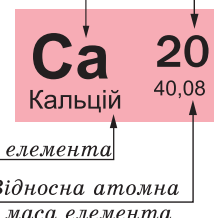


Періодична система хімічних елементів (коротка форма)

Періоди	Ряди	Групи													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	1	H 1 Гідроген 1,0079								(H)	He 2 Гелій 4,0026	<i>Порядковий номер</i> <i>Символ елемента</i>  <i>Назва елемента</i> <i>Відносна атомна маса елемента</i>			
2	2	Li 3 Літій 6,941	Be 4 Берилій 9,012	B 5 Бор 10,81	C 6 Карбон 12,011	N 7 Нітроген 14,0067	O 8 Оксиген 15,999	F 9 Флуор 18,998	Ne 10 Неон 20,180						
3	3	Na 11 Натрій 22,990	Mg 12 Магній 24,305	Al 13 Алюміній 26,982	Si 14 Силіцій 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Сульфур 32,06	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948						
4	4	K 19 Калій 39,098	Ca 20 Кальцій 40,08	21 Sc 44,956 Скандій	22 Ti 47,87 Титан	23 V 50,941 Ванадій	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Манган	26 Fe 55,845 Ферум	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,69 Нікол				
	5	29 Cu 63,546 Купрум	30 Zn 65,38 Цинк	Ga 31 Галій 69,72	Ge 32 Германій 72,64	As 33 Арсен 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80						
5	6	Rb 37 Рубідій 85,468	Sr 38 Стронцій 87,62	39 Y 88,906 Ітрій	40 Zr 91,22 Цирконій	41 Nb 92,906 Ніобій	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [98] Технецій	44 Ru 101,07 Рутеній	45 Rh 102,905 Родій	46 Pd 106,4 Паладій				
	7	47 Ag 107,868 Аргентум	48 Cd 112,41 Кадмій	In 49 Індій 114,82	Sn 50 Станум 118,71	Sb 51 Стибій 121,76	Te 52 Телур 127,60	I 53 Йод 126,904	Xe 54 Ксенон 131,29						
6	8	Cs 55 Цезій 132,91	Ba 56 Барій 137,33	57 * La 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафній	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,84 Вольфрам	75 Re 186,207 Реній	76 Os 190,2 Осмій	77 Ir 192,22 Іридій	78 Pt 195,08 Платина				
	9	79 Au 196,967 Аурум	80 Hg 200,59 Меркурій	Tl 81 Талій 204,38	Pb 82 Плюмбум 207,2	Bi 83 Бісмут 208,980	Po 84 Полоній [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]						
7	10	Fr 87 Францій [223]	Ra 88 Радій 226,03	89 ** Ac [227] Актиній	104 Rf [261] Резерфордій	105 Db [262] Дубній	106 Sg [263] Сиборгій	107 Bh [262] Борій	108 Hs [265] Гасій	109 Mt [266] Майтнерій	110 Ds [281] Дармштадтій				
	11	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперницій	Uut 113 [284] Унунтрій	Fl 114 [289] Флеровій	Uup 115 [288] Унунпентій	Lv 116 [293] Лівермерій	Uus 117 [294] Унунсептій	Uuo 118 [294] Унуноктій						
Вищі оксиди		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Леткі сполуки з Гідрогеном					RH₄	RH₃	H₂R	HR							
* Лантаноїди		58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометій	62 Sm 150,4 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди		90 Th 232,038 Торій	91 Pa 231,036 Протактиній	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [249] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделевій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій

Ольга Ярошенко

Хімія

(рівень стандарту)

**Підручник для 11 класу
закладів загальної середньої освіти**

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*



Київ
Оріон
2019

УДК 54*кл11(075.3)

Я77

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

(наказ Міністерства освіти і науки України

від 12.04.2019 № 472)

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

РУБРИКИ Й УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ



Інформаційна довідка

*Хімія — це життя:
сторінка природодослідника*



Біографічна довідка



Сторінка ерудита

Працюйте групами



Працюємо з медійними джерелами

Знаємо, розуміємо

Застосовуємо



Узагальнення



Основні поняття, правила



Пригадайте! Зверніть увагу!



