	Формула
Гідроген	H	водень	H_2	Бром	Br	бром	Br_2
Нітроген	N	азот	N_2	Йод	I	йод	I_2
Оксиген	O	кисень озон	O_2 O_3	Карбон	C	вуглець (графіт, алмаз, карбін)	C
Флуор	F	фтор	F_2	Силіцій	Si	силіцій	Si
Хлор	Cl	хлор	Cl_2	Сульфур	S	сірка	S

Алотропія. Ви, напевно, звернули увагу, що для Оксигену в таблиці 2 зазначено не одну, а дві прості речовини, а для Карбону — три. Таке явище дістало назву **алотропія**, а речовини — **алотропні видозміни**.

Алотропія — явище існування одного й того самого хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин, що відрізняються між собою будовою та властивостями. **Алотропні видозміни** — це прості речовини, утворені одним хімічним елементом.

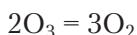
Алотропні видозміни Оксигену. *Кисень* і *озон* відомі вам з уроків природознавства та хімії в основній школі. Порівняємо склад і властивості цих простих речовин (табл. 3).

Таблиця 3

Склад і властивості кисню й озону

№	Ознаки порівняння	Прості речовини	
		Кисень	Озон
1	Формула	O ₂	O ₃
2	Будова	молекулярна	молекулярна
3	Відносна молекулярна маса	32	48
4	Агрегатний стан	газуватий	газуватий
5	Відносна густина за повітрям	1,1	1,65
6	Запах	без запаху	запах свіжості
7	Колір за нормальних умов	безбарвний	блакитний
8	Розчинність у воді (н. ц.)	розчиняється погано	розчиняється в 10 разів краще за кисень
9	Хімічна активність	висока	дуже висока

Вища, ніж у кисню, хімічна активність озону проявляється в тому, що деякі речовини (наприклад, фосфор, етанол) в озоні самозаймаються, каучук з еластичного стає крихким, кольорові барвники знебарвлюються. Причиною є те, що молекули озону нестійкі й легко розкладаються:



Однак спочатку з однієї молекули озону утворюється одна молекула кисню та атомарний Оксиген. Він енергійніше реагує з речовинами, аніж кисень, чим пояснюється більша, порівняно з киснем, хімічна активність озону.

Як бачимо, незважаючи на те, що кисень та озон утворені атомами одного й того самого хімічного елемента, — це дві різні прості речовини.

Наявність в Оксигену алотропних видозмін кисню та озону зумовлена різною кількістю атомів у молекулі.

Кисень — досить поширена в природі речовина. Достатньо пригадати, що повітря на 1/5 складається з нього. Ця алотропна видозміна Оксигену відіграє важливу роль у процесах дихання, горіння, обміну речовин та енергії, виробництві металів тощо.

Порівняно з киснем озону в природі значно менше. Якщо уявно стиснути під атмосферним тиском і рівномірно розташувати навколо Землі кисень, що є в атмосфері, та озон з озонового шару нашої планети, то товщина кисневого шару дорівнювала б майже 8 км, тоді як озонового — лише 3 мм. Невеликі порції озону утворюються з кисню повітря під час грози, у результаті окиснення речовин смоли хвойних дерев. Тому повітря після грози та у хвойному лісі має особливий запах свіжості.

Озоновий шар і його значення. Унікальний озоновий шар знаходиться від поверхні Землі на висоті приблизно від 20 до 40 км. Походження цього шару пов'язане з тим, що у верхніх шарах атмосфери під впливом ультрафіолетового випромінювання Сонця кисень перетворюється на озон:

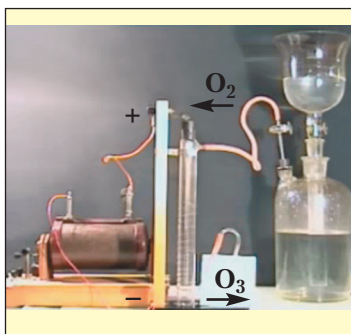
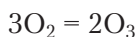


Рис. 5. Озонатор — прилад для добування озону



Цю реакцію нескладно провести і в лабораторних умовах у приладі, зображеному на рисунку 5.

Завдяки наявності озонового шару поглинаються промені, небезпечні для здоров'я людини й усього живого. Тобто алотропна видозміна Оксигену озон стає своєрідним фільтром, що затримує ультрафіолетове й електромагнітне випромінювання Сонця.

Озон — це природний надійний захисник усього живого на нашій планеті від згубної дії шкідливого сонячного випромінювання.

Нині на товщину озонового шару негативно впливає господарська діяльність людини. Зважаючи на це, у науці з'явилася гіпотеза про руйнування озонового шару, суть якої полягає в тому, що через викиди в атмосферу шкідливих речовин, зокрема *фреону* — органічної сполуки, що міститься в аерозольних упаковках, охолоджувальних системах холодильників тощо, озоновий шар тоншає, у ньому утворюються так звані *озонові дірки*. Як наслідок — захисна дія шару погіршується.

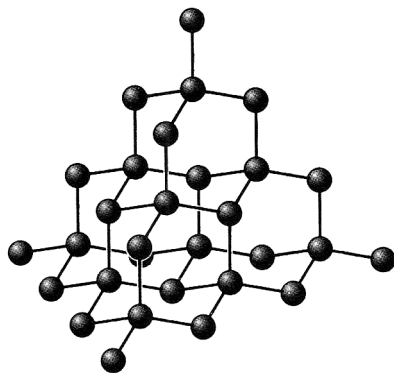
Уперше виявивши в 1985 р. озонову дірку великих розмірів над Антарктидою, учені забили на сполох. У 1987 р. з метою збереження озонового шару шляхом зняття з виробництва речовин, що його руйнують, був прийнятий Монреальський протокол, до якого приєднався й СРСР. У 1991 р. Україна підтвердила свою правонаступність цьому рішенню.

Алотропні видозміни Карбону. Поширеними природними алотропними видозмінами Карбону є *алмаз* (рис. 6а) і *графіт* (рис. 7а). Ці речовини відрізняються між собою розміщенням атомів у вузлах кристалічних ґраток.

В алмазі щодо будь-якого атома Карбону чотири сусідніх атоми розташовані в кутах правильного тетраедра (рис. 6б). Завдяки такому розташуванню атомів Карбону всі зв'язки рівноцінні, а відстані між атомами — однакові. Така будова кристалічної ґратки алмазу забезпечує його високу твердість, він є найтвердішою



а



б

Рис. 6. Алмаз (а) і модель його кристалічної ґратки (б)

природною речовиною. Алмаз прозорий, безбарвний, не проводить електричного струму, дуже добре заломлює світло. Алмази використовують для різання скла, буріння гірських порід (алмазні різці, свердла, шліфувальні круги), для різання і шліфування металів. Спеціально оброблений алмаз називають діамантом, він високо цінується серед ювелірних прикрас.

У кристалічній ґратці графіту атоми Карбону розташовані окремими шарами. У межах одного шару атоми Карбону об'єднані в шестиатомні кільця (рис. 7б).

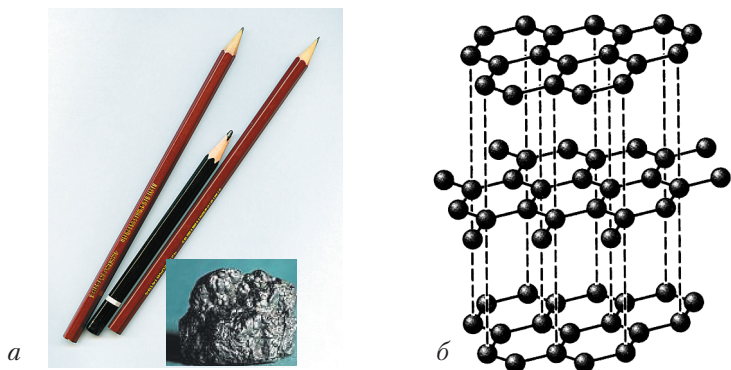


Рис. 7. Графіт і вироби з нього (а), модель кристалічної ґратки графіту (б)

Зв'язки в межах одного шару набагато сильніші, аніж з атомами сусіднього шару, до того ж відстань між шарами майже в 2,5 раза більша порівняно з відстанями між атомами в межах одного шару. Завдяки такій будові кристалічної ґратки графіт легко розщеплюється на лусочки й при незначному натисканні на олівець графітовий стержень залишає напис.

Графіт непрозорий, сірого кольору, з металічним блиском, масний на дотик і досить м'який. На відміну від алмазу він проводить електричний струм і тепло. Як м'яку речовину, графітовий порошок використовують для змащування рухомих частин машин і механізмів, щоб зменшити силу тертя. Завдяки електропровідності його використовують у хімічній промисловості як матеріал для електродів, а завдяки теплопровідності — у теплообмінниках.

Отже, через різну будову кристалічних ґраток алмаз і графіт проявляють відмінні фізичні властивості.

Наявність у Карбону алотропних видозмін графіту й алмазу зумовлена різним розташуванням атомів у кристалічних ґратках.

У природі вільний Карбон трапляється здебільшого у вигляді графіту й дуже рідко — у вигляді окремих кристалів алмазу. Нині налагоджено промислове виробництво синтетичних алмазів. У м. Києві функціонує Інститут надтвердих матеріалів імені В. М. Бакуля. Вчені цього інституту в 1961 р. вперше здійснили синтез штучних алмазів із графіту. Пріоритетними розробками інституту є одержання великих за розмірами монокристалів синтетичних алмазів, шліфувальних порошоків із синтетичних алмазів, надтвердих матеріалів для виготовлення надміцних інструментів, які використовують при різанні та бурінні тощо. Інструменти, виготовлені зі штучних алмазів, не поступаються виготовленим із природних алмазів, проте вони набагато дешевші.

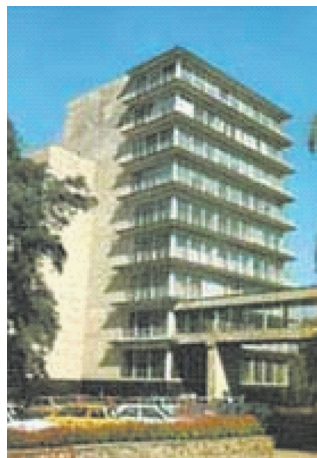
Так званий **аморфний вуглець** (сажа, деревне вугілля) не належить до самостійних алотропних видозмін Карбону, а є дуже дрібними різнозорієнтованими кристаликами графіту.

Ще одну алотропну видозміну Карбону **карбін** спочатку добули синтетичним способом, а потім виявили в природі у вигляді прожилок і вкраплень у графіті. Атоми Карбону в карбіні сполучені в прямолінійні карбон-карбонові ланцюги $=C=C=C=$ або $-C\equiv C-C\equiv C-$, розташовані паралельно один до одного.

Карбін має напівпровідникові властивості, які посилюються під дією світла. На цій властивості базується його практичне застосування у фотоелементах.

Загальні фізичні властивості неметалів. За нормальних умов неметали водень H_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , кисень O_2 , озон O_3 , азот N_2 та інертні гази (гелій He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn) перебувають у газоподібному агрегатному стані, бром Br_2 — рідина, а решта неметалів — тверді речовини.

Неметали відрізняються за кольором. Так, водень, кисень, азот — безбарвні гази; фтор — блідо-жовтий, а хлор — жовто-зелений отруйний газ з різким специфічним запахом; бром — темно-червона рідина, жовто-бурі пари якої мають різкий, подразливий запах, а при потраплянні на шкіру викликають сильні опіки. Фосфор червоний — тверда речовина червоного кольору, фосфор



Інститут надтвердих матеріалів імені В. М. Бакуля НАН України

білий — тверда речовина білого кольору. Сірка — тверда речовина жовтого кольору. Йод — тверда чорно-фіолетова речовина з металічним блиском (рис. 8).

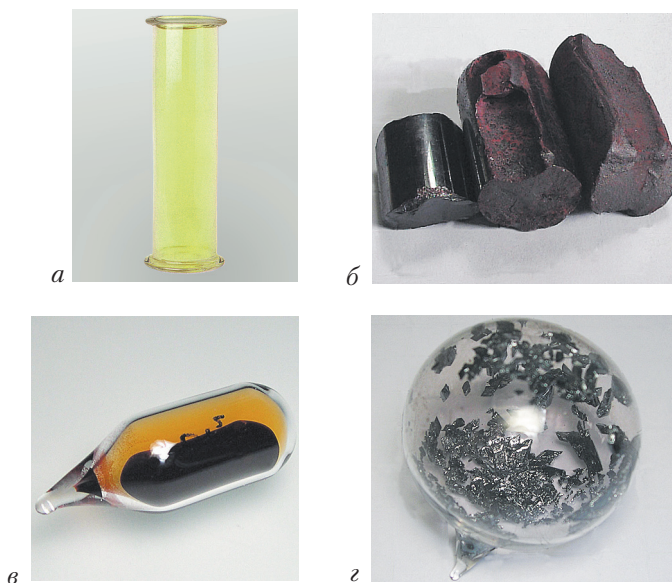


Рис. 8. Зразки неметалів: а) хлор; б) фосфор; в) бром; г) йод

Оскільки неметали мають різні агрегатні стани, то й температури їх плавлення та кипіння перебувають у широких межах. Газоподібні неметали (водень, кисень, азот) за нормальних умов киплять при низьких температурах (майже $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$). Тверда речовина йод при нагріванні *сублімується* — відразу переходить із твердого стану в газоподібний. Для того щоб розплавити сірку, достатньо температури спиртівки чи сухого пального, тоді як одна з алотропних видозмін Карбону — алмаз — має температуру плавлення понад $+3000\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Більшість неметалів не проводять електричний струм, тобто є діелектриками. Кремній — напівпровідник, а графіт — провідник електричного струму. Неметали погано проводять тепло, крихкі, розчинність у воді не є їхньою характерною загальною властивістю. Проте багато з них добре розчинні в органічних розчинниках. Найкращу розчинність у воді мають галогени. Розчин бром у воді відомий вам під назвою *бромна вода*.

Чимало газоподібних неметалів легші за повітря.

Обчисліть густину за повітрям гелію та хлору. Яка кулька — наповнена за однакових умов гелієм чи хлором — стрімко підніметься вгору?

Водень і аргон змішали в рівних об'ємах й утвореною сумішшю заповнили гумову кульку. Чи буде така кулька підніматися до стелі? Відповідь підтвердіть розрахунками.

Для ознайомлення з окремими фізичними властивостями деяких неметалів виконайте *лабораторний дослід 1*.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 1. Ознайомлення із зразками простих речовин неметалів.

Завдання 1. Ознайомтеся із зовнішнім виглядом, кольором, агрегатним станом, розчинністю у воді виданих вам зразків неметалів.

Завдання 2. Температуру плавлення та кипіння цих неметалів з'ясуйте за довідковою літературою.

Результати виконання завдань оформіть у робочих зошитах у вигляді таблиці.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Окрім Оксигену й Карбону, алотропні видозміни мають й інші неметалічні хімічні елементи, зокрема Фосфор і Сульфур.

Алотропні видозміни Фосфору. Серед алотропних видозмін Фосфору найбільш поширені: білий фосфор (молекулярна будова кристалічної ґратки), червоний і чорний фосфор (атомна будова кристалічної ґратки). Усі вони — тверді речовини з кольором, зазначеним у назві. Змінюючи температуру, одну алотропну видозміну Фосфору можна за кілька годин перетворити на іншу.

Білий фосфор — безбарвна, з часниковим запахом, воскоподібна речовина, що світиться в темряві, дуже отруйна, самозаймається на повітрі при температурі +50 °С. Унаслідок високої хімічної активності його зберігають під водою і по можливості в темряві.

Червоний фосфор (рис. 8б) порівняно з білим стійкіший до нагрівання, без запаху, менш реакційно здатний і неотруйний. Його використовують у виробництві сірників (входить до складу намазки сірникової коробки). При швидкому проведенні головкою сірника по намазці фосфор окиснюється наявною в головці речовиною калій хлоратом $KClO_3$. Від цього інша речовина головки — сірка — загоряється й підпалює дерев'яну частину сірника.

Чорний фосфор має подібну з графітом будову і проводить електричний струм.

Алотропні видозміни Сульфуру. Природною алотропною видозміною Сульфуру є **ромбічна сірка**. Це лимонно-жовта, крихка, кристалічна речовина без запаху, нерозчинна у воді. Назва пов'язана з тим, що її кристали мають форму октаедра зі зрізаними кутами (рис. 9а).

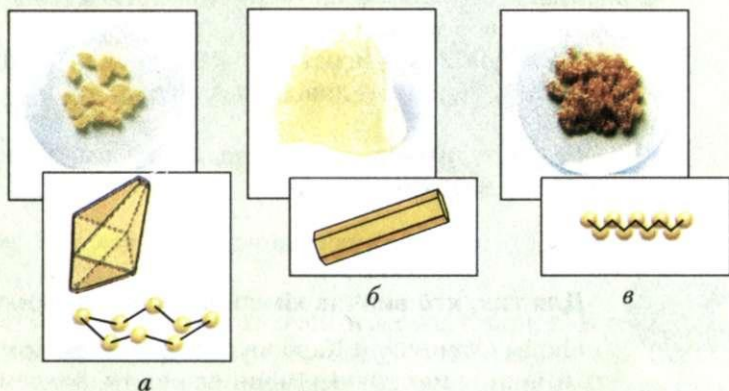


Рис. 9. Алотропні видозміни Сульфуру: ромбічна (а), моноклінна (б) і пластична (в) сірка

Молекула такої сірки складається з 8 атомів Сульфуру (у рівняннях реакцій послугуються записом одного атома S).

При температурі $+119,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ромбічна сірка плавиться й перетворюється на **моноклінну сірку** — майже білі кристалічні пластинки (рис. 9б). Ця алотропна видозміна Сульфуру нестійка і вже при температурі $+95,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ знову перетворюється на ромбічну сірку.

Якщо доведено до кипіння сірку (температура кипіння $+444,6\text{ }^{\circ}\text{C}$) вилити в холодну воду, то під впливом різкого перепаду температур вона перетвориться на

пластичну сірку (рис. 9в). Пластична сірка має жовто-коричневий колір, ріжеться ножем, гумоподібна й еластична (витягується в нитки). На повітрі вона за кілька днів знову стає ромбічною сіркою.

До досягнень сучасної хімії належить створення **кластерних частинок**. Кластер у хімії — це складне об'єднання атомів чи молекул, яке є самостійною частинкою й наділене певними властивостями. Кластерні частинки з 60–70 атомів Карбону дістали назву **фулерени** і **вуглецеві нанотрубки** (рис. 10). З їх відкриттям набули стрімкого розвитку нанотехнології.

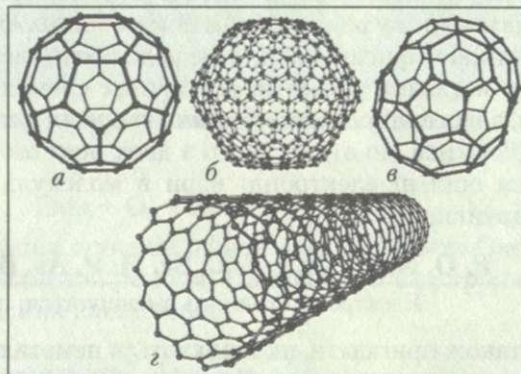


Рис. 10. Моделі фулеренів (а, б, в) і вуглецеві нанотрубки (г)



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Напишіть формули неметалів, для яких назва неметалічного елемента збігається з назвою простої речовини.
2. Чого більше в природі — неметалічних елементів чи неметалів? Відповідь обґрунтуйте.
3. Розташуйте неметали кисень, азот, фтор у порядку зростання кількості спільних електронних пар у молекулах. Відповідь підтвердіть записом електронних формул речовин.
4. Де більше молекул: у порції йоду масою 25,4 г чи в порції хлору об'ємом 11,2 л (н. у.)?
- 5*. Складіть і заповніть порівняльні таблиці алотропних видозмін: а) Сульфуру; б) Фосфору.
- 6*. Здійсніть пошукову групову діяльність, у якій з'ясуєте сутність і перспективи впровадження нанотехнологій, підготуйтеся до презентації її результатів.



§ 5. Основні хімічні властивості та застосування неметалів. Поширення неметалічних елементів у природі

Основні хімічні властивості неметалів. Неметали, за винятком інертних (благородних) газів, є досить хімічно активними простими речовинами, що взаємодіють із *металами*, *іншими неметалами*, а деякі також зі *складними речовинами* (наприклад, горіння та хлорування метану CH_4 , горіння етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Маючи на зовнішньому енергетичному рівні половину й більше половини електронів, ніж їх міститься на завершеному зовнішньому енергетичному рівні, атомам неметалічних елементів енергетично вигідніше приєднувати, а не віддавати електрони. Тому в реакціях із металами атоми неметалічних елементів приєднують електрони, а в реакціях з неметалами утворюють спільні електронні пари. Дізнатися, до атома якого з двох неметалічних елементів зміщуються спільні електронні пари в молекулі, допомагає ряд електронегативності:

F, O, N, Cl, Br, I, S, C, Se, H, P, As, B, Si

Електронегативність зменшується \rightarrow

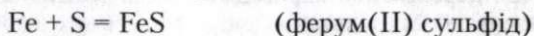
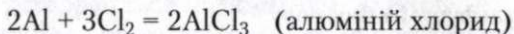
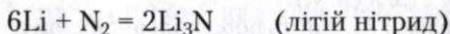
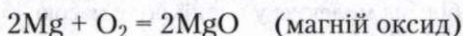
Варто також пригадати, як змінюються неметалічні властивості елементів, розташованих в одному періоді й одній підгрупі.

У межах **одного періоду** зі збільшенням порядкового номера неметалічні властивості хімічних елементів та їх сполук посилюються.

У межах **однієї підгрупи** зі збільшенням порядкового номера неметалічні властивості хімічних елементів та їх сполук послаблюються.

Розглянемо конкретні приклади хімічних властивостей неметалів.

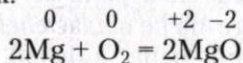
1. Взаємодія неметалів з металами:



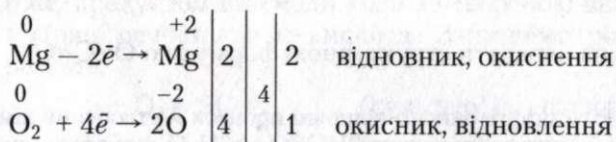
У всіх випадках утворилися бінарні сполуки, формули та назви яких складають за такими загальними **правилами**:

- зазвичай першим пишуть символ менш електронегативного елемента (з позитивним ступенем окиснення), а після нього — більш електронегативного (з негативним ступенем окиснення);
- першим зазначають у називному відмінку менш електронегативний елемент (елемент з позитивним ступенем окиснення);
- якщо елемент проявляє змінну валентність, її зазначають у назві римською цифрою;
- другою зазначають у називному відмінку назву або частину назви більш електронегативного елемента (з негативним ступенем окиснення), тобто неметалічного, додаючи при цьому суфікси *-ид* або *-ід*.

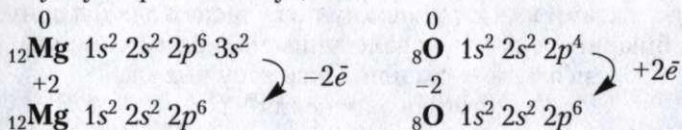
З'ясуємо, чи належить рівняння реакції магнію з киснем до окисно-відновних:



Відбулася зміна ступенів окиснення Магнію та Оксигену. Отже, це окисно-відновна реакція. Напишемо її електронний баланс, визначимо окисник і відновник:



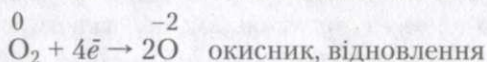
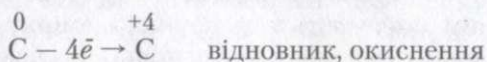
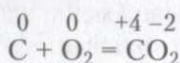
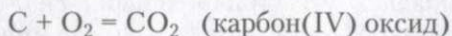
А як змінилася будова електронних оболонок атомів Магнію та Оксигену в утвореній сполуці?



Як бачимо, в обох випадках зовнішні енергетичні рівні набули завершеної конфігурації: Магнію — за рахунок віддавання 2 електронів, в Оксигену — за рахунок приєднання 2 електронів.

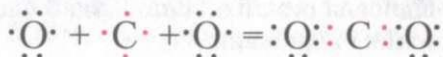
Окисно-відновні процеси в інших наведених рівняннях взаємодії неметалів із металами розгляньте самостійно.

2. Взаємодія неметалів із металами. За певних умов неметали взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним хімічним зв'язком, які називають за зазначеними вище правилами номенклатури.

Взаємодія неметалів з киснем:**(2.1)**

До реакції атоми Карбону й Оксигену входять до складу простих речовин зі ступенями окиснення 0. В утвореному оксиді менш електронегативний Карбон має ступінь окиснення +4, тоді як у більш енергонегативного Оксигену він дорівнює -2.

CO₂ — сполука двох неметалічних елементів. Їм властива загальна тенденція атомів неметалічних елементів утримувати власні електрони та зміщувати до себе електрони менш електронегативних елементів. Тому жоден з атомів не віддає електрони, натомість утворюються спільні електронні пари, зміщені до атомів більш електронегативного елемента Оксигену:



Це можна передати структурною формулою O=C=O.

▶ Розгляньте окисно-відновні процеси й утворення хімічного зв'язку на прикладі рівняння $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, зазначте окисник і відновник.

Продуктами взаємодії неметалів із киснем здебільшого є бінарні сполуки з ковалентним полярним хімічним зв'язком — оксиди. Оксиген у них має ступінь окиснення -2.

Окрім оксидів, найактивніші метали, а також Гідроген утворюють пероксиди (наприклад, Na₂O₂, K₂O₂, BaO₂, H₂O₂).

Кислотний характер солетвірних оксидів неметалічних елементів. Усі солетвірні оксиди неметалічних елементів — кислотні. На підтвердження цього виконаємо *демонстраційний дослід* зі спалюванням сірки й доведемо кислотний характер утвореного оксиду. (**Увага!** Дослід виконується у витяжній шафі). Наповнимо металеву ложечку для спалювання речовин на 1/3 сіркою і нагріємо її в полум'ї нагрівального приладу. Спочатку сірка плавиться, а згодом починає горіти синюватим полум'ям (рис. 11а). Після цього

внесемо ложечку в колбу з киснем і щільно закриємо пробкою. У кисні горіння стає набагато яскравішим (рис. 11б).

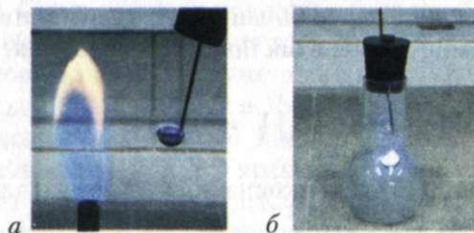
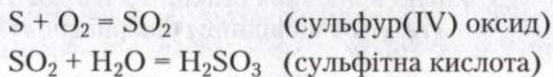


Рис. 11. Горіння сірки на повітрі (а) і в кисні (б)

Поясніть, чому горіння сірки в кисні яскравіше, ніж на повітрі.

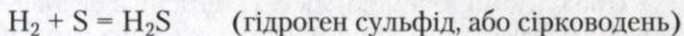
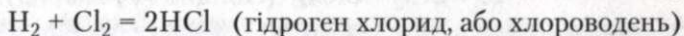
Після повного припинення горіння виймемо ложечку для спалювання з колби, а стінки колби ополоснемо 3–4 мл дистильованої води. Одержаний безбарвний прозорий розчин віділлємо в пробірку й випробуємо індикатором, наприклад метиловим оранжевим. Розчин набуває властивого кислому середовищу рожевого забарвлення. Повторимо дослід, але вже з фенолфталеїном. Після додавання до розчину кількох крапель цього чутливого на лужне середовище індикатора поява малинового забарвлення не спостерігається. Отже, продуктом взаємодії води з утвореною внаслідок спалювання сірки речовиною є кислота. Запишемо рівняння здійснених реакцій:



З наведених рівнянь бачимо, що продуктом горіння сірки є кислотний оксид SO_2 , який з водою утворює сульфїтну кислоту H_2SO_3 .

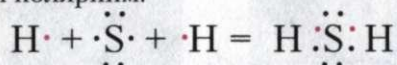
Визначте, чи належить реакція сульфур(IV) оксиду з водою до окисно-відновних.

Взаємодія неметалів із воднем: (2.2)

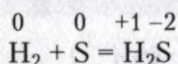


При взаємодії більшості неметалів із воднем утворюються бінарні сполуки з ковалентним полярним хімічним зв'язком. Підтвердимо це на прикладі сірководню. В атома Сульфуру до завершення зовнішнього енергетичного рівня не вистачає двох електронів, а в атома Гідрогену — одного. За рахунок утворення Сульфуром двох

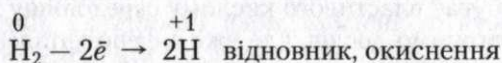
спільних електронних пар із двома атомами Гідрогену зовнішній енергетичний рівень електронної оболонки атома Сульфуру стає завершеним. Оскільки Сульфур більш електронегативний, то спільні електронні пари зміщуються в бік його атома і зв'язок, що утворився, є ковалентним полярним:



Унаслідок реакції ступені окиснення атомів зазнали змін:



Гідроген і Сульфур не належать ні до одного періоду, ні до однієї підгрупи. Тому, щоб з'ясувати, який із неметалів окисник, а який відновник, скористаємося рядом електронегативності. З нього дізнаємося, що Гідроген менш електронегативний, аніж Сульфур, і в електронному балансі потрібно показати віддавання електронів Гідрогеном, а приєднання Сульфуром:

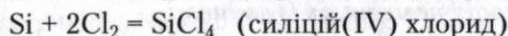
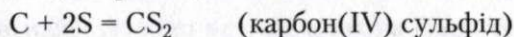


Взаємодія неметалів із воднем належить до окисно-відновних реакцій. Утворюються леткі (газуваті чи рідини) бінарні сполуки.

▶ До яких типів хімічних реакцій, крім окисно-відновних, на вашу думку, належать реакції металів із неметалами, неметалів із воднем?

Взаємодія неметалів з іншими неметалами. (2.3)

Окрім взаємодії з киснем і воднем, неметали взаємодіють також з іншими неметалами, наприклад:



Продуктами взаємодії двох неметалів є речовини з різним агрегатним станом, що мають ковалентний тип хімічного зв'язку, спільні електронні пари якого зміщуються до атома більш електронегативного неметалічного елемента.

▶ Користуючись рядом електронегативності, визначте ступені окиснення елементів у карбон(IV) сульфіді та силіцій(IV) хлориді.

Поширення неметалів у природі. Неметали більш поширені в природі, аніж метали. До складу повітря входять: азот, кисень, інертні гази. Сірка утворює поклади самородної сірки. Родовища самородної сірки в Передкарпатті — одні з найбільших у світі. Існують родовища графіту, дуже рідко трапляються алмази. Промисловим родовищем графіту в Україні є Заваллівське родовище, сировину якого використовує Маріупольський графітовий комбінат. У декількох регіонах України виявлені поклади порід, які можуть містити алмази (зокрема, у Житомирській області, на Волині), проте промислові родовища поки що не відкриті. Значно більше атомів неметалічних елементів утворюють різноманітні складні речовини, серед яких домінують оксиди, солі.

▶ Пригадайте з географії та хімії 8 класу поширення оксидів і солей у природі.

Застосування неметалів. Застосування алотропних видозмін Оксигену й Карбону ми вже розглянули в попередньому параграфі. Інші неметали також мають різноманітне застосування. Ознайомитися з ним допоможе рисунок 12 (див. с. 42).

На рисунку 12 в описі застосування вуглецю подано новий для вас термін — адсорбція. **Адсорбція** — це здатність деяких речовин (адсорбентів), зокрема вуглецю, утримувати на своїй поверхні частинки газу або розчиненої речовини. При цьому адсорбент не змінюється, а лише утримує своєю пористою поверхнею газ чи рідину. Щоб повернути адсорбенту здатність до адсорбції та вилучити адсорбовану речовину, достатньо нагрівання.

Адсорбція — здатність одних речовин утримувати на своїй поверхні частинки інших речовин.

Регенерація — повернення адсорбенту (наприклад, вугілля) здатності адсорбувати речовини.

На адсорбційній здатності вуглецю базується його використання в медицині з лікувальною метою — це пігулки або капсули активованого вугілля. Їх застосовують внутрішньо при отруєнні.

Українському вченому доктору хімічних наук, професору, члену-кореспонденту НАН України *Картелю Миколі Тимофійовичу* належить створення адсорбентів медичного призначення, зокрема вуглецевих гемосорбентів, сумісних із кров'ю.

В адсорбційній здатності вугілля можна переконалися, провівши такий *демонстраційний дослід* (рис. 13). У циліндр, наповнений

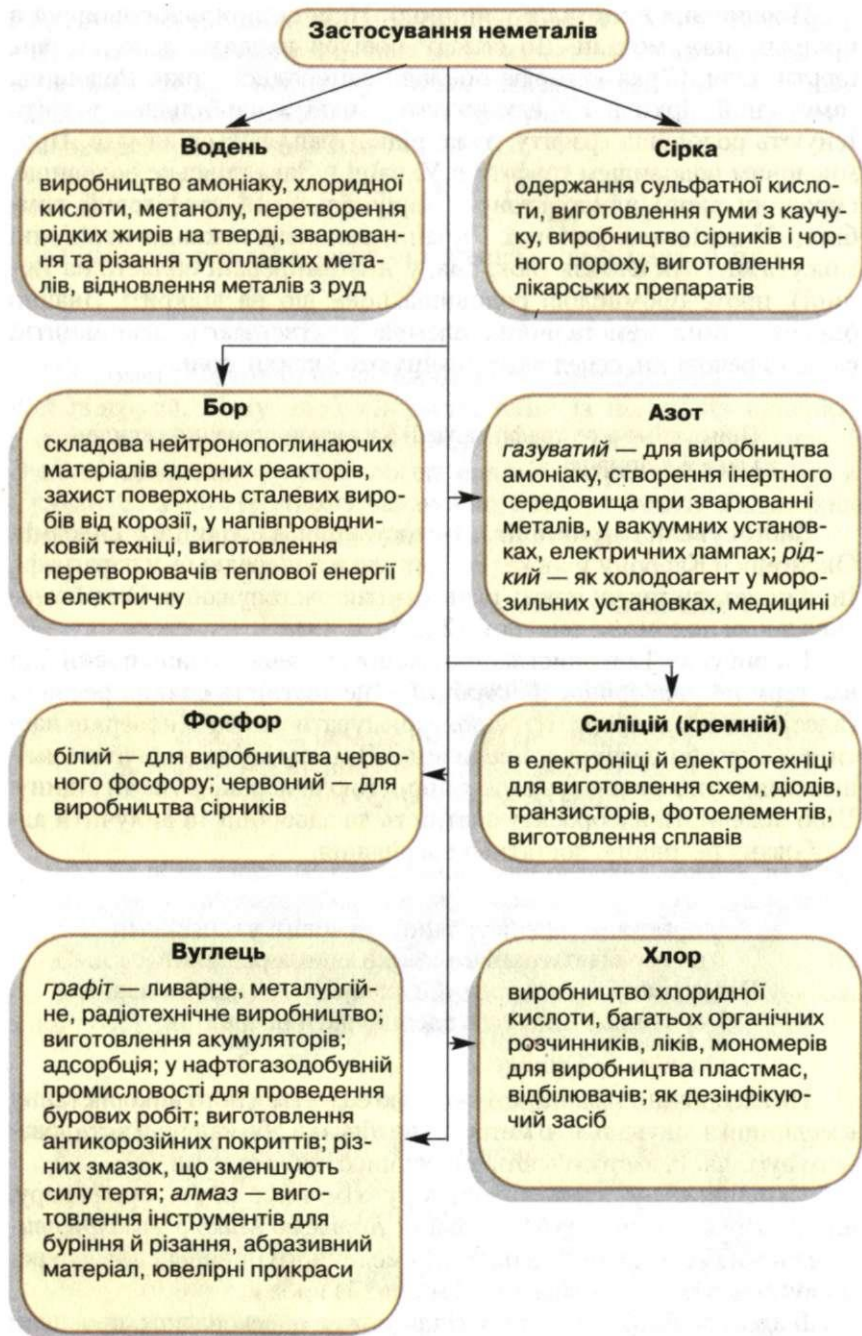


Рис. 12. Застосування неметалів

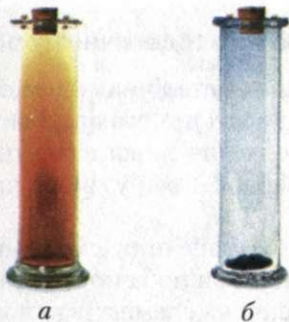


Рис. 13. Адсорбція
нітроген(IV) оксиду
вуглецем



Рис. 14. Протигаз:
1 — коробка з адсорбентом;
2 — гумовий шолом

газуватим нітроген(IV) оксидом і закритий пробкою (рис. 13а), помістити шматочки деревного вугілля або подрібнені пігулки активованого вугілля. Після кількаразового коливання циліндра буре забарвлення нітроген(IV) оксиду зникає (рис. 13б). Якщо циліндр підігріти, воно знову з'являється. Подібний дослід можна провести з розчином чорнила.

Адсорбційну здатність вуглецю використав М. Д. Зелінський у винайденому ним у 1915 р. вугільному протигазі — засобі індивідуального захисту органів дихання, обличчя й очей людини від дії шкідливих речовин, що знаходяться в атмосфері. У 1916 р. було налагоджено промисловий випуск винайденого вченим протигазу, це врятувало життя сотень тисяч солдатів під час Першої світової війни. Удосконалений протигаз застосовується й нині (рис. 14).

Зелінський Микола Дмитрович (1861–1953) — видатний учений українського походження, академік. Середню освіту здобув у Рішельєвській гімназії (м. Одеса), вищу — у Новоросійському університеті (м. Одеса). Після закінчення університету працював викладачем.

Наукові дослідження вченого стосуються амінокислот і білків, складу нафти й продуктів її переробки, каталізаторів для реакцій органічних сполук. Його внесок у науку відзначено трьома Державними преміями СРСР та іншими високими нагородами.



Микола Зелінський

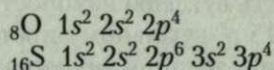


Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

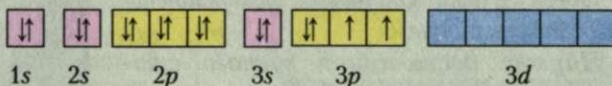
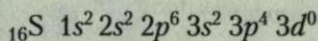
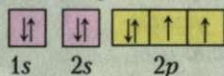
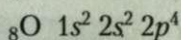
Особливості будови атомів неметалічних елементів, що зумовлюють хімічні властивості неметалів. З вивченого в основній школі ви знаєте, що вища валентність атомів хімічних елементів дорівнює номеру групи, проте існують винятки.

Зверніться до наведених у § 3 графічних електронних формул неметалічних елементів, і ви побачите, що, крім Гідрогену, у всіх інших неметалічних елементів кількість неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні менша за номер групи. Як відомо, валентність дорівнює кількості неспарених електронів. Тоді чому максимальна валентність і вищий ступінь окиснення атомів багатьох неметалічних елементів збігаються з номером групи? Причину цього з'ясуємо на прикладі Оксигену й Сульфуру – неметалічних елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи хімічних елементів.

Обидва елементи на зовнішньому енергетичному рівні мають по 6 електронів:

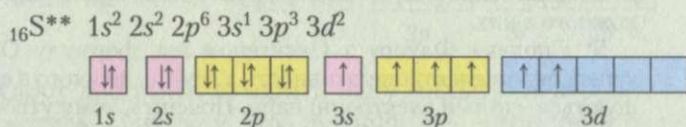
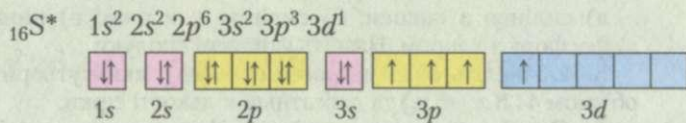


І все ж Оксиген не буває шестивалентним, тоді як у Сульфуру існують сполуки з валентністю 6 і вищим ступенем окиснення +6. Чим це пояснити? Звернемося до графічних електронних формул атомів цих елементів:



Виходячи з графічних електронних формул атомів Оксигену й Сульфуру, робимо висновок, що в Оксигену відсутні вільні енергетичні комірки й атом не може перейти в збуджений стан та мати більше двох неспа-

рених (валентних) електронів, тоді як для Сульфуру це реально, тому що наявність вільних комірок на d -підрівні третього енергетичного рівня надає можливість спареним електронам стати неспареними:



У такий спосіб атом Сульфуру розширює свої валентні можливості.

Особливості будови атомів неметалічних елементів, що зумовлюють утворення хімічних зв'язків, і хімічні властивості неметалів як простих речовин дають змогу зробити такі висновки:

- усі валентні електрони в атомах неметалічних елементів розташовані на зовнішньому енергетичному рівні, який містить половину, а то й більше половини електронів, ніж завершений енергетичний рівень (електронний шар);

- атоми неметалічних елементів можуть переходити в збуджений стан, якщо мають на зовнішньому енергетичному рівні вільні енергетичні комірки, збільшуючи цим самим кількість неспарених електронів. Тоді вища валентність і максимальний ступінь окиснення атома неметалічного елемента збігається з номером групи;

- у хімічних реакціях атоми неметалічних елементів досягають завершеності зовнішнього енергетичного рівня приєднанням електронів або утворенням спільних електронних пар. Яким саме способом це відбувається, залежить від будови електронних оболонок атомів реагентів.





Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Дайте характеристику основних хімічних властивостей неметалів і наведіть приклади рівнянь реакцій. Розгляньте окисно-відновні процеси, що відбуваються в наведених вами прикладах.

2. Напишіть хімічні рівняння взаємодії:

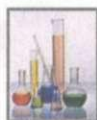
а) силіцію з киснем; б) силіцію з воднем; в) цинку з хлором; г) фосфору з хлором. Назвіть утворені сполуки.

3. Обчисліть об'єм гідроген сульфід, який утвориться з водню об'ємом 44,8 л (н. у.) та достатньої кількості сірки.

4. Ознайомтеся з рисунком 12. Поясніть, на яких фізичних і хімічних властивостях неметалів ґрунтується практичне застосування кожного з них.

5*. Сполука Флуору з Оксигеном має формулу OF_2 . Користуючись рядом електронегативності, з'ясуйте, до якого з елементів зміщуються спільні електронні пари. Поясніть, чому утворену сполуку не називають оксидом. Як би ви її назвали?

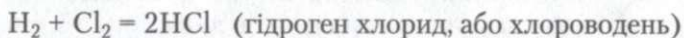
6.* Користуючись додатковою літературою та знаннями з хімії, фізики, біології й географії, підготуйте повідомлення про роль неметалічних елементів у природі.



§ 6. Леткі водневі сполуки неметалічних елементів

Як було з'ясовано в § 5, більшість неметалів вступають у реакцію сполучення з воднем й утворюють **бінарні сполуки Гідрогену** (вони ще мають назву **леткі водневі сполуки**). Загальні формули летких водневих сполук неметалічних елементів наведені в періодичній системі.

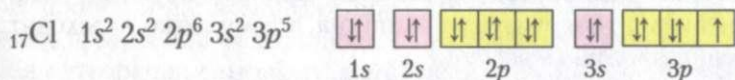
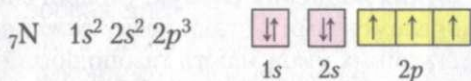
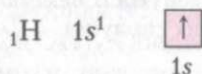
Утворення летких водневих сполук Хлору та Нітрогену. Загальним способом добування летких водневих сполук є взаємодія водню з відповідним неметалом:



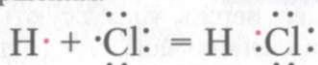
Примітка: летку водневу сполуку Нітрогену традиційно продовжують записувати NH_3 , хоча електронегативність Нітрогену значно більша за електронегативність Гідрогену. Щодо назви, то її складають за загальним правилом — спершу називають менш електронегативний Гідроген.

В обох випадках відбулися реакції сполучення. Виходячи з електронної будови атомів Гідрогену, Хлору, Нітрогену, розгля-

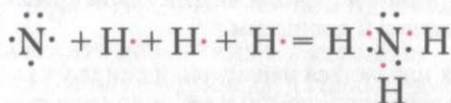
немо електронні та структурні формули продуктів цих реакцій, але спочатку запишемо електронні й графічні електронні формули атомів:



Атому Хлору достатньо утворити одну спільну електронну пару з одним атомом Гідрогену, щоб зовнішній енергетичний рівень обох атомів став завершеним:



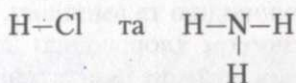
Атом Нітрогену за рахунок трьох неспарених електронів зовнішнього енергетичного рівня утворює три спільні електронні пари з трьома атомами Гідрогену. При цьому зовнішній енергетичний рівень кожного з атомів стає завершеним:



У розглянутих сполуках тип зв'язку — ковалентний полярний. Спільні електронні пари зміщені у бік більш електронегативних атомів Хлору та Нітрогену.

Леткі водневі сполуки — це бінарні сполуки Гідрогену з неметалічними елементами. Атоми в їх молекулах сполучені ковалентними зв'язками.

Виходячи з електронних формул, напишемо структурні:



Отже, Хлор у леткій водневій сполуці виявляє валентність 1, Нітроген — 3.

Щойно були розглянуті електронна та структурна формули амоніаку. Напишіть електронні та структурні формули легких водневих сполук Карбону (метан), Оксигену (вода), Флуору (флуороводень). Зробіть висновок щодо зміни валентності неметалічних елементів одного періоду в легких водневих сполуках.

Фізичні властивості легких водневих сполук. Бінарні сполуки Гідрогену з неметалічними елементами дістали назву **легкі водневі сполуки** тому, що за звичайних умов мають газоподібний агрегатний стан (хлороводень, амоніак, сірководень) або є рідинами з невисокими температурами кипіння, а тому легко переходять у газоподібний стан (вода).

Амоніак (гідроген нітрид) NH_3 — газ без кольору, з різким запахом, токсичний. Короткочасне вдихання його в малих дозах допомагає вивести людину зі стану непритомності. Дози, що перевищують гранично допустимі (у повітрі $0,04 \text{ мг/м}^3$), викликають ураження очей і набряк легень, ушкоджують нервову систему. Це газоподібна речовина з найбільшою серед відомих газів розчинністю у воді (при температурі $+20^\circ\text{C}$ близько 700 л в 1 л води). Відомий у медичній практиці **нашатирний спирт** є водним розчином амоніаку з масовою часткою розчиненої речовини 10 %.

Самостійно обчисліть, легший чи важчий амоніак за повітря, і зробіть висновок, догори чи вниз дном треба тримати пробірку при заповненні її амоніаком.

В аптеках продається нашатирний спирт у скляному посуді темного кольору місткістю 150 мл. Приймавши густину нашатирного спирту за 1 г/мл , обчисліть, який об'єм амоніаку витрачається на приготування розчину для одного такого флакона.

Хлороводень (гідроген хлорид) HCl — газ без кольору з різким запахом, подразливо діє на дихальні шляхи, «димить» на повітрі через те, що з парами води, які завжди присутні в повітрі, утворює дрібні краплі хлоридної кислоти. Як і амоніак, гідроген хлорид добре розчиняється у воді (при температурі $+20^\circ\text{C}$ приблизно 500 л в 1 л води).

Самостійно обчисліть відносну густину хлороводню за повітрям.

Водні розчини хлороводню та амоніаку. Відома вам хлоридна кислота є водним розчином хлороводню й виявляє всі загальні властивості кислот, зокрема діє на індикатори: універсальний індикаторний папірець, лакмус, метиловий оранжевий у ній набувають рожевого кольору.