Завдання підвищеної складності

Навчальне видання

ЯРОШЕНКО Ольга Григорівна

ХІМІЯ

Рівень стандарту

Підручник для 11 класу закладів
загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством
освіти і науки України

Головний редактор видавництва

І. В. Красуцька

Редактор *О. С. Ісак*

Головний художник *І. П. Медведовська*

Технічний редактор *Е. А. Авраменко*

Коректор *Л. А. Еско*

Малюнки художниці *Оксани Харук*

В оформленні обкладинки використано

фотографії: *Africa Studio, Anatolii Mazhora,*

Alexey Godzenko, paulista

Формат 70x100 ¹/₁₆.

Ум. друк. арк. 16,848 + 0,324 форзац.

Обл.-вид. арк. 15,40 + 0,55 форзац.

Зам. №

Тираж 90 650 пр.

**ТОВ «Український освітянський
видавничий центр «Оріон»»**

Свідоцтво «Про внесення суб'єкта видавничої
справи до державного реєстру
видавців, виготівників і розповсюджувачів
видавничої продукції»

Серія ДК № 4918 від 17.06.2015 р.

Адреса видавництва: 03061,
м. Київ, вул. Миколи Шепелева, 2
www.orioncentr.com.ua

Віддруковано у ТОВ «КОНВІ ПРІНТ».

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої
справи до Державного реєстру видавців,
виготовлювачів і розповсюджувачів
видавничої продукції серія ДК № 6115, від
29.03.2018 р.

03680, м. Київ, вул. Антона Цедіка, 12,
тел. +38 044 332-84-73.

Ярошенко О. Г.

Я77 Хімія (рівень стандарту): підруч. для 11 кл. закладів
загальної середньої освіти / О. Г. Ярошенко. — К. : УОВЦ
«Оріон», 2019. — 208 с. : іл.

ISBN 978-617-7712-54-0.

УДК 54*кл11(075.3)

© О. Г. Ярошенко, 2019

© УОВЦ «Оріон», 2019

ISBN 978-617-7712-54-0

ШАНОВНІ ВИПУСКНИКИ І ВИПУСКНИЦІ!

За цим підручником ви завершуйте п'ятирічне опанування хімії. Він містить ретельно підібраний, аргументовано і логічно розкритий навчальний матеріал, що повністю відповідає новій навчальній програмі і спрямований на формування ключових і предметних компетентностей. Посилення практичного спрямування змісту підручника забезпечено розкриттям прикладних аспектів використання хімічних знань у суспільному господарстві України та побуті людей. Належна увага приділена досягненням вітчизняних учених, розвитку хімічної технології, впливу хімічних чинників на довкілля.

Збережена рубрикація тексту попередніх підручників. Текст параграфів для кращого орієнтування поділений на логічно завершені частини, що мають заголовки. Основні поняття і терміни, а також алгоритмічні приписи і правила виділені кольором і шрифтом. Новий матеріал перемежується завданнями для групової роботи. Призначення групової навчальної діяльності — забезпечити вашу активну самостійну роботу в процесі вивчення нового матеріалу, розвивати комунікативні вміння й лідерські якості, здатність працювати в команді. Якщо розуміння основного матеріалу параграфу потребує попередньо засвоєних або додаткових знань, ви знайдете їх у рубриці «Інформаційна довідка».

Ви завжди зможете самостійно здобути знання, на це вас орієнтує рубрика «Працюємо з медійними джерелами». Додаткову інформацію, що розширює та доповнює основний текст, розміщено в рубриці «Сторінка ерудита». Рубрика «Хімія — це життя: сторінка природодослідника» містить експериментальні завдання, виконуючи які ви розвиватимете дослідницьку компетентність. «Біографічна довідка» містить короткі відомості про життя й наукову діяльність видатних учених-хіміків.

У рубриці «Знаємо, розуміємо» розміщено запитання, складені з дотриманням державних вимог до очікуваних результатів вашої навчальної діяльності. У рубриці «Застосовуємо» запропоновано завдання для письмового виконання, що потребують практичного використання набутих знань у стандартних, змінених або нових умовах, а також творчого підходу.

«Предметний покажчик» містить посилання на сторінки, де розтлумачені поняття і терміни. У Додатку наведено відповіді до розрахункових задач.

Пам'ятайте, що лише на міжпредметній основі можливе формування природничо-наукової картини світу, тому всіляко реалізуйте міжпредметні зв'язки хімії з іншими навчальними предметами.

Після кожної теми розміщено узагальнювальний матеріал під однойменною назвою. Вдумливо опрацюуйте його, кожне із загальних положень ілюструйте власними конкретними прикладами.