Щоб дізнатися, що собою являє розчин амоніаку, виконаємо *демонстраційний дослід*. Добудемо амоніак з амоній хлориду NH_4Cl і кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Обидві речовини використаємо у твердому стані. Зберемо прилад, зображений на рисунку 15, і помістимо в нього суміш реагентів. Пробірку закріпимо з невеликим нахилом у бік пробки й нагріємо. Вже при незначному прогріванні розпочинається реакція з утворенням амоніаку, який заповнює закріплену догори дном в штативі пробірку. Зволожений лакмусовий папірець, піднесений до отвору пробірки, набуває синього кольору.

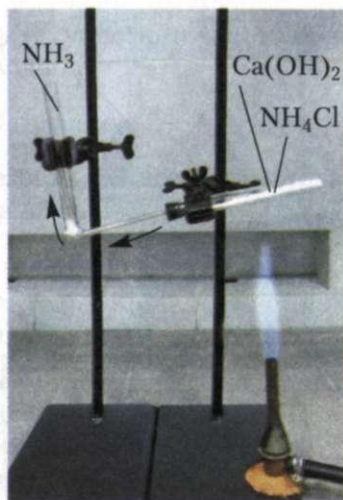
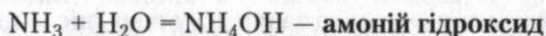
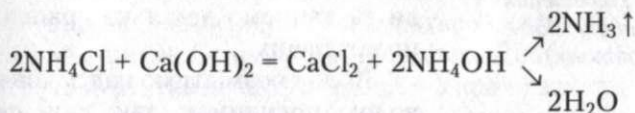
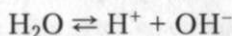


Рис. 15. Добування амоніаку

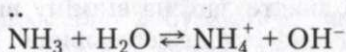
Реакціям, що відбулися, відповідають такі хімічні рівняння:



Хоча вода й належить до слабких електролітів, окремі її молекули дисоціюють на Гідроген-катіон H^+ і гідроксид-аніон OH^- :



У процесі розчинення в ній амоніаку Гідроген-катіон приєднується до Нітрогену за рахунок наявної в нього вільної пари електронів, утворюється позитивно заряджений **амоній-катіон** NH_4^+ :



Як бачимо, одночасно з амоній-катіоном у розчині з'являються вільні гідроксид-аніони.

Ось чому зволожений лакмусовий папірець у розглянутому досліді набув синього забарвлення, тобто вказав на наявність лужного середовища.

Амоній-катіон (йон амонію) — це однозарядний позитивний йон NH_4^+ , що утворюється внаслідок приєднання Гідроген-катіону до молекули амоніаку.

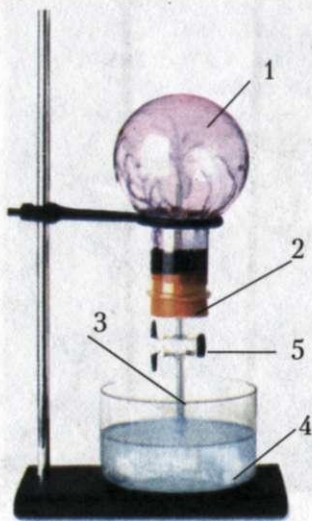


Рис. 16. Розчинення амоніаку у воді («фонтан»)

Амоній гідроксид NH_4OH — незвична основа. По-перше, у нього відсутній катіон металічного елемента, натомість є амоній-катіон, утворений з п'яти атомів двох неметалічних елементів. По-друге, він існує лише в розчині. По-третє — це слабкий електроліт, що самодовільно розкладається на воду й амоніак.

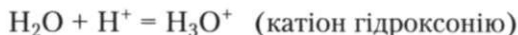
Високу розчинність амоніаку та лужне середовище його розчину виразно ілюструє *демонстраційний дослід* під назвою «фонтан». Зберемо прилад, як показано на рисунку 16. Наповнену амоніаком колбу 1 закриємо пробкою 2 зі скляною трубкою 3, кінець якої відтягнутий всередину колби. У кристалізатор 4 наллємо води та капнемо декілька крапель фенолфталеїну.

Колбу розмістимо над заповненою водою посудиною так, щоб скляна трубка 3 майже повністю була занурена у воду, після цього відкриємо кран 5. Амоніак, яким заповнена колба, поступово починає розчинятися у воді, тиск у колбі падає, і вода стрімко (фонтаноподібно) заповнює колбу. При цьому «фонтан» набуває малинового забарвлення.

▶ Дайте самостійне пояснення малинового кольору «фонтана».

В основній школі ви вивчали добування та властивості хлоридної кислоти й знаєте, що, на відміну від розчину амоніаку, розчин хлороводню має кисле середовище. Порівнявши розчинність у воді амоніаку й хлороводню, з якого виготовляють хлоридну кислоту, робимо висновок, що обидві леткі водневі сполуки добре розчинні у воді, проте утворені розчини мають різне середовище. Пояснюється це відмінностями в наслідках розчинення амоніаку NH_3 та хлороводню HCl у воді. У молекулі амоніаку зв'язки не руйнуються, а за рахунок вільної пари електронів атома Нітрогену до нього приєднується катіон Гідрогену H^+ , утворений унаслідок дисоціації води. У хлороводню зв'язок між атомами Гідрогену і Хлору руйнується (пригадайте електролітичну дисоціацію сполук із ковалентним полярним зв'язком),

утворені катіони H^+ та Cl^- переходять у розчин, де катіон Гідрогену приєднується до молекули води:



Примітка: записуючи рівняння реакцій йонного обміну за участю кислот, зазвичай записують H^+ , а не H_3O^+ .



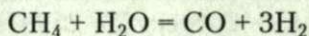
Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Застосування й загальна схема добування амоніаку в промисловості. Амоніак у великій кількості використовують для виробництва нітратної кислоти, мінеральних добрив, вибухових речовин, пластмас, в агрегатах холодильних установок тощо. На задоволення потреб вітчизняної хімічної промисловості в амоніаці, а також з метою експорту його до багатьох країн світу працюють відкриті акціонерні товариства «Азот» (м. Черкаси), «Концерн Стирол» (м. Горлівка Донецької обл., де в 1933 р. став до ладу перший в Україні завод з виробництва синтетичного амоніаку), Одеський припортовий завод (селище Южне Одеської обл.), Северодонецьке об'єднання «Азот» (Луганська обл.), «Рівнеазот» (м. Рівне), «Дніпроазот» (м. Дніпродзержинськ Дніпропетровської обл.).

Хімічні виробництва зазвичай характеризують за таким планом: 1) *сировина*; 2) *апарати й установки, де відбуваються хімічні реакції*; 3) *хімізм виробничого процесу*; 4) *продукція виробництва*.

1. Сировина. Амоніак у промисловості синтезують з азоту та водню. Азот добувають із повітря. Для цього повітря зріджують (за допомогою охолодження й високого тиску переводять у рідкий стан). Зріджене повітря нагрівають, першим з нього випаровується азот (температура кипіння 196°C), а кисень (температура кипіння 183°C) та решта газів залишаються в рідкому стані.

Основну масу водню добувають з природного газу, який у спеціальних установках при температурі $+800^\circ\text{C}$ піддають взаємодії з водою:

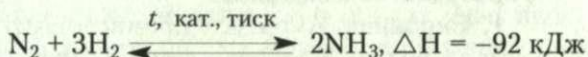


2. Апарати та установки. Завод з виробництва амоніаку — складний комплекс, основна установка якого — *колона синтезу* (рис. 17), де за добу виробляють майже 1500 т амоніаку. Це міцна споруда з корозійностійкої сталі висотою 20–22 м і радіусом трохи більше 1 м. Усередині корпусу колони містяться теплообмінник і каталізаторна коробка.



Рис. 17. Завод з виробництва амоніаку
(зліва — колона синтезу)

3. Хімізм виробництва амоніаку. На перший погляд взаємодія азоту з воднем може видатися простою реакцією сполучення, яких існує доволі багато. В дійсності ж цю реакцію тривалий час не могли здійснити в промислових масштабах, бо вона належить до *екзотермічних, оборотних, каталітичних реакцій, супроводжується зменшенням об'єму газуватих речовин:*



Німецькому вченому Фішеру Габеру все ж вдалося розробити оптимальні умови добування амоніаку, урахувуючи всі зазначені особливості реакції. Щоб зрозуміти всю складність вибору оптимальних умов, наведемо лише один приклад: перед тим, як застосувати пористе залізо з домішками алюміній оксиду та калій оксиду як каталізатор, були випробувані понад 20 тис. різних речовин. Відтепер синтез амоніаку здійснюють за температури +500–550 °С, тиску 20–25 МПа та з використанням заліза як каталізатора.

За одне проходження азото-водневої суміші через колону синтезу реагує майже 20 % суміші. Щоб досягти рентабельності виробництва, суміш газів, що не прореагували, циркулює через колону декілька разів.

4. Продукція. Продуктом цього виробництва є амоніак, який на виході з колони синтезу перебуває в газоватій суміші з азотом і воднем. Суміш охолоджують, амоніак переводять у рідкий стан і відділяють від азоту та водню. Його зберігають у рідкому стані в спеціальних посудинах. Транспортують у сталевих балонах, залізничних та автомобільних цистернах, спеціальних танкерах (по воді), а також по трубопроводах.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

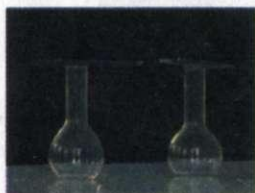
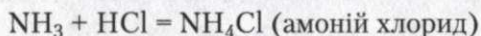
1. На прикладі неметалічних елементів VI групи з'ясуйте, чи змінюється валентність елементів однієї підгрупи в летких водневих сполуках.
2. Складіть формули сполук неметалічних елементів, утворених атомами:
а) Фосфору та Гідрогену; б) Йоду і Гідрогену.
Напишіть рівняння їх одержання з простих речовин.
3. Порівняйте будову молекул і властивості хлороводню й амоніаку.
4. Обчисліть об'єм (н. у.), який займає амоніак масою 6,8 г, та кількість атомів і молекул у цій його порції.
5. Де більше молекул: у порції хлороводню масою 73 г чи в порції амоніаку кількістю речовини 2 моль?
- 6*. Який об'єм амоніаку синтезували з азоту та водню, якщо утворена суміш газуватих речовин має на 10 л менший об'єм, аніж початкова? Усі виміри зроблено за однакових умов.
- 7*. Обчисліть масову частку хлороводню в хлоридній кислоті, одержаній розчиненням 500 л гідроген хлориду (н. у.) в 1 л води.



§ 7. Солі амонію. Якісні реакції на йон амонію та хлорид-йон

Поняття про солі амонію. Те, що амоніак і хлороводень — речовини з різними властивостями, доводить також їх взаємодія між собою.

Виконаємо *демонстраційний дослід*. Ополоснемо одну чисто вимиту колбу концентрованим розчином амоніаку, іншу — концентрованою хлоридною кислотою (рис. 18а). З'єднаємо отвори колб, як показано на рисунку 18б. Єностерігатимемо, як колби починають заповнюватися білим «димом» — такий вигляд мають дрібні кристалики амоній хлориду — продукту реакції сполучення цих двох летких водневих сполук неметалів:



а

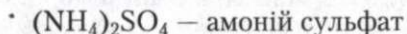
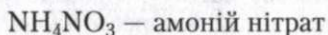


б

Рис. 18. Взаємодія амоніаку з гідроген хлоридом

У цій реакції катіони Гідрогену, на які дисоціював HCl , приєдналися до молекул амоніаку й утворили амоній-катіони NH_4^+ .

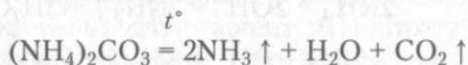
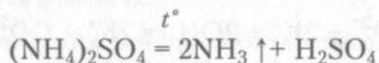
Катіон NH_4^+ має радіус, близький до радіуса катіону Калію, і подібно до нього може утворювати солі, що дістали назву **солі амонію**. Назва цих солей складається зі слова «амоній» і назви кислотного залишку в називному відмінку, наприклад:



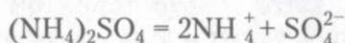
Солі амонію — кристалічні, добре розчинні у воді сполуки, сильні електроліти.

Хімічні властивості солей амонію.

1. Розкладання при нагріванні. Солі амонію — нестійкі до нагрівання, навіть незначного:



2. Електролітична дисоціація. Майже всі солі амонію є сильними електролітами, що у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів амонію й аніонів відповідних кислотних залишків:



3. Взаємодія з лугами (у розчині відбувається дуже швидко):



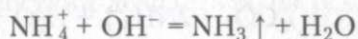
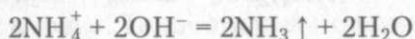
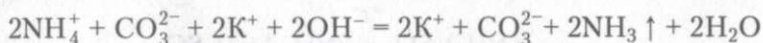
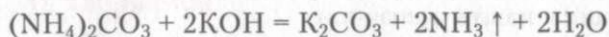
Амоніак, який виділяється при цьому, виявляють за допомогою зволоженого індикаторного папірця.

Якісна реакція на йони амонію. А як взаємодіятимуть із лугами інші солі амонію? Щоб відповісти на це запитання, проведемо *демонстраційний дослід*. Візьмемо розчин амоній карбонату й подіємо на нього розчином калій гідроксиду (рис. 19). Реакція відбувається відразу й супроводжується виділенням газоподібного продукту. Спрямувавши до себе легким рухом руки повітря від отвору стакана, де проводили реакцію, відчуємо запах амоніаку. Зволожений лакмусовий папірець, піднесений до отвору стакана, набуває синього забарвлення (рис. 19). Калій гідроксид не міг вплинути на нього, оскільки це нелетка сполука. Тож зміна кольору індикатору є результатом дії на нього амоній гідроксиду, що утворився з амоніаку й води, якою був змочений папірець.

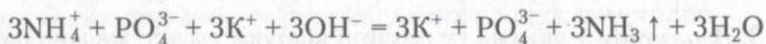
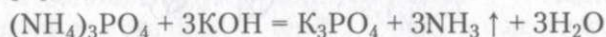


Рис. 19. Якісна реакція на йон амонію

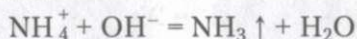
Напишемо молекулярне, повне та скорочене йонні рівняння проведеної реакції:



Повторимо дослід, але з іншою сіллю амонію — амоній ортофосфатом $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Як і в попередній реакції, виявимо утворення амоніаку. Запишемо рівняння проведеної реакції в йонно-молекулярній формі:



Скоротивши відразу коефіцієнти перед йонами, напишемо скорочене йонне рівняння:



Тож і в цьому досліді взаємодія солі амонію з лугом супроводжується виділенням амоніаку.

▶ Порівняйте скорочені йонні рівняння реакцій амоній сульфату, амоній карбонату, амоній ортофосфату з лугами. Однакові вони чи різні?

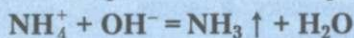
Порівняння дає змогу стверджувати, що, незалежно від того, яка сіль амонію взаємодіє з лугом, реакція відбувається за однако-вим скороченим йонним рівнянням:



Реакції, що дають змогу виявити конкретну речовину чи сполуки одного класу або одного катіону чи аніону, дістали назву **якісні реакції**. Вони відбуваються за одним і тим самим скороченим рівнянням.

Якісною реакцією на **солі амонію** (амоній-катіони) є взаємодія з розчином лугу. Реакція супроводжується виділенням амоніаку, який виявляють за запахом або посинінням зволоженого індикаторного папірця.

Скорочене йонне рівняння якісної реакції таке:



Ознайомлюючись у 9 класі з найважливішими органічними сполуками, ви вже проводили якісні реакції з виявлення ненасичених вуглеводнів, гліцерину, глюкози, сахарози, крохмалю. Пригадайте та назвіть їх.

За допомогою якісних реакцій можна також виявляти аніони. Проведемо *демонстраційний дослід*, у якому до хлоридної кислоти додамо кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату (розчини солей Аргентуму чутливі до дії світла, тому їх зберігають у посуді з темного скла). Відразу спостерігатимемо випадання сирнисто-білого осаду.

Повторимо *демонстраційний дослід*, але вже з розчином кальцій хлориду (рис. 20). Результат буде аналогічний першому.

Щоб зрозуміти, який з продуктів реакції випадає в осад, напишемо молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій обміну:

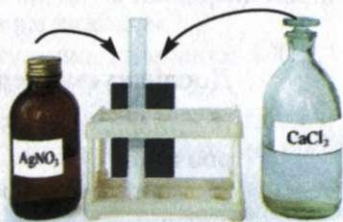
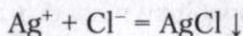
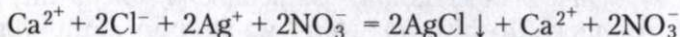
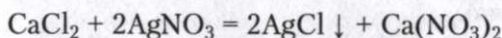
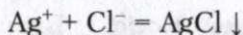
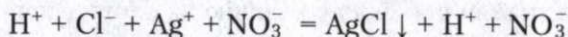
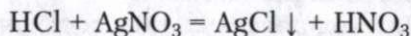


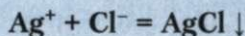
Рис. 20. Якісна реакція на хлорид-іон



З рівнянь бачимо, що обидві реакції відбуваються за одним і тим самим скороченим йонним рівнянням, а серед продуктів обох реакцій нерозчинною речовиною є лише аргентум(I) хлорид AgCl .

Якісною реакцією на **хлорид-іони** (хлоридну кислоту та її солі) є взаємодія з розчином аргентум(I) нітрату. Реакція супроводжується випаданням сирнисто-білого осаду нерозчинної у воді та в сильних кислотах солі аргентум(I) хлориду AgCl .

Скорочене йонне рівняння якісної реакції таке:



На уроках хімії в основній школі вам часто доводилося виявляти наявність луку в розчині. Як ви це робили? Самостійно сформулюйте висновок про якісну реакцію на гідроксид-аніони.

Потренуйтеся в проведенні якісних реакцій, виконавши лабораторні дослідження 2 і 3, інструкцію з виконання яких подано в рубриці «Досліджуємо речовини та їх властивості».

Застосування солей амонію. Солі амонію широко застосовують як нітрогеновмісні добрива (амоній нітрат, амоній сульфат), як компоненти вибухових сумішей (амоній нітрат), у виробництві сухих гальванічних елементів, при паянні (амоній хлорид, або *нашати́р*), у хлібопекарському та кондитерському виробництвах (амоній гідрогенкарбонат).



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 2. Виявлення хлорид-іонів у розчині.

Налийте в пробірку 1 мл розчину амоній хлориду, додайте 2–3 краплі розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте?

Запишіть у зошитах йонно-молекулярні рівняння проведеної вами реакції.

Чи підтвердили результати дослідження здобуті вами знання про якісну реакцію на хлорид-іони?

Лабораторний дослід 3. Виявлення йонів амонію в розчині.

Завдання 1. Налийте в пробірку 1 мл розчину амоній хлориду. Додайте до нього 1 мл розчину натрій гідроксиду. До отвору пробірки піднесіть зволожений індикаторний папірець. Що спостерігаєте?

Поясніть результат спостереження, запишіть у робочий зошит молекулярне та йонні рівняння проведеної вами реакції.

Чи підтвердили результати дослідження здобуті вами знання про якісну реакцію на амоній-катиони?

Завдання 2. Закріпіть уміння експериментально визначати кислоти, хлорид-аніони, амоній-іони в процесі розв'язування експериментальних задач.

Задача 1. У якій з пробірок без етикеток міститься хлоридна кислота, а в якій — розчин її солі кальцій хлориду?

Задача 2. У якій з пробірок без етикеток містяться розчини амоній гідроксиду, амоній хлориду та натрій хлориду?

Одержані результати, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у робочий зошит.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Розрахункові задачі: Обчислення виходу продукту реакції від теоретично можливого.

Через неминучі виробничі втрати маса (об'єм чи кількість речовини) продуктів реакції менша порівняно з обчисленими за рівнянням реакції. Тому одержану в дійсності продукцію назвали **практичним виходом**, а обчислену за рівнянням реакції, тобто без урахування виробничих втрат, — **теоретичним виходом**.

Теоретичний вихід продукту реакції дорівнює 100 %, тоді як практичний — завжди менший за 100 %.

Для хімічного виробництва важливим є обчислення масової η (ета) та об'ємної ϕ (фі) часток виходу продукту реакції.

Масова частка практичного виходу η — це відношення маси практично одержаного продукту реакції до його маси, обчисленої за рівнянням реакції:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}}, \text{ або } \eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \%$$

Об'ємна частка практичного виходу ϕ — це відношення об'єму практично одержаного продукту реакції до його об'єму, обчисленого за рівнянням реакції:

$$\phi = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}}, \text{ або } \phi = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}} \cdot 100 \%$$

Масову й об'ємну частки практичного виходу обчислюють у частках від 1 або у відсотках від 100.

Розглянемо приклади.

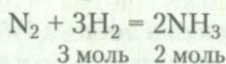
Задача 1. Із водню масою 180 г синтезували амоніак масою 1000 г. Обчисліть масову частку практичного виходу продукту реакції.

Розв'язання

1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

Дано:	
$m_{\text{H}_2} = 180 \text{ г}$	
$m_{\text{NH}_3} = 1000 \text{ г}$	
$\eta = ?$	

2. Запишемо рівняння реакції:



3. За рівнянням реакції обчислимо масу теоретичного виходу продукту реакції:

а) $\nu\text{H}_2 = 180 : 2 = 90$ (моль);

б) оскільки $\nu\text{H}_2 : \nu\text{NH}_3 = 3 : 2$, то νNH_3 становить

60 моль; $\nu\text{NH}_3 = \frac{90}{3} \cdot 2 = 60$ (моль);

в) $m\text{NH}_3 = 60 \cdot 17 = 1020$ (г).

4. Обчислимо масову частку практичного виходу продукту реакції:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} = \frac{1000 \text{ г}}{1020 \text{ г}} = 0,98, \text{ або } 98 \%$$

Відповідь: масова частка практичного виходу продукту реакції становить 98 %.

Задача 2. З азоту об'ємом 10 м^3 одержали амоніак об'ємом $16,4 \text{ м}^3$. Обчисліть об'ємну частку практичного виходу продукту реакції, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

Розв'язання

1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

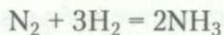
Дано:

$$\nu\text{N}_2 = 10 \text{ м}^3$$

$$\nu\text{NH}_3 = 16,4 \text{ м}^3$$

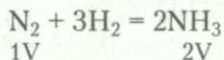
$\varphi - ?$

2. Запишемо рівняння реакції:



3. Обчислимо теоретичний вихід продукту реакції.

Оскільки всі речовини перебувають у газоподібному стані, скористаємося законом об'ємних відношень газів:



Як бачимо, об'єм амоніаку вдвічі більший за об'єм азоту й дорівнює 20 л ($10 \cdot 2 = 20$).

4. Обчислимо об'ємну частку виходу продукту реакції:

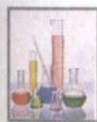
$$\phi = \frac{V_{\text{прак.}}}{V_{\text{теор.}}} = \frac{16,4 \text{ л}}{20 \text{ л}} = 0,82, \text{ або } 82 \%$$

Відповідь: об'ємна частка практичного виходу продукту реакції становить 82 %.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Наведіть приклади солей амонію. Що в їх складі особливого порівняно з іншими солями?
2. На прикладі амоній сульфату напишіть рівняння реакцій, що характеризують основні хімічні властивості солей амонію.
3. Дайте визначення якісних реакцій. Наведіть приклади якісних реакцій на хлорид-аніони, амоній-катиони, гідроксид-аніони, гідроген-катиони.
4. Складіть формули двох солей амонію, що не розглядалися в тексті параграфа, і напишіть молекулярно-йонні рівняння взаємодії їх з барій гідроксидом.
5. Який об'єм амоніаку можна добути з амоній сульфату кількості речовини 4 моль (н. у.)?
- 6*. Як ви вважаєте, на чому засновано застосування амоній гідрогенкарбонату в хлібопекарській справі? Відповідь підтвердіть рівнянням реакції.
- 7*. Обчисліть масову й об'ємну частки виходу хлороводню, якщо з хлору кількістю речовини 5 моль одержали хлороводень масою 340 г.



§ 8. Оксиди та гідрати (гідратні форми) оксидів неметалічних елементів

Оксиди неметалічних елементів. За відомою вам загальною класифікацією оксиди неметалічних елементів поділяють на *солетвірні* (їх більшість) і *несолетвірні* (наприклад, CO, NO, N₂O). Серед них є газуваті речовини (наприклад, карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид), тверді речовини (фосфор(V) оксид), рідини (вода, хлор(VII) оксид).

У всіх без винятку оксидах сполучені з Оксигеном атоми неметалічних елементів мають позитивний ступінь окиснення.

Напишіть молекулярні формули названих вище оксидів і визначте ступені окиснення атомів у них.

Залежно від валентності, а отже, і ступеня окиснення, один і той самий неметалічний елемент здатний утворювати оксиди різного кількісного складу. Наприклад, для Нітрогену відомі оксиди зі ступенями окиснення від +1 до +5.

Напишіть молекулярні формули оксидів Нітрогену з усіма відомими ступенями окиснення атомів цього хімічного елемента.

Солетвірні оксиди, як вам відомо, поділяють на основні, амфотерні й кислотні.

Солетвірні оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів.

Кислотний характер солетвірних оксидів неметалічних елементів. Більшість солетвірних оксидів неметалічних елементів взаємодіють з *водою*, утворюючи кислоти, а також з *основами* чи *основними оксидами* з утворенням солі тієї кислоти, яка відповідає оксиду (має з ним однаковий ступінь окиснення кислототвірного неметалічного елемента). Зазначені хімічні властивості зображено на рисунку 21.

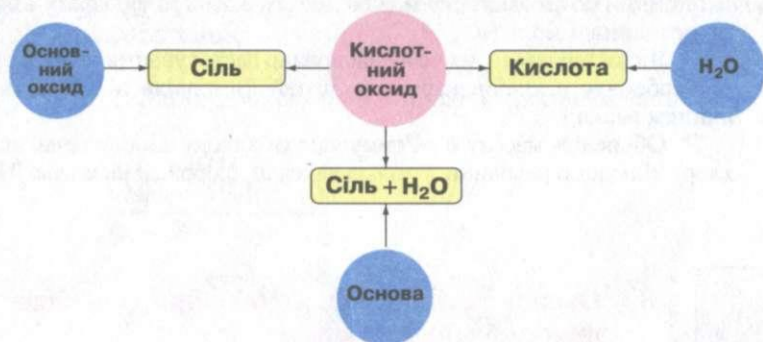


Рис. 21. Хімічні властивості кислотних оксидів

Виконаємо *демонстраційний дослід*, що підтверджує кислотний характер фосфор(V) оксиду. Спочатку добудемо оксид спалюванням фосфору (рис. 22а, б), потім розчинимо його в гарячій воді та випробуємо розчин індикатором (рис. 22в).

Метилловий оранжевий змінив свій колір на рожевий. Отже, досліджуваний розчин має кисле середовище. Ортофосфатна кислота, що утворилася, у водному розчині дисоціювала з утворенням гідроген-катіонів, присутність яких виявив індикатор:

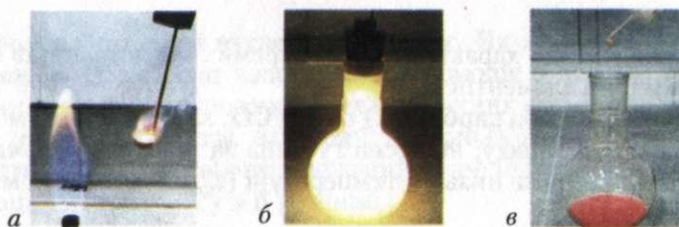
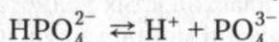
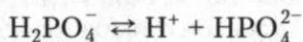
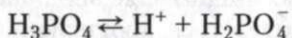
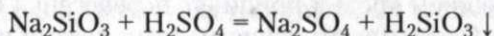


Рис. 22. Горіння фосфору на повітрі (а), у кисні (б) та випробування розчину індикатором (в)



Користуючись схемою, напишіть рівняння реакцій, які підтверджують кислотний характер сульфур(IV) оксиду.

Гідрати (гідратні форми) оксидів неметалічних елементів. Зважаючи на те, що солетвірні оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів, їх гідратними формами є **оксигеновмісні кислоти**. Більшість із них одержують під час прямої взаємодії відповідного оксиду з водою. Існують винятки, наприклад силіцій(IV) оксид, який відомий вам як основна складова річкового піску. У такому разі кислоту добувають, діючи на розчинну сіль кислоти сильною кислотою:



Напишіть повне й скорочене йонні рівняння цієї реакції.

Для кращого орієнтування в розглянутому матеріалі скористайтеся таблицею 4.

Таблиця 4

Оксиди неметалічних хімічних елементів та їх гідрати оксидів

Формула оксиду	Ступінь окиснення кислототвірного елемента	Гідрати оксидів	
		Формула	Назва кислоти
N_2O_5	+5	HNO_3	нітратна
SO_2	+4	H_2SO_3	сульфітна
SO_3	+6	H_2SO_4	сульфатна
CO_2	+4	H_2CO_3	карбонатна
SiO_2	+4	H_2SiO_3	силікатна
P_2O_5	+5	H_3PO_4	ортофосфатна

Перейдемо до характеристики окремих представників оксидів неметалічних елементів.

Чадний газ, або **карбон(II) оксид** CO , за звичайних умов — газ без кольору й запаху, відносна густина за повітрям майже 1, зріджується при дуже низькій температурі ($t_{\text{кип.}} = -192\text{ }^\circ\text{C}$), малорозчинний у воді.

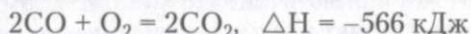
► Обчисліть відносну густина за повітрям і воднем чадного газу.

У хімічних реакціях він виявляє відновні властивості. Пояснюється це тим, що відбувається доокиснення Карбону за схемою:



$\text{C} \rightarrow \text{C}$. На відновних властивостях чадного газу ґрунтується його застосування у виплавленні металів з руд, наприклад:

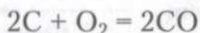
$\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ та як палива в суміші з іншими горючими газами (горить синюватим полум'ям):



► Складіть електронні баланси розглянутих окисно-відновних реакцій за участю карбон(II) оксиду.

Фізіологічна дія чадного газу. Карбон(II) оксид — дуже отруйна речовина. У повітрі смертельною дозою для людини є 0,2 %. Смерть настає від того, що чадний газ, міцніше за кисень, сполучається з гемоглобіном крові й припиняє перенесення кисню до клітин організму. Ознаками отруєння малими дозами чадного газу є незвично яскравий колір крові, сильний головний біль, інколи знепритомнення.

Чадний газ утворюється при неповному згоранні палива в печах: під час роботи двигунів внутрішнього згорання, виділяється з тютюновим димом. Ось чому куріння шкодить не лише курцеві, а й не меншою мірою тим, хто перебуває поруч.

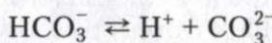
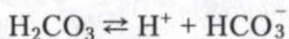


Перша допомога при ураженні чадним газом — забезпечити надходження чистого повітря.

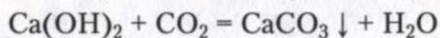
Карбон(IV) оксид, або **вуглекислий газ**, CO_2 — газ без кольору із слабкокислим присмаком і запахом, у 1,5 раза важчий за повітря, має кращу, порівняно з чадним газом, розчинність у воді (за кімнатної температури в 1 л води розчиняється майже 1 л вуглекислого газу). Під тиском вуглекислий газ легко переходить у твердий стан. Твердий карбон(IV) оксид ще називають *сухим льодом*.

Хімічні властивості вуглекислого газу. Як кислотний оксид, він проявляє їх загальні властивості: взаємодіє з водою, лугами, оксидами лужних і лужноземельних металічних елементів.

Про те, що внаслідок взаємодії карбон(IV) оксиду з водою утворюється кислота, свідчить рожевий колір індикаторів метилового оранжевого лакмусу в її розчині:



Карбон(IV) оксид досить чутливий до розчину кальцій гідроксиду (вапняної води). Після його нетривалого пропускання через цей розчин утворюється осад білого кольору (нагадаємо, що в хімії будь-яке помутніння вважають осадом):



Взаємодія карбон(IV) оксиду з вапняною водою супроводжується випаданням білого осаду кальцій карбонату CaCO_3 і використовується для якісного визначення наявності вуглекислого газу.

Вуглекислий газ не горить. Завдяки цій властивості, а також тому, що він значно важчий за повітря, його застосовують у вогнегасниках.

Вуглекислотний вогнегасник (рис. 23а) призначений для гасіння невеликих загорань. Він складається (рис. 23б) зі сталевого корпусу 1 овальної форми, який наповнено карбон(IV) оксидом під тиском 5,7 МПа, горловини 2 з умонтованою в неї чекою і розтруба 3.

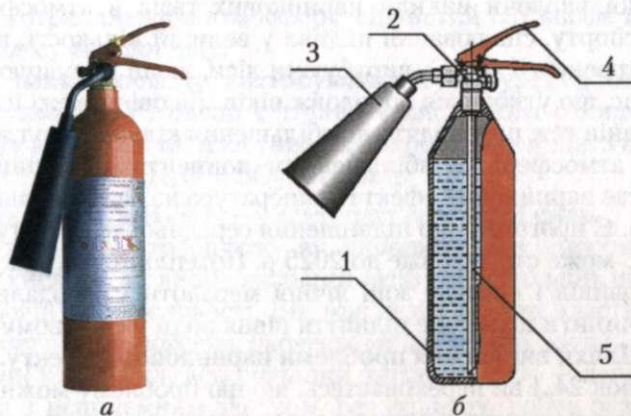


Рис. 23. Зовнішній вигляд (а) і схема будови (б) вогнегасника

Для приведення вогнегасника в дію виймають чеку, натискують на рукоятку 4 і спрямовують розтруб у бік загорання. При цьому відкривається запорнопусковий пристрій, уміст вогнегасника по сифонній трубці 5 під тиском надходить до розтруба. Вогнегасник готовий до використання. За лічені хвилини зона загорання охолоджується, покривається негорючим шаром CO_2 , реакція горіння припиняється.

Поширення в природі вуглекислого газу, його значення. Атмосфера Венери на 95 % складається з вуглекислого газу. Вміст цієї речовини в повітрі нашої планети становить 0,03 %. Вуглекислий газ також міститься у вулканічних газах і мінеральних водах.

Завдяки вуглекислому газу здійснюється один із найважливіших процесів у живій природі — фотосинтез.

▶ Пригадайте суть фотосинтезу та за яких умов він відбувається.

Вуглекислий газ причетний ще до одного природного явища — **парникового ефекту**. Суть парникового ефекту полягає в тому, що в атмосфері підтримується рівновага між теплом Сонця, яке досягає поверхні Землі, і тепловим випромінюванням нашої планети. За оцінкою вчених, без парникового ефекту температура Землі була б на 25–30 °С нижчою, аніж є насправді. Молекули наявних у повітрі води, вуглекислого газу, озону, метану впливають на цю рівновагу. Вони функціонують як скло в теплицях, що дає змогу сонячним променям потрапляти всередину приміщення й затримує інфрачервоні промені, забезпечуючи належну температуру для росту рослин. За таку дію вони дістали назву **парникові гази**.

Помірний парниковий ефект створює сприятливі температурні умови для життя на нашій планеті, не даючи їй переохолоджуватися. Збільшуючи викиди парникових газів в атмосферу (робота транспорту, спалювання палива у великій кількості, виробництво електроенергії тощо), вирубуючи ліси, люди порушують тепловий баланс, що утворився впродовж віків. Лісові пожежі й виверження вулканів теж призводять до збільшення кількості вуглекислого газу в атмосфері. Зі збільшенням концентрації парникових газів зростає парниковий ефект і температура на нашій планеті підвищується. Є прогнози, що підвищення середньої температури Землі на 1,5 °С може статися вже до 2025 р. Потепління загрожує таненням льодовиків і снігів у зоні вічної мерзлоти і в подальшому може спричинити небажане підняття рівня води у світовому океані.

Шляхи вирішення проблеми парникового ефекту. Розгляньте рисунок 24, і ви переконаєтесь, що цю проблему можна розв'язати завдяки зменшенню викидів парникових газів у атмосферу і збільшенням поглиначів вуглекислого газу — зелених рослин.

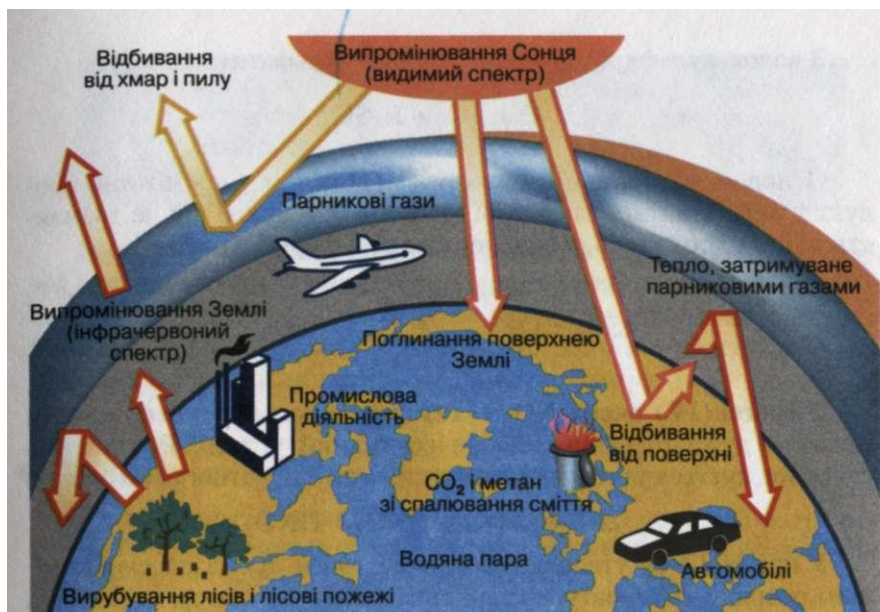
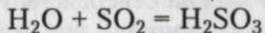


Рис. 24. Чинники парникового ефекту

Сульфур(IV) оксид, або сірчистий газ, SO_2 — негорючий газ без кольору, з різким запахом (цей запах ми відчуваємо при підпалюванні сірників), у 2,2 рази важчий за повітря, добре розчинний у воді. Він є у вулканічних газах і серед газоподібних продуктів горіння палива, у якому завжди містяться домішки сірки та сполук Сульфуру. Найбільше забруднюють атмосферу сірчистим газом теплові електростанції, металургійні та хімічні заводи. За підрахунками вчених, його річні викиди в атмосферу становлять майже 150 млн т. Потрапляючи в атмосферу, сірчистий газ завдає шкоди навколишньому середовищу.

Хімічні властивості та застосування сульфур(IV) оксиду. Оскільки сульфур(IV) оксид є типовим кислотним оксидом, то він проявляє всі їх хімічні властивості, зокрема взаємодіє з водою:

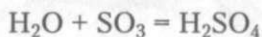


Сірчиста кислота H_2SO_3 — електроліт середньої сили.

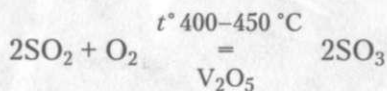
Сірчистий газ застосовують як сировину для виробництва сульфатної кислоти, як вибілювальний засіб у текстильній, паперовій та цукровій промисловості. Він має дезінфікуючі властивості, тому ним обкурюють погребі, овочесховища й винні бочки.

Сульфур(VI) оксид, або сірчаний ангідрид, SO_3 — легкокипляча рідина з неприємним запахом, без кольору, добре розчинна у воді й дуже гігроскопічна.

З водою сульфур(VI) оксид утворює сульфатну кислоту:



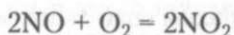
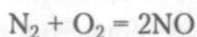
Основне використання сульфур(VI) оксиду — проміжний продукт у виробництві сульфатної кислоти. У природі він не трапляється, його добувають доокисненням сульфур(IV) оксиду:



Нітроген(IV) оксид NO_2 — газ бурого кольору з неприємним запахом, дуже отруйний, добре розчинний у воді. Розчинення супроводжується утворенням двох кислот — нітратної та нітритної:



У природі NO_2 утворюється під час грози. В області електричного розряду температура становить $+2000^\circ \text{C}$, і азот, стійкий за звичайних умов до дії кисню, реагує з ним, утворюючи нітроген(II) оксид, який легко перетворюється на нітроген(IV) оксид:



Утвореного нітроген(IV) оксиду не настільки багато, щоб він становив загрозу здоров'ю людини. Найбільше забруднення повітря нітроген(IV) оксидом спричиняють автомобілі — під час згорання пального в циліндрах двигунів утворюється NO , а з нього — NO_2 .

Поняття про кислотні дощі та причини їх виникнення. Чи доводилося вам спостерігати, як після довгоочікуваного літнього дощу рослини замість того, щоб рости й давати врожай, жовкнуть, в'януть і навіть гинуть (досить часто це трапляється з огірками)? З великою ймовірністю можна стверджувати, що дощ був не звичайний, а *кислотний*, і завдав шкоди рослинам. Кислотні дощі пошкоджують листки, руйнують їх захисні воскові покриви, через що ті стають легкопроникними для комах, шкідливих грибів і мікроорганізмів. Окрім рослин, кислотні дощі завдають шкоди тваринам, водоймам, ґрунтам.

Хімічний аналіз кислотних дощів показує наявність у них сульфатної та нітратної кислот. Поява цих речовин — наслідок розглянутих хімічних перетворень оксидів Сульфур(IV) і Нітроген(IV) у атмосфері.

Кислотний дощ — це дощ, що містить певну кількість кислот, утворених унаслідок взаємодії з водою наявних у повітрі таких забруднювачів, як оксиди Сульфуру і Нітрогену.

Щороку внаслідок спалювання твердого палива, роботи двигунів внутрішнього згорання, промислових викидів заводів по виробництву сульфатної і нітратної кислот концентрація цих оксидів у повітрі збільшується. Тому кислотні дощі створюють реальну загрозу людині, рослинному й тваринному світу.

Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. На прикладі фосфор(V) оксиду охарактеризуйте хімічні властивості кислотних оксидів. Чи є серед наведених вами рівнянь реакцій окисно-відновні? Відповідь мотивуйте.
2. Опишіть роботу вогнегасника.
3. Що є причиною випадання кислотних дощів? Зробіть висновок, наскільки вони шкідливі для здоров'я людини.
4. Поясніть суть парникового ефекту.
- 5*. Гідрати кислотних оксидів — кислоти — вступають у реакцію нейтралізації з основами й утворюють солі. Враховуючи, що багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, складіть формули середніх і кислих солей сульфатної та ортофосфатної кислот.
- 6*. Використовуючи літературні джерела та мережу Інтернет, міжпредметні зв'язки хімії, фізики, біології та географії, підготуйте й презентуйте проект «Глобальне потепління: що за ним криється».



§ 9. Сульфатна кислота і сульфати

Сульфатна кислота H_2SO_4 належить до найважливішої продукції хімічної промисловості. Так, її щорічне виробництво сягає майже 150 тис. т, що свідчить про широке використання цієї речовини, яке ґрунтується на її властивостях.

Фізичні властивості сульфатної кислоти. Сульфатна кислота — важка масляниста рідина з густиною майже $1,838 \text{ г/см}^3$, дуже гігроскопічна, роз'їдає папір і тканини, спричинює опіки шкіри. Працюючи з її концентрованими розчинами, одягають захисні окуляри. **Увага!** Під час роботи із сульфатною кислотою

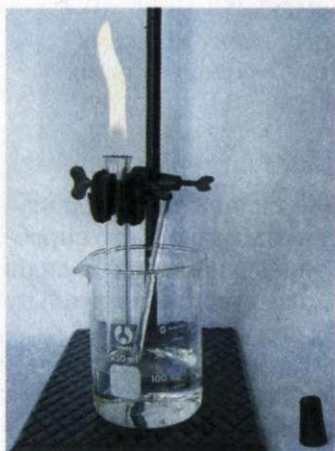


Рис. 25. Дослідження теплового ефекту при розчиненні сульфатної кислоти

будь-якої концентрації потрібна обережність. Ви вже знаєте, що при розчиненні сульфатної кислоти у воді розчин розігрівається настільки, що може закипіти. Це є дуже небезпечним. Тому під час виготовлення розчину для більш рівномірного змішування кислоти з водою її ллють у воду, а не навпаки!

Переконалися в тому, що розчинення сульфатної кислоти — процес екзотермічний, допоможе такий демонстраційний дослід. Зберемо прилад (рис. 25): помістимо в стакан закріплену в лапці штатива пробірку, у яку налито легкокиплячу ($t_{\text{кип.}} \approx 40^\circ\text{C}$) органічну речовину — діетиловий етер. У хімічний стакан наллємо 50 мл води кімнатної температури. Після цього по-

вільно, по скляній паличці, час від часу помішуючи, увіллємо в стакан 50 мл концентрованої сульфатної кислоти. Спостерігатимемо, як рідина в пробірці закипає і випаровується. Причина цього явища — підвищення температури розчину. Якщо відкрити пробку й піднести до отвору пробірки запалену скіпку, пари етеру спалахнуть (рис. 25).

▶ Пригадайте фізико-хімічну суть розчинення речовин у воді та поясніть, чому розігрівається розчин сульфатної кислоти під час його приготування.

Хімічні властивості сульфатної кислоти. Розбавлена сульфатна кислота (у розбавленому розчині масова частка кислоти становить 10–30 %) виявляє всі загальні властивості кислот. Вона взаємодіє з: **1) металами, розміщеними в ряді активності до водню; 2) основними й амфотерними оксидами; 3) основами; 4) амфотерними гідроксидами; 5) солями**, якщо під час реакції виділяється газ або випадає осад.

▶ На прикладі цинку та його сполук підтвердіть загальні хімічні властивості сульфатної кислоти.

Концентрована сульфатна кислота — сильний окисник, що взаємодіє не лише з металами, розміщеними в ряді активності металів до водню, а й з металами, що містяться після водню, обвуглює органічні речовини, зокрема цукор і целюлозу.

Виконаємо демонстраційний дослід, відомий під назвою «невидиме чорнило», і пересвідчимося у водовідбірних властивостях концентрованої сульфатної кислоти. Для цього на ватмані напишемо розбавленою сульфатною кислотою H_2SO_4 (роль пензля виконає скляна паличка) (рис. 26а) й почнемо знизу нагрівати напис на помірному вогні, тримаючи папір від прямого вогню на відстані, що унеможливило його займання. Мине небагато часу, й напис стане видимим — літери набудуть чорно-сірого кольору (рис. 26б).

Пояснюється це тим, що в процесі нагрівання через випаровування води з розчину концентрація сульфатної кислоти збільшилася настільки, що речовина почала проявляти свої окисні властивості. Як вам відомо з 9 класу, целюлоза (з неї виготовлено ватман) — природний полімер, склад якого можна записати формулою $(C_6H_{10}O_5)_n$. Концентрована сульфатна кислота окиснює целюлозу з утворенням вуглецю (його колір проявився в написі) та води, що випарувалася.

На водовідбірних властивостях концентрованої сульфатної кислоти ґрунтується демонстраційний дослід «ескімо на паличці». Для його проведення цукрову пудру $C_{12}H_{22}O_{11}$ змочують невеликою кількістю концентрованої сульфатної кислоти й ретельно перемішують. Уміст посудини темніє (обвуглюється), збільшується в об'ємі настільки, що виходить за межі посудини, зберігаючи її контури (рис. 26в, г).