Завершальні параграфи в кожній темі «Завдання різного рівня складності» допоможуть вам здійснити самооцінку навчальних досягнень, перевірити готовність до тематичного контролю знань, а тим, хто обрав ЗНО з хімії — готуватися до нього.

Систематично працюючи з текстом підручника, виконуючи зазначені в ньому завдання і вправи, цікавлячись додатковою навчально-пізнавальною інформацією, ви неодмінно досягнете успіхів! Успішного вам завершення опанування хімії!

Авторка

ЗМІСТ

Тема 1 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

- § 1. Електронні й графічні електронні формули атомів *s*-, *p*-, *d*-елементів. Принцип «мінімальної енергії» 7
- § 2. Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів 13
- § 3. Валентні стани елементів. Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів 18
- Узагальнення** 21
- § 4. Завдання різного рівня складності 22

Тема 2 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

- § 5. Йонний і металічний хімічні зв'язки в речовинах 26
- § 6. Ковалентний хімічний зв'язок та донорно-акцепторний механізм його утворення (на прикладі катіона амонію). 31
- § 7. Кристалічний і аморфний стани твердих речовин. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови 38
- Узагальнення** 44
- § 8. Завдання різного рівня складності 46

Тема 3 ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

- § 9. Необоротні й оборотні хімічні реакції 50
- § 10. Умови зміщення хімічної рівноваги оборотних процесів на основі принципу Ле Шательє 55
- § 11. Обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції . . . 59
- § 12. Гідроліз солей 63
- § 13. Поняття про гальванічний елемент як хімічне джерело електричного струму 68
- Узагальнення** 71
- § 14. Завдання різного рівня складності 73

Тема 4 НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ І ЇХНІ ВЛАСТИВОСТІ

- § 15. Неметали: загальна характеристика, фізичні властивості, застосування. Адсорбція 76
- § 16. Алотропія. Алотропні модифікації речовин неметалічних елементів 82
- § 17. Окисні та відновні властивості металів 88
- § 18. Сполуки неметалічних елементів з Гідроґеном. Особливості водних розчинів цих сполук, їх застосування 93

§ 19.	Оксиди неметалічних елементів, їх уміст в атмосфері	99
§ 20.	Кислоти, властивості і добування. Кислотні дощі	104
§ 21.	Особливості взаємодії нітратної і концентрованої сульфатної кислот з металами	111
§ 22.	Загальна характеристика металів. Фізичні властивості металів на основі їхньої будови.	116
§ 23.	Алюміній: фізичні й хімічні властивості	121
§ 24.	Залізо: фізичні й хімічні властивості	127
§ 25.	Застосування металів та їхніх сплавів	132
§ 26.	Основи. Властивості, застосування гідроксидів Натрію і Кальцію	137
§ 27.	Солі, їх поширення в природі. Середні та кислі солі	141
§ 28.	Жорсткість води та способи її усунення	149
§ 29.	Обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один із реагентів взято в надлишку	153
§ 30.	Мінеральні добрива. Поняття про кислотні та лужні ґрунти.	158
§ 31.	Сучасні силікатні матеріали	164
§ 32.	Біологічне значення металічних і неметалічних елементів.	170
§ 33.	Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності	177
	Практична робота 1. Дослідження якісного складу солей	178
§ 34.	Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук	179
§ 35.	Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності	180
	Практична робота 2. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами	181
	Узагальнення.	182
§ 36.	Завдання різного рівня складності	185

Тема 5 ХІМІЯ І ПРОГРЕС ЛЮДСТВА

§ 37.	Роль хімії у створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямків технологій	191
§ 38.	Роль хімії у розв'язанні сировинної і продовольчої проблем.	197
§ 39.	Значення хімії у розв'язанні енергетичної й екологічної проблем. «Зелена» хімія	200
	Узагальнення.	206
	ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК	207
	ДОДАТОК	208
	Відповіді до розрахункових задач	208

Тема 1

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Вивчивши цю тему, ви збагатите свою компетентність з хімії знаннями про:

- ▶ s -, p -, d -елементи;
- ▶ електронні й графічні електронні формули атомів s -, p -, d -елементів (Феруму) 1–4 періодів;
- ▶ принцип «мінімальної енергії»;
- ▶ зв'язок між валентними станами і ступенями окиснення елементів;
- ▶ збуджений стан атома;
- ▶ можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів.