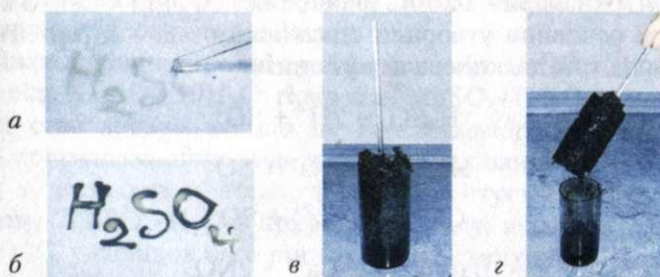


Рис. 26. Окиснення органічних речовин сульфатною кислотою

У реакціях з металами окиснювальні властивості концентрованої сульфатної кислоти проявляються в тому, що водень не виділяється, а утворюється сіль сульфатної кислоти, вода та один із продуктів відновлення Сульфуру (рис. 27).

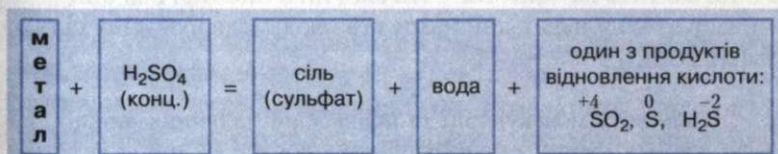


Рис. 27. Схема взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами

Концентрована сульфатна кислота взаємодіє з міддю, продуктом відновлення є сульфур(IV) оксид:



У такий спосіб добувають сірчистий газ у лабораторії.

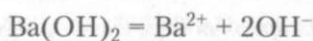
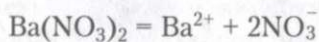
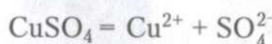
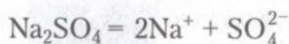
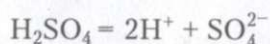
Користуючись схемою, складіть рівняння реакції цинку з концентрованою сульфатною кислотою, якщо продуктом відновлення є сірка.

Якісна реакція на сульфат-іони. Наявність сульфат-іонів у розчині виявляють за допомогою катіонів Барію.

За таблицю розчинності переконайтеся, що з-поміж наведених у ній сульфатів барій сульфат є нерозчинною у воді речовиною.

Цю властивість барій сульфату використовують для якісного виявлення сульфат-іонів у розчині.

Проведемо *демонстраційний дослід*. В одну пробірку наллємо розчин сульфатної кислоти, у другу — розчин натрій сульфату, у третю — розчин купрум(II) сульфату. До однієї з них доллємо розчин барій нітрату, до другої — розчин барій гідроксиду, до третьої — розчин барій хлориду (рис. 28). У кожній з трьох пробірок утворився однаковий білий дрібнокристалічний осад. З'ясуємо, чому різні речовини утворили однаковий осад. Усі реагенти розчинні у воді, тож дисоціювали на йони:



З рівнянь електролітичної дисоціації бачимо, що розчини в пробірках мали спільні аніони SO_4^{2-} , долиті до кожного з них розчини містять катіони Ba^{2+} . Як свідчить таблиця розчинності, катіони Барію із сульфат-аніонами утворюють нерозчинну сіль барій сульфат BaSO_4 .

Напишіть молекулярні та повні йонні рівняння реакцій, проведених у цьому демонстраційному досліді (у другій і третій пробірках).

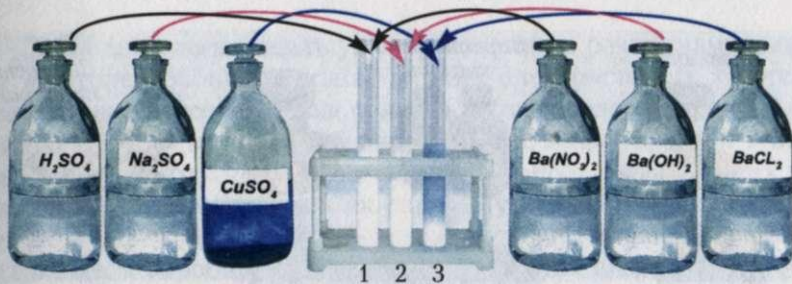
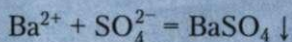


Рис. 28. Якісна реакція на сульфат-іони

Якісною реакцією на **сульфат-аніони** є взаємодія їх з **катионами Барію** (розчинними у воді сполуками Барію), у результаті чого утворюється нерозчинний у воді і кислотам білий дрібнокристалічний осад барій сульфату.

Скорочене йонне рівняння якісної реакції таке:



Закріпіть знання про якісну реакцію на сульфат-іони, виконавши завдання *лабораторного дослідю 5*.

Найважливіші природні сульфати – гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; **глауберова сіль** $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; **гірка сіль** $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Із наведених формул стає зрозуміло, що це *кристалогідрати*, тобто вони містять *кристалізаційну воду*, яка при нагріванні випаровується. На цій властивості кристалогідратів ґрунтується виробництво *алебастру* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з природного гіпсу, який нагрівають до $120\text{--}190^\circ\text{C}$, унаслідок чого він втрачає частину води. При змочуванні водою кімнатної температури алебастр легко приєднує воду й знову перетворюється на гіпс. Це відбувається щоразу при накладанні гіпсових пов'язок на травмовані частини тіла, під час виготовлення гіпсових виробів художнього та будівельного призначення. *Глауберову сіль* $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ застосовують у виробництві скла, соди, фарб, у медицині. *Гірку сіль* $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ використовують в обробці тканин, дубінні шкіри, виготовленні медичних препаратів.

Закріпіть знання про природні сполуки Сульфору, виконавши завдання *лабораторного дослідю 4*.

Застосування сульфатної кислоти. Розгляньте рисунок 29, який відображає застосування сульфатної кислоти й дає змогу зрозуміти, чому цю речовину називають «хлібом» хімічної промисловості.



Рис. 29. Схема застосування сульфатної кислоти

Найбільша кількість сульфатної кислоти використовується у виробництві мінеральних добрив, інших кислот, сульфатів, органічних речовин, очищенні нафтопродуктів тощо.

Охорона навколишнього середовища від забруднення викидами сульфуровмісних речовин. Серед сульфуровмісних забрудників навколишнього середовища найбільш шкідливими є сульфур(IV) оксид і гідроген сульфід, або сірководень. Про шкідливість першої речовини ви дізналися в § 8.

Щодо гідроген сульфїду, то потрібно наголосити на високій токсичності цієї газуватої речовини з неприємним запахом тухлих яєць (утворюється при гнитті білка курячого яйця й спричинює його неприємний запах). Фізіологічна дія гідроген сульфїду проявляється в тому, що він блокує дихальний центр. Смертельною дозою для людини є вдихання протягом 5–10 хв повітря з об'ємною часткою гідроген сульфїду 0,08 %.

Забруднюють повітря сульфуровмісними речовинами викиди нафтопереробних заводів, теплові електростанції. Охорона навколишнього середовища полягає насамперед у зменшенні викидів, а отже, у модернізації виробництва, запровадженні технології замкненого циклу, коли гази, що є відходами названих виробництв, використовують як сировину для інших виробництв. Користь від цього подвійна — не забруднюється навколишнє середовище, а вироблена з гідроген сульфідних відходів нафтопереробної промисловості сульфатна кислота має найменшу вартість.

Удосконаленням технології виробництва сульфатної кислоти займався український хімік *Іван Євграфович Адауров* (1879–1938).



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 4. Ознайомлення із зразками природних сполук Сульфуру.

Завдання. Ознайомтеся з виданими вам зразками сульфатів і сульфідів. Дослідіть агрегатний стан й такі їх фізичні властивості: колір, розчинність у воді. Використовуючи міжпредметні зв'язки з географією, назвіть поклади природних сульфатів і сульфідів в Україні.

Одержані результати оформіть у робочому зошиті у вигляді таблиці.

Сполука		Агрегатний стан	Фізичні властивості		Поклади в Україні
Назва	Формула		Колір	Розчинність у воді	

Лабораторний дослід 5. Експериментальне виявлення сульфат-іонів.

Завдання 1. Проведіть якісну реакцію на сульфат-іони. Налийте в пробірку 1–2 мл розчину сульфатної кислоти, долийте 1 мл розчину барій нітрату чи барій хлориду. Спостерігаючи за змінами, що сталися, дайте їм пояснення. Напишіть повне та скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

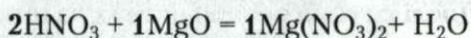
Завдання 2. Запропонуйте спосіб розпізнавання води, сульфатної кислоти й розчину натрій сульфату в пробірках без етикеток. Перевірте висунуту гіпотезу експериментально. Запишіть рівняння проведених реакцій.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Розрахункові задачі: обчислення маси (об'єму, кількості речовини) продукту реакції за масою (об'ємом, кількістю речовини) реагентів, один з яких узятий в надлишку.

Для проведення хімічної реакції можна взяти будь-яку масу чи об'єм реагентів, але це зовсім не означає, що вони без залишку перетворяться на продукти реакції. Кожна з них прореагує в кількості, на яку вказують кількісні відношення речовин у реакції. Наприклад, взаємодію нітратної кислоти з магній оксидом відображає рівняння реакції:



Коефіцієнти перед формулами реагентів свідчать про те, що речовини взаємодіють без залишку, якщо для проведення реакції нітратну кислоту й магній оксид брати у кількісному відношенні **2:1**. Реагент, кількість речовини якого за умовою задачі **менша**, аніж у встановленому за рівнянням реакції кількісному відношенні **2:1**, перебуває в **недостачі** й у реакції витратиться повністю. Другий реагент прореагує неповністю, і якась його порція залишиться. Про такий реагент кажуть, що його узятий **з надлишком**.

Задача, в умові якої вказані маса, об'єм чи кількість речовини обох реагентів, потребує з'ясування їх кількісного відношення. І якщо один з реагентів узятий в надлишку, то задачу розв'язують, користуючись даними про речовину, що перебуває в недостатці.

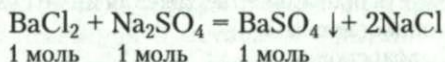
Задача. Обчислити масу осаду, який утвориться з барій хлориду масою 41,6 г і натрій сульфату масою 42,6 г.

Розв'язання

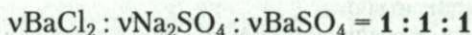
1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

$$\begin{array}{l|l} \text{Дано:} & \\ m_{\text{BaCl}_2} = 41,6 \text{ г} & \\ m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 42,6 \text{ г} & \\ \hline m_{\text{осаду}} = ? & \end{array}$$

2. Напишемо рівняння реакції:



3. З'ясуємо за **рівнянням** реакції кількісні відношення реагентів і нерозчинного продукту:



З'ясуємо кількісні відношення реагентів за умовою задачі. Для цього спочатку обчислимо кількість речовини кожного з реагентів за формулою $\nu = \frac{m}{M}$:

$$\nu\text{BaCl}_2 = \frac{41,6}{208} = 0,2 \text{ (моль)}$$

$$\nu\text{Na}_2\text{SO}_4 = \frac{42,6}{142} = 0,3 \text{ (моль)}$$

$$\nu\text{BaCl}_2 : \nu\text{Na}_2\text{SO}_4 = 0,2 : 0,3 = 2 : 3 = 1 : 1,5$$

Як бачимо, за умовою задачі з надлишком узято Na_2SO_4 , а BaCl_2 прореагує повністю. Тому обчислення маси утвореного осаду BaSO_4 проводимо з використанням даних про BaCl_2 , а не про Na_2SO_4 — речовину, узятую в надлишку.

4. Обчислюємо кількість речовини барій сульфату.

Оскільки кількісні відношення $\nu\text{BaCl}_2 : \nu\text{BaSO}_4$ у цій реакції становлять 1 : 1, то:

$$\nu\text{BaSO}_4 = \nu\text{BaCl}_2 = 0,2 \text{ моль}$$

5. Обчислюємо масу барій сульфату кількістю речовини 0,2 моль за формулою:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m\text{BaSO}_4 = 0,2 \text{ моль} \cdot 233 \text{ г/моль} = 46,6 \text{ г}$$

Відповідь: маса утвореного осаду барій сульфату дорівнює 46,6 г.





Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Виберіть правильне твердження щодо сульфатної кислоти
А одноосновна
Б двоосновна
В сильний електроліт
Г слабкий електроліт
Д оксигеновісна
Е безоксигенова
2. Як можна розпізнати розчини сульфатної кислоти, амоній хлориду й амоній сульфату, що перебувають у пробірках без етикеток? Відповідь підтвердіть записом молекулярних та йонних рівнянь реакцій.
3. З якими з перелічених речовин взаємодіє розбавлена сульфатна кислота: залізо, купрум(II) оксид, мідь, натрій гідроксид, нітратна кислота, калій карбонат, нітроген(II) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій, зазначте їх типи.
- 4*. Запропонуйте спосіб розпізнавання концентрованої та розбавленої сульфатної кислоти, що перебувають у банках без етикеток. Мотивуйте його.
- 5*. Обчисліть масову частку кристалізаційної води в гіркій солі.
- 6*. Обчисліть масу амоній сульфату, який утвориться при пропусканні через розчин сульфатної кислоти масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 9,8 % амоніаку об'ємом 11,2 л (н. у.).

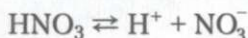


§ 10. Нітратна кислота і нітрати

Як і сульфатна, нітратна кислота HNO_3 належить до основних продуктів хімічної промисловості.

Фізичні властивості нітратної кислоти. Нітратна кислота — безбарвна рідина з густиною $1,51 \text{ г/см}^3$ і різким характерним запахом. При зберіганні на світлі набуває бурого кольору внаслідок розкладу з виділенням нітроген(IV) оксиду. Стійкою в зберіганні є нітратна кислота з масовою часткою розчиненої речовини 60–68 %. У разі потрапляння на шкіру зумовлює опіки, утворення жовтих плям (пригадайте кольорові реакції на білки). **Увага!** Поводитися з нітратною кислотою потрібно обережно.

Хімічні властивості нітратної кислоти. Нітратна кислота — сильний електроліт, що дисоціює на йони:



Як і всі кислоти, нітратна кислота взаємодіє з: **1) металами;** **2) основними та амфотерними оксидами;** **3) основами;** **4) амфотерними гідроксидами;** **5) солями,** якщо під час реакції виділяється газ. Проте її взаємодія з металами відмінна від загальних властивостей кислот, а подібна на взаємодію з ними концентрованої сульфатної кислоти, тобто відбувається утворення солі, води й одного з продуктів відновлення кислоти (рис. 30).

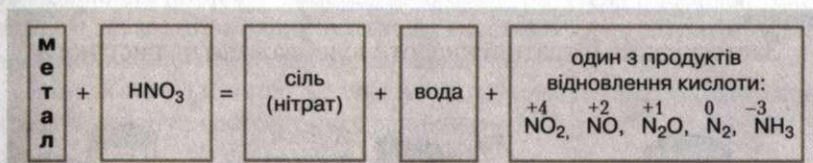


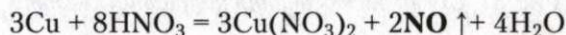
Рис. 30. Схема взаємодії нітратної кислоти з металами

Концентрована нітратна кислота при нагріванні взаємодіє з більшістю металів, крім золота, платини та деяких інших. На холоді частина металів, зокрема залізо і хром, не взаємодіють з нітратною кислотою.

Концентрована нітратна кислота в реакціях з металами і неметалами відновлюється до нітроген(IV) оксиду NO₂:



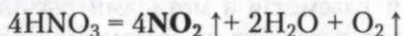
У реакціях розбавленої нітратної кислоти з металами відіграє роль активність металу та масова частка кислоти в розчині, проте найчастіше відновлення відбувається до нітроген(II) оксиду NO:



Взаємодія нітратної кислоти з основними та амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами та солями відбувається так само, як і в інших кислот.

Напишіть рівняння реакцій нітратної кислоти з оксидом, гідроксидом і сіллю Магнію (зважте, що сіль має бути утворена кислотою слабким електролітом, наприклад карбонатною).

Ще одну властивість нітратної кислоти — розкладатися на світлі чи при нагріванні — ми вже згадували. Це відбувається за таким рівнянням:



Ви дізнаєтеся також про взаємодію нітратної кислоти з органічними речовинами, вивчаючи в 11 класі властивості органічних сполук.

Застосування нітратної кислоти відображено на рисунку 31.

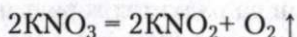


Рис. 31. Схема застосування нітратної кислоти

Вагомий внесок у розвиток технології виробництва нітратної кислоти з азоту повітря зробив український хімік доктор технічних наук, професор *Василь Іванович Атрощенко* (1906–1991).

Нітрати. За назвою нітрат-іону, який утворюється при дисоціації нітратної кислоти, її солі називають **нітратами**. Нітрати Калію, Натрію, амонію, Кальцію називають ще **селітрами**, наприклад: KNO₃ — калій нітрат, або калієва селітра, Ca(NO₃)₂ — кальцій

нітрат, або кальцієва селітра. Селітри легко розкладаються при нагріванні з виділенням кисню:



Цю їх властивість застосовують у піротехніці. Проте основне призначення солей нітратної кислоти — збагачувати ґрунт нітрогеновмісними сполуками, які добре відомі в сільському господарстві як мінеральні добрива, зокрема амонійна, натрієва й калієва селітри. Щоб детальніше ознайомитися з властивостями нітратів і солей амонію, виконайте *лабораторний дослід 6*.

Розгляньте таблицю розчинності та переконайтесь, що серед нітратів не існує нерозчинних речовин.

Усі солі нітратної кислоти добре розчиняються у воді і є сильними електролітами.

Поширення нітратів у природі. Через високу розчинність у воді нітрати рідко утворюють поклади. Потужне родовище натрієвої селітри утворилося на Американському континенті в Чилі, тому за цією речовиною закріпилася назва *чилійська селітра*. Невеликі кількості солей нітратної кислоти з'являються в ґрунті завдяки діяльності нітрифікуючих бактерій, які зв'язують вільний азот повітря, утворюючи нітрогеновмісні сполуки.

Проблема вмісту нітратів у харчових продуктах. Для людини, маса тіла якої 60 кг, гранично допустима добова норма нітратів становить 0,76 мг на 1 кг маси. У межах допустимих норм нітрати не завдають відчутної шкоди здоров'ю людини.

Виходячи з маси власного тіла, обчисліть вашу гранично допустиму норму добового споживання нітратів.

Проте надмірне використання нітратів як мінеральних добрив і як харчових добавок, що надають м'ясним виробам кольору натурального м'яса, подовжують термін зберігання м'ясних виробів і сиру, створює небезпеку до перевищення гранично допустимих норм їх добового споживання. Наслідком цього може стати токсична дія нітратів на організм людини. Вона полягає в розвитку гіпоксії — кисневого голодування тканин, а також пригніченні дії ферментів, які каталізують процеси тканинного дихання. Симптомами отруєння є нудота, блювання, посиніння шкірного покриву тіла та слизової оболонки рота, що з'являються через 4–6 год після вживання їжі з високим вмістом нітратів. Особливо небезпечні нітрати для дитячого організму.

Овочі й молоко містять значно більше нітратів, ніж м'ясо. Запобіжні засоби, до яких потрібно вдаватися, аби уникнути отруєння нітратами, наявними в продуктах харчування, такі:

- 1) дотримання правил агротехніки вирощування сільськогосподарських культур;
- 2) споживання води, молока, що пройшли аналіз на вміст у них нітратів;
- 3) обмежене споживання овочевих культур, вирощених у теплицях;
- 4) дотримання рекомендацій щодо зменшення вмісту нітратів у процесі приготування овочевих страв.

Користуючись додатковою літературою, підготуйте пам'ятку «Як у домашніх умовах зменшити вміст нітратів у продуктах харчування».



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 6. Ознайомлення зі зразками нітратів і солей амонію.

Ознайомтеся з виданими вам зразками солей нітратної кислоти й амонію. Під час виконання дослідів з'ясуйте:

- а) який колір мають солі нітратної кислоти й амонію;
- б) до добре розчинних чи погано розчинних у воді речовин належать солі нітратної кислоти й амонію;
- в) чи мають запах солі нітратної кислоти й амонію.

Одержані результати запишіть у робочий зошит у вигляді таблиці.

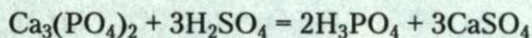
Сіль		Фізичні властивості		
Назва	Формула	Колір	Розчинність у воді	Запах



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

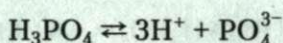
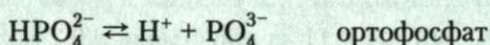
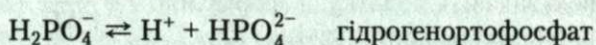
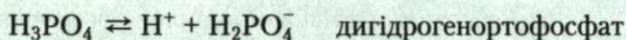
Ортофосфатна кислота. Елементом-сусідом Нітрогену по підгрупі є **Фосфор**. Маючи на зовнішньому енергетичному рівні 5 електронів і вільні енергетичні комірки на *d*-підрівні, атом Фосфору переходить у збуджений стан, чим забезпечує утворення оксиду і кислот зі ступенем окиснення Фосфору +5, наприклад: фосфор(V) оксид P_2O_5 , метафосфатна кислота HPO_3 , ортофосфатна

кислота H_3PO_4 . Ортофосфатну кислоту та її солі частіше застосовують порівняно з метафосфатною. В природі ортофосфати трапляються в складі гірських порід *фосфоритів* та *апатитів*, з них добувають кислоту, піддаючи сировину обробці сульфатною кислотою:



Ортофосфатна кислота H_3PO_4 – тверда, добре розчинна у воді, неутруйна речовина, електроліт середньої сили. Застосовують у виробництві добрив, емалей, замазок для склеювання порцеляни, у фармацевтичній і харчовій промисловості.

Ортофосфатна кислота є трьохосновною, а тому вона дисоціює ступінчасто й утворює три види аніонів:



Напишіть формули середньої і кислих солей Барію та ортофосфатної кислоти.

Зважаючи на можливість утворення солей ортофосфатної кислоти з кислотним залишком різного складу, при розв'язуванні задач, за умовами яких одну з речовин узято в надлишку, потрібно розглядати кількісні відношення в трьох рівняннях.

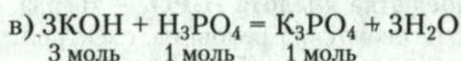
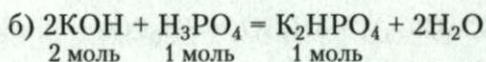
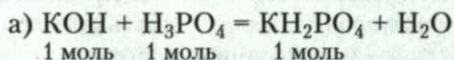
Задача. Обчисліть масу солі, що утвориться в реакції між ортофосфатною кислотою кількістю речовини 0,1 моль і калій гідроксидом масою 11,2 г.

Розв'язання

1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

Дано:	
$\nu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1$ моль	
$m_{\text{KOH}} = 11,2$ г	
$m_{\text{солі}} = ?$	

2. Запишемо рівняння можливих реакцій і розглянемо кількісні відношення речовин у них:



За рівнянням а) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{KH}_2\text{PO}_4} = 1 : 1$

За рівнянням б) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = 2 : 1$

За рівнянням в) $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{K}_3\text{PO}_4} = 3 : 1$

3. Розглянемо кількісні відношення речовин за умовою задачі. Спочатку за формулою $\nu = \frac{m}{M}$ обчислимо кількість речовини калій гідроксиду:

$$\nu_{\text{KOH}} = 11,2 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$$

За умовою задачі $\nu_{\text{KOH}} : \nu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,2 : 0,1$, або $2 : 1$

З можливих рівнянь реакцій у кількісному відношенні $2 : 1$ (без залишку!) речовини взаємодіють за рівнянням б) з утворенням кислої солі калій гідрогенортофосфату. Тому подальші обчислення здійснюватимемо за цим рівнянням.

4. Обчислимо кількість речовини калій гідрогенортофосфату:

$$\nu_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = \nu_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \text{ моль}$$

За відомою кількістю речовини обчислюємо масу утвореної солі:

$$m_{\text{K}_2\text{HPO}_4} = \nu \cdot M = 0,1 \cdot 174 = 17,4 \text{ (г)}$$

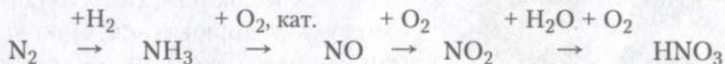
Відповідь: речовини прореагували без залишку, утворилася кисла сіль калій гідрогенортофосфат масою 17,4 г.





Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Хімізм виробництва нітратної кислоти відображає схема:



Напишіть за схемою молекулярні рівняння реакцій. Чи будуть ці реакції окисно-відновними?

2. Генетичний зв'язок фосфору та його сполук відображає схема:



Підтвердіть його записом молекулярних рівнянь реакцій, останнє рівняння розгляньте в йонно-молекулярній формі.

3. Наведіть приклади застосування нітратної кислоти та нітратів.

4. Оцініть вплив нітратів на здоров'я людини, наведіть приклади ланцюгів живлення, якими нітрати можуть потрапити в організм людини.

5*. Обчисліть, чи вистачить міді масою 32 г для одержання купрум(II) нітрату, якщо для реакції використати концентровану нітратну кислоту масою 600 г з масовою часткою розчиненої речовини 50 %.

6*. Яка сіль утвориться внаслідок взаємодії розчину натрій гідроксиду масою 50 г з масовою часткою луку 16 % і розчину ортофосфатної кислоти масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 9,8 %?



§ 11. Загальні відомості про мінеральні добрива

Вивчаючи природознавство, ви дізналися про існування добрив — речовин чи їхніх сумішей, що роблять *добру* справу — збагачують ґрунт поживними речовинами, сприяють одержанню високих урожаїв.

Добрива — це речовини чи суміші речовин, що містять хімічні елементи, необхідні для росту й розвитку рослин.

Добрива вносять у ґрунт для збільшення врожайності сільськогосподарських культур і підвищення їх стійкості до несприятливих кліматичних умов.

У рослинних організмах налічується майже 70 хімічних елементів (їх ще називають *елементами живлення рослин*). Такі



Рис. 32. Зовнішні ознаки достатнього забезпечення Нітрогеном (а, в) і нестачі Нітрогену (б, г) у листках тютюну та картоплі



Рис. 33. Зовнішні ознаки нестачі Фосфору

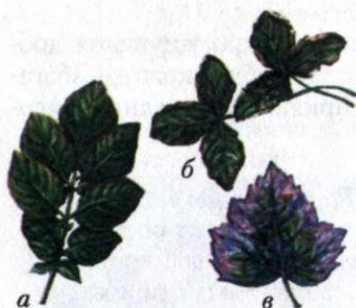


Рис. 34. Зовнішні ознаки нестачі Калію: у картоплі (а); конюшині (б); чорній смородині (в)

елементи, як Нітроген, Калій, Фосфор надходять до них з ґрунту в найбільшій кількості. Без Нітрогену не можуть утворюватися білкові молекули, без Фосфору — нуклеїнові кислоти, вітаміни. Завдяки Калію пришвидшується фотосинтез, поліпшується накопичення сахарози в цукрових буряках і крохмалю в картоплі, зміцнюються стебла злакових рослин.

Зовнішніми ознаками нестачі Нітрогену є дрібнолистовість, гальмування росту рослин, послаблене утворення бокових пагонів і коренів. Листки набувають блідо-зеленого забарвлення, починають відмирати (рис. 32).

Нестача Фосфору проявляється в зміні зеленого забарвлення листків на синювато-зелене з бронзовим відтінком, вони стають дрібними й вузькими (рис. 33). Окрім цього, гальмується ріст рослин і дозрівання врожаю.

За нестачі Калію в рослин жовтіє листя, пожовтіння починається з країв, які згодом стають бурими, гальмується розтягнення і ріст клітин (рис. 34).

Щоб відновити вміст цих елементів у ґрунті природним способом, потрібний тривалий час, тому без додаткового внесення добрив урожаї з року в рік неминуче знижуються. Аби запобігти цьому, виготовляють і вносять у ґрунт мінеральні й органічні добрива. Підраховано, що в умовах України 1 грн, витрачена на виробництво добрив, дає в середньому 2–3 грн прибутку.

У хімічній промисловості виробляють різні добрива (рис. 35).



Рис. 35. Склад з мінеральними добривами

Розгляньте рисунок 36 та ознайомтеся з класифікацією добрив за походженням і вмістом поживних речовин.

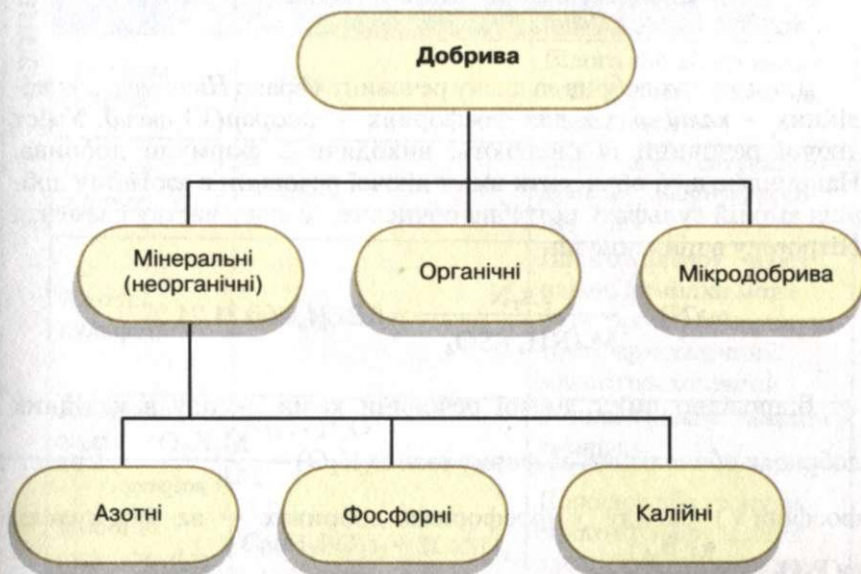


Рис. 36. Схема класифікації добрив

З біології вам відомо, що рослини засвоюють речовини з ґрунту лише в розчиненому стані. Під впливом полярних молекул води відбувається електролітична дисоціація сполук, які входять до складу мінеральних добрив, на відповідні *йони*. Далі вони всмокту-

ються кореневою системою й транспортуються по стеблу до всіх органів рослин.

Йони, у складі яких елемент живлення надходить до рослинного організму, дістали назву **форма засвоєння добрив**. *Формами засвоєння Нітрогену є катіони NH_4^+ та аніони NO_3^- , Калію – катіони K^+ , Фосфору – аніони H_2PO_4^- .*

Діюча (поживна) речовина в добриві. Відразу зазначимо, що поживна речовина й форма засвоєння добрив – різні поняття.

Діюча речовина – це загальноприйнята характеристика добрив, яку використовують при порівнянні добрив у розрахунках норми їх внесення в ґрунт.

Для азотних добрив за діючу речовину обрано *Нітроген*, для калійних – *калій оксид*, для фосфорних – *фосфор(V) оксид*. Уміст діючої речовини обчислюють, виходячи з формули добрива. Наприклад, щоб обчислити вміст діючої речовини в азотному добриві амоній сульфаті, потрібно обчислити масову частку елемента Нітрогену в цій сполуці:

$$\omega(\text{N}) = \frac{2A_{\text{rN}}}{M_{\text{r}}(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 0,2121, \text{ або } 21,21\%$$

Відповідно вміст діючої речовини калій оксиду в калійних добривах обчислюють за формулою: $\omega(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M_{\text{r}}\text{K}_2\text{O}}{2M_{\text{r}} \text{добрива}}$, а вміст фосфор(V) оксиду у фосфорних добривах – за формулою: $\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_{\text{r}}\text{P}_2\text{O}_5}{M_{\text{r}} \text{добрива}}$.

► Обчисліть вміст поживних речовин у калійному добриві калій нітраті й фосфорному добриві подвійному суперфосфаті, формула якого $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Добрива завжди містять певну частку домішок, тому насправді вміст поживної речовини дещо менший за обчислений теоретично.

Приклади добрив та їхні окремі характеристики наведено в таблиці 5.

Таблиця 5

Мінеральні добрива

	Назва	Формула	Фізичні характеристики
АЗОТНІ	Калійна селітра	KNO_3	Безбарвна, кристалічна, негігроскопічна
	Амонійна селітра	NH_4NO_3	Білого або жовтуватого кольору, гігроскопічна, при висиханні утворює грудки, може вибухати та розкладатися з виділенням амоніаку
	Кальцієва селітра	$Ca(NO_3)_2$	Гранули сірого кольору, добре розчиняються у воді, злежуються, мають високу гігроскопічність
	Натрієва селітра	$NaNO_3$	Білого або жовтуватого кольору, гігроскопічна, злежується
	Амоній хлорид	NH_4Cl	Білого або жовтуватого кольору, малогігроскопічний
	Амоній сульфат	$(NH_4)_2SO_4$	Білого кольору (через наявні домішки може бути сірого або зеленуватого), кристалічний, малогігроскопічний
	Амоніачна вода	$NH_3 \cdot H_2O$	Рідина з різким запахом амоніаку
ФОСФОРНІ	Простий суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$	Порошок або гранули сірого кольору, злегка злежується, погано розчинний у воді
	Подвійний суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	Зовні нагадує простий суперфосфат, має добру розчинність у воді
	Преципітат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	Сіра, світло-сіра речовина, погано розчинна у воді, не злежується

	Назва	Формула	Фізичні характеристики
	Фосфоритне борошно	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Порошок сірого або бурого кольору, виготовлений розмелюванням природних фосфоритів
	Амофос	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	Порошок білого кольору (через наявні домішки – сіруватого), кристалічний, негігроскопічний
КАЛІЙНІ	Калій хлорид	KCl	Біла дрібнокристалічна речовина, добре розчинна у воді, негігроскопічна, під час зберігання сильно злежується, тому випускають у гранульованій формі
	Каїніт	$\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$	Кристалічна речовина світло-сірого або сірого кольору
	Сильвініт	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$	Кристалічна речовина, рожевого кольору, малогігроскопічна, добре розчинна у воді
	Калій сульфат	K_2SO_4	Білі кристали, добре розчиняються у воді, негігроскопічний
	Поташ	K_2CO_3	Дрібнокристалічний порошок, висока гігроскопічність
	Калійна сіль	KCl + домішки NaCl	Гігроскопічна, злежується

Виконайте лабораторний дослід 7 та переконайтеся у фізичних властивостях добрив, зазначених у таблиці.

Роль хімії в розв'язуванні продовольчої проблеми. Нині виробництво продуктів харчування, зокрема рослинного походження, турбує все людство. З роками посівних площ стає все менше

і менше, а наявні збіднюються на вміст елементів живлення. Вийти з такої критичної ситуації дає змогу раціональне використання добрив. В індивідуальних господарствах здебільшого послуговуються органічним добривом — перегноем, у колективних — неорганічними. Найчастіше добрива вносять у ґрунт під час оранки, хоча практикують і прикоренеve підживлення в період активної вегетації.

Кімнатні рослини підживлюють розчином спеціально підібраної суміші добрив навесні та на початку літа. Щоб добрива принесли найбільшу користь, потрібно знати, коли та які добрива найкраще використати, який спосіб внесення обрати, як узгодити час внесення добрива з погодними умовами та багато чого іншого. Це є предметом дослідження *агрохімії*.

Агрохімія — наука, що вивчає взаємопов'язані хімічні й біологічні процеси в ґрунті та рослинах, виявляє шляхи підвищення врожайності сільськогосподарських культур.

У 8 класі ви дізналися, що видатний російський вчений Д. І. Менделєєв не лише відкрив періодичний закон і запропонував його графічне вираження у формі періодичної системи, а й зробив вагомий внесок у розвиток різних галузей науки, промисловості, сільського господарства. Його здобутком в агрохімії стали розробки методів добування мінеральних добрив і хімічного аналізу ґрунтів.

Фундаментальні дослідження живлення рослин і застосування добрив, які є загальноvizнаними в агрохімії й здобули світове визнання, здійснив російський учений Д. М. Прянишников.

Дмитро Миколайович Прянишников (1865–1948) — учень і послідовник К. А. Тимірязєва, автор понад 550 наукових праць, серед яких основними є праці з наукових основ живлення рослин. Був одним з організаторів науково-дослідного інституту, що нині має назву Науково-дослідний інститут агрохімії імені Д. М. Прянишникова. Йому належать теорія азотного живлення рослин, схема перетворення нітрогеновмісних речовин у рослинах, апробація різних видів добрив в основних аграрних районах колишнього СРСР, зокрема України. Вчений досліджував вапнування кислих ґрунтів,



Дмитро Прянишников

гіпсування солончаків, застосування органічних добрив, удосконалення методів вивчення живлення рослин, аналізу рослин і ґрунтів. Унесок Д. М. Прянишникова в науку було оцінено високими державними нагородами СРСР.

Виробництво добрив в Україні. У нашій країні найбільше виробляють азотних добрив. Як сировину використовують азот, що входить до складу повітря.

▶ Повторіть властивості сполук Нітрогену й напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких виробляють азотні добрива, якщо схема їх виробництва така:

азот → амоніак → нітроген(II) оксид → нітроген(IV) оксид → нітратна кислота → калій нітрат (натрій нітрат, амоній нітрат).

Прикладом того, як відходи одного виробництва можна використовувати для одержання цінної продукції, є виробництво азотних добрив з амоніачної води, що утворюється під час коксування вугілля.

Виробництво азотних добрив зосереджено на Донбасі й Придніпров'ї. Сировиною для виробництва калійних добрив є природні калієві солі вітчизняних родовищ. Промислове виробництво калійних добрив сконцентроване в Західній Україні, оскільки там найбільші родовища калійних солей: Калусько-Глинське, Стебницьке й Бориславське. Видобувають калійні солі й на Донбасі, поблизу міст Слов'янська та Артемівська.

Виробництво фосфорних добрив ґрунтується переважно на імпортованих з Росії фосфоритах. Заводи збудовано в Сумах, Костянтинівці, Одесі. Фосфорні добрива також виробляють підприємства чорної і кольорової металургії, зокрема завод «Азовсталь» (м. Маріуполь).

Україна виробляє мінеральні добрива не лише для потреб вітчизняного сільського господарства, а й експортує їх за кордон.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 7. Ознайомлення зі зразками азотних, фосфорних і калійних добрив.

Завдання 1. Ознайомтеся зі зразками виданих вам неорганічних добрив, поділіть їх на групи: азотні, калійні, фосфорні.

Завдання 2. Дослідіть розчинність виданих вам зразків добрив за кімнатної температури.

Щоб виконати це завдання, зважте однакові порції добрив, помістіть їх в однакові об'єми води, перемішайте скляними паличками кожну із сумішей і зафіксуйте, яке добриво розчинилося найшвидше, яке — повільніше, а яке — неповністю. Зробіть висновок про розчинність виданих вам зразків добрив.

Завдання 3. Назви, формули речовин і деякі їх фізичні характеристики запишіть у робочий зошит у вигляді таблиці, класифікувавши добрива за наявними елементами живлення.

Назва	Формула	Агрегатний стан	Колір	Розчинність у воді	Запах

Завдання 4. З'ясуйте, чи є серед розглянутих вами добрив складні добрива (кілька елементів живлення в складі однієї сполуки).

Завдання 5. Якщо добрив з однією і тією самою поживною речовиною два чи більше, обчисліть і зробіть висновок, у якому з них уміст поживної речовини найбільший.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

За наявністю в добривах поживних речовин їх поділяють на **прості** (містять один поживний елемент) і **комплексні** (містять кілька поживних елементів).

Промисловість випускає повні комплексні добрива (містять елементи Нітроген, Фосфор, Калій) і неповні (містять два поживних елементи — переважно Нітроген і Фосфор).

Залежно від способу одержання комплексні добрива бувають **складними** і **складнозмішаними**.

Складні добрива містять кілька поживних елементів у складі однієї хімічної сполуки: амофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, калійна селітра KNO_3 та ін.

До **складнозмішаних**, або **комбінованих**, добрив належать комплексні добрива, які одержують в єдиному технологічному циклі, що містять два або три основних елементи живлення в одній гранулі.

Часто на основі простих добрив виготовляють **змішані** — суміші деяких простих добрив, які можна змішувати для ефективності їх дії. Для виготовлення таких добрив розроблені схеми змішувань. Перевагою змішаних добрив над складними й складнозмішаними, які мають постійний склад, є те, що під час їх виготовлення можна змінювати, залежно від потреби, уміст того чи іншого елемента живлення. У сучасному сільському господарстві перевагу віддають використанню комплексних добрив, збагачених мікроелементами.

З природознавства та біології ви знаєте, що до основних сільськогосподарських культур в Україні належать зернові й овочеві культури, цукрової буряки. Щоб мати стабільно високі врожаї цих та інших культур, азотні добрива вносять з розрахунку від 30 до 180 кг Нітрогену на 1 га, фосфорних — 45–90 кг P_2O_5 на 1 га, калійних — 45–60 кг K_2O на 1 га. Ці загальні норми змінюються залежно від ґрунтово-кліматичних умов і вирощуваних сільськогосподарських культур.

Якщо ви проживаєте в сільській місцевості, з'ясуйте, яку площу займають сільськогосподарські культури одного з колективних господарств, і обчисліть щорічну його потребу в мінеральних добривах (з розрахунку на діючі речовини та конкретне добриво).



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Дайте визначення мінеральних добрив, наведіть приклади.
2. Обґрунтуйте роль хімічних добрив як джерела мінерального живлення рослин.
3. У якому з нітратних добрив — амонійній селітрі чи кальцієвій селітрі — уміст поживної речовини більший?
4. Як ви вважаєте, чому для хліборобів важливо знати про гігроскопічність добрива?
- 5*. У складі малих навчальних груп оцініть значення виробництва та раціонального використання добрив для розв'язування продовольчої проблеми, виконавши навчальний проект за темою «Мінеральні добрива: позитивні й негативні наслідки застосування».
- 6*. Якщо ви захоплюєтеся вирощуванням кімнатних рослин, з'ясуйте за різними інформаційними джерелами, якими добривами й коли потрібно підживлювати ваші рослини. Розрахуйте норми їх живлення.



§ 12. Карбонатна кислота.

Соли карбонатної кислоти, їх поширення та застосування

Як зазначалося у § 8, після пропускання вуглекислого газу через воду індикатори вказують на появу в розчині кислого середовища, оскільки карбон(IV) оксид є кислотним оксидом й з водою утворює карбонатну кислоту H_2CO_3 . На відміну від сульфатної чи нітратної карбонатна кислота слабка й нестійка, існує лише в розбавленому розчині, виділити з якого її неможливо, тому що при нагріванні кислота розкладається на воду й вуглекислий газ. Розглянуті хімічні явища відображає рівняння оборотної реакції:

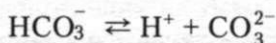
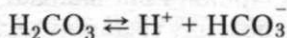


Пригадайте, що в рівняннях оборотних реакцій означають записи у лівій і правій частинах.

Ця сама реакція відбувається під час насичення напоїв вуглекислим газом, тому, споживаючи їх, ми відчуваємо кислий присмак.

Хімічні властивості карбонатної кислоти і карбонатів

1. Електролітична дисоціація. Зміна кольору індикатора після пропускання вуглекислого газу через воду свідчить про появу катіонів Гідрогену. Карбонатна кислота належить до слабких електролітів, у розчині дисоціює на катіони Гідрогену та карбонат-аніони CO_3^{2-} , а також гідрогенкарбонат-аніони HCO_3^- :



Відповідно до цього двохосновна карбонатна кислота утворює кислі солі — *гідрогенкарбонати* та середні — *карбонати*. Вам добре відомі приклади цих солей. Так, кальцій карбонат CaCO_3 є основою складовою крейди й мармуру, а питна сода — не що інше, як натрій гідрогенкарбонат NaHCO_3 .

За таблицею розчинності кислот, основ і солей з'ясуйте розчинність карбонатів у воді, наведіть два приклади рівнянь електролітичної дисоціації карбонатів.

2. Взаємодія солей карбонатної кислоти з кислотами. Загальною властивістю солей карбонатної кислоти (середніх і кислих,

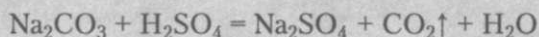
розчинних і нерозчинних у воді) є взаємодія з кислотами. Реакція супроводжується виділенням вуглекислого газу. Пригадайте, що під час випікання багатьох хлібобулочних виробів у тісто додають питну соду, яку «гасять» оцтовою кислотою:



З наведеного прикладу зрозуміло, наскільки слабкою є карбонатна кислота, якщо навіть слабкий електроліт оцтова кислота взаємодіє з її солями.

Взаємодію карбонатів з кислотами застосовують у хімічних пінних вогнегасниках.

Принцип дії хімічного пінного вогнегасника полягає в тому, що внаслідок взаємодії карбонату (гідрогенкарбонату) із сильною кислотою (наприклад, сульфатною) утворюється нестійка карбонатна кислота, яка відразу розкладається на вуглекислий газ і воду. Обидві ці речовини не горять, тому їх використовують у пожежогасінні.



Якісна реакція на карбонат-іон CO_3^{2-} . Карбонат-аніони розпізнають за допомогою кислот. Реакція супроводжується активним виділенням вуглекислого газу. Переконатися, що виділяється саме вуглекислий газ, а не якийсь інший, можна двома способами: 1) піднести запалений сірник, і він швидко згасне; 2) пропустити газ у розчин кальцій гідроксиду (вапняну воду) і спостерігати утворення білого осаду.

Як приклад, розглянемо взаємодію калій карбонату із сульфатною кислотою (рис. 37).

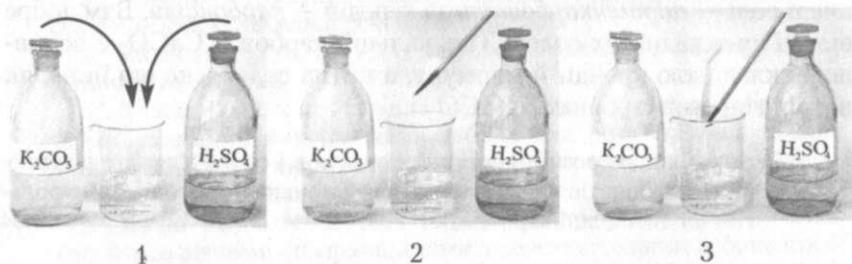
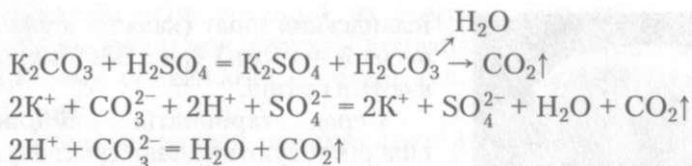


Рис. 37. Якісна реакція на карбонати



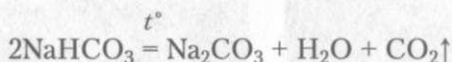
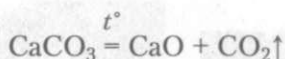
Якісною реакцією на солі карбонатної кислоти (карбонат-аніони) є взаємодія з розчинами кислот. Реакція супроводжується виділенням вуглекислого газу, який виявляють за допомогою запаленого сірника або вапняної води.

Скорочене йонне рівняння якісної реакції таке:



3. Розкладання солей карбонатної кислоти при нагріванні.

Нерозчинні карбонати, а також гідрогенкарбонати при нагріванні розкладаються:



Першу реакцію застосовують у промисловості для добування кальцій оксиду (негашеного вапна) CaO.

Розчинні у воді карбонати стійкі до розкладання.

Переконайтеся у властивостях карбонатів, виконавши лабораторний дослід 8.

Поширення солей карбонатної кислоти в природі. Карбонати існують у природі переважно у вигляді кальцій карбонату CaCO₃, що належать до найпоширеніших на Землі неорганічних сполук. Так, *крейда, мрамур, вапняки, ракушняк* — усе це кальцій карбонат з невеликим умістом некарбонатних домішок. Чистий кальцій карбонат трапляється в природі у вигляді мінералу **кальциту** (рис. 38а).

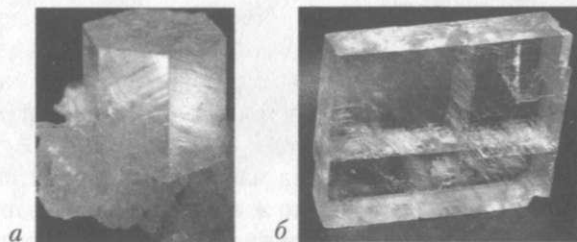


Рис. 38. Мінерали: кальцит (а); ісландський шпат (б)

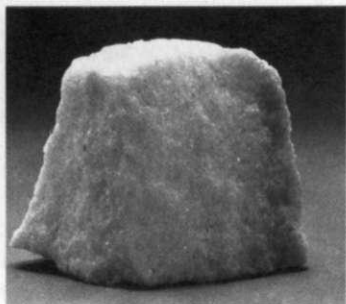
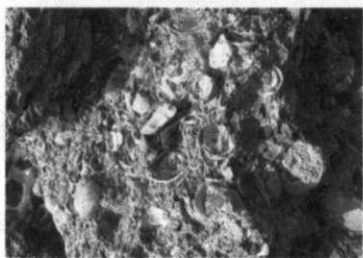


Рис. 39. Зразок вапняку

Ісландський шпат (кальцій карбонат високої чистоти) (рис. 38б) застосовують в оптиці.

Серед карбонатів найбільше використовують **вапняк** (рис. 39).

Вапняки різних родовищ відрізняються кількістю домішок, тому мають різне забарвлення – від білого чи світло-жовтого до темного. Їх використовують у металургії, про що ви дізнаєтеся в наступній темі, як будівельний матеріал та у виробництві скла, цементу, кальцій карбиду, негашеного та гашеного вапна тощо. Вапняками укріплюють дороги, вапнують кислі ґрунти. Знамениті одеські катакомби – це колишні каменеломні, у яких добували **ракушняк** (рис. 40) – вапняк органічного походження.



a



б

Рис. 40. Зразок ракушняка (а) та його поклади (б)

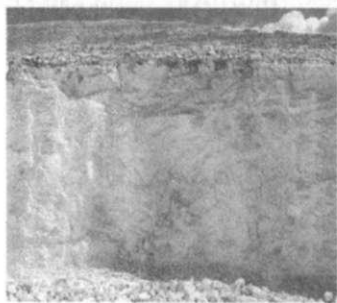


Рис. 41. Поклади крейди

До карбонатів органічного походження належить також кальцій карбонат, що входить до складу кісток людини і тварин.

Крейду (рис. 41) використовують у паперовій і гумовій промисловості як наповнювач, у будівництві та під час ремонту приміщень. Звичайно ж вам відомо, що вона входить до складу зубного порошку, нею роблять записи на класній дошці.

До українських традицій належить побілення хати крейдою. Вона від цього має ошатний привабливий вигляд, а проживання в такому помешканні є екологічно безпечним і корисним для здоров'я.

Природні запаси **мармуру** (рис. 42а) значно менші, аніж вапняку та крейди. Колір мармуру — білий, проте наявність різних домішок надає йому різного забарвлення. У будівництві його використовують як облицювальний матеріал (рис. 42б). З мармуру виготовляють скульптури (рис. 42в).

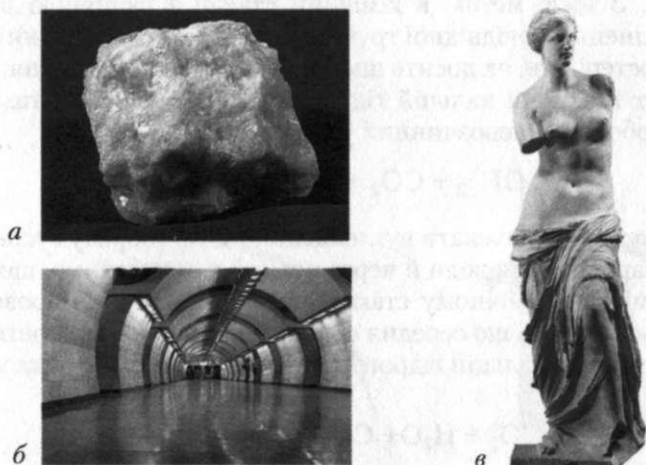


Рис. 42. Зразок мармуру (а) та вироби з нього: вестибюль станції метрополітену, облицьований мармуром (б), скульптура (в)

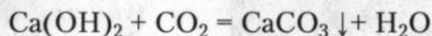
Крім карбонатів Кальцію, у природі існують карбонати Магнію (доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$) (рис. 43а), Купруму (малахіт $Cu_2(OH)_2CO_3$) (рис. 43б), Феруму (сидерит $FeCO_3$) (рис. 43в) та деякі інші.



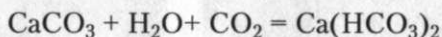
Рис. 43. Зразки карбонатів: Магнію — доломіт (а); Купруму — малахіт (б); Феруму — сидерит (в)

Добування вуглекислого газу із солей карбонатної кислоти та його перетворення на кальцій карбонат і кальцій гідрогенкарбонат. У лабораторії нерозчинний у воді кальцій карбонат використовують для одержання вуглекислого газу. Для цього найбільше підходить мармур, оскільки він щільніший за крейду й реакція відбувається повільніше. Виконаємо *демонстраційний дослід*.

Добудемо карбон(IV) оксид у приладі для добування газів (рис. 44) із кальцій карбонату і кислоти. Не припиняючи взаємодію, продовжимо дослідження властивостей вуглекислого газу й карбонатів. З цією метою в хімічний стакан з вапняною водою опустимо кінець газовідвідної трубки приладу для добування газів. Будемо спостерігати, як досить швидко з'явиться помутніння, тому що продукт взаємодії кальцій гідроксиду з вуглекислим газом — кальцій карбонат — нерозчинний у воді:



Продовжимо пропускати вуглекислий газ в утворену суспензію з кальцій карбонату та води й через певний час побачимо, що осад зник, натомість у хімічному стакані розчин знову став прозорий. Пояснюється це тим, що середня сіль кальцій карбонат перетворилася на кислу сіль кальцій гідрогенкарбонат $\text{Ca(HCO}_3)_2$, яка у воді розчинна:



За надлишку вуглекислого газу в присутності води карбонати перетворюються на гідрогенкарбонати.

Якщо утворений розчин кальцій гідрогенкарбонату прокип'ятити, то знову випаде осад кальцій карбонату:



У проведеному досліді ми змоделювали взаємоперетворення солей карбонатної кислоти, що мають місце в природі й призводять до руйнування гірських порід, утворення печер тощо.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 8. Дослідження властивостей карбонатів.

Для проведення досліді вам знадобляться: кальцій карбонат (мармур чи крейда), розчин одного з карбона-

тів, хімічні стакани, вода, розбавлена хлоридна чи нітратна кислоти, вапняна вода, сірники, скляні палички, пробірки, штатив, прилад для добування газів, шпатель, пінцет.

Завдання 1. Розгляньте колекцію карбонатів, зверніть увагу на їх колір, з'ясуйте розчинність у воді. Виявлені вами фізичні властивості карбонатів запишіть у робочий зошит.

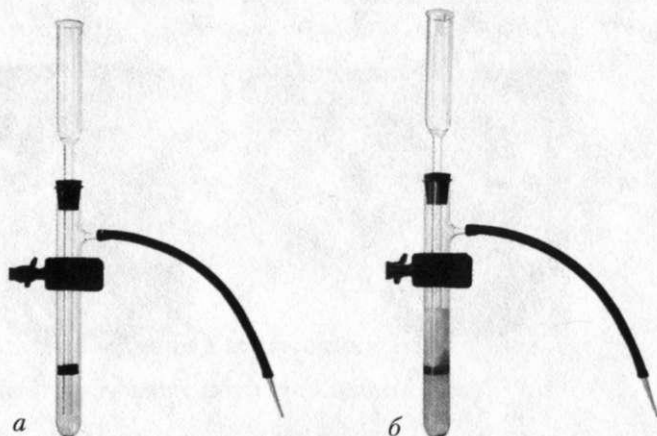


Рис. 44. Прилад для добування газів (а) та одержання вуглекислого газу в ньому (б)

Завдання 2. Проведіть реакцію між кальцій карбонатом і кислотою. Для цього покладіть на диск приладу для добування газів (рис. 44а) (у саморобному приладі — на дно пробірки) шматочок мармуру чи крейди, долейте 2–3 мл розчину кислоти. Спостерігайте, як відбувається виділення газу (рис. 44б). За допомогою якісної реакції встановіть, який газ виділяється. Напишіть рівняння проведених вами реакцій в йонно-молекулярній формі.

Завдання 3. Повторіть попередній дослід, але вже з розчином одного з карбонатів.

Напишіть рівняння проведеної реакції в йонно-молекулярній формі.

Порівняйте результати обох дослідів.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

У хімічних лабораторіях вуглекислий газ (а також водень) добувають у спеціальному приладі — апараті Кіппа (рис. 45), виготовленому зі скла.

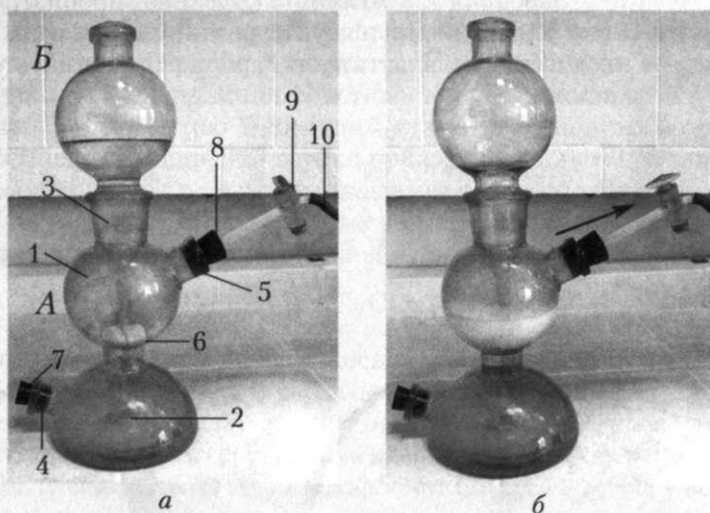


Рис. 45. Апарат Кіппа, підготовлений до роботи (а) та в дії (б)

Апарат Кіппа складається з основної частини А та лійки Б (рис. 45а). Основна частина має сферичний реактор 1, напівсферичну опорну частину 2 та три отвори (3, 4, 5). Отвір 3 призначений для встановлення лійки, отвір 4 — для періодичного зливання відпрацьованого розчину. Через отвір 5 при підготовці апарата до роботи завантажують твердий реагент, а під час роботи апарата — відводять газ. Між реактором та опорною частиною розміщують гумовий диск 6 (може бути виготовлений з іншого, стійкого до дії кислот матеріалу). Отвір 4 герметично закривають пробкою 7, отвір 5 — пробкою 8 з умонтованим у неї поворотним краном 9 та газовідвідною гумовою трубкою 10.

Апарат Кіппа — прилад періодичної тривалої дії. Помістивши в нього твердий реагент (мармур, якщо добувають вуглекислий газ, або цинк, якщо добувають водень), заливають кислоту так, щоб рідина заповнила опорну

частину апарата, довге стебло лійки й приблизно на $1/3$ її сферичну частину. Прилад стає придатним для багаторазового використання. Перевагою приладу є також те, що реакцію можна як розпочати, так і припинити, повернувши кран 9.

На рисунку 45а зображено апарат Кіппа, готовий до використання. Після відкриття крану 9, повітря з реактора виходитиме назовні, а на його місце надійде кислота й почнеться реакція (рис. 45б). Утворений вуглекислий газ слідом за повітрям виділятиметься з реактора і по газовідвідній трубці спрямовуватиметься до посудини для збирання газу.



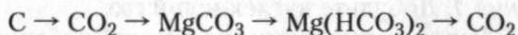
? Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Назвіть речовини, формули яких наведено:



2. У якій із солей — кальцій карбонаті чи кальцій гідрогенкарбонаті — масова частка Карбону більша?

3. Поясніть, як здійснити перетворення за схемою, та напишіть відповідні хімічні рівняння:



4. Яка маса кальцій карбонату та хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 14,6 % знадобиться для добування вуглекислого газу об'ємом 5,6 л (н. у.)?

5*. У посудину з вапняною водою, маса кальцій гідроксиду в якій становить 3,7 г, пропустили вуглекислий газ об'ємом 2,24 л (н. у.). Прозорим чи каламутним буде вміст посудини після завершення реакції?

6*. Поміркуйте, чому для одержання вуглекислого газу на кальцій карбонат діють хлоридною чи нітратною кислотою і не використовують сульфатну.



§ 13. Практична робота 1. Добування вуглекислого газу. Взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів

У природі для фотосинтезу рослин вуглекислого газу цілком достатньо. У великій кількості він утворюється під час дихання та гниття, з року в рік збільшується надходження цього оксиду в повітря внаслідок спалювання різних видів палива, роботи металургійних і хімічних заводів, двигунів автотранспорту тощо. Для потреб хімічної (у його середовищі перекачують легкозаймисті речовини) та харчової промисловості (виготовлення газованих напоїв) спеціальних заводів з виробництва вуглекислого газу не будують, а використовують газ, що є побічним продуктом інших виробництв, зокрема добування негашеного вапна, спиртового бродиння глюкози.

Для проведення дослідів вуглекислий газ у лабораторних умовах одержують за відомою вам реакцією між твердим кальцій карбонатом (мармуром чи крейдою) і розчином кислоти.

Ця практична робота призначена для того, щоб ви власноруч здійснили добування вуглекислого газу та дослідили його властивості, а також властивості солей карбонатної кислоти.

Для проведення дослідів вам знадобляться: мармур чи крейда, розбавлена хлоридна чи нітратна кислоти, хімічні стакани, вода, індикатори, маленька свічка, сірники, вапняна вода, прилад для добування газів (може бути саморобний у вигляді пробірки з пробкою та вмонтованою в неї газовідвідною трубкою), пробірки, штатив, пінцет.

Завдання 1. Добудьте вуглекислий газ.

Увага! *Перед виконанням практичної роботи повторіть правила безпеки при роботі з лабораторним посудом і нагрівальними приладами.*

Перед тим як добувати вуглекислий газ, уважно прочитайте інструкцію до всієї практичної роботи та підготуйте все необхідне для виконання наступних завдань, оскільки ви добуватимете та використовуватимете вуглекислий газ, не роблячи перерви між завданнями 2, 3 і 4.

Перед виконанням завдання 1 спочатку підготуйте прилад для добування газів і перевірте його на герметичність. Після цього покладіть у нього 2–3 шматочки мармуру чи крейди. Долийте 2–3 мл розбавленої хлоридної кислоти. Відразу закрийте отвір пробкою з газовідвідною трубкою (якщо прилад саморобний). Спостерігайте за тим, що відбувається в приладі.

Завдання 2. Експериментальним шляхом доведіть, що вуглекислий газ не підтримує горіння.

Помістіть у хімічний стакан невелику свічку і запаліть її. Спрямуйте газовідвідну трубку приладу для добування вуглекислого газу в хімічний стакан і тримайте її там, доки свічка не згасне (це станеться досить швидко). Поясніть, чому свічка згасла.

Завдання 3. Спрямуйте газовідвідну трубку приладу для добування газів у пробірку, наповнену 2–3 мл дистильованої води та кількома краплями індикатора кислого середовища. Спостерігайте за зміною кольору індикатора. Поясніть, що відбувається під час пропускання вуглекислого газу через дистильовану воду.

Завдання 4. Спрямуйте газовідвідну трубку приладу для добування газів у пробірку, наповнену 2–3 мл вапняної води, та спостерігайте за утворенням осаду. Продовжуйте пропускання вуглекислого газу, доки осад не зникне. Поясніть, яка реакція відбулася під час пропускання вуглекислого газу через вапняну воду в разі утворення осаду й чому за подальшого пропускання вуглекислого газу осаду не стало.

Завдання 5*. За допомогою якісних реакцій розпізнайте розчини натрій сульфату, амоній сульфату та натрій карбонату в пробірках без етикеток.

Результати спостереження, пояснення, молекулярні та йонні рівняння проведених вами хімічних реакцій запишіть у зошит для практичних робіт.

У висновку зазначте, які знання про неорганічні сполуки Карбону ви закріпили, які уміння розвинули.



§ 14. Будівельні матеріали: скло, цемент, бетон, їх використання

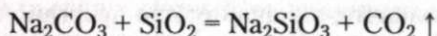
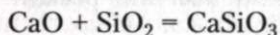
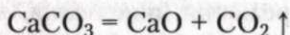
Нині широкого використання набули будівельні матеріали: *цемент, бетон, цегла, кераміка*. Високі будинки й глибокі тунелі, мости через ріки й багато інших споруд побудовано з їх використанням. Красивий і практичний посуд, сучасні телевізори й медична апаратура, вікна будинків, салони автомобілів, літаків, потягів тощо виготовляють із використанням *скла*.

Цемент, бетон, цегла, кераміка, скло — продукція *силікатної промисловості*. Назва підказує, що до їх виробництва причетний Силіцій, а точніше — його сполуки.

Поняття про скло. Археологічні знахідки доводять, що цей матеріал відомий людям уже 5–6 тис. років. Перше його застосування було пов'язане з виготовленням жіночих прикрас. Нині скло настільки широко використовують у різних галузях промисловості й сільського господарства, що ми вже й не уявляємо наше життя без нього (рис. 46).

Знадобилося багато часу, щоб люди навчилися виготовляти різноманітні види скла та формувати вироби з нього — видувати скляні ємкості, прокатувати скло в тонкі пластини, витягувати в нитки. Виготовлення скляних виробів можливе лише з гарячої розплавленої маси, а розм'якшуватися скло починає при температурі 900 °С, рідким стає при температурі 1500 °С.

Виготовляють (варять) звичайне віконне скло із соди Na_2CO_3 , вапняку CaCO_3 та кварцового піску SiO_2 при температурі 1500 °С у спеціальних печах безперервної дії. За добу одна піч дає до 300 т продукції. Можете собі уявити розміри такої печі, якщо її варильний басейн має довжину 40 м, ширину 10 м і висоту 1,5 м! Хімізм виготовлення скла ґрунтується на властивостях карбонатів розкладатися під час нагрівання та властивостях основних і кислотних оксидів взаємодіяти між собою. Спрощено його передають такі рівняння реакцій:



Сировину беруть у співвідношенні, що забезпечує утворення скла з приблизно таким складом: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Скло звичайне (з нього виготовляють віконні шибки, скляні банки й пляшки) — прозорий аморфний сплав суміші натрій силікату з кальцій силікатом і кварцовим піском, склад якого можна передати записом:



Такі властивості скла, як здатність пропускати сонячні промені, поступовий перехід із твердого стану в рідкий через відсутність постійної точки плавлення й кипіння, стійкість до дії кислот, лугів тощо, а також урізноманітнення інших його фізичних характеристик за рахунок уведення добавок, забезпечили наявність різних видів скла й відповідно широке його застосування.

Заміною одних компонентів сировини на інші, введенням різноманітних добавок, зміною вмісту окремих складових скла виготовляють різні його види.

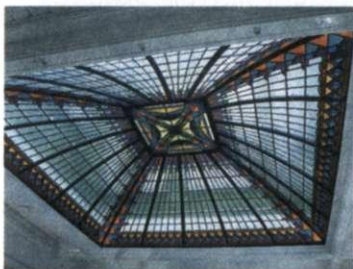
Різновиди скла та їх застосування. Якщо натрій карбонат замінити на калій карбонат, то утвориться скло, міцніше за віконне. З нього виготовляють хімічний посуд, у якому можна кип'ятити рідини, не боячись, що посуд трісне.



а



б



в



г



д



е



є



ж



з

Рис. 46. Вироби зі скла: стіни будинку (а); оформлення входу метро (б); оформлення стелі (в); меблі (г); електрична лампочка (д); фотокамера (е); ялинкові прикраси (є); кришталі (ж), побутовий посуд (з)



Рис. 47. Фрагмент мозаїчного полотна «Полтавська баталія», виготовленого М. В. Ломоносовим

Якщо чистий кварцовий пісок розплавити, а потім дати йому повільно охолонути, то утвориться *кварцове скло*. Лабораторний посуд, виготовлений з такого скла, можна розжарити до білого кольору, після чого опустити в холодну воду і він не трісне. Кварцове скло пропускає ультрафіолетові промені, цю його властивість використовують у медицині (кварцові лампи), соляріях.

Установлено, що ферум(III) оксид надає склу коричневого кольору. Кобальт(II) оксид робить скло синім, хром(III) оксид — зеленим. Від додавання невеликої кількості порошку золота скло стає рубіновим, тобто пурпурово-червоним. Відомий російський учений М. В. Ломоносов провів понад 1000 дослідів із встановлення залежності між кольором скла та кольором доданих до скломаси сполук. Йому належить виготовлення понад 400 зразків скла. Полтавську битву, 300-річчя якої було відзначено у 2009 р., учений та його учні увіковічили в панорамній картині «Полтавська баталія», яку створили з виготовлених ними зразків кольорового скла (рис. 47).

Установлено, що ферум(III) оксид надає склу коричневого кольору. Кобальт(II) оксид робить

Одним із досягнень хімічної науки ХХ ст. стало створення склониток і скловолокна (рис. 48). Відтепер склопитки використовують як світловоди для передавання зображення і звуків, без чого не існувало б кабельне телебачення, у телефонному зв'язку, приладах, що дають змогу лікарям діагностувати внутрішні органи людини.

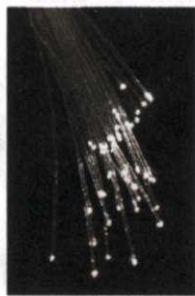


Рис. 48. Зразок оптичного скловолокна

Кришталеве скло виготовляють із калій карбонату, плюмбум(II) оксиду, уміст якого дорівнює майже 24 %, і кварцового піску. Це скло має високий коефіцієнт заломлення світла, тому його використовують в оптиці (виготовлення лінз і призм). Оскільки кришталеве скло має яскравий блиск, його гранують, щоб виготовити красиві вази й столовий посуд (рис. 46ж).

Емальований посуд вам добре відомий. Емаль — це матеріал, виготовлений із звичайної скломаси шляхом добавляння до неї станум(IV) оксиду. З кольорової емалі виготовляють картини, посуд, прикраси (рис. 49).

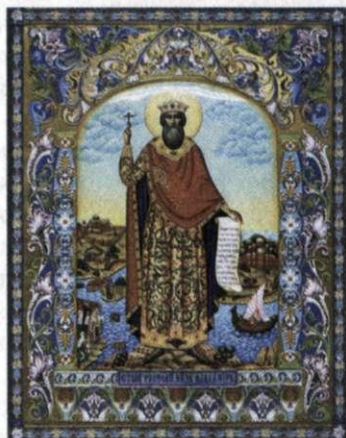
За певних умов аморфну скломасу піддають частковій перекристалізації з утворенням непрозорого й міцного матеріалу, що дістав назву *ситал*. З нього виготовляють облицювальну плитку й побутовий посуд.

Цемент. Споруди високої міцності й тривалого призначення (будинки, тунелі, мости) будують з обов'язковим використанням цементу (за винятком дерев'яних будиночків і невеликих містків місцевого значення). Цей матеріал має рідкісну властивість — з часом твердість його збільшується.

Є різні сорти цементу, серед найуживаніших — *портландцемент*. Як сировину для виробництва цементу використовують вапняк і глину, рідше мергель — природну суміш цих двох речовин. Формулу вапняку ви знаєте, склад глини передають записом: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

Якщо передати його склад формулами оксидів, то можна зазначити, що він містить **CaO** (62–76 %), **SiO₂** (20–24 %), **Al₂O₃** (4–7 %), у незначній кількості **Fe₂O₃** та **MgO**.

Подрібнену сировину (3 частини вапняку й 1 частину глини) завантажують у випалювальну піч. Вона виготовлена із сталі у формі труби, має довжину майже 200 м, діаметр — майже 5 м, розташована похило (кут нахилу 2–5°) й весь час обертається. На відміну від виробництва скла, процес відбувається у твердому стані. У різних частинах печі температура різна, починаючи зі 100 °С й до 1400–1450 °С на виході з печі. Такий температурний режим забезпечує випаровування води, розкладання глини та вапняку на оксиди, взаємодію оксидів з утворенням спеченої суміші кальцій силікату $CaSiO_3$ та кальцій алюмосилікату (таку назву мають силікати, у складі яких



а



б



в

Рис. 49. Художні вироби з використанням емалі: картина (а); ваза (б); прикраси (в)

є атоми Алюмінію) зеленкувато-сірого або темно-сірого кольору. Спечену суміш подрібнюють до порошку, уводять деякі добавки й одержують цемент, готовий до використання за призначенням. На будівництві його змішують з піском та водою. Утворену суміш називають *цементним*, або *будівельним*, *розчином*, з часом він стає кам'янистим. Цементний розчин є незамінним зв'язуючим матеріалом для цегли, будівельних блоків тощо. Затвердіння відбувається внаслідок того, що складові речовини цементу реагують із водою з утворенням відповідних кристалогідратів. Наші предки будували давній Київ з використанням в'яжучої маси на зразок цементу, яку виготовляли з вапняку і випаленої глини «цем'янки». Перші цементні заводи в Україні були збудовані на Донеччині та Рівненщині наприкінці XIX ст. Архітектор В. Городецький в 1903 р. використав вітчизняний цемент для виготовлення оздоблення однієї з найкрасивіших будівель XX ст., яка і донині прикрашає м. Київ (рис. 50).

Суміш щебеню (подрібненої гірської породи гранітного походження), піску і цементу дістала назву **бетон**, який також широко використовують у будівництві (рис. 51). Зведення мостів, будинків, гребель не обходиться без *залізобетону* – бетону, підсиленого залізним каркасом.

Силікатна промисловість включає також **керамічне виробництво**. До керамічних виробів належать будівельна цегла (рис. 52a) (її виробляють найбільше), кахлі, облицювальні плитки, раковини умивальників, посуд із порцеляни і фаянсу тощо (рис. 52б).

Особливістю керамічного виробництва є те, що сформовані вироби піддають випалюванню. Цегляні заводи будують поблизу покладів глини та піску. З однорідної суміші глини, піску і води формують

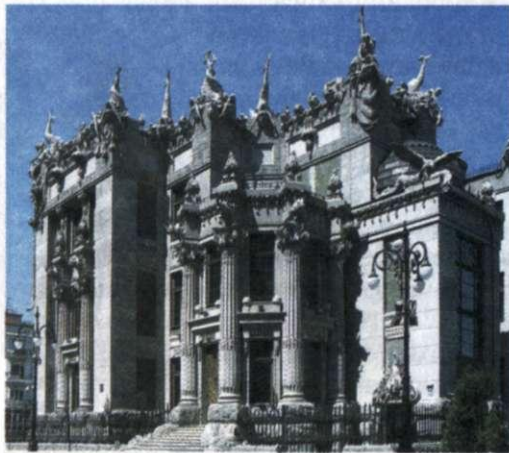


Рис. 50. Будинок з химерами



Рис. 51. Бетонні плити

цеглини, а потім їх висушують у призначених для цього печах. Глина, змочена водою, стає подібною на пластилін, і їй можна надати різної форми. Цю властивість глини покладено в основу *гончарства*. Амфори, глечики, миски — ці та інші гончарні вироби знаходять археологи під час розкопок давніх поселень. І нині, незважаючи на велику різноманітність матеріалів, люди не відмовилися від створення гончарних виробів (рис. 53). Україна славиться такими виробами, їх виробництвом займаються гончарі в різних регіонах, зокрема в селищі Опішня Полтавської області.

Ще в Стародавньому Китаї володіли технологією виробництва **порцеляни**, з якої виготовляли гарний порцеляновий посуд (чашки, блюдця, миски, художні вироби) (рис. 54а), проте рецепт тримали у великому секреті. У Європі її навчилися виготовляти лише в XVI ст. Як основну сировину для виготовлення порцеляни використовують білу глину каолін $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, у меншій кількості беруть польовий шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ і кварцовий пісок SiO_2 . Готові вироби прикрашають малюнками (рис. 54б). У техніці застосовують електроізоляційні властивості порцеляни, її хімічну стійкість.



Рис. 52. Вироби з кераміки: цегла (а), декоративні вироби (б)



Рис. 53. Археологічні гончарні вироби (а), формування виробів з глини (б)



Рис. 54. Порцелянові вази: китайська (а), українські (б)

З менш очищеної сировини, ніж та, з якої виробляють порцеляну, одержують грубіший матеріал — *фаянс*, що має аналогічне порцеляні застосування.

Як бачимо, різні галузі господарства використовують у великій кількості продукцію силікатної промисловості.



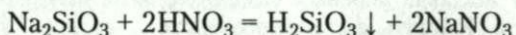
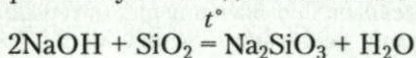
Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Як стало вам відомо з тексту §14, для виготовлення кожного з будівельних матеріалів використовують сполуки Силіцію. Хімічний елемент Силіцій посідає друге місце за поширенням у природі після Оксигену. Якщо Карбон — елемент однієї з ним підгрупи — є головним елементом живої природи, то Силіцій — основний елемент неживої природи. Його сполуки становлять майже 75 % маси земної кори. Проста речовина *силіцій* (кремній) має твердий агрегатний стан, сталевий колір, подібну з алмазом будову кристалів. Силіцій наділений напівпровідниковими властивостями, що з успіхом використовуються у фотоелементах, сонячних батареях тощо.

Силікатна кислота H_2SiO_3 . Точніше її потрібно було б назвати метасилікатною, оскільки в Силіцію існують кислоти й іншого складу й навіть полікислоти. Тому склад кислот, кислототвірним елементом яких є Силіцій, позначають загальною формулою $nSiO_2 \cdot mH_2O$.

Силіцій(IV) оксид SiO_2 нерозчинний у воді. Щоб реалізувати генетичний зв'язок *кислотний оксид* → *кислота*,

спочатку потрібно сплавити оксид з лугом, а вже потім на утворену розчинну сіль подіяти сильною кислотою:



Напишіть повне і скорочене йонні рівняння цієї реакції.

Силікати — така загальна назва солей силікатних кислот. Ви вже ознайомилися з деякими з них. У воді розчиняються лише силікати лужних металічних елементів. Їх називають *розчинним склом*. Розчинні силікати вступають у реакції йонного обміну з кислотами та розчинними солями інших металічних елементів, якщо продуктом реакції буде силікатна кислота або нерозчинна сіль. Силікатна кислота настільки слабкий електроліт, що силікати реагують навіть з карбонатною кислотою. Ця взаємодія має місце в природі. Так, польовий шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, що входить до складу гірської породи граніту, під впливом дощу та снігу, за участю вуглекислого газу, що завжди присутній в атмосфері, повільно руйнується, перетворюючись на глину й пісок.

Повторіть з природознавства та географії, як відбувається руйнування гірських порід і зміна рельєфу.

Нерозчинні силікати (здебільшого глини) є сировиною у виробництві будівельних матеріалів. Розчинний натрій силікат використовують для просочування деревини, що захищає її від гниття, та тканини, після чого ті стають негорючими. Розчинне скло застосовують у будівництві — додавання невеликої кількості такого скла до будівельного розчину сприяє прискореному його твердненню.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Назвіть відомі вам будівельні матеріали.
2. Як різні добавки впливають на властивості скла?
3. Поясніть, на яких властивостях скла, цементу, бетону ґрунтується їх використання.

4. З'ясуйте, які речі у вашій оселі виготовлені зі скла, цементу, бетону, кераміки, порцеляни, фаянсу. Скільки назв налічує їх перелік? Зробіть висновок про значення цих матеріалів у вашому житті.

5*. Відомий російський учений М. В. Ломоносов у вірші «Ода склу» віддавав перевагу саме склу, а не дорогоцінному камінню й золоту. Поясніть, як ви це розумієте.

6*. Один із сортів скла, з якого виробляють столовий посуд, має такий склад: SiO_2 — 75 %, CaO — 12 %, Na_2O — 13 %. Яка кількість речовини натрій оксиду та силіцій(IV) оксиду припадає в цьому сорті скла на 1 моль кальцій оксиду? Запишіть формулу такого скла.



§ 15. Колообіг Оксигену, Нітрогену, Карбону в природі

Колообіг Оксигену. Наявність кисню в атмосфері Землі — одна з умов існування життя на нашій планеті. Усі живі істоти, за винятком деяких мікроорганізмів, дихають киснем, він постійно надходить в їх організми, де бере участь у складних окисно-відновних реакціях, що відбуваються в клітинах.

▶ Пригадайте з біології, що називають диханням та які органи дихальної системи людини задіяні в цьому процесі.

Унаслідок цих реакцій утворюються молекули органічних речовин, властиві й потрібні організму для його росту і розвитку, та вивільняється енергія, необхідна для життєдіяльності організму.

У великій кількості кисень витрачається на спалювання різних видів палива на теплових станціях, у печах індивідуального опалення приміщень, двигунах внутрішнього згорання автомобілів, літаків, ракет, на гниття решток відмерлих рослинних і тваринних організмів, як сировина деяких хімічних виробництв тощо. Загалом усе це призводить до величезних витрат Оксигену у вигляді простої речовини. Принагідно передбачати, що він входить до складу молекул кисню.

Здавалося б, що з року в рік уміст кисню в повітрі мав би відчутно зменшуватися, чого насправді не спостерігається. Пояснюється це тим, що переміщення атомів Оксигену відбувається не в односторонньому порядку. Тобто він не лише вилучається зі складу повітря, а й повертається до нього. Так, унаслідок дихання утворюється вуглекислий газ і вода, масова частка Оксигену в яких

становить 73 % та 89 % відповідно. Обидві речовини є учасниками фотосинтезу, унаслідок якого атоми Оксигену знову повертаються в атмосферу в складі простої речовини кисню:



Отже, запаси Оксигену, витраченого у реакціях окиснення, що відбуваються в живій природі (дихання) та господарській діяльності людини, поповнюються завдяки фотосинтезу.

Живлення тварин і людини відіграє свою роль у колообігу Оксигену. Так, з кормом та їжею Оксиген потрапляє до їхніх організмів у складі молекул білків, жирів, вуглеводів. Повернення Оксигену в зовнішнє середовище відбувається в складі води та вуглекислого газу.

Об'єднавши розглянуті процеси, матимемо колообіг Оксигену (рис. 55).

Колообіг хімічного елемента — це послідовне переміщення його атомів у біосфері за участю тіл живої і неживої природи.

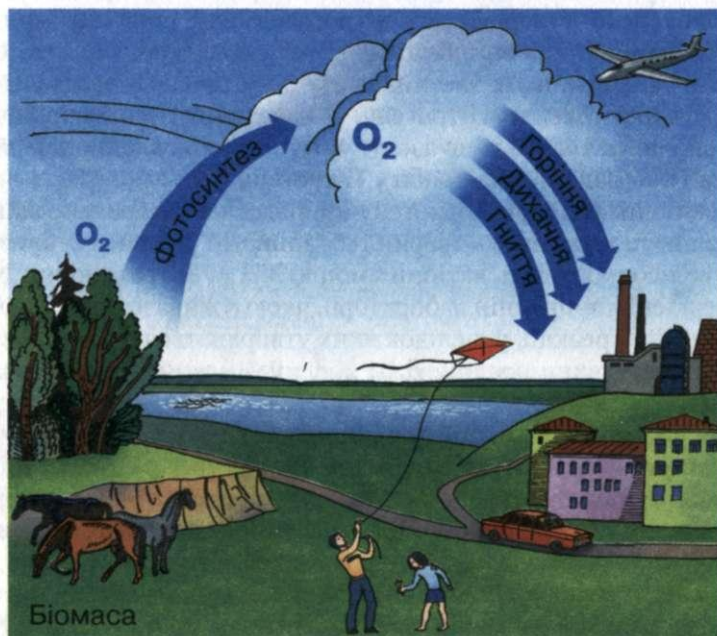


Рис. 55. Колообіг Оксигену

Колообіг Оксигену полягає в тому, що атоми Оксигену поглинаються при диханні, живленні, горінні, гнитті, а в результаті фотосинтезу зелених рослин і водоростей знову повертаються в атмосферу.

Поки що рівновага Оксигену підтримується. І все ж у результаті активної господарської діяльності людей зменшуються площі природних зелених насаджень, збільшуються витрати кисню на процеси горіння та повільного окиснення. І якщо не турбуватися про збереження та примноження рослин, не здійснювати пошуки екологічно чистих видів палива, альтернативних джерел енергії, нашій планеті загрожує зменшення вмісту кисню в атмосфері. Щоб цього не сталося, не лише урядовці, керівники підприємств, а кожна людина має піклуватися про збереження наявних зелених насаджень та їх примноження.

Колообіг Нітрогену. Як ви вже вивчили, Нітроген належить до трьох основних елементів живлення рослин і є елементом-органогеном. Розглянемо його переміщення в біосфері. На відміну від Оксигену проста речовина азот, якої найбільше в складі повітря, до колообігу Нітрогену причетна незначною мірою. Так, деяким видам бактерій властиві окисно-відновні реакції за участю азоту, унаслідок чого утворюються нітрогеновмісні сполуки, придатні для живлення інших організмів. Під час грози створюються температурні умови, за яких частина азоту повітря сполучається з киснем і утворює оксиди Нітрогену. З наведених прикладів бачимо, що лише незначна частина азоту, уміст якого в складі повітря становить 78 %, задіяна в колообігу Нітрогену.

Основний колообіг Нітрогену припадає на мінеральне живлення рослин та харчування тварин і людини. До рослини з ґрунту разом з водою надходять катіони амонію NH_4^+ і нітрат-аніони NO_3^- . У довершеній природній лабораторії, якою є жива клітина, відбуваються хімічні реакції, унаслідок яких утворюються нітрогеновмісні органічні речовини рослин. Далі рослинами живляться тварини й людина, тобто переміщення атомів Нітрогену продовжується. Більша частина спожитого тваринами та людиною Нітрогену бере участь в утворенні нітрогеновмісних органічних речовин їхніх організмів, менша — виділяється із сечею назовні. При відмиранні й подальшому гнитті організмів із нітрогеновмісних органічних речовин утворюються неорганічні сполуки Нітрогену, серед яких найбільше амоніаку. Під впливом наявних у ґрунті бактерій перетворення амоніаку завершується утворенням іонів NH_4^+ та NO_3^- , і Нітроген знову повертається в ґрунт. Коло замикається (рис. 56).

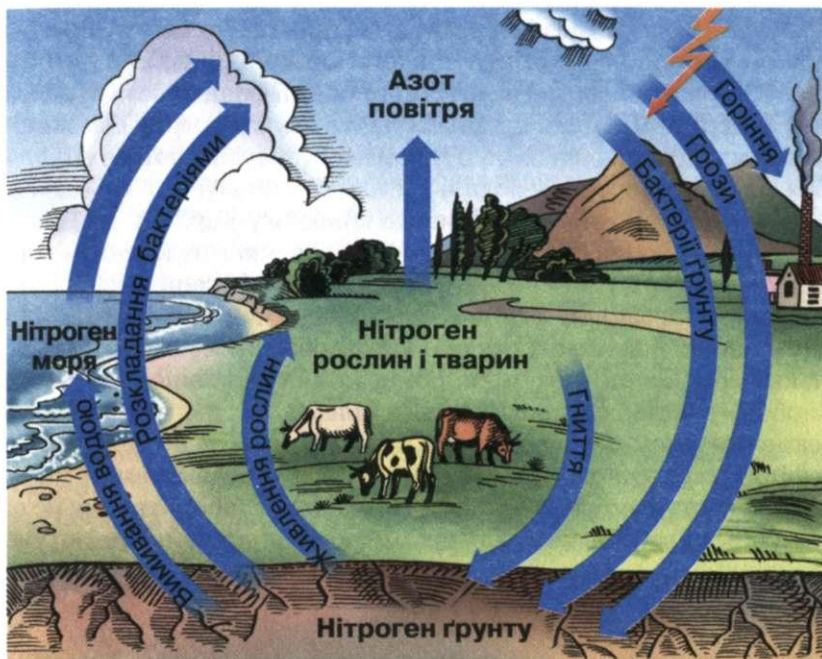


Рис. 56. Колообіг Нітрогену

Основна маса Нітрогену переміщується в екосистемах ланцюгами живлення. Як вам відомо з біології, *ланцюг живлення* — це така послідовність організмів, коли кожний попередній організм є їжею для наступного. Ланцюги живлення починаються з рослин.

Як було зазначено в § 11, за рік рослини поглинають Нітрогену з ґрунту більше, ніж його повертається внаслідок гниття, тому для підтримання рівноваги вносять азотні добрива.

▶ Наведіть приклади азотних добрив, зазначте, у складі яких йонів міститься в них Нітроген.

Колообіг Карбону. У 9 класі ви ознайомилися з найважливішими органічними сполуками й дізналися, що всі вони без винятку містять атоми Карбону. З'ясуємо шляхи переміщення атомів Карбону в біосфері та учасників цього процесу. Сполучною ланкою між живою і неживою природою в колообігу Карбону виступає вуглекислий газ. Він є компонентом повітря та міститься у воді річок, морів, океанів. Рослини поглинають вуглекислий газ і в процесі фотосинтезу перетворюють його на органічні речовини.

Трав'янисті рослини слугують кормом для тварин, чимало рослинної їжі споживає людина. Білки, жири, вуглеводи їжі спочатку

перетравлюються (розщеплюються на простіші складові, які в розчиненому стані через стінки тонкого кишечника всмоктуються в кров). Кров транспортує їх до всіх органів, де вони стають будівельним матеріалом клітин організму та джерелом енергії для життєдіяльності тварин і людини. Ці процеси супроводжуються виділенням енергії, утворенням води й вуглекислого газу.

Після відмирання організмів до колообігу Карбону, як і до колообігу Нітрогену, долучаються організми, які живляться речовинами відмерлих тіл — окремі групи грибів і бактерій. Завдяки їх діяльності органічні речовини розкладаються на неорганічні, у тому числі й вуглекислий газ. Так Карбон знову повертається в атмосферу. Як ви зрозуміли, обмін цей нерівноцінний — атомів Карбону в організмах залишається більше, ніж виділяється з вуглекислим газом під час дихання. Проте в природі не відчувається дефіциту вуглекислого газу. Більше того, з роками вміст його в повітрі поступово збільшується, тому що колообіг Карбону не обмежується розглянутими процесами живої природи. Так, потужні

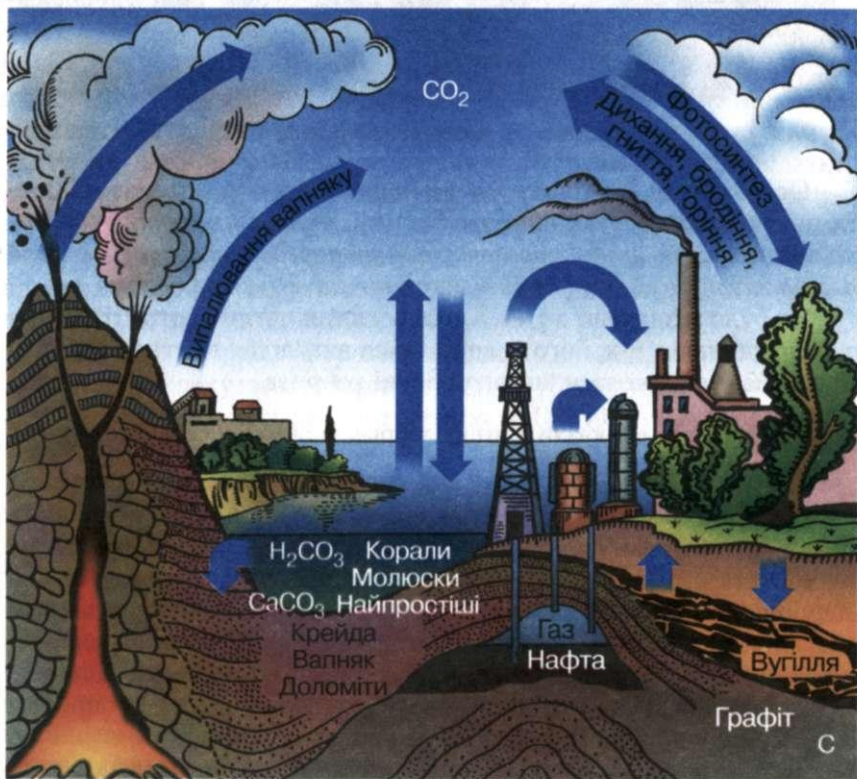


Рис. 57. Колообіг Карбону

запаси Карбону, що в давні геологічні часи належали живим організмам, «законсервувалися» у вигляді покладів вугілля, нафти, природного газу. Нині їх використовують у великій кількості як пальне, горіння якого супроводжується утворенням вуглекислого газу, що надалі стає учасником фотосинтезу.

Розглядаючи колообіг Карбону, варто згадати, що до нього причетні також вулканічні й геотерні процеси, руйнування гірських порід, а також такі мешканці водойм, як молюски, ракоподібні, корали, які, крім спільного з іншими тваринами переміщення Карбону, витрачають Карбон на утворення захисного панцирю.

► Складіть схему колообігу Карбону, пов'язаного з життєдіяльністю тварин водойм.

Загальну інформацію про колообіг Карбону подано на рисунку 57.

Наведена в параграфі інформація дає змогу зробити висновок, що нині й на далеку перспективу таких елементів-органогенів, як Оксиген, Нітроген, Карбон, цілком достатньо для продовження життя на Землі. Однак діяльність людини призводить до порушення рівноваги між умістом цих елементів у тілах живої та неживої природи, що негативно позначається на екологічній рівновазі нашої планети. Звідси стає зрозумілим прагнення світової спільноти до укладання міждержавних угод про співпрацю в справі захисту та примноженні довкілля.

Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Поясніть, що в науці розуміють під колообігом хімічних елементів.

2. Охарактеризуйте колообіги Оксигену, Нітрогену, Карбону.

3. Поцікавтеся, скільки літрів бензину в середньому витрачається певним видом автомобільного транспорту на 100 км шляху. Зважаючи на те, що бензин є сумішшю вуглеводнів з умістом у молекулі від 5 до 8 атомів Карбону, обчисліть об'єм кисню, що реагує з цією порцією пального, та об'єм вуглекислого газу, що виділяється в атмосферу при цьому. Прокоментуйте наслідки спалювання бензину в двигунах автомобілів для колообігів Оксигену й Карбону.

4*. За влучним висловом французького письменника А. де Сент-Екзюпері, «вода — це не просто речовина, необхідна для життя, вона — саме життя». На підставі знань про воду, набутих під час вивчення біології, хімії, географії, фізики, складіть схему колообігу води та презентуйте її на занятті.

УЗАГАЛЬНИМО ВИВЧЕНЕ

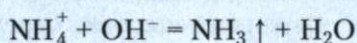
Учні! Ви завершили вивчати тему «Неметалічні елементи та їхні сполуки». На кожному з уроків новий навчальний матеріал стосувався одного з її аспектів. Настав час зробити узагальнені висновки, за одиничним побачити загальне, перевірити, наскільки кожний з вас зрозумів і може пояснити та підкріпити конкретними прикладами всі пункти загальних висновків. Для самоперевірки по кожному з них наведіть і запишіть у робочому зошиті власні приклади. Так ви підготуєтеся до проведення тематичного контролю знань.