У процесі вивчення теми удосконалюватимуться ваші предметні вміння:

- ▶ **складати** електронні й графічні електронні формули атомів s -, p -, d -елементів (Феруму) 1–4 періодів з урахуванням принципу «мінімальної енергії»;
- ▶ **складати** електронні й графічні електронні формули атомів неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів в основному й збудженому станах;
- ▶ **аналізувати** відмінності електронних конфігурацій атомів s -, p -, d -елементів (Феруму) 1–4 періодів;
- ▶ **порівнювати** можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів, що розміщені в одній групі, на основі електронної будови їхніх атомів



Електронні й графічні електронні формули атомів s -, p -, d -елементів.

Принцип «мінімальної енергії»



Інформаційна довідка

- Електронна оболонка атома складається з електронів. Їх кількість, як і кількість протонів, визначається протонним числом (порядковим, атомним номером) хімічного елемента.
- Електрон має двоїсту природу. Він наділений властивостями мікрочастинки й хвилі. Через це неможливо простежити всі етапи його руху в атомі, можна лише передбачити ймовірність його перебування в тій чи іншій точці атомного простору.
- Об'єм простору навколо ядра, у якому ймовірність перебування електрона становить 90 і більше відсотків, називають орбіталлю.
- s -Електрони — це електрони зі сферичною формою орбіталі.
- p -Електрони — це електрони з формою орбіталі, схожою на гантель чи об'ємну вісімку.
- Відповідно до форми електронних орбіталей розрізняють s -, p -, d -, f - електрони.
- Електрони з приблизно однаковою величиною енергії утворюють один енергетичний рівень.
- У межах одного енергетичного рівня електрони з однаковою формою електронної орбіталі утворюють енергетичний підрівень.
- Валентні електрони — електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.
- Енергетичні рівні, заповнені максимально можливою для них кількістю електронів, називають завершеними. Енергетичні рівні з меншою за максимальну кількістю електронів — незавершеними.

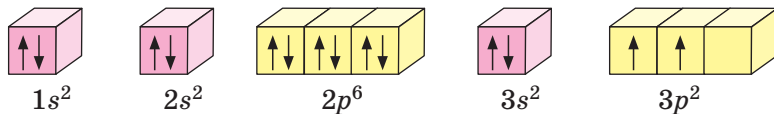
У 8 класі ви вже мали справу з електронними й графічними електронними формулами. Пригадайте, що:

електронна формула атома — це запис розподілу електронів в електронній оболонці атома, де коефіцієнтами позначають енергетичні рівні (1, 2, ... 7), символами — підрівні (s , p , d , f), верхніми індексами — кількість електронів на підрівнях. Наприклад, електронна формула атома Силіцію ${}_{14}\text{Si}$ така: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

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 $\uparrow\downarrow$, неспарений електрон — однією \uparrow . Протилежно спрямовані стрілочка вказують на те, що спарені електрони обертаються навколо своєї осі в протилежних напрямках.

Графічна електронна формула атома — відображення розподілу електронів за енергетичними комірками.

Приклад графічної електронної формули наведено на малюнку 1.



Мал. 1

Графічна електронна формула атома Силіцію

ЩО СЛІД ПАМ'ЯТАТИ ПІД ЧАС СКЛАДАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ І ГРАФІЧНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ФОРМУЛ.

Складати електронні та графічні електронні формули атомів допоможе вам наведена нижче інформація, частину якої вам достатньо буде лише пригадати з курсу хімії 8 класу.

У межах одного рівня кількість підрівнів визначається кількістю наявних форм орбіталей.

На *першому* енергетичному рівні перебувають електрони лише зі сферичною формою орбіталей, тобто *s*-електрони, вони утворюють **s-підрівень**. Отже, на першому енергетичному рівні існує один підрівень.

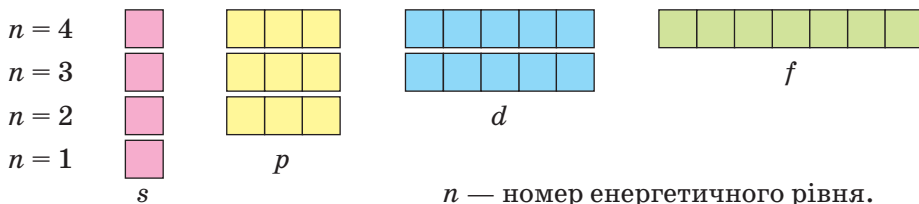
На *другому* енергетичному рівні розміщені електрони зі сферичною та гантелеподібною формами орбіталей, тобто *s*- та *p*-електрони. Відповідно до цього другий рівень включає два підрівні — **s-підрівень** та **p-підрівень**. (Назви підрівнів повторюють назви орбіталей.)