- Неметалічні елементи становлять майже 1/5 відомих хімічних елементів. У періодичній системі хімічних елементів вони розташовані наприкінці періодів за винятком першого та сьомого періодів і є елементами лише головних підгруп.
- Валентні електрони в атомах неметалічних елементів розташовані в підрівнях s та p на зовнішньому енергетичному рівні, тому під час хімічних реакцій зміни відбуваються лише на цьому рівні.
- Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні дорівнює номеру групи і становить половину чи більше половини кількості електронів завершеного для певного неметалічного елемента зовнішнього енергетичного рівня (виняток — Бор).
- Атомам неметалічних елементів більш властиво приєднувати електрони або утворювати спільні електронні пари, аніж віддавати їх. Тому вони є типовими окисниками. У сполуках з неметалічними елементами вони утворюють спільні електронні пари (ковалентний хімічний зв'язок), у сполуках з металічними елементами — приєднують електрони (йонний хімічний зв'язок).
- Атоми неметалічних елементів однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня, яку можна зобразити загальним записом: $\dots ns^x np^y$, де n — номер зовнішнього енергетичного рівня, s і p — умовні позначення підрівнів, x та y — кількість електронів на підрівнях.
- Атоми неметалічних елементів однієї підгрупи мають різну кількість енергетичних рівнів, але однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
- Зі збільшенням протонного числа неметалічних елементів однієї підгрупи збільшується радіус атомів, тому зменшується

міцність зв'язку валентних електронів з ядром, наслідком чого стає послаблення неметалічних властивостей.

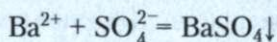
- Атоми неметалічних елементів одного періоду мають однако-ву кількість енергетичних рівнів, зі збільшенням порядкового номера збільшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки неметалічного елемента та досягає максимуму в інертних елементах.
- У межах одного періоду зі збільшенням протонного числа дещо зменшується радіус атомів, тому міцність зв'язку валентних електронів з ядром збільшується, наслідком чого стає посилення неметалічних властивостей елементів одного періоду.
- Атоми неметалічних елементів характеризуються *високою електронегативністю*. За величиною електронегативності на першому місці перебуває Флуор, на другому – Оксиген, на третьому – Нітроген.
- У простих речовин неметалів відсутня виразна спільність фізичних властивостей. За нормальних умов серед них трапляються тверді речовини, рідини та гази, що мають різний колір, різну розчинність у воді, різну температуру кипіння. Найбільша спільність їх фізичних властивостей проявляється в тому, що утворені ними прості речовини не проводять електричний струм, тобто є діелектриками (виняток становлять вуглець і кремній).
- Неметалам властива *алотропія* – явище існування неметалічного елемента у вигляді кількох простих речовин.
- За сучасною українською хімічною номенклатурою в деяких неметалів назва речовини не збігається з назвою хімічного елемента. Майже третина неметалів мають двохатомні молекули, а Оксиген – і двохатомні молекули кисню, і трьохатомні молекули озону.
- У хімічному відношенні *неметали досить активні речовини*. З металами вони утворюють бінарні сполуки, у яких мають негативний ступінь окиснення. З киснем неметали реагують з утворенням оксидів, у яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 (виняток становить сполука з Флуором). Крім кисню, неметали сполучаються з *іншими металами*, в утворених сполуках неметалічний елемент з меншою електронегативністю має позитивний ступінь окиснення, а неметалічний елемент з більшою електронегативністю – негативний ступінь окиснення.

- *Солетвірні оксиди неметалічних елементів* належать до *кислотних оксидів*. Їм відповідають оксигеновмісні кислоти. Ступінь окиснення кислототвірного неметалічного елемента однаковий в оксиді й кислоті.
- Характерними бінарними сполуками неметалічних елементів є леткі сполуки з Гідрогеном, які можна добути взаємодією водню з неметалом. Традиційна їх назва — *леткі водневі сполуки*. Хімічний зв'язок у молекулах цих речовин — ковалентний, кількість електронних пар дорівнює кількості неспарених електронів в атомі неметалічного елемента, сполученого з Гідрогеном. Мають різну розчинність у воді. Добре розчиняється гідроген хлорид (хлороводень) з утворенням хлоридної кислоти, амоніак — з утворенням основи амоній гідроксиду NH_4OH , що дисоціює на амоній-катион NH_4^+ і гідроксильну групу OH^- .
- Амоній-катион входить до складу солей, що мають загальну назву *солі амонію*. Якісною реакцією на катіони амонію є взаємодія з лугами. Її скорочене йонне рівняння таке:



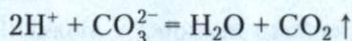
З'являється різкий запах амоніаку, зволожений індикаторний папірець синіє.

- Сульфатна H_2SO_4 і нітратна HNO_3 кислоти належать до сильних електролітів. У розбавлених розчинах виявляють усі загальні хімічні властивості кислот: змінюють колір індикаторів, утворюють солі (сульфати, гідрогенсульфати, нітрати відповідно) з основними й амфотерними оксидами, основами й амфотерними гідроксидами.
- Якісною реакцією на сульфат-іони є утворення білого осаду барій сульфату. Для проведення якісної реакції використовують розчини речовин, які дисоціюють з утворенням катіону Барію Ba^{2+} (наприклад, барій хлорид, барій нітрат, барій гідроксид). Її скорочене йонне рівняння таке:



- Концентрована сульфатна та нітратна кислоти різної концентрації є сильними окисниками. Особливість окисно-відновних реакцій цих кислот з металами проявляється в тому, що продуктами реакцій є сіль, вода (а не водень) та один з можливих продуктів відновлення кислоти (який саме — залежить від активності металу, а для нітратної кислоти — і концентрації).

- Карбонатна кислота H_2CO_3 — слабкий електроліт, існує лише в розчині, утворює середні солі карбонати та кислі солі гідрогенкарбонати.
- Якісною реакцією на карбонат-іон є виділення вуглекислого газу при дії кислоти на розчинні або нерозчинні солі карбонатної кислоти. Реакція відбувається за таким скороченим йонним рівнянням:



- Довести, що виділяється вуглекислий, а не якийсь інший газ, можна за допомогою підпаленого сірника (за наявності вуглекислого газу він припиняє горіти) або пропусканням газу у вапняну воду (з'являється помутніння через утворення нерозчинного кальцій карбонату).
- Карбонатам і гідрогенкарбонатам властиве взаємне перетворення за схемою: *розчинна сіль карбонатної кислоти* → *нерозчинний карбонат* → *розчинний гідрогенкарбонат*.
- У природі неметалічні елементи більш поширені в складі сполук — сульфатів, карбонатів, хлоридів, оксидів, сульфідів, а не простих речовин.
- Для забезпечення повноцінного мінерального живлення рослин у ґрунт вносять мінеральні добрива — речовини або суміші речовин з високим вмістом елементів живлення рослин. Промисловість виробляє найбільшу кількість азотних, калійних і фосфорних добрив.
- Народногосподарська діяльність людей (розвиток хімічного виробництва, транспорту, спалювання вугілля та газу на теплових електростанціях тощо) спричиняють порушення рівноваги в довіклі, що стає причиною появи небажаних явищ — помітного зростання парникового ефекту, випадання кислотних дощів, перевищення гранично допустимого вмісту нітратів у продуктах харчування. За таких умов охорона довікля набуває державного значення, стає особистісно значущою для кожного мешканця нашої планети.
- Сполуки Карбону, здебільшого карбонати, і сполуки Силіцію, здебільшого силіцій(IV) оксид і силікати Алюмінію та Калію, є цінною сировиною для виробництва будівельних матеріалів — скла, цементу, бетону, що широко використовуються. Україна має достатньо покладів корисних копалин для їх виробництва.
- Елементи-органогени Оксиген, Нітроген, Карбон, а також Гідроген у біосфері зазнають переміщення з тіл неживої природи до живих організмів і в зворотному напрямі. Це явище називається *колообігом хімічних елементів у біосфері*.



Готуємося до тематичного контролю знань

Учні! Ці завдання дадуть змогу кожному з вас здійснити самооцінку рівня навчальних досягнень з теми «Неметалічні елементи та їхні сполуки», належним чином підготуватися до тематичного контролю знань. Виконайте їх та будьте впевнені у своїх досягненнях!

1. Укажіть перелік, укладений лише з назв неметалічних елементів
 - А Сульфур, Оксиген, Калій, Купрум
 - Б Хлор, Гелій, Гідроген, Фосфор
 - В Флуор, Ферум, Нітроген, Натрій
 - Г Силіцій, Карбон, Магній, Цинк
2. Укажіть неметалічний елемент одного із Сульфуром періоду
 - А Na
 - Б P
 - В Cr
 - Г N
3. Укажіть символ неметалічного елемента, атом якого на зовнішньому енергетичному рівні має 4 електрони
 - А Ti
 - Б Pb
 - В Si
 - Г Be
4. Укажіть неметалічні елементи однієї з Бромом підгрупи
 - А Оксиген і Флуор
 - Б Хлор і Манган
 - В Селен і Криптон
 - Г Флуор і Хлор
5. Укажіть неметалічні елементи, що належать до однієї підгрупи
 - А Нітроген і Фосфор
 - Б Алюміній і Скандій
 - В Літій і Натрій
 - Г Хлор і Аргон
6. Укажіть, скільки неспарених електронів має в збудженому стані атом Карбону
 - А 1
 - Б 2
 - В 3
 - Г 4

7. Укажіть, який ряд складається лише з назв алотропних видозмін
- А сірка ромбічна, сірка моноклінна, сірчистий газ
 - Б графіт, алмаз, карбін
 - В фосфор білий, фосфор червоний, фосфін
 - Г кисень, озон, вода
8. Укажіть суму індексів у формулі оксиду Фосфору, у якій він проявляє максимальний ступінь окиснення
- А 3
 - Б 5
 - В 6
 - Г 7
9. Установіть відповідність між формулами та назвами бінарних сполук неметалічних елементів з Оксигеном і Гідрогеном
- | | |
|---------------------|------------------------|
| 1 Гідроген хлорид | А CO_2 |
| 2 Гідроген сульфід | Б HCl |
| 3 Карбон(IV) оксид | В H_2S |
| 4 Силіцій(IV) оксид | Г SiO_2 |
| | Д CO |
10. Укажіть газувату речовину, густина за повітрям якої менше одиниці
- А азот
 - Б озон
 - В хлороводень
 - Г сульфур(IV) оксид
11. Укажіть речовину з найбільшою розчинністю у воді
- А кисень
 - Б водень
 - В амоніак
 - Г азот
12. Установіть відповідність між назвами та формулами сполук Нітрогену
- | | |
|----------------------|----------------------------|
| 1 Нітроген(IV) оксид | А NH_3 |
| 2 Амоніак | Б NH_4NO_3 |
| 3 Амоній нітрат | В HNO_3 |
| 4 Нітратна кислота | Г NO_2 |
| | Д HNO_2 |

13. Установіть відповідність між формулами та назвами сполук Карбону
- | | |
|-------------------------------|----------------------------|
| 1 CH_4 | А чадний газ |
| 2 CO_2 | Б кальцій гідрогенкарбонат |
| 3 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | В кальцій карбонат |
| 4 CO | Г вуглекислий газ |
| | Д метан |
14. Розташуйте неметалічні елементи в ряд за збільшенням електронегативності
- А Оксиген
 - Б Карбон
 - В Гідроген
 - Г Нітроген
15. Укажіть, якому хімічному елементу належить електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- А Карбону
 - Б Силіцію
 - В Сульфуру
 - Г Фосфору
16. Установіть відповідність між назвою та формулою мінералу
- | | |
|------------|-------------------------------------------------------------------------|
| 1 Кальцит | А $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 2 Гіпс | Б $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ |
| 3 Доломіт | В $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 4 Каолініт | Г CaCO_3 |
| | Д KCl |
17. Однакову електронну формулу із сульфід-аніоном має
- А атом Флуору
 - Б аніон Хлору
 - В атом Неону
 - Г катіон Магнію
18. Установіть відповідність між неметалічними елементами й електронною будовою зовнішніх енергетичних рівнів їх атомів
- | | |
|------------|---------------------|
| 1 Оксиген | А $\dots 2s^2 2p^3$ |
| 2 Хлор | Б $\dots 3s^2 3p^4$ |
| 3 Сульфуру | В $\dots 2s^2 2p^4$ |
| 4 Нітроген | Г $\dots 3s^2 3p^5$ |
| | Д $\dots 3s^2 3p^3$ |

19. Укажіть хімічний елемент, розташований у другому періоді, IV групі, головній підгрупі
- А Берилій
 - Б Карбон
 - В Кальцій
 - Г Неон
20. Назвіть елемент V групи головної підгрупи, що має загальну формулу оксигеновмісної кислоти HEO_3 , у якій він виявляє найвищий ступінь окиснення, а густина його легкої водневої сполуки за воднем дорівнює 8,5
- А Фосфор
 - Б Арсен
 - В Ванадій
 - Г Нітроген
21. Розташуйте наведені формули за схемою генетичного зв'язку сполук Сульфуру
- А SO_2
 - Б H_2SO_4
 - В BaSO_4
 - Г SO_3
22. Установіть відповідність між йонами та речовинами, за допомогою яких можна виявити в розчині присутність кожного з них
- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1 SO_4^{2-} | А вода |
| 2 NH_4^+ | Б луг |
| 3 CO_3^{2-} | В хлоридна кислота |
| 4 Cl^- | Г барій хлорид |
| | Д аргентум(I) нітрат |
23. Укажіть пару речовин, при взаємодії яких Нітроген є відновником
- А азот і водень
 - Б натрій гідроксид і нітратна кислота
 - В нітроген(II) оксид і кисень
 - Г мідь і нітратна кислота (конц.)
24. Скорочене йонне рівняння $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ характеризує взаємодію сульфатної кислоти з
- А барій хлоридом
 - Б барій оксидом
 - В барієм
 - Г барій карбонатом

25. Відрізнити натрій карбонат від амоній сульфату можна за допомогою
- А аргентум(I) хлориду
 - Б хлоридної кислоти
 - В натрій гідроксиду
 - Г барій нітрату
26. Розташуйте порції газоподібних речовини за збільшенням їх об'єму (н. у.)
- А 6 г водню
 - Б 8 г кисню
 - В $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул амоніаку
 - Г 22 г вуглекислого газу
27. Обчисліть об'єм і масу амоніаку (н. у.), добутого з амоній сульфату кількістю речовини 0,5 моль.
28. За рівнянням реакції добування вуглекислого газу з кальцій карбонату та достатньої кількості нітратної кислоти обчисліть
- 1) об'єм газу, що виділиться при взаємодії солі масою 20 г;
 - 2) кількість молекул вуглекислого газу в цьому об'ємі;
 - 3) густину вуглекислого газу за азотом
- 29*. Визначте об'ємну частку виходу вуглекислого газу, якщо з кальцій карбонату масою 500 г добули вуглекислий газ об'ємом 100 л (н. у.).
- 30*. Змішали розчин масою 200 г з масовою часткою натрій сульфату 14,2 % і розчин масою 200 г з масовою часткою барій хлориду 5,2 %. Обчисліть масу утвореного осаду.

ТЕМА 2

МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ



**ВИВЧИВШИ ЦЮ ТЕМУ, ВИ ЗБАГАТИТЕ СВОЮ
ЗАГАЛЬНООСВІТНЮ ПІДГОТОВКУ З ХІМІЇ ЗНАННЯМИ ПРО:**

Металічні елементи і їх розташування в періодичній системі.
Особливість будови атомів металічних елементів одного періоду та однієї підгрупи.
Металічний зв'язок.
Фізичні й хімічні властивості металів.
Зумовленість властивостей металів і сполук металічних елементів будовою атомів.
Корозію, наслідки корозії, необхідність запобігання корозії.
Поширення металічних елементів у природі, застосування їх сполук.
Найважливіші оксиди, гідрати оксидів і солі лужних, лужноземельних елементів, Магнію, Алюмінію, Феруму.
Біологічну роль металічних елементів, зокрема радіоактивних Стронцію та Цезію.
Основні металічні руди та їх родовища.
Металургійні виробництва в Україні.
Сплави алюмінію та заліза.
Твердість води і способи її усунення.

**РОЗВИТКУ ВАШИХ ЗАГАЛЬНОНАВЧАЛЬНИХ УМІНЬ
СПРИЯТИМУТЬ:**

Складання формул сполук металічних елементів, рівнянь реакцій, що характеризують основні хімічні властивості металів і сполук металічних елементів.
Обґрунтування вами застосування сполук металічних елементів їх властивостями, значення сполук металічних елементів у громадському виробництві.
Розв'язування експериментальних і розрахункових задач.
Спостереження за демонстраційними дослідами вчителя.

**У ПРОЦЕСІ ВИВЧЕННЯ ТЕМИ УДОСКОНАЛЮВАТИМУТЬСЯ
ВАШІ ПРЕДМЕТНІ УМІННЯ:**

Називати речовини за сучасною українською номенклатурою.
Характеризувати хімічні елементи за положенням у періодичній системі й будовою атома.
Планувати та виконувати експериментальні дослідження.
Здійснювати розрахунки за хімічними формулами й рівняннями хімічних реакцій.
Розв'язувати експериментальні задачі на визначення та розпізнавання речовин у розчині.
Висловлювати судження про біологічну роль металічних елементів.



§ 16. Загальна характеристика металічних елементів та утворених ними простих речовин

Положення металічних елементів у періодичній системі. Періодична система на 4/5 складається з металічних елементів. У яких періодах, групах і підгрупах вони розташовані, з'ясуйте за рисунком 58.

Періоди	Групи елементів													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1 1,008								He 2 4,00					
2	Li 3 6,94	Be 4 9,01	B 5 10,81	C 6 12,01	N 7 14,01	O 8 16,00	F 9 18,99	Ne 10 20,18						
3	Na 11 22,99	Mg 12 24,31	Al 13 26,98	Si 14 28,09	P 15 30,97	S 16 32,06	Cl 17 35,45	Ar 18 39,95						
4	K 19 39,10	Ca 20 40,08	Sc 21 44,96	Ti 22 47,88	V 23 50,94	Cr 24 51,99	Mn 25 54,94	Fe 26 55,85	Co 27 58,93	Ni 28 58,69				
5	Rb 37 85,47	Sr 38 87,62	Y 39 88,91	Zr 40 91,22	Nb 41 92,91	Mo 42 95,94	Tc 43 98,91	Ru 44 101,07	Rh 45 102,91	Pd 46 106,42				
6	Cs 55 132,91	Ba 56 137,33	La 57 138,91	Hf 72 178,49	Ta 73 180,95	W 74 183,85	Re 75 186,21	Os 76 190,21	Ir 77 192,22	Pt 78 195,08				
7	Fr 87 (223)	Ra 88 226,025	Ac 89 (227)	Rf 104 (261)	Db 105 (262)	Sg 106 (263)	Bh 107 (264)	Hs 108 (265)	Mt 109 (266)	Uun 110 (267)				
Висні окисиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄						
Легкі водні окисиди				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR							
*	Ce 58 140,12	Pr 59 140,91	Nd 60 144,24	Pm 61 (145)	Sm 62 150,36	Eu 63 151,96	Gd 64 157,25	Tb 65 158,93	Dy 66 162,50	Ho 67 164,93	Er 68 167,26	Tm 69 168,93	Yb 70 173,05	Lu 71 174,97
**	Th 90 232,04	Pa 91 (231)	U 92 238,03	Np 94 (237)	Pu 95 (244)	Am 96 (243)	Cm 97 (247)	Bk 98 (247)	Cf 99 (251)	Es 100 (252)	Fm 101 (257)	Md 102 (258)	No 103 (259)	Lr 104 (260)

Рис. 58. Розташування металічних елементів у періодичній системі хімічних елементів (коротка форма)

Користуючись рисунком, установіть:

1. Чи розташовані металічні елементи на початку періодів? Який існує виняток?
2. Чи властиве металічним елементам розташування в кінці періодів? Який існує виняток?
3. У яких групах усі елементи, за винятком одного, належать до металічних?
4. З металічних чи неметалічних елементів складаються побічні підгрупи?
5. Які з рядів великих періодів – парні чи непарні – утворені лише з металічних хімічних елементів?

Після проведеної пошукової діяльності сформулюйте та запишіть у робочий зошит загальний висновок про місце металічних елементів у періодах, групах, рядах. Зважте на те, що лантаноїди та актиноїди також металічні елементи.

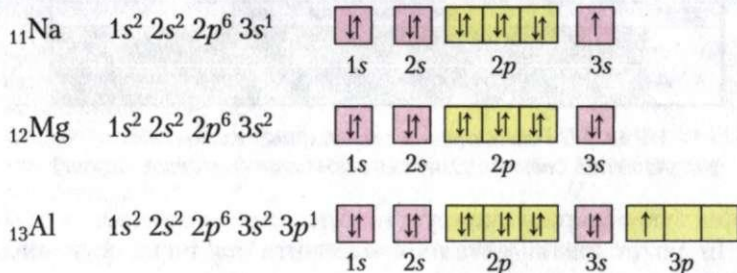
З рисунка 58 бачимо, що в першому періоді металічні елементи відсутні. У другому періоді їх два — Літій і Берилій. У третьому періоді три металічних елементи — Натрій, Магній, Алюміній; у четвертому — тринадцять: це всі десять елементів четвертого ряду, а також Купрум, Цинк і Галій розташовані в п'ятому ряді.

Відшукайте в періодичній системі металічні елементи четвертого періоду четвертого ряду, запишіть у зошит їх протонні числа й символи.

Особливості будови атомів металічних елементів. На відміну від неметалічних металічні елементи здебільшого мають на зовнішньому енергетичному рівні 1 або 2 електрони, хоча є винятки. Так, в Алюмінію, Галію — по 3 електрони, Стануму і Плюмбуму — по 4 електрони, Бісмуту — 5 електронів, Полонію — 6 електронів.

Зовнішній енергетичний рівень атомів металічних елементів далекий до завершення, на ньому розташовано здебільшого 1 або 2, рідше 3 чи більше електронів.

Розглянемо електронні й графічні електронні формули металічних елементів третього періоду Натрію, Магнію, Алюмінію:

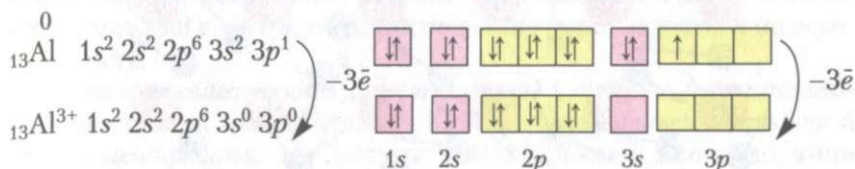


Самостійно напишіть електронні та графічні електронні формули Силіцію й Фосфору.

Електронні формули розглянутих металічних і неметалічних елементів третього періоду головних підгруп указують на відмінність у будові зовнішнього енергетичного рівня, тоді як передостанній енергетичний рівень у всіх цих елементів має однакову будову і є завершеним.

Порівняно з неметалічними елементами атоми металічних елементів мають невеликі значення електронегативності. Тому при утворенні хімічних зв'язків з атомами неметалічних елементів вони віддають валентні електрони їх атомам. Віддавши електрони

зовнішнього енергетичного рівня, атоми металічних елементів головних підгруп перетворюються на катіони із завершеним енергетичним рівнем (*ним стає енергетичний рівень, що був передостаннім в електронній оболонці атома*). Розглянемо це на прикладі Алюмінію:



Летких водневих сполук з Гідрогеном металічні елементи не утворюють. Найактивніші лужні та лужноземельні елементи утворюють з Гідрогеном кристалічні бінарні сполуки, наприклад калій гідрид КН, кальцій гідрид СаН₂.

Як ви вже знаєте, знання про положення елементів у періодичній системі й будову атомів дають можливість характеризувати хімічний елемент.

▶ Охарактеризуйте Магній за положенням у періодичній системі й будовою атома.

Метали як прості речовини. Металічні елементи існують у вільному стані у вигляді простих речовин *металів*.

Назви деяких металічних елементів та утворених ними речовин не збігаються (табл. 6).

Таблиця 6

Приклади металів, назви яких не збігаються з назвами елементів за сучасною українською хімічною номенклатурою

Назва металу	Хімічний елемент	
	Символ	Назва
Залізо	Fe	Ферум
Мідь	Cu	Купрум
Срібло	Ag	Аргентум
Ртуть	Hg	Меркурій
Свинець	Pb	Плюмбум
Олово	Sn	Станум
Золото	Au	Аурум

Металам не властива алотропія, і вони лише в газоподібному стані існують у вигляді одноатомних молекул. У твердому чи рідкому агрегатному стані метали складаються з *атомів, катіонів та усупільнених* (належать відразу багатьом атомам) *електронів* (рис. 59).

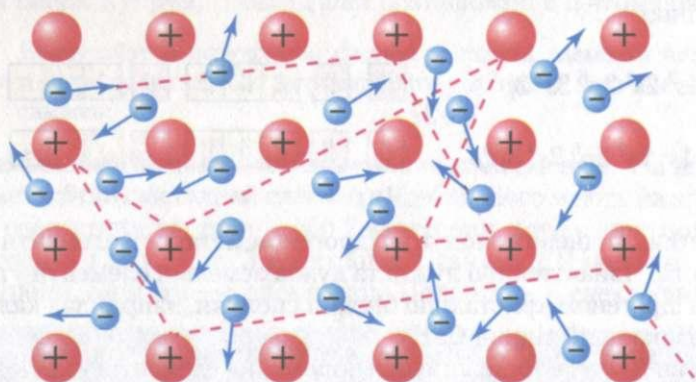


Рис. 59. *Схема утворення металічного зв'язку*

Особливість такої будови простих речовин металів зумовлена наявністю *металічного зв'язку*.

Утворення металічного зв'язку. Виникнення цього зв'язку пов'язано з тим, що на зовнішньому енергетичному рівні електронних оболонок атомів металічних елементів перебуває мало електронів і вони слабо притягуються до ядра. Частина з них на певний час втрачає зв'язок з ядром свого атома. Віддавши електрони, такі атоми перетворюються на *катіони*, а електрони, що втратили зв'язок зі своїми атомами, вільно переміщуються в усій масі металу, тобто стають *усупільненими*.

Потрібно пам'ятати, що в масі металу постійно відбувається не лише віддавання атомами електронів, а й приєднання електронів до наявних у металі катіонів. Тобто утворення металічного зв'язку супроводжується одночасно і віддаванням електронів, і їх приєднанням. Ось тому на схемі ви бачите позначення атомів, йонів і вільних електронів.

Металічний зв'язок — це хімічний зв'язок між наявними в металів *усупільненими електронами* (ними стають електрони зовнішніх енергетичних рівнів, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів), *катіонами* (утворилися внаслідок утрати атомами валентних електронів) та *атомами*, у яких зберігся зв'язок валентних електронів з ядром.

Металічний зв'язок міцний. Свідченням цього є те, що, як і сполуки з йонним типом зв'язку, метали тверді (виняток становить ртуть), кристалічні, здебільшого тугоплавкі речовини.

Металічні кристалічні ґратки. Чисті метали у твердому стані мають кристалічну будову. У вузлах їх кристалічних ґраток у певному геометричному порядку розташовані атоми та йони, а усупільнені електрони відносно вільно переміщуються по всьому металу.

Відомі *гексагональна (шестикутна)* і *кубічна (чотирикутна)* кристалічні ґратки металів. Кубічна буває *гранецентрована* й *об'ємноцентрована*. На рисунку 60 зображено зазначені типи кристалічних ґраток металів.

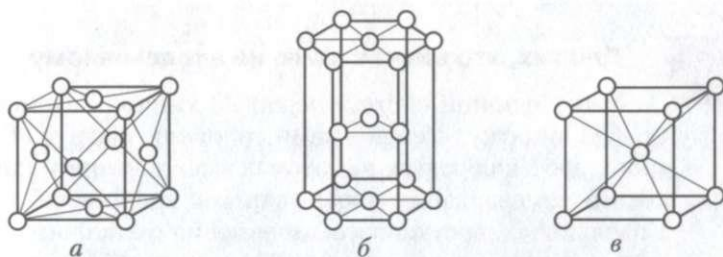


Рис. 60. Приклади кристалічних ґраток металів різних типів:
а) кубічна гранецентрована; б) гексагональна; в) кубічна об'ємноцентрована

▶ За рисунком 60 і моделями кристалічних ґраток, продемонстрованих учителем, з'ясуйте, яка відмінність між гранецентрованою та об'ємноцентрованою кубічними кристалічними ґратками металів, ознайомтеся із зразками металів, що мають той чи інший тип кристалічної ґратки.

Метали з кубічною об'ємноцентрованою (лужні, лужноземельні, залізо) та кубічною гранецентрованою кристалічними ґратками (алюміній, мідь, срібло, золото) пластичніші за метали з гексагональною кристалічною ґраткою (берилій, магній, цинк). Лужні метали настільки пластичні, що легко ріжуться ножом.

Поширеність металічних елементів та їх сполук у природі. За поширеністю в природі металічні елементи поступаються неметалічним. Так, на найпоширеніший у земній корі металічний елемент Алюміній припадає лише 7,45 % маси земної кори. Другим за поширеністю в природі металічним елементом є Ферум (4,2 %).

Порівняйте, у скільки разів уміст Оксигену в природі більший, ніж уміст найпоширенішого металічного елемента Алюмінію.

Метали, розташовані в ряді активності металів до водню, на Землі у вільному стані не трапляються. Незначні поклади, окремі вкраплення в гірських породах утворюють мідь, срібло, золото.

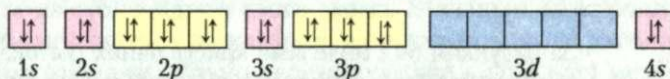
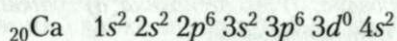
Серед природних сполук металічних елементів переважають *оксиди, сульфідиди, хлоридиди, карбонати, сульфати, ортофосфати*.

Про поширення деяких з них ви дізналися, вивчаючи тему «Неметалічні елементи та їх сполуки». Подальша інформація про поширення сполук металічних елементів чекає на вас у наступних параграфах.

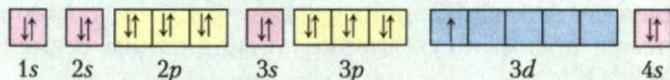
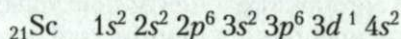


Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

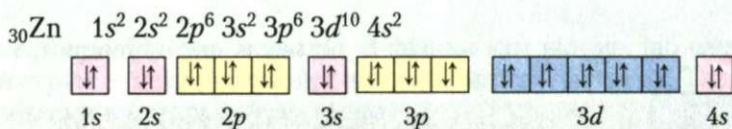
У періодичній системі перші 20 хімічних елементів, усі без винятку, є елементами головних підгруп. Електрони, що з'являються в їх атомах зі збільшенням порядкового номера, заповнюють зовнішні енергетичні рівні. Унаслідок їх поступового заповнення металічний елемент з порядковим номером 20 — Кальцій — має такі електронну й графічну електронну формули:



Під порядковим номером 21 у періодичній системі розташований Скандій Sc. На відміну від Кальцію — це металічний елемент побічної підгрупи, у якого заповнення електронної оболонки атома електронами інше, аніж у металічних елементів головних підгруп. Зовнішній енергетичний рівень залишається без змін (на ньому, як і в атома Кальцію, міститься 2 електрони), а наступний — 21-й електрон — розташовується на підрівні *d*, який до цього залишався незаповненим:



Після Скандію розташовані ще 9 металічних елементів побічних підгруп різних груп. У них, як і в Скандію, зберігається однакова з Кальцієм будова зовнішнього енергетичного рівня (виняток становлять Хром ${}_{24}\text{Cr}$ і Купрум ${}_{29}\text{Cu}$, у яких на зовнішньому s - підрівні залишається один електрон, а другий переміщується в підрівень d третього енергетичного рівня, й електронів там стає на один більше). Тобто електронами заповнюється підрівень d передостаннього рівня. У Цинку він досягає максимально можливої кількості електронів на d -підрівні — десяти:



У металічних елементів побічних підгруп електрон, який з'являється в атомі кожного наступного елемента, розташовується не на зовнішньому енергетичному рівні, а на передостанньому в підрівні d .

Зверніть увагу, що хімічний елемент з порядковим номером 31 розташований уже в головній підгрупі. Тож 31-й електрон, як і в усіх елементах головних підгруп, розташовується на зовнішньому енергетичному рівні в p -підрівні — $\dots 4s^2 4p^1$.

Порівняйте електронну будову атомів Алюмінію і Галію та з'ясуйте, що в них спільного.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Поділіть металічні елементи: Ферум, Кальцій, Літій, Цинк, Натрій на групи за такими класифікаційними характеристиками:

- в оксидах мають постійний ступінь окиснення +2;
- належать до однієї групи;
- належать до однієї підгрупи;
- належать до одного періоду.

2. Металічний елемент утворює вищий оксид EO, відносна молекулярна маса якого 80. Назвіть елемент, охарактеризуйте його положення в періодичній системі.

3. Поясніть утворення металічного хімічного зв'язку.

4. Металічний елемент утворює хлорид ECl₂. Назвіть металічний елемент, якщо він належить до третього періоду.

5*. Атом металічного елемента має на три електрони більше, ніж катіон Натрію. Назвіть елемент. Яке місце за поширенням у природі він займає?

6*. На підставі знань про будову атома й структуру періодичної системи доведіть, що Магній належить до металічних, а Сульфур — до неметалічних елементів.



§ 17. Фізичні властивості та застосування металів

Загальні фізичні властивості металів. Найявністю вільних відносно рухливих електронів пояснюються такі загальні властивості металів, як електропровідність, теплопровідність, металічний блиск, пластичність. Відмінності прояву цих властивостей спричинені розмірами структурних частинок металів (атомів та йонів), кількістю усупільнених електронів, силою притягування між структурними частинками, будовою кристалічних ґраток, атомними масами.

У техніці метали прийнято поділяти на групи за окремими їх фізичними властивостями.

За **кольором** метали поділяють на **чорні** (залізо, хром, марганець) і **кольорові** (усі решта).

За **густиною** розрізняють **легкі** (густина менше як 5 г/см³) і **важкі** метали (густина більше за 5 г/см³). Прикладами легких є лужні й лужноземельні метали, алюміній. До важких належать олово, свинець, ртуть, залізо, осмій та ін.

За **температурою плавлення** метали бувають **легкоплавкі** (температура плавлення не вища ніж 350 °C) і **тугоплавкі** (температура плавлення понад 350 °C). Прикладами легкоплавких є цезій, натрій, калій, олово, свинець, прикладами тугоплавких — залізо, хром, вольфрам.

Агрегатний стан. За звичайних умов метали мають твердий агрегатний стан, і лише один з них — ртуть — рідкий (рис. 61а).

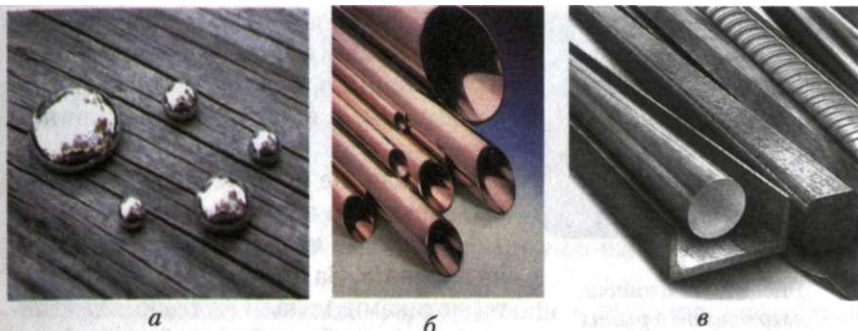


Рис. 61. Зразки простих речовин металів: ртуть (а); мідь (б); алюміній (в)

Електропровідність металів. З фізики вам відомо, що електричний струм — це спрямований рух заряджених частинок. Такими частинками в металах є електрони.

▶ Пригадайте, які заряджені частинки зумовлюють електропровідність розчинів або розплавів електролітів та чому у твердому стані ці речовини не проводять електричний струм.

Чемпіонами з електропровідності серед металів є срібло, мідь (рис. 61б) і алюміній (рис. 61в).

Теплопровідність металів. З природознавства та фізики ви дізналися, що при доторканні рукою до металевого й дерев'яного виробів органи чуття людини сприймають їх температуру по-різному — металевий виріб завжди видається набагато холоднішим. Це тому, що метали мають високу теплопровідність й тепло долоні швидко передається до металу, він стає теплішим, а долоня холоднішає. Деревина погано проводить тепло, тому, торкаючись рукою до дерев'яного виробу, ми не відчуваємо холоду, як при доторканні до металевих виробів.

Найменша теплопровідність у ртуті, найбільша — у срібла, міді, золота, алюмінію.

Усі метали мають високу електропровідність і теплопровідність.

Металічний блиск. У компактному вигляді (пластинка, згусток з гладенькою поверхнею) металам властивий металічний блиск. Він є наслідком відбиття світла від їх поверхні. Ця фізична властивість найкраще проявляється в срібла. Блиск металів здебільшого сріблястий, хоча в цезію і золота — жовтий, у міді — цегляно-червоний (рис. 62).

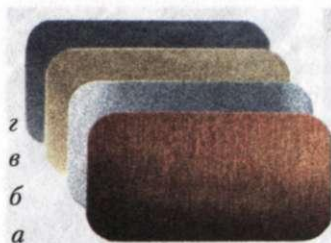


Рис. 62. Пластинки, виготовлені з різних металів: міді (а); алюмінію (б); золота (в); цинку (г)

У порошкоподібному стані метали втрачають свій блиск, за винятком алюмінію, який і в порошкоподібному стані має чітко виражений металічний блиск.

Метали не пропускають не лише світлові хвилі, а й радіохвилі.

Густина і температура плавлення металів. За цими фізичними характеристиками метали суттєво відрізняються між собою. Так, найлегший метал — літій — має густину $0,53 \text{ г/см}^3$, тоді як найважчий — осмій — $22,5 \text{ г/см}^3$.

Обчисліть, у скільки разів осмій важчий за літій та чому дорівнює кількість речовини в наважках обох металів масою 57 г кожна.

Найнижча температура плавлення в цезію — усього $28 \text{ }^\circ\text{C}$. Найвищу температуру плавлення має вольфрам — $3380 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пластичність. Достатньо злегка стукнути молотком по скляному виробу, щоб він розкришився на дрібні шматочки. З металевими виробами цього не трапляється. Завдяки металічному зв'язку структурні частинки металу настільки міцно зв'язані між собою, що під ударами (одні меншої, інші — більшої сили) вони лише змінюють форму — *деформуються*. Шари атомів та йонів зміщуються, але вільні електрони не дають їм відірватися від основної маси металу.

Пластичність — властивість металів деформуватися без руйнації під впливом певного навантаження.

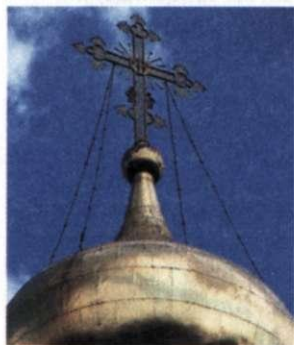


Рис. 63. Позолота купола

Найбільша пластичність у платини й золота. Золотіння куполів храмів здійснюють золотом завтовшки $0,03 \text{ мм}$ (рис. 63). Золото можна витягнути в дріт, невидимий неозброєним оком.

Розглянуті загальні фізичні властивості металів свідчать про те, що на відміну від неметалів, метали проявляють більшу подібність властивостей. Пояснення цьому — металічний зв'язок.

Металічний зв'язок забезпечує спільні фізичні властивості металів — високу електро- й теплопровідність, металічний блиск, пластичність, твердий агрегатний стан, проте кожний із металів наділений різним ступенем їх прояву.

Для докладнішого ознайомлення з простими речовинами металами та їх фізичними властивостями виконайте *лабораторний дослід 9*.

Застосування металів. Серед металів є такі, що вже кілька тисячоліть використовуються людиною, а є й відкриті набагато пізніше.

▶ Пригадайте з історії, які епохи одержали назви металів чи їх сплавів.

Завдяки своїм фізичним властивостям метали донині знаходять широке практичне використання. Найбільше видобувають і використовують **залізо**. Світовий видобуток заліза приблизно у 20 разів перевищує видобуток усіх інших металів разом узятих. Основна галузь застосування цього металу — машинобудування. У літакобудуванні використання заліза обмежується через його густину, що майже втричі більша, аніж в алюмінію. Залізо використовують у вигляді сплавів *чавуну й сталі*, з якими ви ознайомитеся в § 25.

Переважає більшість конструкційних матеріалів є сплавами.

Сплави — це системи, утворені сплавленням двох і більше компонентів (металів з металами чи металів з неметалами). Сплави виявляють як загальні властивості металів, так і нові, відсутні в кожного окремо взятого компонента.

Залізо та його сплави мають унікальну здатність притягуватися магнітом. На цій властивості засновано їх використання у вантажопіднімачах. Недоліком заліза є його здатність до **корозії** — руйнування під впливом чинників зовнішнього середовища (див. с. 150).

Електричний струм передається від джерела струму алюмінієвими або мідними дротами. Хоча алюміній за електропровідністю посідає третє місце після срібла й міді, найбільше електричних дротів виготовляють саме з нього. Пояснюється це, по-перше, поширенням алюмінію в природі, по-друге, він найлегший серед цих металів, по-третє, собівартість його виробництва найнижча.



Рис. 64. Літак українського виробництва Ан-225 «Мрія»

Алюміній належить до легких металів (густина $2,7 \text{ г/см}^3$). Ця та інші його властивості відіграли визначальну роль у застосуванні алюмінію та його сплавів у ракето-, літако-, авто- й кораблебудуванні. Потрібно зазначити, що понад 60 % корпусу літака складається зі сплавів алюмінію з міддю, магнієм, титаном, кремнієм. За ним міцно закріпилася слава крилатого металу (рис. 64).

Мідь становить основу електротехніки. Досить поширеними є сплави міді — *бронза* (основу становлять мідь та олово), *латунь* (основу становлять мідь і цинк), *мельхіор* (основу становлять мідь і нікель). Завдяки цінним механічним властивостям, стійкості до корозії, легкому литву й обробці сплави на основі міді широко використовують у техніці, виготовленні дзвонів для храмів (рис. 65а), посуду, художніх та інших виробів (рис. 65б). Так, із бронзи виготовлені пам'ятники Богдану Хмельницькому (рис. 65в) й Тарасу Шевченку в Києві.



а



б



в

Рис. 65. Вироби із сплавів міді

Титан міцніший за сталь удвічі й не набагато важчий за алюміній, має високу температуру плавлення та стійкий до корозії. Титанова пластинка може роками перебувати під водою й не піддаватися корозії. Сплави з додаванням титану легкі, міцні, антикорозійні, тому титан, як і алюміній, незамінний у корабле-, ракето- й літакобудуванні.

Свинець належить до важких й відносно м'яких металів, використовується у виготовленні боєприпасів, свинцевих акумуляторів, підшипників. Свинець здатний поглинати рентгенівські та інші шкідливі промені, тому його використовують у виготовленні засобів захисту від опромінення. Щоб локалізувати небезпечне випромінювання після аварії на Чорнобильській АЕС (див. с. 161), на зруйнований реактор та прилеглу територію було скинуто тисячі тонн свинцевовмісних матеріалів.

Тонким шаром цинку покривають поверхні залізних виробів побутового призначення (відра, тази), щоб надійно захистити їх від корозії.

Єдиний рідкий за звичайних умов метал **ртуть** використовують у ядерних реакторах для відведення тепла, у медичних термометрах.

Олово застосовують у виробництві різних сплавів. Так, виконуючи паяльні роботи, користуються легкоплавким сплавом олова із свинцем, що має назву «припой». Консервні банки зсередини покривають тонким шаром олова.

Тантал має властивість, яка відсутня в будь-якого з металів. Він не взаємодіє з живими тканинами організму людини, є для них нешкідливим. Завдяки цьому в хірургії його використовують для скріплення кісток при переломах, з нього виготовляють хірургічні інструменти.

Виробництво сучасного автомобіля не обходиться без **ванадію**. Лише 0,1–0,2 % ванадію, доданого до сталі, робить її стійкою до тертя. З такого сплаву виготовляють рухомі деталі машин, щоб запобігати їх спрацюванню.

Високу стійкість до корозії сталі надають добавки **хрому**. Відомо вам нержавіюча сталь містить у своєму складі 18 % хрому та 8 % нікелю. Хром серед металів має найбільшу твердість і високу стійкість до корозії. На цих властивостях засноване хромування поверхонь залізних виробів з метою захисту від корозії і подряпин. Причому товщина хромової плівки становить 0,005 мм. Усі блискучі частини автомобілів покриті такою плівкою.

За **золотом** здавна закріпилася назва «цар металів». Золото — це не лише блискучий яскраво-жовтий дорогоцінний метал, що широко використовують у ювелірному виробництві. І дотепер паперові гроші й монети, які держави випускають в обіг, тільки тоді мають цінність, якщо підкріплені наявністю в державній казні певної кількості золота. Завдяки хімічній стійкості й пластичності його використовують у хімічній промисловості, техніці. Із 1 г золота можна виготовити до 50 м² тонесенької золотої плівки.

Без **срібла**, як і без золота, не обходиться виготовлення ювелірних прикрас. Проте найбільше його використовують у техніці (виготовлення запобіжників, радіодеталей тощо). Тонким шаром срібла часто покривають поверхню дзеркал, ялинкові прикраси.

Значну частину видобутої **платини** використовують як каталізатор у виробництві високоякісного бензину, нітратної кислоти, в окисненні амоніаку.

Завдяки тугоплавкості **вольфраму** з нього виготовляють нитки розжарювання електричних ламп.

Опис застосування металів можна було б продовжувати. Проте наведених прикладів цілком достатньо, щоб зрозуміти, що завдяки фізичним властивостям метали широко використовують у господарському комплексі України.

Виробництво металів і сплавів дістало назву
металургійне виробництво.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 9. Ознайомлення із зразками металів і сплавів.

Ознайомтеся із зовнішнім виглядом, кольором, здатністю притягуватися магнітом виданих вам зразків металів і сплавів. У довідниковій літературі знайдіть густину й температуру їх плавлення, склад сплавів.

Результати спостереження та фізичні величини запишіть у робочому зошиті у вигляді таблиці.

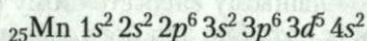


Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Як ви з'ясували, металічні хімічні елементи розташовані в головних і в побічних підгрупах. Причому побічні підгрупи складаються лише з металічних елементів. Особливість будови атомів металічних елементів *головних підгруп* полягає в тому, що всі валентні електрони розташовані на *зовнішньому енергетичному рівні на s- і p-підрівнях*. Вони й беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, тобто є валентними.

У металічних елементів *побічних підгруп*, крім електронів зовнішнього енергетичного рівня, в утворенні хімічних зв'язків задіяні електрони інших рівнів.

Розглянемо це на прикладі металічного елемента Мангану. 25 електронів його атома розташовані в електронній оболонці на чотирьох енергетичних рівнях так: $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $13\bar{e}$, $2\bar{e}$. Електронна формула докладніше відображає цей розподіл:



Наявні на зовнішньому – четвертому – енергетичному рівні 2 електрони забезпечують атому Мангану можливість утворювати хімічні сполуки, у яких він проявляє ступінь окиснення +2, а за рахунок ще 5 *d*-електронів передостаннього (третього) енергетичного рівня – сполук із максимальним ступенем окиснення +7. Існують також сполуки з проміжними ступенями окиснення Мангану.

Напишіть формули оксидів Мангану зі ступенями окиснення +2 та +7. Який із них виявлятиме основні властивості, а який – кислотні?



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Назвіть відомі вам загальні фізичні властивості металів. Зробіть висновок про те, чим вони зумовлені.
2. Опрацюйте текст параграфа та заповніть відповідною інформацією таблицю.

Метал чи сплав	Застосування	Властивості, що зумовили застосування

3. Використайте додаткову інформацію з різних джерел і підготуйте повідомлення про властивості й застосування металів і сплавів, про які не йшлося в параграфі.

4*. У складі малих груп підготуйте проект міжпредметного змісту на тему «Металургійне виробництво в Україні та його розвиток».

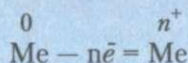


§ 18. Загальні хімічні властивості металів, корозія металів

Маючи на зовнішньому енергетичному рівні менше половини електронів, аніж їх потрібно для його завершення, атомам металів енергетично вигідніше віддавати, а не приєднувати електрони. Тому в реакціях вони віддають ці електрони частинкам (атомам чи йонам), які в такий спосіб набувають завершеності зовнішнього енергетичного рівня.

Більшість металів — активні речовини, які доволі легко вступають у реакції *сполучення* з **неметалами**, про що ви дізналися, вивчаючи хімічні властивості неметалів, а також у реакції *заміщення* з **водою, кислотами, солями**. Виняток становлять золото, срібло, платина та деякі інші метали.

Здатність атомів металічних хімічних елементів віддавати, а не приєднувати електрони, є їх характерною особливістю. Віддаючи електрони, атоми металічних елементів перетворюються на позитивно заряджені йони — катіони:



З'ясуємо на конкретних прикладах **хімічні властивості металів**.

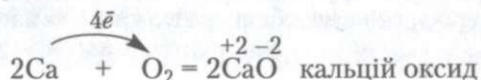
1. Взаємодія металів з неметалами. Продуктами взаємодії металів з неметалами є бінарні сполуки. Конкретні приклади було наведено в § 5.

▶ Повторіть номенклатуру бінарних сполук неметалічних елементів Оксигену, Хлору, Броду, Нітрогену, Сульфуру, Фосфору з металічними. Наведіть приклади сполук.

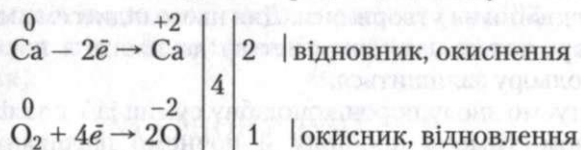
Взаємодія металів з киснем. (1.1)

Лужні та лужноземельні метали взаємодіють з киснем за кімнатної температури, а інші при нагріванні утворюють оксиди (активні метали утворюють також пероксиди).

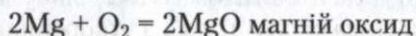
Так, сріблясто-білий кальцій, який дістали з-під шару гасу, на повітрі швидко втрачає блиск (рис. 66а), тому що за кімнатної температури реагує з киснем:



Розглянемо окисно-відновні процеси, що відбулися при цьому.



Для того щоб магній почав реагувати з киснем, потрібне незначне нагрівання. Для проведення досліду візьмемо магнієву стрічку, затиснемо її в пінцеті й внесемо в полум'я спиртівки. Магній відразу спалахує й горить сліпучо-білим полум'ям (рис. 66б). Натомість утворюється магній оксид:



а



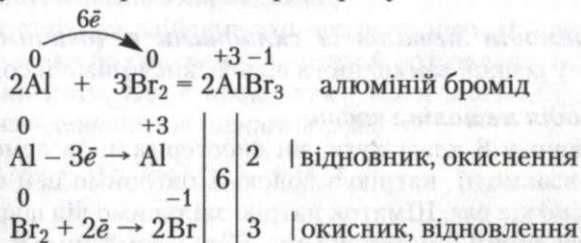
б

Рис. 66. Взаємодія кальцію (а) та магнію (б) з киснем

Взаємодія металів з галогенами.

(1.2)

Метали активно взаємодіють з галогенами. Так, алюміній за звичайних умов загоряється в парах бромую:



Розгляньте окисно-відновні процеси в реакції натрію з хлором, укажіть відновник й окисник.

Взаємодія металів із сіркою.

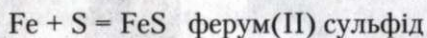
(1.3)

При нагріванні залізо реагує із сіркою.

Обчисліть відношення мас елементів Феруму і Сульфуру у ферум(II) сульфіді, і ви зрозумієте, чому порошкоподібні залізо й ромбічну сірку для проведення цієї реакції беруть у відношенні 7 : 4.

Суміш заліза й сірки ретельно перемішаємо та переконаємося, що нові речовини не утворилися. Для цього піднесемо магніт до суміші — порошок заліза притягнеться до нього, а порошок сірки жовтого кольору залишиться.

Приготуємо знову порошкоподібну суміш із 7 г заліза й 4 г сірки, яку помістимо в пробірку й почнемо нагрівання. Досить швидко побачимо, що суміш у пробірці розжарилася й продовжує такою бути після припинення нагрівання. Це є свідченням перебігу екзотермічної реакції. Після того як реакція завершиться й пробірка охолоне, її доведеться розбити, аби дістатися до утвореної речовини чорного кольору та подрібнити її й дослідити. Виявиться, що вона не притягується магнітом. Отже, відбулася хімічна реакція, у якій залізо й сірка сполучилися з утворенням нової речовини з іншими, відмінними від реагентів властивостями:



▶ Розгляньте окисно-відновні процеси в цій реакції, назвіть окисник і відновник.

Взаємодія металів з іншими неметалами. (1.4)

Метали реагують також з азотом, фосфором, вуглецем та іншими неметалами за відповідних умов.

▶ Напишіть молекулярні рівняння взаємодії магнію з цими неметалами. Зазначте в кожній реакції, який реагент є відновником, а який — окисником.

2. Взаємодія металів із складними речовинами. Метали вступають у реакції заміщення з водою, кислотами й солями.

Взаємодія металів з водою. (2.1)

Вивчаючи у 8 класі луги, ви спостерігали за демонстрацією вчителем взаємодії натрію з водою. Повторимо цей *демонстраційний дослід* ще раз. Шматок натрію звільнимо від шару гасу, відріжемо невеликий шматочок (рис. 67а) і помістимо у воду, у яку попередньо додамо декілька крапель фенолфталеїну (рис. 67б).

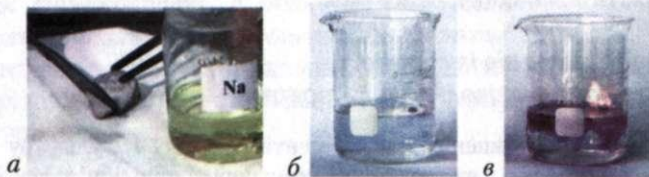
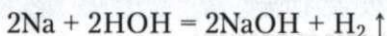
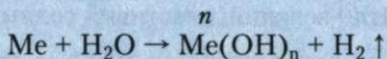


Рис. 67. Взаємодія натрію з водою

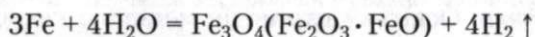
Пересвідчимося, що взаємодія натрію з водою відбувається настільки швидко, що водень самозагорається (рис. 67в), а в розчині з'являється луг (фенолфталеїн набув у ньому малинового забарвлення):



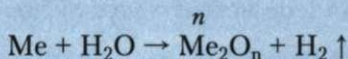
Лужні, лужноземельні метали й алюміній, звільнений від оксидної плівки, за звичайних умов реагують з водою за схемою:



Під час пропускання води над розжареним залізом її пари взаємодіють з металом і утворюється залізна окалина Fe_3O_4 :



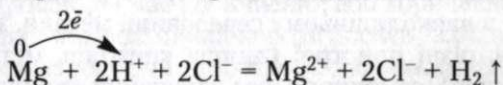
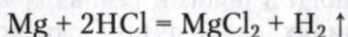
Залізо, магній та деякі інші метали взаємодіють з водою при високій температурі за схемою:



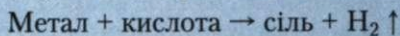
Взаємодія металів з кислотами.

(2.2)

Цю взаємодію ви здійснювали неодноразово. Наприклад, щоб добути водень, ви брали гранули цинку й розбавлену хлоридну чи сульфатну кислоту. Що є продуктами такої взаємодії, допоможе пригадати наведене нижче рівняння реакції:

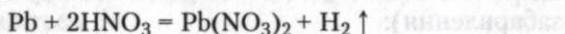


Метали, розташовані в ряді активності до водню, заміщують атоми Гідрогену в кислотах. Реакція відбувається в розчині за схемою:



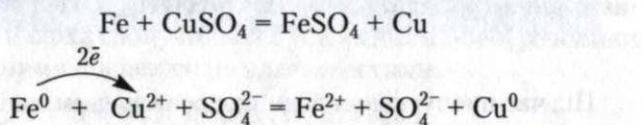
Примітка. Ви вже вивчили, що нітратна та концентрована сульфатна кислоти взаємодіють з металами інакше.

▶ Повторіть, як нітратна та концентрована сульфатна кислоти взаємодіють з металами, знайдіть і виправте помилку, якої припустився учень, котрий написав таке рівняння реакції:



Взаємодія металів із солями. (2.3)

Один із прикладів такої взаємодії вам добре відомий. Залізні цвяхи чи скріпки, занурені в розчин купрум(II) сульфату блакитного кольору, досить швидко стають «мідними» — покриваються цегляно-червоним шаром міді. Водночас, колір розчину змінюється з блакитного на світло-зелений, властивий солям Феруму(II):



Примітка. Оскільки взаємодія металів з кислотами й солями відбувається в розчині, не варто для здійснення таких реакцій використовувати лужні та лужноземельні метали, тому що вони також будуть взаємодіяти з водою.

Як ви вже зрозуміли, для взаємодії металу з розчинами кислот і солей має значення місце металу в ряді активності.

Більш активні метали відновлюють
менш активні із розчинів їх солей.

Деякі метали взаємодіють з органічними речовинами. Про це ви дізнаєтеся в 11 класі.

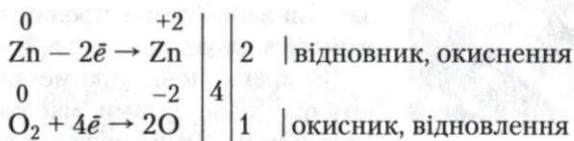
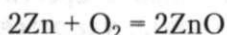
Корозія металів. Розглянуті вище загальні хімічні властивості металів стосуються їх взаємодії з іншими речовинами в штучно створених умовах, сприятливих для перебігу окисно-відновних процесів. Проте в навколишньому середовищі метали, з яких виготовлені машини, різні пристрої (днища кораблів, металеві конструкції мостів тощо), самочинно, без втручання людини взаємодіють з наявними у повітрі чи воді речовинами й псуються. Ця небезпечна взаємодія дістала назву **корозія**.

Корозія — явище руйнування металів та їх сплавів під впливом речовин навколишнього середовища.

Назва явища походить від латин. *corrosio* — роз'їдання. Корозія буває **хімічна** та **електрохімічна**.

Хімічна корозія — це руйнування металів унаслідок їх хімічної взаємодії із сухими газами чи рідинами-неелектролітами, наявними в навколишньому середовищі.

Так, в апаратах хімічних заводів, у соплах реактивних літаків тощо при високій температурі метали реагують з киснем, хлором, вуглекислим газом і деякими іншими речовинами, наприклад:

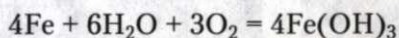


Розгляньте окисно-відновні процеси в реакції алюмінію з хлором, зазначте окисник і відновник.

Електрохімічна корозія — це руйнування металів унаслідок їх хімічної взаємодії з речовинами навколишнього середовища за наявності розчину електроліту.

Електрохімічна корозія відбувається, якщо в середовищі, що оточує метал, є вода та окисники — кисень, кислоти, солі. Вологе повітря з розчиненими в ньому вуглекислим чи сірчистим газом — це також електроліт, оскільки містить йони карбонатної чи сульфідної кислот. За таких умов атоми Феруму на поверхні металевого виробу піддаються окисненню й перетворюються спершу на катіони Fe^{2+} , а потім на катіони Fe^{3+} . Виріб поступово руйнується, частина атомів Феруму перетворюється на *іржу*, що переважно складається з ферум(III) гідроксиду і має коричневий або коричнево-бурий колір.

Механізм електрохімічної корозії досить складний. У спрощеному вигляді електрохімічну корозію заліза можна відобразити рівнянням:



Якщо в певному виробі контактують два метали, то корозії зазнає активніший метал.

Наслідки корозії металів та засоби захисту. Корозія завдає великої шкоди тим, що метал втрачає міцність (наприклад, металевий дах будинку починає протікати), механізми виходять із ладу, зупиняється робота всієї машини через збільшення тертя її



Рис. 68. Корозія металевих виробів

рухомих частин, прокладені в землі труби іржавіють, що з роками неминуче призводить до проривів теплотрас і систем водопостачання. Особливо небезпечною є корозія цистерн, у яких залізницею транспортують екологічно небезпечні речовини. На рисунку 68 зображено наслідки корозії.

Для того щоб зберегти метали й сплави від корозії, удаються до різних засобів запобігання прояву цього небажаного явища.

Зокрема, поверхню металу покривають фарбами, лаками, маслами, емаллю (рис. 69а, б). Практикують захист поверхні одних металів іншими, більш активними (оцинковані залізні місткості для води — відра, ночви, тази тощо). Для запобігання корозії прокладених у землі сталевих труб використовують *протекторний захист*, наприклад, шмат активнішого металу з'єднують дротом з трубою і закопують поряд. Доки не зіпсується весь метал *протектора*, сталева труба не буде пошкоджена корозією. До протекторного захисту вдаються також з метою запобігання корозії днищ кораблів,



Рис. 69. Засоби запобігання корозії металів

катерів (рис. 69в). Дієвими способами захисту металів від корозії є виготовлення стійких до корозії (за рахунок добавки хрому, нікелю, титану, кобальту) сплавів (рис. 69з). Це так звані *нержавіючі сталі*. Усе частіше металеві вироби замінюють пластмасовими там, де це можливо (рис. 69д).

Пригадайте, що каталізатори прискорюють хімічні реакції. Для сповільнення корозії вчені винайшли речовини з протилежною каталізаторам дією, тобто сповільнювачі реакцій — *інгібітори*. Так, кислоти транспортують залізницею, добавляючи в цистерни інгібітори.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Програмою з хімії для цього рівня загальноосвітньої підготовки старшокласників передбачено виконання лабораторних дослідів на порівняння хімічної активності металів, дослідження взаємодії металів з різними кислотами. Ці два досліді (A1, A2) увійшли до наступної рубрики.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід A1. Порівняння хімічної активності металів.

Для проведення дослідів вам знадобляться розчини магній сульфату, цинк сульфату, купрум(II) сульфату, ферум(II) сульфату з однаковою масовою часткою розчиненої речовини, а також метали — магній, залізо, цинк, мідь; штатив, пробірки, пінцет.

Завдання 1. Чотири пронумеровані пробірки наповніть на 1/3 розчинами солей у послідовності, що відповідає розташуванню металів, йони яких входять до складу солей, у ряді активності.

Завдання 2. Спрогнозуйте, які наявні метали взаємодіятимуть з розчинами виданих вам солей, а які — ні.

Завдання 3. Перевірте свої передбачення експериментальним шляхом.

Результати спостережень запишіть у зошит.

Лабораторний дослід A2. Взаємодія металів із розчинами кислот.

Для проведення дослідів вам знадобляться: метали — цинк, залізо, мідь; розбавлені розчини хлоридної,

сульфатної кислоти, з однаковим кількісним умістом розчиненої речовини; пробірки, штативи для пробірок.

Завдання 1. Проведіть спостереження за взаємодією цинку, заліза, міді з хлоридною кислотою.

Завдання 2. Проведіть спостереження за взаємодією цинку, заліза, міді з розбавленою сульфатною кислотою.

Проводячи досліди, використовуйте щоразу по 2 гранули або небагато порошкоподібних металів і доливайте по 2–3 мл кислоти.

Результати спостережень і рівняння реакцій запишіть у робочому зошиті. Зробіть висновок про відповідність активності металу його розташуванню в ряді активності та спільність властивостей кислот у реакціях з металами.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Напишіть рівняння практично можливих реакцій, назвіть утворені речовини:

а) золото + кисень; б) цинк + кисень; в) мідь + вода; г) калій + вода; д) ртуть + хлоридна кислота; е) магній + сульфатна кислота.

2. Який об'єм водню (н. у.) виділиться внаслідок взаємодії барію масою 13,7 г з достатньою кількістю води?

3. У якому випадку буде витрачено більший об'єм кисню: на взаємодію з міддю кількістю речовини 0,4 моль чи на взаємодію з магнієм масою 4,8 г (н. у.)?

4. Поясніть сутність корозії. Чому потрібно захищати метали від корозії?

5*. У розчин масою 200 г з масовою часткою купрум(II) сульфату 16 % занурили залізну пластинку масою 100 г. Обчисліть масу міді, що осіла на пластинці, та масу пластинки після реакції.

6*. Розробіть план проведення взаємодії магнію з хлоридною кислотою, яким передбачте: виявлення водню; виявлення солі; доведення, що утворена сіль — хлорид.



§ 19. Лужні, лужноземельні елементи. Магній

Положення лужних металічних елементів у періодичній системі, будова їх атомів. До родини *лужних елементів* належать розташовані в I групі головній підгрупі Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs, Францій Fr. Назва родини походить від того, що розчинами їх гідратів оксидів є мильні на дотик *луги*. У 8 класі ви дізналися, що це найактивніші металічні елементи. Чим зумовлена їх висока хімічна активність? Відповідь можна знайти, проаналізувавши будову зовнішнього енергетичного рівня електронних оболонок атомів. У всіх без винятку лужних елементів він складається з одного *s*-електрона. Цілком зрозуміло, що таким атомам енергетично вигідно віддавати окисникам єдиний, до того ж слабо зв'язаний з ядром атома валентний електрон, тобто проявляти сильні відновні властивості.

▶ Напишіть електронні та графічні електронні формули атомів Літію, Натрію і Калію.

Зі збільшенням порядкового номера лужних елементів від Літію до Францію збільшується радіус атома, а отже, і відстань між ядром і валентним електроном, що полегшує його віддавання іншим атомам. Тому, маючи спільні властивості, кожний наступний лужний елемент проявляє більшу хімічну активність за попередній.

Наявність в атомів лужних елементів лише одного валентного електрона, який вони легко віддають у хімічних реакціях іншим атомам, зумовлює високу хімічну активність лужних металів, що зростає від літію до францію.

Лужні метали мають назви, які збігаються з назвами елементів.

Фізичні властивості лужних металів. Усі вони сріблясто-білого кольору, м'які (легко ріжуться ножом) (рис. 67а), легкі (порівняно з іншими металами мають найменшу густину), легкоплавкі (у Літію температура плавлення $+179,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, у Цезію $+28,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), добре проводять електричний струм і тепло. Тому літій і натрій



a



б

Рис. 70.
Забарвлення
полум'я йонами
Натрію (а) та
Калію(б).

застосовують у ядерних реакторах як теплоносії. Йони Натрію забарвлюють полум'я в жовтий колір (рис. 70а), йони Калію – у фіолетовий (рис. 70б).

Хімічні властивості лужних металів.

Лужні метали проявляють загальні властивості металів, розглянуті в § 18. Причому всі реакції відбуваються швидко. Не випадково ці метали зберігають під шаром гасу. Якщо шматочок лужного металу залишити на повітрі без захисту, він відразу реагує з киснем, водою, вуглекислим газом, що є в повітрі, і покривається шаром нальоту, який являє собою суміш оксиду, гідроксиду та карбонату лужного елемента. Бурхливу взаємодію цих металів з водою вам неодноразово демонстрували вже в попередніх класах. Лужні метали сполучаються з усіма неметалами, крім інертних газів.

▶ На прикладі літію напишіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості лужних металів.

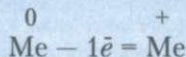
Окрім розглянутих загальних властивостей металів, лужні метали реагують з воднем й утворюють *гідриди* – тверді бінарні сполуки з Гідрогеном:



▶ Визначте ступінь окиснення Гідрогену в калій гідридi.

Лужні метали є найактивнішими з усіх металів.

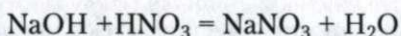
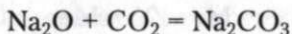
У реакціях сполучення з неметалами, реакціях заміщення зі складними речовинами вони виступають відновниками за схемою



Оснóвний характер оксидів і гідроксидів лужних елементів.
Генетичний зв'язок сполук лужних елементів відображає схема:



Оксиди та гідроксиди лужних елементів мають чітко виражений основний характер, що проявляється у взаємодії з кислотними оксидами та кислотами:



Гідроксиди лужних елементів належать до *лугів* — розчинних у воді основ, яким, крім реакції нейтралізації, властива взаємодія з кислотними оксидами та солями.

Для підтвердження властивостей оксидів і гідроксидів лужних елементів напишіть рівняння реакцій калій гідроксиду із сульфур(IV) оксидом і купрум(II) сульфатом.

На відміну від нерозчинних основ луги стійкі до нагрівання.

Положення лужноземельних металічних елементів у періодичній системі, будова їх атомів. До родини лужноземельних елементів належать елементи II групи головної підгрупи: Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba і Радій Ra. У назві родини присутня складова *лужно* тому, що розчини їх гідратів оксидів теж милкі на дотик. Друга складова назви — *земельні* — пов'язана з тим, що оксиди цих елементів уперше були виділені з мінералів земної кори. В усіх представників цієї родини однакова будова зовнішнього енергетичного рівня, на ньому розміщені 2 електрони. Як і в лужних металів, назви лужноземельних елементів й утворених ними простих речовин збігаються.

Фізичні властивості лужноземельних металів подібні на фізичні властивості лужних металів, проте дещо поступаються їм. Аналогічно лужним металам, йони лужноземельних також забарвлюють полум'я. Наприклад, йони Кальцію — у цегляно-червоний колір (рис. 71а), йони Барію — у зелений (рис. 71б).

Хімічні властивості лужноземельних металів. Атоми лужноземельних металів у реакціях легко віддають 2 валентних електрони зовнішнього енергетичного рівня. Цим пояснюється висока хімічна активність простих речовин, утворених атомами лужно-



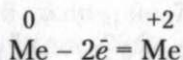
а



б

Рис. 71.
Забарвлення
полум'я йонами
Кальцію (а)
та Барію (б)

земельних елементів. Її можемо записати такою загальною схемою окиснення:



Лужноземельні метали вступають в одні й ті самі реакції, що й лужні метали, їх оксиди та гідроксиди також є лугами. Проте за хімічною активністю лужноземельні метали дещо поступаються лужним.

Зі збільшенням порядкового номера лужноземельних елементів від Кальцію до Радію збільшується радіус атома та послаблюється зв'язок валентних електронів з ядром. Унаслідок цього хімічна активність утворених ними речовин зростає.

Самостійно напишіть молекулярні рівняння, які підтверджують загальні хімічні властивості лужноземельних металів.

Генетичний зв'язок лужноземельних металів та їх сполук передає схема:



Оксиди та гідроксиди лужноземельних елементів мають чітко виражені основні властивості. На підтвердження цього проведемо *демонстраційний досвід*. До невеликої кількості порошку кальцій оксиду, насипаного в порцелянову чашку, добавимо води (рис. 72а) — спостерігаємо бурхливу взаємодію, що супроводжується спіненням умісту чашки. Якщо до одержаного розчину добавити кілька крапель індикатору фенолфталеїну, то він набуде малинового кольору, що свідчить про наявність луку (рис. 72б):

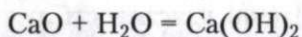


Рис. 72. Взаємодія кальцій оксиду з водою (а) та дослідження характеру продукту реакції (б)

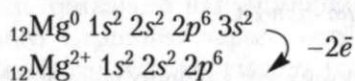
Хоча кальцій гідроксид і віднесено до лугів (у його прозорому розчині, що має назву *вапняна вода*, фенолфталеїн стає малинового кольору), він є малорозчинною речовиною.

▶ На підтвердження основних властивостей оксидів і гідроксидів лужноземельних елементів напишіть рівняння відповідних реакцій.

У періодичній системі разом із лужноземельними елементами в головній підгрупі II групи розташований металічний елемент *Магній*, що також має 2 валентні електрони на зовнішньому енергетичному рівні.

▶ Напишіть електронну та графічну електронну формули атома Магнію.

Електронна формула свідчить, що до завершення зовнішнього енергетичного рівня в атома Магнію не вистачає 6 електронів. А в разі віддавання наявних на ньому двох електронів атом перетворюється на катіон Магнію Mg^{2+} , у якого зовнішнім енергетичним рівнем стає передостанній, а він завершений:



Цим пояснюється подібність сполук Магнію до сполук лужноземельних елементів.

Згораючи на повітрі, магній утворює основний оксид MgO , а йому відповідає малорозчинна основа магній гідроксид $Mg(OH)_2$.

Магній належить до активних металів. Магній оксид MgO і гідрат оксиду $Mg(OH)_2$ мають основні властивості.

Біологічна роль лужних і лужноземельних елементів. Йони *Натрію* беруть активну участь у водно-сольовому обміні та підтриманні кислотно-лужної рівноваги в організмі тварин і людини. Вони містяться в еритроцитах і плазмі крові, травних соках. У крові й тканинах тіла людини міститься майже 100 г йонів Натрію, які надходять в організм переважно у складі кухонної солі $NaCl$. Додаткова потреба людини в цій речовині (якщо немає протипоказань) становить 10–15 г. Як нестача, так і надлишок натрій хлориду в харчуванні людини шкідливі для здоров'я.

Масова частка натрій хлориду в крові людини дорівнює 0,9 %. З таким умістом цієї речовини фармацевти готують *фізіологічний розчин*, який використовують як тимчасову заміну плазми крові й вводять за допомогою крапельниці внутрішньовенно.

Роль Натрію для рослин до кінця не встановлена.

Калій є життєво необхідним елементом живлення рослин, йони Калію завжди присутні в клітинах тваринного організму та людини. Організм дорослої людини містить майже 175 г йонів Калію, а добова потреба в них дорівнює майже 4 г. Йони Калію позитивно впливають на роботу серцево-судинної системи, забезпечують нормальне функціонування м'яких тканин (наприклад, клітин мозку і печінки), підвищують тонус гладеньких м'язів. Йони Калію відіграють важливе значення у підтримці автоматизму скорочення серцевого м'яза — міокарда. Організм людини отримує йони Калію переважно з рослинною їжею. Так, цінними джерелами йонів Калію є картопля, квасоля, банани, апельсини, абрикоси, шипшина, чорна і червона смородина, капуста, горіхи.

Як зазначалось у § 11, нестача цього елемента в ґрунті негативно впливає на розвиток рослин. Ріст сповільнюється, листки жовтіють, плоди стають менш солодкими, а насіння втрачає схожість. Тому, крім азотних і фосфорних добрив, у сільському господарстві застосовують калійні добрива.

Зазвичай калійні добрива — це подрібнені природні солі Калію: *сильвініт* $KCl \cdot NaCl$ і *калійна сіль* KCl .

▶ Наведіть приклади відомих вам калійних добрив.

Деяким рослинам і ґрунтам шкодить надлишок аніонів Хлору, тоді використовують калійну селітру чи калій сульфат, собівартість яких вища, оскільки їх доводиться виготовляти в заводських умовах.

Йони **Кальцію** є в усіх тканинах і рідинах організму людини, вони потрібні для нормальної роботи м'язів та зсідання крові. Скелет хребетних, тверді покриви ракоподібних черепах, молюсків, корали утворені кальцій ортофосфатом і кальцій карбонатом.

Магній — життєво необхідний елемент не лише для рослин, а й для всього живого на Землі. Річ у тому, що хлорофіл, за участю якого в рослинах відбувається фотосинтез, містить у своєму складі йони Магнію.

Небезпеку для живої природи становлять *радіоактивні ізотопи* таких представників родини лужних елементів, як **Стронцій** і **Цезій**. Утворення радіоактивних ізотопів, зокрема ізотопів Цезію ^{135}Cs і ^{137}Cs , ізотопу Стронцію ^{90}Sr , відбувається при розщепленні ядерного палива в атомних реакторах. Названі ізотопи довгоживучі (період напіврозпаду першого дорівнює майже 2,3 млн років, другого — 30,17 років, третього — 29,12 років). Забруднення біосфери радіоактивними ізотопами відбувається через викиди заводів, які утилізують відходи атомних електростанцій, відходи виробництв, що працюють з використанням радіоактивних речовин і матеріалів.

Проте найбільш небезпечним є випробування ядерної зброї та аварії на атомних електростанціях. Одна з таких аварій сталася 26 квітня 1986 р. на Чорнобильській АЕС, де вийшов з ладу і вибухнув один з атомних блоків (рис. 73), і на десятки років 30-кілометрова територія навколо станції перетворилася на зону, не придатну для проживання людей.



Рис. 73.
Зруйнований енергоблок Чорнобильської АЕС відразу після аварії

Потрапляючи в організм тварин і людини безпосередньо з водою та їжею, а до рослинних організмів під час мінерального живлення, радіоактивні ізотопи ^{135}Cs і ^{137}Cs , ^{90}Sr опромінують клітини, чим завдають їм великої шкоди. Окрім цього, радіоактивний Стронцій замість Кальцію входить до скелета та зубів, піддає організм постійному опроміненню, від чого кістки стають ламкими, зуби псуються і випадають. За тривалого надходження навіть невеликої кількості радіоактивного Стронцію через постійне опромінення кісткової тканини може статися захворювання на *лейкемію* чи *рак кісток*.

Щоб уникнути надходження небезпечних радіоактивних хімічних елементів до організму, на об'єктах, робота яких пов'язана з використанням радіоактивних речовин чи утворенням радіоактивних ізотопів, здійснюють радіоактивний контроль. Продукцію сільського господарства, продукти харчування, ґрунти та воду перевіряють на вміст радіоактивних ізотопів. З цією метою використовують як індивідуальні дозиметри (рис. 74а), так і облаштовують лабораторії радіоактивного контролю (рис. 74б). Уведено попереджувальний знак «Небезпечно! Радіоактивні речовини чи іонізуюче випромінювання» (рис. 74в).



Рис. 74. Дозиметр (а), мобільна хіміко-радіологічна лабораторія (б), попереджувальний знак (в)



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 10. Ознайомлення зі зразками сполук Натрію і Калію.

Для його проведення вам знадобляться: сполуки Калію і Натрію, штатив для пробірок, пробірки, вода, скляні палички, шпатель, спиртівка чи інший нагрівальний прилад.

Завдання 1. Дослідіть окремі фізичні властивості виданих вам зразків сполук Натрію та Калію. Результати дослідження агрегатного стану, кольору, розчинності речовин у воді запишіть у таблицю.

Назва речовини	Формула	Клас сполук	Агрегатний стан	Колір	Розчинність у воді	Забарвлення полум'я

Увага! Якщо серед виданих речовин є луги, пам'ятайте, що вони їдкі. Будьте обережні в поведженні з ними і в жодному разі не доторкайтеся до них руками.

Завдання 2. Перевірте, у який колір забарвлюють полум'я солі лужних елементів. Для цього візьміть на кінчик шпателя трішки відповідної солі та струсіть її над полум'ям нагрівального приладу. Результати спостереження запишіть у таблицю.

Лабораторний дослід 11. Ознайомлення зі зразками сполук Кальцію і Магнію.

Проведіть цей дослід аналогічно попередньому, результати запишіть у таблицю, складену за зразком із лабораторного дослід 10.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Порівняйте будову атомів: а) Літію і Натрію; б) Натрію і Магнію; в) Кальцію і Магнію; г) Натрію і Хлору.
2. Дайте загальну характеристику лужних елементів за положенням у періодичній системі та будовою атома.

3. Складіть схему «Хімічні властивості лужних і лужноземельних металів» та підтвердіть її прикладами рівнянь реакцій.

4. У чому проявляється основний характер оксидів і гідроксидів лужних, лужноземельних елементів та Магнію? Відповідь підтвердіть прикладами рівнянь реакцій.

5. Обґрунтуйте роль калійних добрив, висловіть судження про біологічну роль металічних елементів.

6*. Після аварії на Чорнобильській АЕС велика територія України, а також інших держав зазнала радіоактивного забруднення. За літературними джерелами з'ясуйте, до яких індивідуальних заходів потрібно вдаватися, щоб зменшити потрапляння радіоактивних речовин в організм, уберегти себе від впливу радіоактивного випромінювання.



§ 20. Поширеність сполук лужних, лужноземельних елементів і Магнію. Поняття про твердість води

Розгляньте діаграму (рис. 75) та з'ясуйте, яке місце за поширенням у земній корі займають лужні, лужноземельні елементи і Магній.

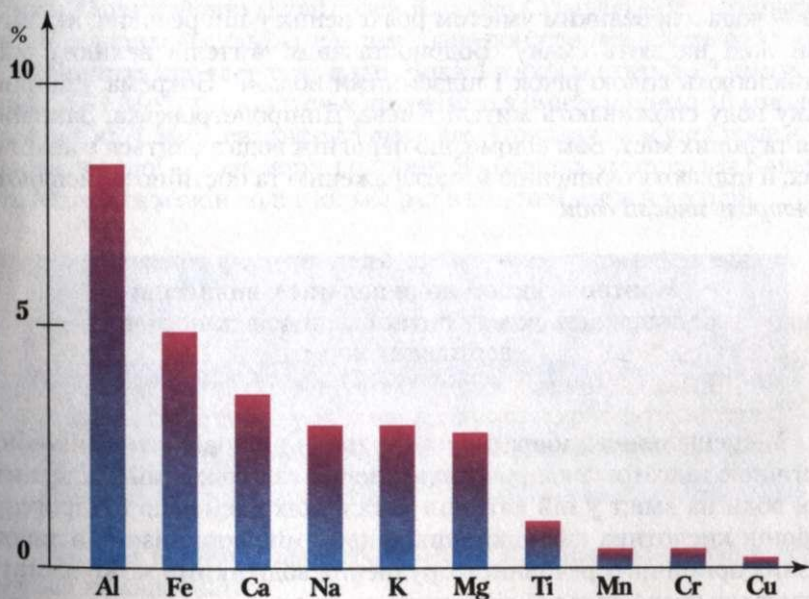


Рис. 75. Поширеність деяких металічних елементів у земній корі

Поширеність сполук лужних, лужноземельних металічних елементів і Магнію в природі. У літосфері ці елементи трапляються лише в складі сполук, серед яких переважають солі. Україна багата запасами кам'яної солі, або галіту NaCl , яку в подрібненому вигляді використовують як кухонну сіль. Металічний елемент Калій утворює природні поклади калійної солі, сильвініту, польового шпату, ортоклазу. Ви також знаєте, що металічний елемент Кальцій входить до складу кальциту, мармуру, крейди, вапняку, ракушняка, гіпсу. Найпоширенішим мінералом Магнію є доломіт $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Як бачимо, це сіль двох металічних елементів (подвійна сіль).

З вивченого на уроках географії та хімії пригадайте, де в Україні є поклади сполук лужних, лужноземельних елементів і Магнію.

Зважаючи на те, що Земля на 2/3 укрита водою, уміст металічних елементів у гідросфері не менший, аніж у літосфері. Переважна їх кількість перебуває в розчині у вигляді йонів. Варто лише пригадати, що 1 л морської води містить майже 35 г солей.

Поняття про якість води. Мешканці морів і океанів пристосувалися до існування в солоній воді, а ось наземним рослинам для живлення, людям і тваринам суші для пиття потрібна прісна вода — вода з невеликим умістом розчинених у ній речовин, які питній воді надають смаку. Водопостачання жителів великих міст здійснюють водою річок і підземними водами. Зокрема, дніпровську воду споживають жителі Києва, Дніпропетровська, Запоріжжя та інших міст. Вам відомо, що перш ніж вода з'явиться в квартирах, її піддають очищенню й знезараженню та постійно здійснюють *контроль якості води*.

Контроль якості води полягає у виявленні відповідності складу питної води до встановлених державних норм.

У спеціальних лабораторіях фахівці з відповідною хіміко-біологічною підготовкою проводять якісний та кількісний аналіз питної води на вміст у ній катіонів металічних елементів і Гідрогену, аніонів кислотних залишків, шкідливих мікроорганізмів, а також різних органічних речовин, забруднення води якими може настати внаслідок господарської діяльності людини.

Нині набули широкого споживання мінеральні води (рис. 76).

Мінеральна вода — це взята з підземних джерел вода, що містить розчинені речовини, корисні для людського організму.

За написами на етикетках різних мінеральних вод з'ясуєте, які йони в них присутні та домінують за кількісним умістом.

Досить часто мінеральні води насичують вуглекислим газом для тривалішого зберігання.

Поміркуйте, завдяки чому ця процедура подовжує термін зберігання води та що спільного в ній з використанням оцтової кислоти під час консервування овочів.



Рис. 76.
Мінеральні води України:
«Миргородська» (а)
та «Моршинська» (б)

Якщо в складі питної чи мінеральної води катіони Кальцію і Магнію є корисними, то для води, у якій перуть білизну, яку кип'ятять (приготування страв, чаю, кави тощо), використовують у системах опалення приміщень, їх присутність небажана і до певної міри шкідлива. З присутністю у воді солей Кальцію і Магнію — гідрогенкарбонатів, хлоридів і сульфатів — пов'язане поняття *твердість води*.

Поняття про твердість води. Вода, 1 л якої містить до 2 ммоль йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , вважається *м'якою*. Вода з вмістом понад 10 ммоль/л йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} вважається *твердою*. Прикладом м'якої води є дощова, твердої — вода морів і океанів. Як бачимо, уміст солей Кальцію та Магнію в м'якій воді в кілька разів менший, ніж у твердій.

Напишіть формули солей, що зумовлюють твердість води.

Розрізняють *тимчасову*, *постійну* та *загальну* твердість води.

Твердість води, зумовлена вмістом у ній кальцій гідрогенкарбонату та магній гідрогенкарбонату, дістала назву *тимчасова*, або *карбонатна, твердість*. Її можна усунути кип'ятінням.

Як вам відомо, гідрогенкарбонати при нагріванні перетворюються на карбонати:

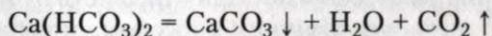




Рис. 77.
Нагрівальний
елемент, покритий
шаром накипу

Ця сама реакція відбувається під час кип'ятіння води, що має тимчасову твердість, зумовлену наявністю в ній кальцій гідрогенкарбонату та магній гідрогенкарбонату. Нерозчинні у воді карбонати, що утворюються при цьому, осідають на внутрішній поверхні посудин у вигляді білого осаду, а якщо є домішки сполук Феруму, то з коричневим відтінком, утворюючи *накип*. На відміну від металу накип має погану теплопровідність. Це погіршує процес теплообміну в парових котлах і чайниках, призводить до перевитрат палива й перегрівання металевих поверхонь, з часом виводить з ладу посуд для кип'ятіння води, механізми пральних машин (рис. 77) тощо. У твердій воді погано розварюються продукти.

Крім кип'ятіння, тимчасову твердість усувають хімічним шляхом, додаючи до води кальцій гідроксид (гашене вапно).

▶ Напишіть рівняння реакції, що відбувається при цьому.

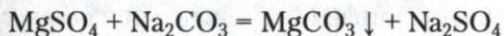
Ознайомлюючись у 9 класі з найважливішими органічними сполуками, ви дізналися, що мило $C_{17}H_{35}COONa$ є натрієвою сіллю органічної стеаринової кислоти. Як і всі сполуки Натрію, мило добре розчиняється у воді й у розчиненому стані виявляє мийну дію. Однак за наявності у воді йонів Кальцію чи Магнію мило вступає в реакцію обміну з утворенням нерозчинних сполук Кальцію та Магнію. Це їхні «пластівці» ми бачимо на поверхні твердої води, коли пробуємо прати в ній речі милом. До того часу, доки катіони Кальцію і Магнію не будуть переведені в нерозчинний стан, мийна дія мила проявляється слабо. Це збільшує витрати мила та погіршує структуру і якість тканин. На відміну від мила синтетичні мийні засоби (пральні порошки, пасти, рідини) не утворюють нерозчинних солей Кальцію та Магнію, а тому забезпечують ефективне прання й економне витрачання мийних засобів як у м'якій, так і у твердій воді.

Окрім солей карбонатної кислоти, у воді можуть бути присутні солі хлоридної та сульфатної кислот, які не можна видалити з розчину кип'ятінням.

Наявність у воді сульфатів і хлоридів Кальцію і Магнію зумовлює **постійну**, або **некарбонатну**, **твердість** води.

На відміну від тимчасової постійну твердість не можна усунути кип'ятінням. Її усувають хімічним способом, використовуючи ре-

човини, які переводять йони Кальцію і Магнію з розчину в практично нерозчинні сполуки. Це може бути натрій карбонат (кальцинована сода) Na_2CO_3 . Як і у випадку з тимчасовою твердістю, утворюється нерозчинний карбонат:



Перспективним та ефективним способом усунення твердості води є пропускання її через йонообмінні колонки (рис. 78). Вони заповнені йонообмінними матеріалами, що практично не розчиняються у воді, але містять рухливі йони, наприклад Натрію, які обмінюються на присутні у твердій воді йони Кальцію і Магнію. Унаслідок такого обміну катіони Кальцію та Магнію залишаються в йонообмінній колонці і вода стає м'якою. Важливо також те, що йонообмінний матеріал піддається регенерації.



Рис. 78.
Пом'якшення
води в лабора-
торних умовах
із використан-
ням йонообмін-
ної колонки

Постійну твердість води усувають за допомогою речовин, що утворюють з катіонами Кальцію і Магнію нерозчинні сполуки, або воду пропускають через йонообмінні колонки.

Терміном *загальна твердість* характеризують одночасну присутність у воді сполук, що зумовлюють тимчасову й постійну твердість. Якість природних вод характеризують переважно цим терміном, оскільки в більшості випадків природна вода містить і карбонати, і хлориди, і сульфати.

Ще з одним способом пом'якшення води — дистиляцією — ви вже ознайомені.

▶ Поміркуйте, який вид твердості води усувають дистиляцією.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 12. Усунення накипу з поверхні побутових приладів (дослід потрібно виконувати в домашніх умовах).

Для його виконання вам знадобиться: чайник, каструля чи інший побутовий посуд, на стінках якого від тривалого кип'ятіння води утворився накіп нерозчинних карбонатів; лимонна кислота або спеціальний засіб для видалення накипу, придбаний у магазині.

Завдання 1. Усуньте накип з поверхні будь-якого побутового приладу. Для цього наповніть його на 2/3 водою, всипте лимонну кислоту (якщо місткість посуду 3 л, то достатньо однієї упаковки лимонної кислоти), закрийте кришкою і поставте кип'ятити на 30 хв. Після завершення терміну кип'ятіння зачекайте, поки рідина охолоне (тим часом реакція може ще продовжуватись). Вилийте розчин з посудини та ретельно ополосніть її водою. Які зміни сталися зі стінками посуду?

Результати проведеного дослідів запишіть у робочий зошит, дайте їм пояснення. Зробіть висновок про силу електролітів карбонатної і лимонної кислот.

Завдання 2. Якщо маєте змогу придбати один із засобів, призначених для усунення накипу, виконайте дослід, скориставшись ним. Під час виконання дослідів чітко дотримуйтесь інструкції, що додається до засобу. Результати проведеного дослідів запишіть у робочий зошит, а також зазначте основну речовину в складі засобу, призначену для зняття накипу.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Як вам відомо, чиста речовина не містить домішок інших речовин. У природі, техніці, побуті ви не знайдете чистих речовин. Проте, перебуваючи в суміші з іншими речовинами, що мають відмінні властивості, речовини не втрачають своїх індивідуальних властивостей і проявляють їх під час хімічних реакцій. Тому до компонентів суміші іноді застосовують терміни *основна речовина* і *домішки*.

Домішками називають речовини, які відмінні за складом і властивостями від основного реагенту, але перебувають із ним у суміші.

Уміст домішок визначають у частках одиниці або у відсотках. Тобто домішки виступають своєрідним баластом, що не бере участі в реакції, і вихід продукту реакції залежить лише від умісту чистої речовини. Обчислення за хімічними рівняннями кількості речовини, маси або об'єму (для газуватих речовин) продуктів реакції за кількістю речовини, масою або об'ємом реагенту, що містить

певну частку домішок, починають з того, що за відомою масовою часткою домішок обчислюють їх масу чи об'єм і віднімають від загальної маси чи об'єму порції речовини. З наведеного тексту стає зрозуміло, що:

$$m_1 \text{ чистої реч.} + m_2 \text{ дом.} = m_3 \text{ маса реч. з дом.,}$$

або:

$$\omega \text{ чистої реч.} + \omega \text{ дом.} = 1 \text{ (100 \%)}$$

Звідси:

$$m_1 \text{ чистої реч.} = m_3 \text{ маса реч. з дом.} - m_2 \text{ дом.,}$$

або:

$$\omega \text{ чистої реч.} = 1 \text{ (100 \%)} - \omega \text{ дом.}$$

Розглянемо приклади.

Задача 1. Яку масу негашеного вапна можна добути з вапняку масою 500 г, уміст некарбонатних домішок у якому дорівнює 20 %?

Розв'язання

1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

<i>Дано:</i>	
m вапняку = 500 г	
ω домішок = 20 %, або 0,2	
m_{CaO} – ?	

2. Обчислимо масу чистого кальцій карбонату у вапняці масою 500 г.

Обчислення можна провести двома способами.

Перший спосіб. Обчислюємо масу домішок і віднімаємо її від загальної маси вапняку:

$$m_{\text{дом.}} = 500 \cdot 0,2 = 100 \text{ (г)}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 500 - 100 = 400 \text{ (г)}$$

Другий спосіб. Цей самий результат одержимо, якщо спочатку обчислимо масову частку чистої речовини, а з її використанням установемо масу кальцій карбонату:

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = 100 \% - 20 \% = 80 \%, \text{ або } 0,8$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 500 \cdot 0,8 = 400 \text{ (г)}$$

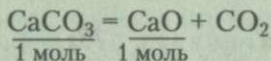
3. Обчислимо кількість речовини кальцій карбонату:

$$M_r \text{CaCO}_3 = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

$$M \text{CaCO}_3 = 100 \text{ г/моль}$$

$$\nu = 400 : 100 = 4 \text{ (моль)}$$

4. Запишемо рівняння реакції розкладу кальцій карбонату — основної складової речовини вапняку, з якої при нагріванні одержують негашене вапно, та обчислимо масу утвореного негашеного вапна:



З рівняння реакції бачимо, що кількість речовини кальцій оксиду (негашеного вапна) дорівнює кількості речовини кальцій карбонату. Отже,

$$\nu \text{CaO} = \nu \text{CaCO}_3 = 4 \text{ моль}$$

$$M_r \text{CaO} = 40 + 16 = 56 \quad M \text{CaO} = 56 \text{ г/моль}$$

$$m \text{CaO} = \nu \cdot M = 4 \cdot 56 = 224 \text{ (г)}$$

Відповідь: маса добутого негашеного вапна дорівнює 224 г.

Зверніть увагу! Обчислення проведено на підставі припущення, що практичний вихід негашеного вапна дорівнював 100 %. Якщо б в умові задачі було зазначено масову частку практичного виходу, то потрібно було б виконати додаткову дію на його обчислення й у відповіді було б число, менше за 224.

Це була розв'язана пряма задача з використанням поняття про домішки. Складена на її основі обернена задача наведена в прикладі.

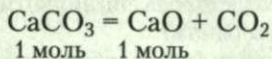
Задача 2. Термічним розкладанням вапняку масою 500 г добули негашене вапно масою 224 г. Обчисліть уміст некарбонатних домішок у цьому зразку вапняку за умови, що практичний вихід негашеного вапна становив 100 %.