На *третьому* енергетичному рівні є три підрівні: *s*-, *p*-, *d*-. Тобто, з'являється **d-підрівень**. Його заповнення *d*-електронами відбувається в атомів хімічних елементів з протонними числами 21–30 (атоми хімічних елементів четвертого періоду).

Четвертий підрівень називається — **f-підрівнем** і з'являється він на *четвертому* енергетичному рівні у хімічного елемента Церію (протонне число 58).

Оскільки *s*-підрівень містить лише одну *s*-орбіталь, то на ньому можливе перебування не більше двох *s*-електронів. *p*-Підрівень містить три *p*-орбіталі, тому на ньому може перебувати максимально шість *p*-електронів. На *d*-підрівні налічується п'ять орбіталей, тож максимальне число *d*-електронів на ньому — десять. Щоб заповнити сім орбіталей *f*-підрівня, знадобиться чотирнадцять *f*-електронів.

На малюнку 2 наведено графічні зображення орбіталей перших чотирьох енергетичних рівнів.



Мал. 2

Структура перших чотирьох енергетичних рівнів

Те, що на підрівні вдвічі більше електронів, ніж орбіталей, пояснюється існуванням *спарених електронів*.

Наявність неспарених електронів і вільних енергетичних комірок має значення для утворення хімічних зв'язків.

Узагальнену інформацію про максимальну кількість електронів та енергетичних комірок на підрівнях наведено в таблиці 1.

Таблиця 1

Максимальна кількість електронів та енергетичних комірок на підрівнях

Умовне позначення підрівнів	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Максимально можлива кількість електронів на підрівні	2	6	10	14
Максимально можлива кількість енергетичних комірок	1	3	5	7

Працюйте з групами

Завдання 1. Ознайомтеся з інформацією таблиці 2.

Таблиця 2

Будова енергетичних рівнів

Енергетичний рівень	1	2	3	4
Можливі види орбіталей у межах рівня	<i>s</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -
Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні	2 (2)	8 (2 + 6)	18 (2 + 6 + 10)	32 (2 + 6 + 10 + 14)
Загальна кількість енергетичних комірок				

Завдання 2. У робочих зошитах складіть таку саму таблицю, доповнивши її інформацією, якої не вистачає.

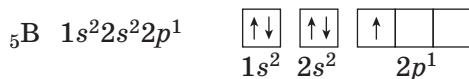
ПРИНЦИП «МІНІМАЛЬНОЇ ЕНЕРГІЇ», АБО ПРАВИЛО МІНІМУМУ ЕНЕРГІЇ. За сучасною теорією будови атома заповнення електронних оболонок атомів хімічних елементів підлягає таким загальним правилам.

Спочатку в атома електронами заповнюється перший енергетичний рівень, потім другий, і тільки після остаточного заповнення другого енергетичного рівня розпочинається заповнення третього рівня.

У межах одного енергетичного рівня першим заповнюється *s*-підрівень, після чого розпочинається заповнення *p*-підрівня.

Зазначені правила — наслідок дії принципу «мінімальної енергії». Цей принцип полягає в тому, що електрон в електронній оболонці атома за можливості займає енергетично найбільш вигідну орбіталь. З двох орбіталей енергетично вигіднішою для конкретного електрона є орбіталь з мінімальною енергією. Наприклад, атом Бору має п'ять електронів. Елемент розташований у другому періоді, тож його електронна оболон-

ка має два енергетичні рівні. Перший рівень складається з одного підрівня — *s*-підрівня, а от другий рівень окрім *s*-підрівня має ще й *p*-підрівень. Сумарно обидва рівні налічують п'ять енергетичних комірок. Здавалося б, є можливість кожному з п'яти електронів розміститись в окремій комірці. Але це не так. Згідно з принципом «мінімальної енергії» повністю заповняться електронами *s*-підрівні обох енергетичних рівнів, і тільки один електрон розміститься на *p*-підрівні. Тож електронна й графічна електронна формули атома Бору будуть такими:



СКЛАДАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ І ГРАФІЧНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ФОРМУЛ АТОМІВ. В основній школі вам неодноразово доводилося складати електронні формули атомів. Застосуйте набуті знання й інформацію цього параграфу та виконайте завдання рубрики «Попрацюйте групами».