Розв'язання

1. Запишемо скорочений запис умови задачі.

<i>Дано:</i>	
$m \text{вапняку} = 500 \text{ г}$	
$m \text{CaO} = 224 \text{ г}$	
$\omega \text{ домішок} = ?$	

2. Запишемо рівняння реакції розкладу кальцій карбонату й обчислимо за ним кількість речовини реагенту, з якої добули негашене вапно масою 224 г:



$$M_r \text{ CaO} = 40 + 16 = 56$$

$$M \text{ CaO} = 56 \text{ г/моль}$$

$$v \text{ CaO} = 224 : 56 = 4 \text{ (моль)}$$

3. За рівнянням реакції обчислимо масу кальцій карбонату, з якого одержали негашене вапно кількістю речовини 4 моль:

$$v \text{ CaCO}_3 = v \text{ CaO} = 4 \text{ моль}$$

$$M_r \text{ CaCO}_3 = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

$$M \text{ CaCO}_3 = 100 \text{ г/моль}$$

$$m \text{ CaCO}_3 = v \cdot M = 4 \cdot 100 = 400 \text{ (г)}$$

4. Обчислюємо масу домішок та їх масову частку:

$$m \text{ домішок} = 500 - 400 = 100 \text{ (г)}$$

$$\omega \text{ домішок} = 100 : 500 = 0,2, \text{ або } 20 \%$$

Відповідь: масова частка домішок у вапняку дорівнює 20 %.



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Чим зумовлена твердість води, на які види її поділяють? У яких випадках і чому потрібно усувати твердість води?
2. Назвіть відомі вам способи усунення твердості води, поясніть їх хімічну сутність.
3. Напишіть формули солей, йони яких є в мінеральних водах, наприклад у «Миргородській» та «Моршинській».
4. Якщо ви проживаєте в місті з центральним водопостачанням, дізнайтеся, звідки роблять забір води та яка її твердість. Якщо ви мешканці села й споживаєте колодязну чи артезіанську воду, то здійсніть забір води з різних джерел і проведіть візуальне порівняння її твердості. Для цього в прозорі посудини місткістю 500 мл налейте по 200 мл кожного зразка води, а в одну посудину — 200 мл мінеральної води без газу та долийте до кожної них по 100 г розчину

кальцинованої соди з масовою часткою натрій карбонату 5 %. Повторіть дослід з усіма порціями води.

Опишіть результати спостереження за вмістом посудин. (Пам'ятайте, що будь-яке помутніння в хімії вважається осадом). Чи вдалося вам на основі візуальних спостережень виявити, яка вода мала найвищу, а яка — найнижчу твердість?

5. Який об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) можна добути з вугілля масою 50 г, масова частка негорючих домішок у якому становить 4 %?

6*. Запропонуйте спосіб опріснення морської води, який можна було б використовувати в екстремальній ситуації перебування людини у відкритому морі без запасу прісної води.

7*. Скориставшись умовами задач, розв'язання яких наведено в рубриці «Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні», складіть і розв'яжіть пряму й обернену задачі на добування певного об'єму вуглекислого газу.

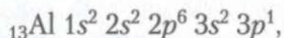


§ 21. Алюміній як хімічний елемент і проста речовина. Сполуки Алюмінію

Алюміній як хімічний елемент. Цей хімічний елемент у періодичній системі має порядковий номер 13.

Охарактеризуйте положення Алюмінію у періодичній системі хімічних елементів і будову його атома.

Як свідчить електронна формула атома Алюмінію:



Його 13 електронів розташовані на трьох енергетичних рівнях, з них 3 містяться на зовнішньому енергетичному рівні. Зверніть увагу на те, що в одному з Алюмінієм періоді зліва розташований металічний елемент Магній, справа — неметалічний елемент Силіцій. Таке положення Алюмінію, а також наявність на зовнішньому енергетичному рівні трьох електронів визначили характер хімічних властивостей металу алюмінію, оксиду та гідроксиду Алюмінію.

Алюміній — металічний хімічний елемент, оксид і гідроксид якого наділені **амфотерними** властивостями, тобто залежно від реагентів ці сполуки проявляють і основний, і кислотний характер.



Рис. 79. Природні сполуки Алюмінію: каолін (а); корунд (б); боксит (в)

Алюміній входить до трійки найпоширеніших хімічних елементів на Землі (після неметалічних елементів Оксигену і Силіцію). Серед металічних елементів за поширенням у природі він на першому місці, проте у вільному стані не трапляється. Алюміній входить до складу гірських порід і мінералів, серед яких найпоширенішими є польовий шпат, каолін, або біла глина (рис. 79а), корунд (рис. 79б), боксит (рис. 79в).

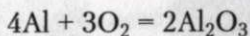
Алюміній як проста речовина. Алюміній — сріблясто-білий з виразним металевим блиском метал. Має густину $2,7 \text{ г/см}^3$ і температуру плавлення $660 \text{ }^\circ\text{C}$. Легкий, м'який, ковкий, легко піддається прокату й штампуванню. З нього виготовляють дроти, тоненьку плівку (алюмінієву фольгу), яку застосовують у харчовій і фармацевтичній галузях для пакування продуктів і пігулок. Проте основне застосування алюмінію пов'язане з його високою електро- і теплопровідністю, здатністю до утворення легких, міцних і корозійностійких сплавів (повторіть §17, де розглядається застосування металів, зокрема алюмінію).

Хімічні властивості алюмінію. У ряді активності металів алюміній розташований відразу за лужними, лужноземельними металами та магнієм, що вказує на його високу хімічну активність. Для Алюмінію характерний ступінь окиснення $+3$.

1. Взаємодія алюмінію з киснем.

На повітрі алюміній окиснюється, покривається тонкою оксидною плівкою Al_2O_3 і набуває матового кольору. Ця плівка завтовшки всього $5\text{--}10 \text{ нм}$ надійно захищає метал від подальшої взаємодії з киснем і водою, що завжди є в повітрі.

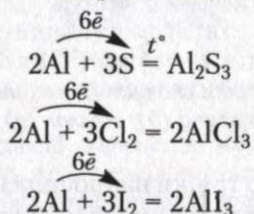
У кисні порошок або стружка алюмінію згорають при високій температурі з утворенням оксиду:



Напишіть електронний баланс цієї реакції, зазначте процеси окиснення й відновлення.

2. Взаємодія алюмінію з іншими неметалами.

За різних температурних умов, у деяких випадках із застосуванням каталізаторів, алюміній реагує з більшістю неметалів (виняток становлять водень та інертні гази):



Назвіть продукти розглянутих реакцій.

Взаємодія алюмінію з йодом відбувається за кімнатної температури й каталізується водою. Для її проведення порошок алюмінію змішують із подрібненим йодом і додають кілька крапель води (рис. 80а). Відразу розпочинається бурхлива реакція (рис. 80б). Демонстраційний дослід виконують із застосуванням скляного дзвону або під тягою.



Рис. 80. Взаємодія алюмінію з йодом

3. Взаємодія алюмінію з кислотами.

Алюміній, позбавлений оксидної плівки, активно реагує з хлоридною кислотою (рис. 81а) і дещо повільніше з розбавленою сульфатною кислотою (рис. 81б) з виділенням водню:

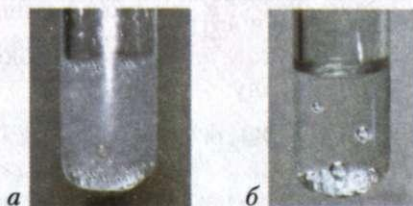
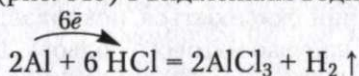


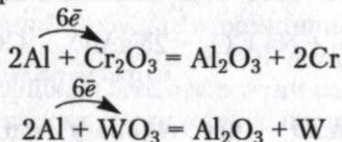
Рис. 81. Взаємодія алюмінію з хлоридною (а) і сульфатною (б) кислотами

Напишіть молекулярне рівняння реакції алюмінію з розбавленою сульфатною кислотою.

Здійснити взаємодію алюмінію з концентрованою нітратною та сульфатною кислотами на холоді практично неможливо.

4. Взаємодія алюмінію з оксидами металічних елементів.

Алюміній відновлює багато металів з їх оксидів. Реакції екзотермічні, температура становить 1200–3000 °С:

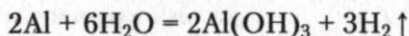


Цю властивість алюмінію застосовують у промисловості для добування деяких металів.

Відновлення металів з їх оксидів за допомогою алюмінію дістало назву **алюмотермія** (алюмінотермія).

Відкриття алюмотермії належить хіміку М. М. Бекетову. З його біографічними даними ви ознайомилися у 8 класі, вивчаючи ряд активності металів, установлений вченим експериментально та названий на його честь.

5. Взаємодія алюмінію з водою:



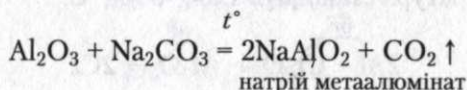
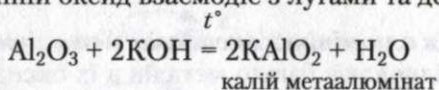
Для того щоб відбулася ця взаємодія, треба спочатку зняти з поверхні алюмінію захисну оксидну плівку. Це можна зробити, наприклад, за допомогою наждачного паперу.

Алюміній — активний метал, що легко вступає у взаємодію з простими та складними речовинами, проявляючи відновні властивості.

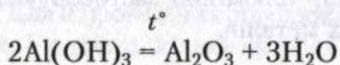
Алюміній оксид Al_2O_3 та алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. **Алюміній оксид** — тверда тугоплавка речовина білого кольору, нерозчинна у воді. Основна галузь застосування — добування алюмінію. Крупнокристалічний алюміній оксид, або корунд, є коштовним

камінням (рубін, сапфір), колір якого зумовлюють домішки інших мінералів.

Алюміній оксид Al_2O_3 — хімічно стійкий. З кислотами він реагує, якщо добути його прожарюванням алюміній гідроксиду. При сплавленні алюміній оксид взаємодіє з лугами та деякими солями:

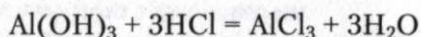


Алюміній гідроксид — нерозчинна у воді речовина, яка при нагріванні до $600\text{--}800\text{ }^\circ\text{C}$ втрачає воду:



Як ви вже знаєте з 8 класу, алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляє амфотерні властивості — за звичайних умов він реагує з кислотами та лугами. Пригадати ці властивості вам допоможе виконання лабораторного досліджу 13. Ви маєте добути алюміній гідроксид реакцією йонного обміну між розчинною у воді сіллю Алюмінію та лугом й експериментальним методом довести амфотерні властивості добутої речовини.

У реакції з кислотою алюміній гідроксид розчиниться, оскільки продуктом взаємодії є розчинна у воді сіль. Якщо використати, наприклад, хлоридну кислоту, то утвориться алюміній хлорид AlCl_3 :



У реакції з лугом, наприклад з натрій гідроксидом, також відбудеться розчинення осаду алюміній гідроксиду, натомість утвориться розчинна сіль натрій гексагідроксоалюмінат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$. У першій солі Алюміній перебуває у складі катіону Al^{3+} , у другій він є складовою частиною аніону $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$. Докладніше про це подано в рубриці «Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні».

Алюміній гідроксид належить до амфотерних сполук, що взаємодіють з кислотами і лугами, утворюючи розчинні солі й воду.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 13. Добування алюміній гідроксиду й доведення його амфотерності.

Для його проведення вам знадобляться: розчин солі Алюмінію, наприклад алюміній хлориду чи алюміній сульфату; кислота, наприклад сульфатна; розчин лугу, наприклад натрій гідроксид; три чисті пробірки, штатив для пробірок.

Завдання 1. Добудьте нерозчинний алюміній гідроксид. Для цього в пробірку налейте 3–4 мл розчину лугу й невеликими порціями додайте розчин солі Алюмінію. Щойно утвориться осад, припиніть доливання солі. Напишіть йонно-молекулярні рівняння цієї взаємодії речовин.

Завдання 2. Добутий осад рівномірно розділіть у три пробірки. Перша буде контрольною, у другій пробірці проведіть взаємодію алюміній гідроксиду з кислотою, у третій – з лугом.

Завдання 3. До осаду в другій пробірці долийте 1–2 мл кислоти, спостерігайте за змінами в пробірці, дайте їм пояснення. Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції, що відбулася.

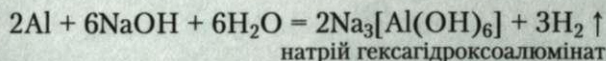
Завдання 4. До осаду в третій пробірці долийте 1–2 мл лугу, спостерігайте за змінами в пробірці. Молекулярне та йонні рівняння подібної взаємодії наведено в рубриці «Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні».

Про які властивості алюміній гідроксиду свідчать результати виконання лабораторного досліді?



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Взаємодія алюмінію з лугом. Алюміній активно взаємодіє з розчинами лугів:

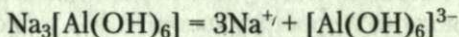


Як експериментально довести, що при взаємодії алюмінію з розчином лугу виділяється водень?

Виконуючи лабораторний дослід 13, ви переконалися, що за звичайних умов алюміній гідроксид взаємодіє з розчином лугу, про що свідчить зникнення осаду. Продуктом цієї взаємодії є розчинна у воді сіль натрій гексагідроксоалюмінат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$:

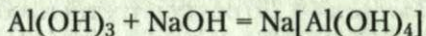


Дисоціацію солі в розчині передає рівняння реакції:



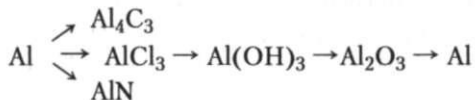
Зверніть увагу на аніон солі. Він має складну (комплексну) будову та заряд 3^- . Величина заряду такого комплексного йону визначається різницею між сумою негативно заряджених шести гідроксильних груп OH^- та позитивним зарядом одного йона Al^{3+} . Відповідно до того, що сума позитивних зарядів йонів у сполучі дорівнює сумі негативних, після хімічного символу Натрію записано індекс 3.

За меншого кількісного співвідношення реагентів утворюється натрій тетрагідроксоалюмінат:



Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Охарактеризуйте хімічний елемент Алюміній та фізичні властивості утвореної ним простої речовини.
2. Чому не можна тримати луги в алюмінієвому посуді?
3. Напишіть хімічні рівняння за схемою перетворень:



4. Взаємодія з якими речовинами свідчить про амфотерні властивості алюміній гідроксиду?
5. Сплав міді й алюмінію масою 15 г обробили надлишком хлоридної кислоти й добули водень об'ємом 13,44 л (н. у.). Обчисліть масові частки металів у сплаві.

6. Поясніть, чому, незважаючи на високу хімічну активність алюмінію, у виготовленому з нього посуді можна кип'ятити воду, готувати страви.

7*. У складі малих груп виконайте навчальний проект на тему «Крилатий метал», у якому опрацюйте такі питання:

- а) властивості, що зумовлюють широке використання алюмінію в різних галузях народного господарства;
- б) виробництво алюмінію в Україні;
- в) сплави алюмінію;
- г) продукція, яку випускають в Україні із застосуванням алюмінію та його сполук.

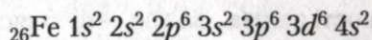


§ 22. Ферум як хімічний елемент. Проста речовина залізо. Сполуки Феруму(II) і Феруму(III)

Ферум як хімічний елемент. На відміну від попередньо розглянутих металічних елементів Ферум Fe (протонне число 26) є елементом побічної підгрупи VIII групи. Зверніть увагу на особливості елементного складу цієї групи. Побічні підгрупи в ній представлені не одним, а трьома металічними елементами від кожного періоду. Так, у четвертому періоді це металічні елементи Ферум Fe, Кобальт Co і Нікол (Нікель) Ni. Радіуси їх атомів, температури плавлення і кипіння, густина та хімічні властивості утворених ними простих речовин виявляють досить подібні властивості.

Скориставшись періодичною системою хімічних елементів, укажіть нуклонне число атома Феруму, кількість електронів і нейтронів.

З'ясуємо, чому елемент Ферум розміщений у VIII групі, якщо спільною ознакою атомів усіх металічних елементів є невелика кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні (найчастіше 1, 2). Для цього розглянемо електронну формулу атома Феруму:



Як бачимо, зовнішній (четвертий) енергетичний рівень його атома має типову для металічних елементів будову — на ньому розміщено 2 *s*-електрони. Водночас на *d*-підрівні передостаннього (третього) енергетичного рівня міститься 6 електронів.

У сполуках Ферум проявляє ступені окиснення +2 і +3, хоча за певних умов можна добути речовини зі ступенем окиснення +6 та ін.

Поширення Феруму в природі. За поширенням у природі йому належить четверте місце, а серед металічних елементів — друге. Ферум трапляється переважно в складі оксидів, сульфідів, карбонатів, що становлять основу його мінералів і руд. Проста речовина залізо, утворена атомами Феруму, у природі трапляється рідко, переважно в уламках метеоритів, що досягли поверхні Землі. У незначній кількості Ферум входить до складу живих організмів.

Поклади залізних руд утворюють мінерали *магнетит* (магнітний залізняк) Fe_3O_4 (рис. 82а), *лимоніт* (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, *гематит* (червоний залізняк) Fe_2O_3 (рис. 82б), *сидерит* (залізний шпат) FeCO_3 , *пірит* (залізний колчедан) FeS_2 (рис. 82в).



Рис. 82. Заліззорудні мінерали: *магнетит* (а); *гематит* (б); *пірит* (в)

Надра нашої країни містять великі запаси залізних руд — майже 30 % розвіданих на території СНД покладів. Найбільші родовища, на базі яких здійснюють промислове виробництво заліза та його сплавів в Україні, відкриті в Криворізькому, Кременчуцькому та Білогірському заліззорудних басейнах.

В організмі дорослої людини міститься майже 4–5 г Феруму, з яких 65 % перебуває в складі гемоглобіну крові.

▶ Поцікавтеся, які продукти харчування дієтологи та лікарі радять уживати для підтримання вмісту Феруму в організмі людини.

Фізичні властивості заліза. Залізо — сріблясто-білий із сіруватим відтінком метал (у порошкоподібному стані блиск втрачається, колір стає сірувато-чорним). Залізо має густину $7,87 \text{ г/см}^3$ і температуру плавлення 1539°C . Під час накаливання метал легко прокатується, кується. Наші прадіди використовували цю його властивість для виготовлення в кузнях плугів, борін, коліс, сокир, підків,

молотків, лопат тощо. Традиції ковальства здавна розвивалися в Україні. Не випадково одними з головних персонажів «Вечорів на хуторі біля Диканьки» М. В. Гоголя та комедії «За двома зайцями» М. П. Старицького є ковалі Вакула та Микола.

Залізо та його сплави притягуються магнітом і легко намагнічуються в магнітному полі, є добрими провідниками струму й тепла.

▶ На підтвердження здатності заліза намагнічуватися піднесіть магніт до купки залізних скріпок, і ви побачите, як скріпки прикріпилися не лише до магніту, а й одна до одної на зразок гірлянди.

На магнітних властивостях заліза і його сплавів ґрунтується використання їх як матеріалу для виготовлення сердцевин трансформаторів, вантажопідіймачів, телефонних мембран тощо.

Хімічні властивості заліза. Залізо з високим ступенем чистоти малоактивне й не піддається корозії. Наприклад, понад 1600 років тому в Індії було виготовлено залізну колону заввишки 7,21 м, яка й нині неушкоджена корозією.

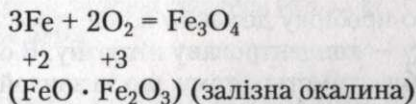
▶ Пригадайте сутність корозії, напишіть рівняння, що схематично відображає електрохімічну корозію заліза.

Проте навіть невелика частка різних домішок збільшує активність заліза в усіх хімічних реакціях.

Подібно до більшості металів залізо окиснюється киснем та іншими неметалами, вступає в реакції заміщення з кислотами і солями менш активних за нього металічних елементів, взаємодіє під час нагрівання з водою.

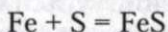
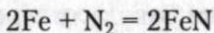
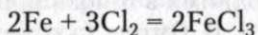
1. Взаємодія заліза з киснем.

Вам уже доводилося спостерігати, як за лічені секунди тонка залізна голка згорає в кисні сліпучим полум'ям, а утворений продукт реакції *залізна окалина* Fe_3O_4 поширюється в усі боки, нагадуючи бенгальські вогні:



Як зазначено в дужках, залізна окалина є подвійним оксидом, у якого один атом Феруму проявляє ступінь окиснення +2, а два інші +3.

2. Взаємодія заліза з іншими неметалами:



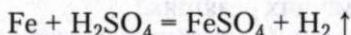
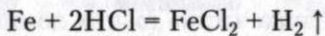
Назвіть утворені сполуки, визначте ступені окиснення атомів.

3. Взаємодія заліза з кислотами.

Взаємодія заліза з кислотами залежить від температури та концентрації кислоти. Переконайтеся в цьому можна на такому *демонстраційному досліді*. Візьмемо 4 пробірки й помістимо в кожную з них небагато залізного порошку. У першу пробірку долємо кілька мілілітрів розбавленої хлоридної кислоти й побачимо, що досить швидко з'являться пухирці газу. Для прискорення реакції вміст пробірки підігріємо.

У другу пробірку налємо стільки ж розчину розбавленої сульфатної кислоти. Результати спостереження будуть аналогічні першій взаємодії.

Напишемо рівняння цих реакцій:



Як довести, що виділяється водень, а не інший газ?

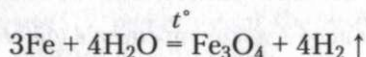
Зверніть увагу! У реакціях з розбавленими хлоридною та сульфатною кислотами залізо утворює сіль Феруму(II), тоді як розглянута вище взаємодія заліза з хлором зумовлює утворення солі Феруму(III).

До яких з відомих вам типів хімічних реакцій належать розглянуті реакції?

У третю пробірку долємо концентровану сульфатну кислоту, а в четверту — концентровану нітратну. В обох пробірках видимих змін не відбуватиметься тому, що за звичайних умов залізо з ними не взаємодіє. Ось чому концентровану нітратну й концентровану сульфатну кислоти можна транспортувати залізницею в сталевих цистернах.

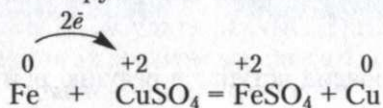
4. Взаємодія заліза з водою.

Під час пропускання парів води над нагрітим порошком заліза відбувається реакція, що супроводжується утворенням подвійного оксиду Fe_3O_4 і водню:



5. Взаємодія заліза із солями.

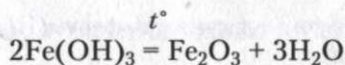
Атоми Феруму заміщують йони менш активного металічного елемента в розчині його солі. Приклад такої реакції вам відомий: у розчині мідного купоросу на залізні предмети (цвяхи, скріпки, кнопки тощо) досить швидко осідає відновлена мідь, надаючи їм червоно-цегляного кольору:



Оксиди Феруму. Окрім подвійного оксиду залізної окалини Fe_3O_4 (темно-сірого кольору), існують ферум(II) оксид FeO (чорного кольору) та ферум(III) оксид Fe_2O_3 (червоно-коричневого кольору). Усі три сполуки — тверді, нерозчинні у воді й тугоплавкі.

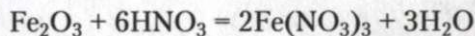
Ферум(II) оксид трапляється в природі дуже рідко, тоді як ферум(III) оксид утворює поклади бурого та червоного залізняку.

У лабораторії ферум(III) оксид Fe_2O_3 можна добути розкладанням при нагріванні відповідного гідроксиду:



▶ З'ясуйте, чи належить реакція розкладу ферум(III) гідроксиду до окисно-відновних.

Оксиди Феруму взаємодіють із багатьма кислотами з утворенням розчинних у воді солей:

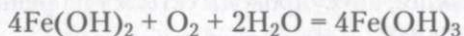


▶ Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції ферум(III) оксиду з хлоридною кислотою.

Гідрати оксидів Феруму. Розглянутим оксидам відповідають гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — нерозчинна у воді речовина, зеленувато-білого кольору, що швидко набуває іржаво-коричневого

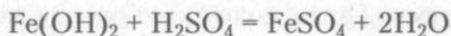
забарвлення через подальше окиснення Феруму киснем у присутності води:



Розгляньте окисно-відновні процеси в цій реакції.

Ферум(II) гідроксид — нестійка сполука, що за кімнатної температури **перетворюється на ферум(III) гідроксид**. Під час цього перетворення відбувається зміна ступеня окиснення Феруму та забарвлення речовин.

Ферум(II) гідроксид вступає в реакцію нейтралізації з кислотами:

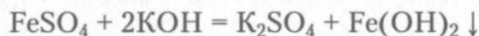


Ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — нерозчинна у воді речовина іржаво-коричневого кольору. Аналогічно ферум(II) гідроксиду, ферум(III) гідроксид виявляє властивості нерозчинних гідроксидів: 1) розкладається під час нагрівання; 2) реагує з кислотами.

Підтвердіть хімічні властивості ферум(III) гідроксиду записом рівнянь реакцій.

Ферум(III) гідроксид проявляє слабкі амфотерні властивості. Він, як і амфотерний алюміній гідроксид, реагує з лугами чи основними оксидами при сплавленні.

Як і всі нерозчинні гідроксиди, ферум(II) гідроксид і ферум(III) гідроксид можна добути, подіявши на розчин відповідної солі розчином лугу:



Напишіть рівняння реакції добування ферум(III) гідроксиду.

Здійсніть добування цих гідроксидів, виконавши *лабораторний дослід 14*.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 14. Добування ферум(II) гідроксиду та ферум(III) гідроксиду.

Для проведення досліду вам знадобляться: розчин солі Феруму(II), розчин солі Феруму(III), розчин лугу; пробірки, штатив для пробірок.

Завдання 1. Добудьте ферум(II) гідроксид. Для цього налейте в пробірку 1 мл розчину солі Феруму(II) і долейте до нього стільки ж розчину лугу. Спостерігайте за змінами, що сталися в пробірці, дайте їм пояснення.

Результати спостереження, пояснення, молекулярне та йонні рівняння проведеної реакції запишіть у робочий зошит.

Завдання 2. Добудьте ферум(III) гідроксид. Виконайте це завдання за зразком завдання 1. Результати спостереження, пояснення, молекулярне та йонні рівняння проведеної реакції запишіть у робочий зошит.

Завдання 3. Проведіть спостереження за ферум(II) гідроксидом. Після того як зробите всі потрібні записи в зошиті щодо виконання обох завдань, подивіться на вміст пробірки, у якій добували ферум(II) гідроксид. Як і чому змінився колір осаду? Про перебіг якого явища — фізичного чи хімічного — це свідчить? Відповідь обгрунтуйте.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

З насиченого розчину Ферум(II) сульфату можна одержати кристалогідрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, що дістав назву **залізний купорос** (рис. 83).

Наведіть приклади відомих вам кристалогідратів, про які ви дізналися в 9 класі в темі «Розчини».



Рис. 83. Кристали залізного купоросу

Залізний купорос — тверда кристалічна речовина зеленкуватого кольору, добре розчинна у воді.

Залізний купорос застосовують для знищення шкідників саду (комах і слимаків), для очищення стічних вод, у виготовленні чорнила і фарб, для просочування деревини, щоб вона не псувалася з часом під впливом несприятливих

умов зовнішнього середовища. Це має важливе значення в прокладанні залізничних магістралей, адже шпали дерев'яні й перебувають під відкритим небом.

Йони Fe^{3+} можна виявити за допомогою розчинів *роданидів*, наприклад калій роданиду KSCN (рис. 84а, 1). Кількох крапель цієї солі достатньо, щоб досліджуваний розчин, у якому присутні йони Fe^{3+} , набув інтенсивного вишнево-червоного кольору (рис. 84б).

Іншим чутливим реагентом, за допомогою якого розпізнають йони Fe^{3+} , є *жовта кров'яна сіль* (рис. 84а, 2). При додаванні кількох її крапель розчин солі Феруму(III) набуває синього кольору (рис. 84г).

Йони Fe^{2+} можна розпізнати в розчині за допомогою *червоної кров'яної солі* (рис. 84а, 3), при додаванні кількох крапель якої колір розчину змінюється на синій (рис. 84в), тоді як у розчині солей Феруму(III) під дією цієї речовини аналогічне явище не спостерігається.

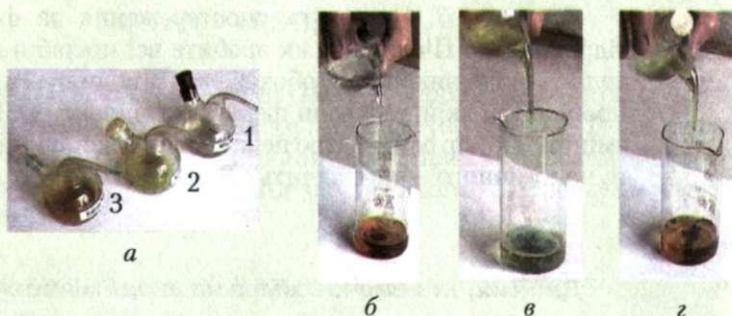


Рис. 84. Якісні реакції на катіони Fe^{2+} та Fe^{3+}

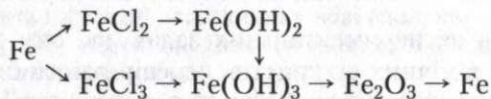
Примітка. Жовта кров'яна сіль, червона кров'яна сіль та продукти їх взаємодії із солями Феруму мають складну комплексну будову, вивчення якої не передбачене програмою.



? Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. У чому полягають особливості будови атома Феруму та його положення в періодичній системі порівняно з уже вивченими вами металічними елементами?

2. Обчисліть масові частки Феруму в мінералах (с. 180) і зробіть висновок, який із них має найбільший уміст цього хімічного елемента.
3. Назвіть основні родовища Феруму в Україні та залізородні мінерали.
4. За схемою перетворень напишіть рівняння реакцій, назвіть утворені продукти:



5. З біології вам відомо про наявність у рослин зеленого пігменту хлорофілу, а у тварин і людей — червоного пігменту крові гемоглобіну. Пригадайте, яке значення мають вони для живої природи. За різними інформаційними джерелами, зокрема Інтернет, з'ясуйте, яка роль у цьому належить Феруму. Сформулюйте висновок про біологічну роль Феруму.

6*. Обчисліть масу залізного купоросу й об'єм води, необхідні для приготування розчину ферум(II) сульфату масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 19 %.



§ 23. Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності. Практична робота 2. Розв'язування експериментальних задач

Добігає кінця навчальний рік, упродовж якого ви вивчали неметалічні й металічні елементи та їх сполуки. Набуті знання дають вам змогу не лише називати речовини за сучасною українською номенклатурою, наводити приклади сполук неметалічних і металічних елементів, складати формули оксидів, основ, кислот, солей, характеризувати та обґрунтовувати хімічні процеси за участю речовин різних класів, а й застосовувати їх для проведення хімічного експерименту.

Пригадайте, що хімічним експериментом називають науковий дослід з вивчення явищ та властивостей речовин.
У чому полягає відмінність фізичних явищ від хімічних?

Як вам відомо, експериментальний метод — провідний у хімічній науці, а відтак, і в навчанні хімії. Чимало законів, зокрема закон збереження маси речовин, закон об'ємних відношень газів, були виведені експериментально. Тобто М. В. Ломоносов, Ж. Л. Гей-Люссак зробили свої відкриття на основі власноруч організованого й проведеного хімічного експерименту. У вас теж є нагода планувати

і проводити експериментальні дослідження на практичних роботах з розв'язування експериментальних задач.

Задачі, розв'язування яких потребує проведення хімічного експерименту, називають **експериментальними**.

Розв'язування експериментальних задач дає вам можливість пройти шляхами хімічних відкриттів, перевірити глибину й гнучкість власних знань, розвивати й надалі експериментальні вміння, формувати загальну компетентність щодо безпечного поводження з речовинами.

Під час виконання цієї практичної роботи вам доведеться експериментально доводити властивості й склад речовин, розпізнавати сполуки, здійснювати перетворення речовин за наведеною схемою в умові задачі тощо. Пам'ятайте, що проведенню реального хімічного експерименту передують *уявний хімічний експеримент*, тобто такий, що спланований та спрогнозований в уяві на основі знань про речовини та їх властивості. Уявний експеримент, проведений вами на етапі підготовки до практичної роботи, дасть змогу уникнути нерационального використання речовин, зайвих витрат часу, гарантує безпомилкове розв'язування експериментальних задач.

Умови експериментальних задач до цієї практичної роботи диференційовані за складністю на 2 варіанти. До першого ввійшли задачі, розв'язування яких потребує відтворення знань у відомих ситуаціях і складається з невеликої кількості практичних дій. У другому варіанті наведено умови дещо складніших експериментальних задач. Щоб їх розв'язати, доведеться висувати гіпотези, розробляти план, обирати з-поміж різних способів один правильний.

Умов експериментальних задач наведено значно більше, ніж можна виконати, пояснити й описати за одногодинне практичне заняття. Зроблено це з метою індивідуалізації вашої дослідницької діяльності. Ви маєте бути підготовлені до проведення хімічного експерименту з розв'язування будь-якої задачі, а на занятті вчитель вкаже, які конкретно з них потрібно розв'язати кожному.

Перший варіант

1. Експериментально встановіть, чи взаємодіє ферум(II) сульфат з:
а) лугом; б) міддю; в) барій хлоридом.
2. Доведіть, що виданий вам порошкоподібний купрум(II) оксид містить домішки порошкоподібного заліза.
3. Проробіть досліди, за допомогою яких можна встановити тимчасову твердість води.
4. Доведіть, що виданий вам твердий натрій сульфат містить домішки магній сульфату.

5. Експериментальним шляхом установіть, яка з речовин — барій хлорид чи натрій карбонат — взаємодіє з нітратною кислотою.
6. Розпізнайте (не вдаючись до розчинення, а скориставшись відкритим полум'ям нагрівного приладу) тверді зразки натрій хлориду, калій хлориду і барій хлориду.
7. Добудьте реакцію обміну між розчинами солі металічного елемента і лугу дві нерозчинні у воді сполуки — алюміній гідроксид і ферум(II) гідроксид. Експериментальним шляхом з'ясуйте, яка з речовин є амфотерною.
8. Експериментальним шляхом з'ясуйте, яка з речовин — натрій хлорид чи амоній хлорид — взаємодіє з лугом.

Другий варіант

1. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини магній сульфату, алюміній сульфату й сульфатної кислоти. Визначте, у якій з пробірок міститься кожна з цих речовин.
2. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини амоній хлориду, барій хлориду і хлоридної кислоти. Визначте, у якій з пробірок міститься кожна з цих речовин.
3. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини ферум(II) сульфату, ферум(III) сульфату й амоній сульфату. За допомогою лише одного реагента визначте, у якій з пробірок міститься кожна з цих речовин.
4. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини барій хлориду, натрій карбонату і натрій гідроксиду. За допомогою лише одного реагента визначте, у якій з пробірок міститься кожна з цих речовин.
5. Проведіть досліди з визначення якісного складу:
 - а) барій хлориду; б) ферум(II) сульфату; в) кальцій гідроксиду.
6. Здійсніть перетворення речовин за такими схемами:
 - а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4$
 - б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 - в) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 - г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
7. Доберіть речовини та проведіть реакції, що відповідають таким скороченим йонним рівнянням реакцій:
 - а) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$
 - в) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
 - г) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Результати спостережень, зроблені на їх основі висновки, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошиті для практичних робіт.



§ 24. Загальні способи добування металів. Розвиток металургії в Україні

Поняття про металургію. Люди здавна використовували метали, щоправда, тривалий час обмежено. Навіть М. В. Ломоносов зазначав лише 7 металів: золото, срібло, мідь, олово, свинець, залізо, ртуть. Нині ж добувають майже 70 металів, а на їх основі виготовляють понад 5000 сплавів. Це зумовлено потребами господарського комплексу в цінних для машино- і літакобудування металах і сплавах, що стало можливим завдяки досягненням сучасної металургії.

Металургія — наука, що розробляє теорію металургійних процесів, способи добування металів і виготовлення сплавів.

Цю саму назву має промислова галузь, що здійснює виробництво металів. Вона поділяється на *чорну металургію* (виробництво заліза та його сплавів) і *кольорову металургію* (виробництво решти металів і їх сплавів).

Сплави — тверді суміші, утворені сплавленням кількох металів, а також металів із деякими неметалами.

Під час змішування розплавлених металів відбувається розчинення одного металу в іншому, або утворення їх хімічних сполук.

Сучасна металургія найбільше виробляє сплавів заліза, алюмінію, міді.

Загальні способи добування металів. Ви вже знаєте, що металічні елементи в природі перебувають здебільшого не у вільному стані, а в сполуках. З-поміж різних сполук найпоширенішими є оксиди, хлориди, сульфідні та солі оксигеновмісних кислот (карбонати, сульфати, силікати). Це сполуки з йонним хімічним зв'язком, і видобуток металів з них полягає у відновленні катіонів металічних елементів до вільних атомів за схемою:



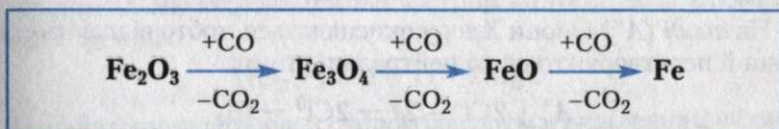
Учені-металурги винайшли різні способи здійснення цього процесу (див. рис. 85).



Рис. 85. Схема класифікації способів добування металів

Пірометалургія — це відновлення металів з руд при високій температурі за участю сильних відновників, до яких належать *кокс, карбон(II) оксид, або чадний газ, водень*. Цим методом одержують найбільшу кількість металів, насамперед залізо.

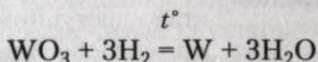
Відновлення заліза з руд відбувається за загальною схемою:



При переробці залізних руд на заводах чорної металургії добувають не чисте залізо, а його сплав з вуглецем (від 2 до 4 %) та незначними домішками сірки, силіцію, фосфору й мангану. Назва цього сплаву — **чавун**. Він твердіший за залізо, проте крихкий, нековкий і розбивається під ударом. З нього виготовляють труби, деталі й масивні станини машин, махові колеса, каналізаційні люки тощо. Проте основну масу чавуну переробляють на сталь. **Сталь** — це також сплав на основі заліза, але зі значно меншим вмістом домішок: вуглецю — до 2 %, домішок сірки, силіцію, фосфору і мангану менше 0,1 %. Залежно від кількості вуглецю в сталі, а також спеціальних добавок виготовляють різні марки сталі. На відміну від чавуну сталь має більшу ковкість і пластичність. Тому використання сталі значно ширше, ніж чавуну. Каркаси будівель, опори мостів, телевізійні вишки, залізниці, кабіни й кузови автомобілів та багато іншого вироблено зі сталі.

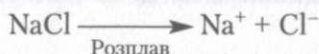
Ознайомтеся зі сплавами заліза та інших металів під час виконання *лабораторного дослідю 15*.

Для одержання металів, чистих від домішок вуглецю, у пірометалургії використовують водень:



Електрометалургія (електроліз) — відновлення активних металів електричним струмом із розплавів оксидів, хлоридів і гідроксидів.

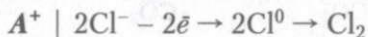
У розчинах чи розплавах електролітів під впливом електричного струму катіони відновлюються, а аніони — окиснюються. З фізики вам відомо, що *електроди* мають протилежні заряди — катод заряджений негативно, анод — позитивно. Якщо електроліт перебуває в розчині чи розплаві, то в електричному полі катіони рухаються до негативно зарядженого катода (звідси походить назва катіонів), тоді як аніони — до позитивно зарядженого анода. Наприклад, натрій хлорид у розплаві дисоціює на катіони Натрію та аніони Хлору:



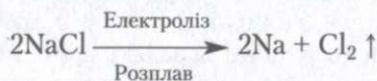
На *катоді* (K^-), де є надлишок електронів, відбувається відновлення металу:



На *аноді* (A^+) аніони Хлору окиснюються, тобто віддають електрони й перетворюються на нейтральні атоми:



Отже, продуктами електролізу розплаву натрій хлориду є натрій і хлор:



Електрометалургійним методом можна відновити метал будь-якої активності зі сполук йонного типу, проте цей метод застосовують у виробництві металів, які іншими способами добути практично неможливо. Це алюміній, лужні та лужноземельні метали.

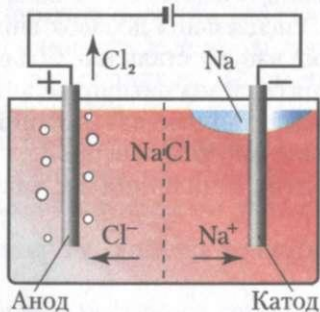


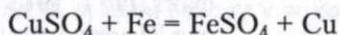
Рис. 86. Схема електролізера

Основним апаратом електрометалургійного виробництва є електролізерна ванна, наповнена розплавом електроліту, у яку занурені графітові електроди (рис. 86).

Електрометалургійне виробництво потребує великих затрат електроенергії, але завдяки цьому способу стало доступним і відносно дешевим промислове виробництво алюмінію.

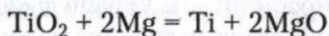
Одержанню металів шляхом електролізу розплавів присвячені наукові дослідження українського хіміка, академіка *Делімарського Юрія Костянтиновича* (1904–1990).

Гідрометалургія — відновлення металу більш активним металом чи електричним струмом у водному розчині його сполуки. Металічну руду спочатку обробляють розчинами кислот чи лугів, унаслідок чого йони металічного елемента переходять у розчин, а вже потім піддають відновленню більш активним металом або електричним струмом, наприклад:



Таким способом добувають цинк, манган, мідь, нікель, золото, платину та деякі інші метали високої чистоти. Цінність методу полягає також у тому, що можна використовувати сировину з невеликим умістом металу.

Металотермія — це різновид пірометалургії, заснований на процесах відновлення металів з їх сполук активнішими металами або кремнієм. Як відновники найчастіше застосовують алюміній, магній і кремній:



Металотермічні процеси супроводжуються виділенням великої кількості тепла.

▶ Напишіть рівняння відновлення заліза з ферум(III) оксиду алюмінієм.

Цінність металотермії полягає в тому, що видобутий метал не містить небажаних домішок вуглецю, які є в продуктах пірометалургії, одержаних із застосуванням коксу.

Металотермічним методом добувають титан, вольфрам, рідкісні та дорогоцінні метали.

Існують різні способи добування металів, проте всі вони ґрунтуються на відновленні металів з їх сполук сильними відновниками (чадним газом, коксом, воднем, металами з високою хімічною активністю, наприклад алюмінієм), електричним струмом.

Розвиток металургійного виробництва в Україні. Вітчизняна чорна металургія як промислова галузь зародилася в 70-і роки XIX ст. До цього існувало чимало кустарних виробництв металу, де відновлення здійснювали з використанням деревного вугілля.



Рис. 87. *Донецький металургійний завод*

В Україні перший металургійний завод, що працював на коксі, збудували в 1872 р. в Донецьку (на той час – Юзівка) (рис. 87).

Наявність на території України запасів залізних, марганцевих та інших металічних руд, коксівного вугілля сприяли інтенсивному розвитку металургії. Про це свідчить той факт, що в 1913 р. в Україні працював 21 металургійний завод.

У середині ХХ ст. чорна металургія в Україні стрімко розвивалася, були реконструйовані старі та побудовані нові металургійні заводи, комбінати, серед яких і донині залишаються найпотужнішими «Азовсталь» (рис. 88), «Запоріжсталь» і «Криворіжсталь». Їх потужність становить понад 5 млн т металу на рік. Спад промислового розвитку, що спостерігався під час Першої та Другої світових воєн, швидко надолужувався відновленням потужностей, будівництвом нових об'єктів. Свого найвищого рівня металургійне виробництво в Україні досягло у 80-і роки ХХ ст.

Нині це також прибуткова галузь, що налічує понад 30 металургійних заводів, формує майже 40 % бюджету держави.

▶ З курсу економічної географії України пригадайте і назвіть найбільші металургійні виробництва України.

Нині перед металургійною промисловістю України постало завдання щодо її модернізації та технічної перебудови, аби вітчизняна продукція чорної металургії була конкурентоспроможною на світовому ринку.

Охорона навколишнього середовища під час виробництва й використання металів. За сучасних технологій виготовлення металів не вдається уникнути забруднення навколишнього середовища. Як наслідок, на територіях з розвинутою чорною металургією підвищений уміст шкідливих речовин у повітрі, воді, продукції рослинництва й тваринництва. Така несприятлива екологічна ситуація є предметом уваги технологів, лікарів, екологів та інших фахівців.



Рис. 88. *Металургійний комбінат «Азовсталь»*

З метою забезпечення охорони навколишнього середовища під час виробництва й використання металів наукові дослідження проводяться в

кількох напрямках. *По-перше*, розробляються й впроваджуються безвідходні технології.

Використовуючи знання економічної географії України, поясніть, у чому полягає їх сутність.

По-друге, виробництво переводиться на замкнений цикл водокористання. Річ у тому, що на металургійних комбінатах задіяно велику кількість води і не завжди водоочисні споруди забезпечують повне її очищення від шкідливих домішок, перш ніж відпрацьована вода потрапить за межі заводу у водойми.

По-третьє, місцева влада, керівництво металургійних підприємств несуть відповідальність за дотримання санітарних норм, за збереження та примноження зелених насаджень, які відіграють важливу роль у поліпшенні складу повітря, оздоровленні навколишнього середовища.

По-четверте, лікарі, фармацевти і дієтологи скеровують свої дії на розроблення належних раціонів харчування, засобів профілактики та лікування професійних захворювань тощо.

Упровадження на підприємствах чорної металургії найновіших технологічних процесів з виробництва металів дасть змогу звести до мінімуму промислові відходи і викиди в атмосферу. У такій важливій справі, як охорона навколишнього середовища, зусилля вчених, влади й кожного громадянина відіграють неабияку роль.



Досліджуємо речовини та їх властивості

Лабораторний дослід 15. Ознайомлення зі зразками сплавів металів.

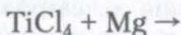
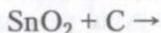
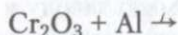
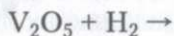
Завдання 1. Розгляньте видані вам зразки сплавів металів чи виробів з них. Скористайтеся текстом підручника та іншими інформаційними джерелами, за якими з'ясуєте склад кожного сплаву, застосування та властивості, що зумовлюють їх використання.

Завдання 2. Результати виконаного досліді оформіть у вигляді таблиці.

Сплав		Колір	Застосування	Властивості, що зумовлюють використання сплаву
Назва	Склад			

? Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Назвіть загальні способи добування металів, зазначте відновники, що використовуюють у кожному з них.
2. Дайте визначення сплавів, обґрунтуйте застосування металів і сплавів, наведіть приклади сплавів.
3. У чому полягає відмінність чавуну від сталі за складом і властивостями?
4. Напишіть рівняння реакцій відновлення металів за схемами:



5. Обґрунтуйте необхідність охорони навколишнього середовища в металургійному виробництві.
- 6*. Обчисліть масу магнітного залізняку з масовою часткою пустої породи 5 %, необхідного для одержання 1 т чавуну, що містить 95 % заліза.



§ 25. Виробництво чавуну і сталі

Теми цього параграфу немає в програмі з хімії на рівні стандарту, але вона входить до змісту програми, призначеної для навчання на академічному рівні.



Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

Виробництво чавуну

Охарактеризуємо це виробництво за вже відомим вам планом.