Пам'ятайте, що складаючи електронні й графічні електронні формули, спершу на кожному енергетичному підрівні в кожній енергетичній комірці позначають по одному електрону \uparrow . Якщо вільних комірок не залишається, то позначають по два $\uparrow\downarrow$.

Попрацюйте групами

Завдання 1. Складіть електронні й графічні електронні формули атомів хімічних елементів другого періоду.

Завдання 2. Дотримуючись принципу «мінімальної енергії», складіть електронну й графічну електронну формули атома, електронна оболонка якого має шість *s*-електронів і сім *p*-електронів. Назвіть елемент, дайте йому характеристику за місцем у періодичній системі.

Завдання 3. Знайдіть і виправте помилки в електронних формулах атомів:

а) $1s^2 2s^1 2p^4$;

б) $1s^1 2s^2$;

в) $1s^2 2s^1 2p^7$.

Завдання 4. Назвіть хімічні елементи, яким відповідають виправлені електронні формули атомів у попередньому завданні.

ПОНЯТТЯ ПРО *s*-, *p*-, *d*-ЕЛЕМЕНТИ. За послідовним заповненням електронами електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи. Таблиця 3 ознайомлює вас із класифікаційними характеристиками перших трьох.

Таблиця 3

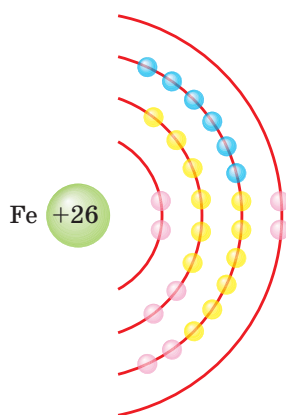
Класифікаційні характеристики *s*-, *p*-, *d*-елементів

Назва групи елементів	Підрівні, що заповнюються електронами	Приклади
<i>s</i> -елементи	<i>s</i> -підрівень	Гідроген, Натрій, Магній
<i>p</i> -елементи	<i>p</i> -підрівень	Бор, Алюміній, Хлор
<i>d</i> -елементи	<i>d</i> -підрівень	Ферум, Купрум, Цинк

Як бачимо з таблиці 3, в **s-елементах** на зовнішньому енергетичному рівні електрони розташовані лише на s-підрівні. Усього s-елементів у періодичній системі чотирнадцять. Це Гідроген, Гелій, лужні та лужноземельні хімічні елементи. Усі вони розташовані в головних підгрупах (групах А) періодичної системи. Елементів, у атомах яких електронами послідовно заповнюється p-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, тобто **p-елементів**, серед уже відкритих є тридцять два. Місця ще чотирьох позначено в періодичній системі номерами 113, 115, 117 і 118. Як і s-елементи, p-елементи розташовані в головних підгрупах (групах А) періодичної системи. У побічних підгрупах (групах Б) періодичної системи розташовані елементи, у атомах яких є електрони на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня, а послідовне заповнення електронами відбувається на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня. Вони належать до **d-елементів**, їх відомо сорок. Згідно з програмою ви будете вивчати один з них — Ферум. Лантаноїди й актиноїди належать до f-елементів.

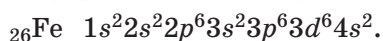
Зверніться до розташованої на форзаці кольорової періодичної системи, і ви побачите, що клітинки кожної з розглянутих груп елементів зафарбовані однаковим кольором.

ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ d-ЕЛЕМЕНТІВ. Особливістю електронної будови їхніх атомів є те, що на зовнішньому енергетичному рівні в них здебільшого два електрони, а це властиво металічним елементам. І справді, усі хімічні елементи побічних підгруп утворюють прості речовини — метали. Так, у четвертому періоді після Кальцію розташовані десять хімічних елементів, атоми яких мають однакову з ним будову зовнішнього (він у них четвертий) енергетичного рівня: $4s^2$ (виняток становлять Купрум, Хром). Електрони, що з'являються в атомах цих елементів, розміщуються на d-підрівні передостаннього, тобто третього енергетичного рівня. Для прикладу розглянемо електронну будову атома Феруму. Двадцять шість його електронів розміщені на чотирьох енергетичних рівнях (мал. 3).