1. Сировина. Для виробництва чавуну сировиною є *залізна руда, кокс* (твердий продукт нагрівання високоякісного кам'яного вугілля без доступу повітря), *вапняк* чи *доломіт, повітря*. Призначення залізної руди очевидне. Кокс і повітря необхідні для утворення в домі *основного відновника* заліза з руди — *чадного газу* CO (сам кокс також є відновником). А ще кокс слугує джерелом тепла, завдяки його згоранню підтримується необхідна температура для

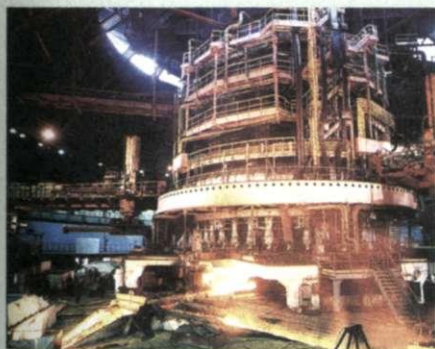
виробництва чавуну. Вапняк і доломіт (*флюси*) використовуюють для того, щоб тугоплавку пусту породу, здебільшого SiO_2 , перетворювати на легкоплавкі силікати Кальцію і Магнію, виробнича назва яких — *шлаки*.

Руду подрібнюють до розмірів, придатних для використання в металургійній переробці, за потреби збагачують (підвищують уміст залізної руди шляхом зменшення кількості пустої породи). Кокс і вапняк чи доломіт також доводять до необхідних розмірів й усю суміш твердих речовин, що має назву *шихта* (рис. 89), завантажують у *доменну піч* — основну установку з виробництва чавуну.

2. Установки та апарати. *Доменна піч*, або *домна*, — установка безперервної дії. Це баштоподібна споруда заввишки з 10-поверховий будинок (майже 40 м) і діаметром у найширшій частині до 16 м (рис. 90).



Рис. 89. Компоненти шихти для виплавки чавуну



а



б

Рис. 90. Домна: зовнішній вигляд (а) та схема будови (б)

Зовні домну обшито листами міцної сталі, а всередині викладено вогнетривкою цеглою. Товщина стін зростає зверху вниз і в найширшій частині становить 1,5 м.

Домни бувають об'ємом 1000–5500 м³. Доменна піч працює безперервно кілька років, після чого її роботу припиняють і проводять профілактику чи ремонт.

Шихту завантажують зверху вагонетками (завантаження проводять через кожні 10–15 хв).

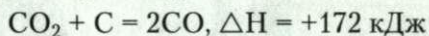
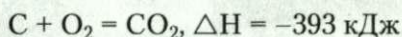
Підігріте до температури 800 °С повітря подають через два нижні отвори доменної печі — фурми.

Повільно переміщуючись униз домни, шихта нагрівається й відбуваються хімічні реакції за участю коксу, повітря, руди і флюсів (вапняку, доломіту).

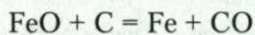
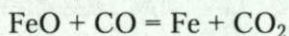
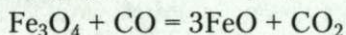
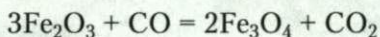
Температура в різних частинах домни різна, у нижній частині вона найвища і дорівнює 1800 °С. За такої температури відновлене з руди залізо плавиться й стікає вниз, у ньому розчиняється певна частка вуглецю, сірки, фосфору, силіцію й мангану. Так утворюється сплав заліза — *чавун*. Легкоплавкі силікати — результат взаємодії основних оксидів CaO і MgO з пустою породою — також плавляться й стікають донизу. Їх густина менша, аніж у чавуну, тому вони та деякі інші речовини, утворені під час доменного процесу, збираються в нижній частині домни над шаром чавуну. Це так звані *шлаки*. Чавун і шлаки періодично (через 4–6 год) випускають із домни через отвори, розташовані на різних рівнях (рис. 90).

3. Хімізм виробництва чавуну. Серед відомих вам хімічних виробництв добування чавуну вирізняється значно більшою кількістю перетворень речовин. Розглянемо їх:

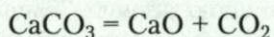
а) *спалювання коксу:*



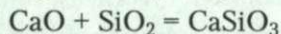
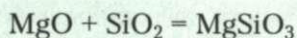
б) *відновлення руди:*



в) *термічний розклад флюсів:*



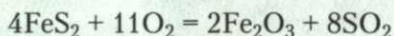
г) утворення шлаків:



З'ясуйте, які з цих процесів належать до окисно-відновних.

Виробництво чавуну ґрунтується на відновленні заліза з руд-оксидів чадним газом і коксом за високої температури. Джерелом тепла у цьому пірометалургійному виробництві є енергія, що виділяється під час горіння коксу.

Зверніть увагу, що хімізм виробництва чавуну стосується відновлення заліза з оксидів, тоді як існують руди-сульфіди й руди-карбонати. Отже, щоб добути метал, наприклад із залізного колчедану (піриту) FeS_2 , руду спочатку випалюють:



4. Продукція. Основна продукція — *чавун*. Майже 10 % чавуну використовують як матеріал у машинобудуванні, решту (майже 90 %) переробляють на сталь. Побічні продукти — *шлаки* — використовують у виробництві цементу, шлакоблоків; *доменний газ* — суміш чадного, вуглекислого, сірчистого газів, азоту та деяких інших — направляють до повітрянагрівачів, у яких перед подачею в домну нагрівають повітря.

Керування доменним процесом автоматизоване, здійснюється постійний моніторинг за перебігом хімічних реакцій, температурою, подачею шихти. У доменному виробництві (на інших металургійних об'єктах також) задіяні інженери, технологи з відповідною вищою технічною освітою, працюють висококваліфіковані робітники (рис. 91).

Виробництво сталі з чавуну

У § 24 ви дізналися, яка різниця між чавуном і сталлю. Менший уміст домішок у сталі, порівняно з чавуном, вказує на те, що переробка чавуну на сталь полягає в



Рис. 91. Керування процесами переробки чавуну

зменшенні вмісту домішок, які погіршують якість металу, доведенні їх вмісту до встановлених норм. Як це роблять?

1. Сировина сталеплавильного виробництва. У виробництві сталі з чавуну використовують рідкий чавун, кисень, невеликі кількості залізної руди, металевого брухту, флюси, розкиснювачі — речовини, що відновлюють залізо з оксиду в кінці сталеплавильного процесу.

2. Установки й апарати. Сучасним методом виробництва сталі є киснево-конвертерний. **Кисневий конвертер** — це сталева споруда грушоподібної форми, що вміщує понад 400 тонн металу (рис. 92а). Найбільші кисневі конвертери встановлені на заводі «Азовсталь».



Рис. 92. Кисневий конвертер: зовнішній вигляд (а), схема будови (б)

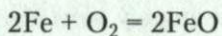
Кисневий конвертер обладнаний поворотним пристроєм (рис. 92б), за допомогою якого його нахилиють, щоб завантажити через горловину сировину та злити сталь після завершення плавки.

Плавка — повний цикл процесу виробництва сталі з чавуну. У кисневому конвертері тривалість плавки — 30–40 хв.

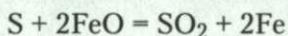
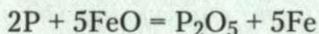
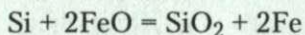
Конвертери розташовують на одному комбінаті з доменними печами. Після завантаження сировини в конвертер занурюють *фурму* (рис. 92б) — довгу трубу, через яку під тиском продувається кисень. Флюс (вапняк) засипають окремими порціями в процесі варіння сталі.

3. Хімізм процесу виробництва сталі з чавуну. Як і у виробництві чавуну, при виплавці сталі відбуваються окисно-відновні реакції. Відмінність полягає в тому, що основу виробництва чавуну становить *відновлення заліза*, тоді як основним у виробництві сталі є *окиснення наявних у чавуні домішок* вуглецю, сірки, фосфору, силіцію й мангану.

Спочатку домішки *окиснюють*, після чого утворені оксиди за допомогою флюсів перетворюють на легший за сталь шлак, що, як і у випадку з доменним процесом, не зміщується зі сталлю, а тому легко відділяється від неї й видаляється. Основним окисником є ферум(II) оксид FeO, утворення якого передбачене технологічним процесом. Він утворюється за часткового окиснення заліза в конвертері киснем, що продувають через фурму:



Утворений ферум(II) оксид розчиняється в розплавленому чавуні й завдяки кисневому продуванню поширюється в об'ємі конвертера та вступає в екзотермічні реакції з наявними в чавуні силіцієм, фосфором, манганом, вуглецем, сіркою:



Утворені оксиди реагують з флюсом і стають шлаком. Після завершення окисно-відновних реакцій певна частина ферум(II) оксиду ще залишається. Щоб позбутися її і відновити залізо, у конвертер наприкінці переробки чавуну на сталь додають розкиснювачі, одним з яких є алюміній.

На відміну від безперервного доменного виробництва сталеплавильний процес — періодичний. Після завершення плавки подавання кисню припиняють, фурму піднімають, а конвертер повертають так, щоб звільнити його від шлаку й наповнити ківш сталлю (рис. 93).



Рис. 93. Розливка сталі

Основу киснево-конвертерного способу виробництва сталі з чавуну становить процес зменшення вмісту наявних у рідкому чавуні вуглецю, силіцію, сірки, фосфору й мангану шляхом їх окиснення ферум(II) оксидом і подальшим перетворенням на шлак. Необхідна для плавки температура підтримується за рахунок тепла екзотермічних реакцій, що відбуваються в конвертері.

Нині майже дві третини світового виробництва сталі здійснюють киснево-конвертерним методом. 22 квітня 1936 р. вперше у світовій практиці продувку рідкого чавуну киснем зверху здійснив випускник Київського політехнічного інституту (тепер — Національний технічний університет України «Київський політехнічний інститут») М. І. Мозгою на Київському заводі «Більшовик». Кисневу продувку чавуну в промисловому масштабі в конвертерах впроваджено в 1956 р. на заводі ім. Г. І. Петровського в м. Дніпропетровську, а в 1957 р. ввели в експлуатацію киснево-конвертерний цех на металургійному комбінаті «Криворіжсталь». Україна стала другою державою у світі (після Австрії), яка успішно освоїла промислове використання кисневих конвертерів.

4. Продукція. Продукцією сталеплавильного виробництва є сталь — ковкий сплав заліза з вуглецем (зазвичай не більше 2 %), сіркою, силіцієм, фосфором і манганом, уміст яких становить майже 0,1 %. Високоякісні сталі містять менше 0,2 % вуглецю.

Металургійна промисловість виробляє різні марки сталі. Для цього в конвертер додають спеціальні добавки, змінюють умови проведення реакцій, здійснюють плавку у відкритих і вакуумних електропечах, в інертній атмосфері тощо. Добуту сталь піддають гарячій обробці — литтю, прокатуванню, куванню, штампуванню тощо (рис. 94).

Як і виробництво чавуну, сталеплавильне виробництво механізоване й автоматизоване, потребує освічених, добре підготовлених працівників.



a



б

Рис. 94. Переробка сталі: листовий (а) та рейкобалковий (б) прокати

Внесок українських учених у розвиток металургії.

З іменем видатного винахідника і вченого-металурга М. І. Мозгового пов'язане відкриття та промислове впровадження сучасного киснево-конвертерного способу переробки чавуну на сталь. Йому належить пріоритет використання кисню для продувки в металургійних процесах, проведення дослідів з вивчення швидкості хімічних реакцій кисню з рідким чавуном залежно від кількості поданого кисню, співвідношення об'єму конвертера й металу.

Микола Іларіонович Мозговой (1901–1959). Видатний винахідник, учений. Народився в м. Києві, вищу освіту здобув на механічному факультеті Київського політехнічного інституту. У 1936 р. першим застосував продувку рідкого чавуну киснем. Розробляв теоретичні основи киснево-конвертерного процесу й рекомендації для їх практичної реалізації. Наукові досягнення вченого відзначені високими урядовими нагородами.



Микола Мозговой

Видатний російський учений-металург зі світовим ім'ям І. П. Бардін мав тісний зв'язок з Україною. Вищу освіту здобув у Київському політехнічному інституті, де в 1910 р. отримав диплом інженера-технолога за спеціальністю «металургія». Певний час працював на Юзівському (Донецькому) металургійному заводі, перебував на керівних посадах Єнакієвського металургійного заводу, заводу імені Дзержинського (м. Дзержинськ). У 1927 р. на заводі імені Дзержинського завдяки І. П. Бардіну було запущено першу 100-тонну доменну піч (до цього будували 50-тонні). У 1944 р. був ініціатором створення металургійного факультету в Київському політехнічному інституті. Іван Павлович підтримував М. І. Мозгового в його дослідженнях, усіляко сприяв їх проведенню.



Іван Бардін

Іван Павлович Бардін (1883–1960).

Видатний металург, академік Академії наук СРСР, проектувальник потужних механізованих металургійних підприємств у СРСР. Внеском у науку стали роботи вченого із застосування кисню в доменному процесі, інтенсифікації доменного процесу, безперервної розливки сталі, упровадження киснево-конвертерного методу виробництва сталі та ін. Праця вченого відзначена високими урядовими нагородами. Його було обрано академіком чотирьох іноземних академій наук.

В Україні функціонують науково-дослідні інститути, що здійснюють дослідження в галузі металургії, зокрема *Фізико-технологічний інститут металів і сплавів НАН України*. У доробку вчених цього інституту — нові марки сталей і чавуну різного призначення, технології їх одержання, зразки ливарного устаткування, систем контролю та керування металургійними процесами, багато інших відкриттів.

Праці науковців *Інституту проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича НАН України* з порошкової металургії, розробки нових матеріалів відомі далеко за

межами держави. Засновником і першим керівником Інституту був академік АН УРСР І. М. Францевич, чий ім'ям названий нині інститут.

Іван Микитович Францевич (1905–1985). Фізико-хімік і матеріалознавець, організатор науки, академік Академії наук УРСР. Народився в Полтаві, вищу освіту здобув у Харківському національному університеті імені В. Н. Каразіна. Його наукові праці стосуються створення нових матеріалів із заданими властивостями для екстремальних умов експлуатації, досліджень у галузі порошкової металургії, синтезу нових металевих сплавів і тугоплавких сполук у дисперсному стані, одержання металокерамічних матеріалів.



Іван Францевич



Запитання і завдання для самоконтролю знань

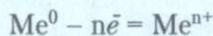
1. Назвіть сировину сталеплавильного виробництва.
2. Охарактеризуйте сутність хімічних процесів виробництва сталі з чавуну.
3. Що є джерелом енергії у виробництві чавуну, а що — у виробництві сталі?
- 4*. Розробіть групові проекти на тему «Метали і сплави в сучасній техніці», у яких розкрийте такі питання:
 - а) загальна характеристика металів;
 - б) метали в природі, сучасні технології виробництва металів і сплавів;
 - в) палітра металів і сплавів;
 - г) особливості сплавів: залежність використання від складу і будови;
 - д) особливості професії металурга.



УЗАГАЛЬНИМО ВИВЧЕНЕ

Вивчення теми 2 «Металічні елементи та їхні сполуки» завершуємо узагальненням знань, що допоможе кожному з вас за одиничним побачити загальне, перевірити, наскільки ґрунтовно засвоєно матеріал і сформовано предметні вміння, пояснити кожний із зазначених нижче пунктів узагальнення. Для самоперевірки наведіть та запишіть у робочому зошиті конкретні приклади, що розкривають сутність окремих положень.

- Металічні елементи становлять майже 4/5 відомих хімічних елементів. Кожний період періодичної системи хімічних елементів, за винятком першого, починається з металічного елемента. З металічних елементів складаються I, II і III (виняток Гідроген, Бор) групи періодичної системи, усі побічні підгрупи, родини лантаноїдів та актиноїдів. За сучасною українською хімічною номенклатурою назва деяких металічних елементів не збігається з назвами простих речовин.
- Валентні електрони в атомах металічних елементів головних підгруп розташовуються на зовнішньому енергетичному рівні в підрівнях *s* та *p*. В атомах металічних елементів побічних підгруп, крім електронів зовнішнього енергетичного рівня, валентними можуть бути *d*- чи *f*-електрони одного з внутрішніх енергетичних рівнів. Загальна сума таких електронів за невеликим винятком дорівнює номеру групи.
- На зовнішньому енергетичному рівні атомів металічних елементів міститься небагато — 1, 2, рідше 3 (в окремих випадках більше) електрони.
- Атоми металічних елементів у хімічних реакціях легко віддають електрони, проявляють при цьому відновні властивості й перетворюються на позитивно заряджені йони — катіони. Заряд катіону чисельно дорівнює кількості відданих електронів:



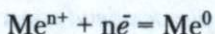
- Атоми металічних елементів однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня. Зі збільшенням протонного числа збільшується радіус атомів, валентні електрони віддаляються від ядра, тому зменшується міцність

зв'язку з ядром, атом легше їх віддає, наслідком чого стає посилення металічних властивостей.

- Здатність до віддавання електронів є характерною особливістю атомів усіх металічних елементів.
- Атоми металічних елементів характеризуються низькою електронегативністю. За величиною електронегативності всі неметалічні елементи сильніші за них. Тому в складних речовинах атомам металічних елементів характерний лише позитивний ступінь окиснення.
- Прості речовини метали у твердому стані мають кристалічну будову. Їм властиві гексагональна та кубічні кристалічні ґратки.
- У металів простежується виразна спільність фізичних властивостей. Це високі електро- і теплопровідність, металічний блиск, твердий агрегатний стан (виняток — ртуть), ковкість, пластичність. Спільність фізичних властивостей металів зумовлена наявністю *металічного зв'язку*.
- *Металічний зв'язок* — це хімічний зв'язок між атомами, катіонами й успільненими електронами.
- У хімічному відношенні *метали досить активні речовини*. Їх хімічні властивості зумовлені наявністю в атомах слабо зв'язаних з ядром валентних електронів. До найактивніших металів належать лужні й лужноземельні метали. Однак прості речовини метали проявляють різну хімічну активність, порівняння якої можна здійснювати на підставі розташування металу в ряді активності. Більшість металів вступають у реакцію сполучення з киснем та іншими неметалами. Металам властиві реакції заміщення з кислотами, солями металічних елементів, розташованих у ряді активності правіше від них, водою (лужні й лужноземельні за звичайних умов). Деякі метали, наприклад алюміній, цинк, взаємодіють з лугами.
- Взаємодія металів з концентрованою сульфатною та нітратною кислотами різних концентрацій відрізняється від типової їх взаємодії з іншими кислотами тим, що, крім солі, утворюються вода та один із продуктів відновлення кислоти.
- Метали піддаються *корозії* — руйнуванню під впливом речовин навколишнього середовища. Запобіжні заходи дають змогу уникнути корозії чи сповільнити її перебіг.
- Серед оксидів металічних елементів є *основні, амфотерні й кислотні*.

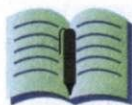
- Оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення +1, +2, +3 здебільшого проявляють основні властивості, а деякі (ZnO, BeO, Al₂O₃, Cr₂O₃) – амфотерні. Оксиди металічних елементів з високим ступенем окиснення (+5, +6, +7) є кислотними оксидами.
- Гідрати оксидів лужних, лужноземельних елементів, Магнію, Феруму(II) виявляють основні властивості, Алюмінію та Феруму(III) – амфотерні.
- За поширенням у природі металічні елементи поступаються неметалічним. Найбільше (за масовою часткою) у природі Алюмінію, на другому місці за поширенням перебуває Ферум, на третьому – Кальцій.
- У природі металічні елементи існують здебільшого у вигляді сполук – оксидів, сульфідів, карбонатів, силікатів. У вільному стані трапляються лише метали, розташовані в ряді активності після водню.
- Деякі сполуки металічних елементів утворюють поклади, що слугують сировиною для багатьох виробництв. Значна кількість катіонів металічних елементів знаходиться в розчиненому вигляді в природній воді океанів, морів, річок, мінеральних джерел.
- Наявність у воді катіонів Кальцію і Магнію зумовлює її *твердість*. Розрізняють *тимчасову твердість*, для якої характерними є гідрокарбонати цих металічних елементів, і *постійну*, зумовлену хлоридами, сульфатами Кальцію і Магнію. Тимчасову твердість можна усунути кип'ятінням, постійну – додаванням речовин, що утворюють нерозчинні карбонати.
- Катіони металічних елементів у розчині можна визначати за допомогою якісних реакцій: катіони Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺ – за допомогою аніонів OH⁻; Ba²⁺ – SO₄²⁻, Ca²⁺ – CO₃²⁻. Йони Fe²⁺ визначають також за допомогою розчину червоної кров'яної солі, а йони Fe³⁺ – жовтої кров'яної солі. Йони Натрію, Калію, Кальцію, Барію можна розпізнати за допомогою забарвлення полум'я.
- Існують різні способи добування металів – *пірометалургія*, *гідрометалургія*, *електрометалургія* і *металотермія*. Попри різні умови та сировину, сутність усіх цих способів полягає у

відновленні катіонів металічних елементів до нейтральних атомів:



У виробництві металів використовують карбон(II) оксид, водень, інші метали (алюміній, манган), деякі неметали (вуглець, силіцій), електричний струм. Дослідження процесів виробництва металів і сплавів здійснює наука *металургія*. Цей термін застосовують і в промисловості.

- Змішуванням кількох розплавлених металів одержують сплави. *Сплави* — це системи, що складаються з двох і більше металів, а також металів і неметалів. Властивості сплавів різноманітні й відрізняються від властивостей вихідних компонентів. Цим послуговуються для створення сплавів з потрібними властивостями. Метали і їх сплави — цінні конструкційні матеріали сучасної техніки.
- *Металургійна промисловість* найбільше виробляє *чавуну* і *сталі* — сплавів заліза з вуглецем, силіцієм, сіркою, фосфором, манганом, що різняться вмістом у них домішок (у чавуні їх відсоток більший, аніж у сталі).
- Хімізм переробки чавуну на сталь полягає у видаленні надлишку вуглецю, силіцію, сірки, фосфору, мангану шляхом їх окиснення.
- Йони багатьох металічних елементів відіграють важливу біологічну роль. Небезпеку для живих організмів становлять радіоактивні йони, зокрема Стронцію і Цезію.
- Україна має добре розвинену металургійну промисловість, що забезпечує потреби суспільного господарства держави в металах і сплавах, дає змогу експортувати їх в інші країни.
- У розвиток металургії як науки й галузі промисловості вагомий внесок зробили українські вчені, які працювали у ХХ ст., і вчені ХХІ ст., які продовжують досліджувати метали й сплави в сучасних науково-дослідних інститутах Національної академії наук України.



Готуємося до тематичного контролю знань

Учні! Ці завдання дають змогу кожному з вас здійснити самооцінку рівня навчальних досягнень з теми «Металічні елементи та їхні сполуки», добре підготуватися до тематичного контролю знань. Виконайте їх та будьте впевнені у своїх досягненнях!

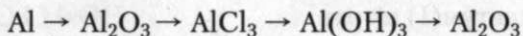
1. Укажіть перелік, до якого ввійшли назви лише металічних елементів
 - А Хлор, Оксиген, Калій, Купрум
 - Б Гелій, Гідроген, Фосфор, Манган
 - В Купрум, Ферум, Кальцій, Натрій
 - Г Магній, Цинк, Силіцій, Карбон
2. Позначте символ металічного елемента, що розташований в одному періоді з Ферумом
 - А Na
 - Б Br
 - В Ca
 - Г Se
3. Укажіть назви металічних елементів, атоми яких на зовнішньому енергетичному рівні мають 2 електрони
 - А Кальцій
 - Б Гелій
 - В Ферум
 - Г Магній
4. Виберіть назви представників родини лужних елементів
 - А Флуор і Хлор
 - Б Літій і Калій
 - В Калій і Кальцій
 - Г Натрій і Купрум
5. Укажіть характеристику металічного зв'язку
 - А притягування різнойменно заряджених йонів
 - Б утворення спільних електронних пар
 - В притягування між катіонами, атомами й вільними усупільненими електронами
 - Г сполучення двох атомів різних молекул або однієї молекули за рахунок частково заряджених атомів Гідрогену

6. Укажіть назву металічного елемента, атом якого має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- А Хлор
 - Б Натрій
 - В Алюміній
 - Г Калій
7. Виберіть пару металічних елементів, які мають однакову кількість *s*-електронів в електронній формулі
- А Магній і Алюміній
 - Б Натрій і Магній
 - В Алюміній і Кальцій
 - Г Натрій і Калій
8. Доберіть слово чи словосполучення, що робить повним вираз: *«Зовнішній енергетичний рівень електронної оболонки атомів металічних елементів...»*
- А близький до завершення
 - Б далекий від завершення
 - В завершений
 - Г завжди заповнений наполовину
9. Позначте, що є спільним у будові атомів Алюмінію і Хлору
- А кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні
 - Б кількість енергетичних рівнів
 - В кількість неспарених електронів
 - Г кількість нейтронів
10. Укажіть, як змінюються металічні властивості хімічних елементів у періодах зі збільшенням протонного числа
- А посилюються
 - Б послаблюються
 - В залишаються без змін
 - Г у різних періодах змінюються по-різному
11. Укажіть, як змінюються металічні властивості хімічних елементів у головних підгрупах зі збільшенням протонного числа
- А посилюються
 - Б послаблюються
 - В залишаються без змін
 - Г у різних підгрупах змінюються по-різному

12. Виберіть загальну формулу оксидів і гідроксидів лужноземельних елементів
- А MeO і MeOH
 - Б Me_2O і $\text{Me}(\text{OH})_2$
 - В Me_2O_3 і $\text{Me}(\text{OH})_3$
 - Г MeO і $\text{Me}(\text{OH})_2$
13. Укажіть метали, які за звичайних умов взаємодіють з водою
- А калій
 - Б кальцій
 - В залізо
 - Г мідь
14. Укажіть речовину, з якою не взаємодіє кальцій оксид
- А вода
 - Б натрій гідроксид
 - В сульфатна кислота
 - Г карбон(IV) оксид
15. Укажіть речовини, з якими взаємодіє натрій гідроксид
- А сульфур(IV) оксид
 - Б вода
 - В хлоридна кислота
 - Г барій сульфат
16. Позначте, як можна добути ферум(II) гідроксид
- А взаємодією ферум(II) оксиду з водою
 - Б взаємодією заліза з водою
 - В взаємодією заліза із сульфатною кислотою
 - Г взаємодією ферум(II) сульфату з калій гідроксидом
17. Укажіть речовину, осад якої розчиняється в надлишку луку
- А барій сульфат
 - Б алюміній гідроксид
 - В ферум(II) гідроксид
 - Г манган(II) оксид
18. Розташуйте назви хімічних елементів за збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні
- А Магній
 - Б Калій
 - В Карбон
 - Г Алюміній

19. Укажіть речовину, яка взаємодіє з амоній карбонатом, ферум(II) сульфатом, алюміній нітратом і ферум(III) хлоридом
- А аргентум(I) нітрат
 Б натрій гідроксид
 В сульфатна кислота
 Г барій хлорид
20. За наведеними схемами напишіть рівняння реакцій та установіть послідовність розміщення рівнянь у порядку зростання загальної суми коефіцієнтів
- А $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Б $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
 В $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{AlCl}_3$
 Г $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeCl}_2$
21. Виберіть пари речовин, між якими відбудеться хімічна реакція
- А натрій і вода
 Б купрум(II) оксид і вода
 В магній оксид і хлоридна кислота
 Г алюміній гідроксид і калій гідроксид
22. Установіть відповідність між назвами та формулами мінералів
- | | |
|----------------------|-----------------------------------------------------|
| 1 бурий залізняк | А FeS_2 |
| 2 магнітний залізняк | Б Fe_3O_4 |
| 3 пірит | В FeCO_3 |
| 4 сидерит | Г $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ |
| | Д Fe_2O_3 |
23. Установіть відповідність між металом і промисловим способом його добування з руди
- | | |
|----------|-------------------|
| 1 залізо | А гідрометалургія |
| 2 натрій | Б алюмінотермія |
| 3 мідь | В пірометалургія |
| 4 хром | Г електроліз |
| | Д адсорбція |
24. Скорочене йонне рівняння $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$ характеризує взаємодію
- А кальцію з натрій карбонатом
 Б кальцій оксиду з вуглекислим газом
 В кальцій гідроксиду з вуглекислим газом
 Г кальцій хлориду з натрій карбонатом

25. Установіть послідовність реагентів та умов, за яких відбувається перебіг реакцій у ланцюжку перетворень



- A** термічний розклад
Б хлоридна кислота
В дуг
Г спалювання в кисні
26. Установіть відповідність між назвами хімічних елементів і їх місцем у періодичній системі

- | | |
|-------------------|-------------------------------------------------|
| 1 Літій | A 3 період, III група, головна підгрупа |
| 2 Магній | Б 4 період, VIII група, побічна підгрупа |
| 3 Ферум | В 2 період, I група, головна підгрупа |
| 4 Алюміній | Г 3 період, II група, головна підгрупа |
| | Д 3 період, II група, побічна підгрупа |

27. Установіть послідовність розташування назв металічних елементів за поширеністю їх у природі

- | | |
|-------------------|------------------|
| A Алюміній | В Кальцій |
| Б Калій | Г Ферум |

28. Укажіть назву лужного металу, якщо його наважка масою 68,4 г у реакції з водою витісняє водень об'ємом 8,96 л (н. у.)

- | | |
|------------------|-----------------|
| A рубідій | В натрій |
| Б калій | Г літій |

29. Укажіть кількість речовини води, яка утворюється при термічному розкладі ферум(III) гідроксиду масою 42,8 г

- | | |
|-------------------|-----------------|
| A 0,1 моль | В 1 моль |
| Б 0,6 моль | Г 6 моль |

- 30*. Укажіть масу осаду, утвореного в результаті змішування розчину натрій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою лугу 6 % і розчину ферум(II) сульфату масою 100 г з масовою часткою солі 15,2 %

- | | |
|-----------------|-----------------|
| A 2,14 г | В 9 г |
| Б 3,21 г | Г 10,7 г |

Відповіді до розрахункових задач

- § 4 № 4 У порції йоду $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул.
У порції хлору $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул.
- § 5 № 3 44,8 л.
- § 6 № 4 8,96 л, $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул, $9,6 \cdot 10^{23}$ атомів.
№ 5 В обох порціях однакова кількість молекул.
№ 6 10 л.
№ 7 45 %.
- § 7 № 5 179,2 л.
№ 7 $\eta = 96 \%$; $\phi = 96 \%$.
- § 9 № 5 51,22 %.
№ 6 26,4 г.
- § 10 № 5 Не вистачить.
№ 6 $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.
- § 11 № 3 В амонійній селітрі.
- § 12 № 2 У кальцій гідрогенкарбонаті.
№ 4 25 г кальцій карбонату та 125 г хлоридної кислоти.
№ 5 Прозорим.
- § 14 № 6 $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
- § 16 № 2 Cu.
- § 18 № 2 2,24 л.
№ 3 На взаємодію з міддю.
№ 5 12,8 г міді, маса пластинки після реакції — 101,6 г.
- § 20 № 5 89,6 л.
- § 21 № 5 72 % Al, 28 % Cu.
- § 22 № 6 69,5 г залізного купоросу, 130,5 г води.
- § 24 № 6 1,38 т.

Термінологічний словник

А

- Агрохімія* — наука про живлення рослин, застосування речовин, що зумовлюють їх захист від хвороб і шкідників.
- Адсорбент* — речовина, поверхневий шар якої поглинає газ або розчинену речовину.
- Адсорбція* — поглинання газів або розчинених речовин поверхнею іншої речовини.
- Алотропія* — явище існування одного й того самого хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин.
- Алюміотермія (алюмотермія)* — спосіб добування металів відновленням їх оксидів алюмінієм.
- Анод* — електрод, приєднаний до позитивного полюса джерела постійного електричного струму.

Б

- Бетон* — будівельний матеріал, виготовлений змішуванням цементу, гравію (щебеню) і піску.
- Боксити* — мінерали Алюмінію загальної формули $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ з домішками кремнезему, оксидів Феруму.

В

- Ватняки* — гірські породи, які складаються переважно з кальцій карбонату $CaCO_3$.
- Ванп'яна вода* — прозорий розчин кальцій гідроксиду $Ca(OH)_2$, у якому вміст розчиненої речовини не досягає величини її розчинності за даних умов.

Г

- Гашене вапно* — кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$, назва походить від способу одержання речовини.
- Гідрогенкарбонати* — кислі солі карбонатної кислоти, продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в карбонатній кислоті йонами металічного елемента, наприклад натрій гідрогенкарбонат (питна сода) $NaHCO_3$.
- Гідрометалургія* — спосіб добування металів шляхом їх відновлення більш активним металом чи електричним струмом у водному розчині його сполуки. Цим способом добувають мідь, цинк, марганець, золото та інші метали.
- Гіпотеза* — недоведене твердження, припущення щодо пояснення певного явища.
- Гіпс* — мінерал, кристалогідрат $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. При нагріванні до 150–170 °C перетворюється на *алебастр* $2CaSO_4 \cdot H_2O$, який використовують у будівництві (гіпсокартон), медицині (гіпсові пов'язки), виготовленні макетів, скульптур тощо.
- Глинозем* — мінерал, утворений Al_2O_3 .
- Графіт* — алотропна видозміна Карбону.

Д

Деревне вугілля — різновид графіту, до винайдення коксу слугувало основним відновником у добуванні заліза з руд-оксидів.

Діелектрики — речовини, що погано проводять електричний струм.

Добрива — це речовини чи суміші речовин, що містять хімічні елементи, необхідні для росту і розвитку рослин.

Доменний процес — хімічні реакції та технологічні операції, що відбуваються під час добування чавуну.

Е

Електрометалургія — відновлення металів з розплавів їх сполук за допомогою електричного струму. Цим способом добувають лужні, лужноземельні метали, алюміній.

Електронегативність — умовна величина, яка характеризує здатність атома в сполуці притягувати до себе електрони.

З

Залізний купорос — кристалогідрат ферум(II) сульфату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

І

Інгібітори — речовини, що сповільнюють хімічну реакцію.

К

Катод — електрод, приєднаний до негативного полюса джерела постійного струму.

Карбонати — середні солі карбонатної кислоти. У природі найпоширенішими є кальцій карбонат (вапняк, крейда, мармур, ракушняк), магній карбонат (входить до складу доломіту).

Карбонатна кислота — двохосновна кисневмісна кислота H_2CO_3 , слабкий електроліт, існує лише в розчині.

Кераміка — матеріал, виготовлений відповідною обробкою глини з додаванням до неї різних мінеральних компонентів.

Кластерні частинки — складне об'єднання атомів чи молекул, яке є самостійною одиницею.

Кокс — твердий продукт нагрівання без доступу повітря високоякісного кам'яного вугілля.

Корисні копалини — гірські породи, покладів яких достатньо для видобування речовин, необхідних у господарській діяльності людини.

Корозія — явище руйнування металів та їх сплавів під впливом речовин навколишнього середовища.

Л

Лужні елементи — елементи I групи головної підгрупи періодичної системи хімічних елементів: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Лужноземельні елементи — елементи II групи головної підгрупи періодичної системи хімічних елементів: Ca, Sr, Ba, Ra.

М

Металічний зв'язок — це зв'язок атомів, йонів металу з усупільненими електронами, які з'явилися внаслідок того, що в частини атомів зовнішні електрони втратили зв'язок з ядром свого атома.

Металотермія — різновид пірометалургії, заснований на процесах відновлення металів з їх сполук активнішими металами чи кремнієм.

Металургія — наука, що розробляє теорію металургійних процесів, способи добування металів та виготовлення сплавів. Цю саму назву має галузь, що здійснює промислове виробництво металів і сплавів.

Мінерал — природна проста чи складна речовина.

Н

Нанометр — одна мільярдна частинка метра.

Наночастинки — частинки розмірами 1–100 нм, здатність таких частинок утворювати певні структури — кластери — використовується в нанотехнологіях.

Негашене вапно — кальцій оксид CaO.

Нітрати — солі нітратної кислоти.

Нітратна кислота — одноосновна кисневмісна кислота HNO_3 , сильний електроліт, має широке використання в промисловості.

О

Озон — алотропна видозміна Оксигену O_3 .

П

Пірометалургія — відновлення металів з руд при високій температурі за участю сильних відновників (коксу, чадного газу, водню).

Протектор — у перекладі захисник, покровитель. Протектором називають зразок активного металу, що закріплюють на металевих конструкціях з метою запобігання їх руйнування.

Р

Регенерація — повернення адсорбенту здатності адсорбувати речовини.

Рентабельність — показник економічної ефективності виробничого процесу.

Руди — корисні копалини, з яких добувають метали.

С

Селітри — нітрати лужних і лужноземельних елементів, а також амонію.

Силікати — середні солі силікатної кислоти H_2SiO_3 .

Скло — прозорий аморфний сплав суміші натрій силікату з кальцій силікатом і кварцовим піском, склад якого можна передати записом $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Сплави — тверді суміші, утворені сплавленням кількох металів, а також металів з деякими неметалами.

Сталь — сплав на основі заліза з вмістом вуглецю до 2 %.

Сублимація — явище переходу речовини з твердого агрегатного стану в газоподібний.

Сульфати — середні солі сульфатної кислоти.

Сульфатна кислота — двохосновна оксигеновмісна кислота H_2SO_4 , сильний електроліт, сильний окисник, широко використовується в хімічній промисловості.

Т

Твердість води — сукупність фізичних і хімічних властивостей води, зумовлена наявністю в ній катіонів Кальцію і Магнію:

- *постійна* твердість води, зумовлена наявністю в ній сульфатів і хлоридів Кальцію і Магнію;
- *тимчасова* твердість води, зумовлена вмістом у ній кальцій гідрогенкарбонату та магній гідрогенкарбонату.

Ф

Фулерени — кластерні частинки з 60–70 атомів Карбону.

Х

Хімічна номенклатура — це система найменувань та сукупність правил назвоутворення окремих сполук, їх груп і класів, а також самі назви.

Ц

Цемент — будівельний матеріал, продукція силікатної промисловості, сировиною для виробництва якої є вапняк і глина.

Ч

Чавун — сплав заліза з вуглецем, сіркою, кремнієм, фосфором, марганцем, уміст заліза в якому становить майже 95 %, вуглецю — від 2 до 4 %.

Ш

Шихта — суміш сировини у виробництві чавуну, яка складається із залізної руди, коксу, вапняку.

Предметний покажчик

- А**
- Агрохімія — 91
 - Адсорбент — 41
 - Адсорбція — 41
 - Азот — 116
 - Алмаз — 29
 - Алотропія — 27
 - Алотропні видозміни — 27
 - Алюмінат — 176
 - Алюміній — 172
 - Алюмінотермія (алюмотермія) — 175
 - Амоніак — 48
 - Амоній-катіон — 49
 - Апарат Кіппа — 102
- Б**
- Бетон — 110
 - Боксит — 173
- В**
- Вапняк — 98
 - Вогнегасник — 65
 - Вуглець — 31
 - Вуглекислий газ — 64
- Г**
- Гідроксиди
 - Алюмінію — 176
 - Амонію — 50
 - Калію — 157
 - Кальцію — 158
 - Магнію — 159
 - Натрію — 157
 - Феруму(II) — 183
 - Феруму(III) — 184
 - Гідрогенкарбонати — 95
 - Гідрометалургія — 193
 - Гіпс — 73
 - Графіт — 90
- Г**
- Гратка кристалічна — 33, 135
- Д**
- Деревне вугілля — 31
 - Добрива — 85
 - азотні — 87
 - змішані — 94
- калійні — 87
- фосфорні — 87
- Доменний процес — 199
 - Домішки — 168
 - Домна — 197
- Е**
- Електроди — 192
 - Електрометалургія — 192
- З**
- Залізо — 180
 - Захист від корозії — 152
- І**
- Інформаційна функція періодичної системи — 14
- К**
- Калій — 160
 - Кальцій — 160
 - Кальцит — 97
 - Каолін — 173
 - Карбін — 31
 - Карбон(IV) оксид — 100
 - Карбонати — 95
 - Карбонатна кислота — 95
 - Кераміка — 105
 - Кислотні дощі — 68
 - Кокс — 196
 - Колообіг — 115
 - Оксигену — 114
 - Нітрогену — 116
 - Карбону — 117
 - Корозія — 150
 - Корунд — 173
 - Крейда — 98
- Л**
- Леткі водневі сполуки — 47
 - Лужні елементи — 156
 - Лужноземельні елементи — 157
- М**
- Магній — 159
 - Мармур — 99
 - Металічний зв'язок — 134
 - Метали — 133

Металотермія – 193

Металургія – 190

Н

Натрій – 156

Неметали – 26

Нітрати – 80

Нітратна кислота – 63, 78

Нітроген – 26

Номенклатура – 10

О

Озон – 29

Озоновий шар – 28

Оксиген – 27

Ортофосфати – 83

Ортофосфатна кислота – 83

П

Парниковий ефект – 66

Пірит – 180

Пірометалургія – 191

Пластичність – 140

Порцеляна – 111

Практичний вихід – 59

Р

Регенерація – 41

С

Селітри – 80

Силікати – 113

Силікатна кислота – 112

Сірка – 34

Скло – 106

Сода

– кальцинована – 106

– питна – 95

Солі амонію – 54

Сплави – 190

Сталь – 191

Сульфати – 72

Сульфур(IV) оксид – 67

Суперфосфат – 89

Т

Твердість води – 165

– постійна – 166

– тимчасова – 165

– загальна – 167

Теоретичний вихід – 59

Ф

Ферум – 179

Флюси – 197

Форма засвоєння добрив – 88

Фосфор – 33

Фосфор(V) оксид – 62

Фулерен – 35

Х

Хлор – 46

Хлоридна кислота – 48

Хлороводень – 48

Ц

Цемент – 109

Ч

Чавун – 191

Чадний газ – 64

Ш

Шихта – 197

Шлаки – 197

Я

Якісні реакції – 56

Якісні реакції на

– вуглекислий газ – 65

– катіони амонію – 56

– карбонат-іони – 96

– сульфат-іони – 72

– хлорид-іони – 57

– гідроксид-іони – 39

– йони Гідрогену – 39

– Барію – 157

– Калію – 156

– Кальцію – 157

– Натрію – 156

– Феруму(II) – 186

– Феруму(III) – 186

Список додаткової літератури та інтернет-джерел для поглиблення і розширення знань

1. *Базелюк І. І., Величко Л. П., Титаренко Н. В.* Довідкові матеріали з хімії. — Київ; Ірпінь: Перун, 1998. — 224 с.
2. *Василега М. Д.* Цікава хімія. — К.: Рад. школа, 1989. — 188 с.
3. Великий довідник школяра з тестовими завданнями / Розділ «Хімія». — К.: Махаон-Україна, 2007. — С. 447–580.
4. *Гачев Г. Д.* Гуманитарний коментарій к физике и химии: Диалог между науками о природе и человеке. — М.: Логос, 2003. — 512 с.
5. *Медовар Б. И.* Металлургия вчера, сегодня и завтра. — К.: Наук. думка, 1986. — 132 с.
6. Олімпіади з хімії: Збірник задач Всеукраїнських, обласних, районних олімпіад з розв'язаннями, вказівками, відповідями / І. І. Кочерга, Ю. В. Холін, Л. О. Слета та ін. — Х.: Ранок: Веста, 2004. — 384 с.
7. *Ольгин О. М.* Опыты без взрывов: 4-е изд. — М.: Химия, 1995. — 176 с.
8. Усі цікаві досліди. Хімія. 10–11 класи. — Х.: ТОРСІНГ ПЛЮС, 2007. — 320 с.
9. *Федоров А. С.* Творцы науки о металле. — М.: Наука, 1980. — 224 с.
10. *Фримантл М.* Химия в действии: В 2-х ч. Ч. 1: Пер. с англ. — М.: Мир, 1991. — 528 с.
11. *Фримантл М.* Химия в действии: В 2-х ч. Ч. 2: Пер. с англ. — М.: Мир, 1991. — 622 с.
12. *Харлампович Г. Д., Семенов А. С., Попов В. А.* Многоликая химия: Кн. для учащихся. — М.: Просвещение, 1992. — 159 с.
13. Химия и общество: Пер. с англ. — М.: Мир, 1995. — 560 с.
14. *Ярошенко О. Г., Новицька В. І.* Завдання і вправи з хімії: навчальний посібник: Вид. 6-е, виправлене, доповнене, з прикладами розв'язків задач. — К.: Станіца-Київ, 2007. — 294 с.

http://chemistry.com.ua/modules.php?name=Video_Stream Хімія в Україні.
Український хімічний портал

www.chem.msu.su Портал фундаментальної хімічної освіти

www.reciprocalnet.org \common\ Колекція молекул — бібліотека речовин з тривимірними і навіть стереоскопічними зображеннями молекулярних структур

www.nanonewsnet.ru Новини нанотехнологій

<http://chemistry.r2.ru/> Опорні конспекти з хімії

www.chemistry.narod.ru Сайт "Світ хімії"

www.postupi.ru Інформація з основ теоретичної хімії, елементів та їх сполук, органічної та неорганічної хімії

<http://moikompras.ru/compras/etertainingchemistry> Цікава хімія, безпечні хімічні досліди вдома

ЗМІСТ

Вступне слово	3
Повторення питань курсу хімії основної школи	
§ 1. Загальні відомості про найважливіші класи неорганічних сполук	6
§ 2. Періодичний закон і будова атома. Види хімічного зв'язку	12
Тема 1. Неметалічні елементи та їхні сполуки	
§ 3. Неметалічні елементи, розташування в періодичній системі, загальна характеристика	21
§ 4. Прості речовини неметали. Явище алотропії	26
§ 5. Основні хімічні властивості та застосування неметалів. Поширення неметалічних елементів у природі	36
§ 6. Леткі водневі сполуки неметалічних елементів	46
§ 7. Солі амонію. Якісні реакції на йон амонію та хлорид-йон	54
§ 8. Оксиди та гідрати (гідратні форми) оксидів неметалічних елементів ...	61
§ 9. Сульфатна кислота і сульфати	69
§ 10. Нітратна кислота і нітрати	78
§ 11. Загальні відомості про мінеральні добрива	85
§ 12. Карбонатна кислота. Солі карбонатної кислоти, їх поширення та застосування	95
§ 13. <i>Практична робота 1.</i> Добування вуглекислого газу. Взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів	104
§ 14. Будівельні матеріали: скло, цемент, бетон, їх використання	105
§ 15. Колообіг Оксигену, Нітрогену, Карбону в природі	114
<i>Узагальнимо вивчене</i>	120
<i>Готуємося до тематичного контролю знань</i>	124
Тема 2. Металічні елементи та їхні сполуки	
§ 16. Загальна характеристика металічних елементів та утворених ними простих речовин	131
§ 17. Фізичні властивості та застосування металів	138
§ 18. Загальні хімічні властивості металів, корозія металів	146
§ 19. Лужні, лужноземельні елементи. Магній	155
§ 20. Поширеність сполук лужних, лужноземельних елементів і Магнію. Поняття про твердість води	163
§ 21. Алюміній як хімічний елемент і проста речовина. Сполуки Алюмінію ..	172
§ 22. Ферум як хімічний елемент. Проста речовина залізо. Сполуки Феруму(II) і Феруму(III)	179
§ 23. Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності. <i>Практична робота 2.</i> Розв'язування експериментальних задач	187
§ 24. Загальні способи добування металів. Розвиток металургії в Україні ...	190
§ 25. Виробництво чавуну і сталі	196
<i>Узагальнимо вивчене</i>	206
<i>Готуємося до тематичного контролю знань</i>	210
Відповіді до розрахункових задач	215
Термінологічний словник	216
Предметний покажчик	220
Список додаткової літератури та інтернет-джерел для поглиблення і розширення знань	222