Мал. 3 Схема будови електронної оболонки атома Феруму








Складемо електронну формулу атома Феруму:



§ 2.

Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів

Інформаційна довідка

-  Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра.
-  Періодичною системою називають упорядковану множину хімічних елементів та їх класифікацію.
-  Існують різні варіанти графічного зображення періодичної системи. Найбільш вживаними є дві табличні форми — коротка і довга. У структурі обох варіантів таблиці розрізняють періоди та групи.
-  Період — горизонтальний ряд елементів, розташованих у порядку зростання порядкових номерів, який розпочинається лужним металічним елементом і закінчується інертним елементом. Виняток становлять перший період, який починається Гідрогеном і містить лише два елементи, і останній, який ще не завершений, а тому інертний елемент у ньому відсутній.
-  В обох варіантах періодичної системи по сім періодів, їх позначено арабськими цифрами від 1 до 7.
-  Група — вертикальний стовпчик елементів, подібних за властивостями та формою їхніх сполук. У короткій системі 8 груп, у межах яких здійснено розподіл елементів на головну і побічну підгрупи.
-  У довгому варіанті періодичної системи груп 18, їх позначено літерами **A** та **B**. У групах **A** розташовані ті самі хімічні елементи, що в головних підгрупах короткої системи, групи **B** відповідають складу побічних підгруп.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН — ЗАГАЛЬНИЙ ЗАКОН ПРИРОДИ.

Відкритий у 1869 р. закон посів чільне місце серед загальних законів природи. Формулювання закону його відкривачем Дмитром Івановичем Менделєєвим відрізняється від сучасного. Учений класифікував хімічні елементи на основі характеристики, притаманної всім без винятку хімічним елементам і незмінної під час хімічних явищ — атомної ваги (так у часи Д. І. Менделєєва називали атомні маси) хімічних елементів.



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

Формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєвим: властивості простих речовин, а також властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини *атомних ваг*.

Встановлення вченими складної будови атома підтвердило, що періодичний закон описує залежність між



Пригадайте, перестановку яких хімічних елементів було зроблено в періодичній системі, щоб ця закономірність не порушувалася.

будовою атомів і властивостями хімічних елементів та їхніх сполук. Виявилось, що всі без винятку хімічні елементи розташовані в періодичній системі за зростанням заряду ядер їхніх атомів. Це дало підстави для такого сучасного формулювання періодичного закону:

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

Порівняно з іншими загальними законами природи в періодичного закону відсутній кількісний вираз у вигляді формули чи рівняння, що його відображають. Натомість цей єдиний із-поміж інших законів має графічне вираження у вигляді *періодичної системи хімічних елементів*.

ПЕРІОДИЧНА ЗМІНА ВЛАСТИВОСТЕЙ ХІМІЧНИХ 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 — протонне число.

Протонне число від елемента до елемента постійно змінюється, збільшуючись на одиницю. Властивості хімічних елементів та утворених ними сполук також змінюються, але періодично. Вдамося до конкретних прикладів (табл. 4).

Таблиця 4

Порівняння елементів третього періоду, простих і складних речовин, утворених ними

Ознаки порівняння	Елементи третього періоду							
	$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$	$_{18}\text{Ar}$
Формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	$\text{P}_4, \text{P}_n, \text{P}$	S_8	Cl_2	Ar
Група простих речовин	метали			неметали				
Формула вищого оксиду і відповідного йому гідрату оксиду	Na_2O NaOH	MgO $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Al_2O_3 $\text{Al}(\text{OH})_3$	SiO_2 H_2SiO_3	P_2O_5 H_3PO_4	SO_3 H_2SO_4	Cl_2O_7 HClO_4	— —
Хімічні властивості оксиду	основні		амфотерні	кислотні				—
Леткі сполуки з Гідрогеном	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—

У тому, що розглянуті зміни носять періодичний характер, перекоонує схожість властивостей Флуору (порядковий номер 9) з властивостями Хлору (порядковий номер 17), а також Броду, що розташований у періодичній системі під номером 35.



Пригадайте і назвіть відомі вам спільні властивості галогенів.

Періодична зміна властивостей характерна й для металічних елементів. Так, властивості Літію ${}_3\text{Li}$ — елемента другого періоду, Натрію ${}_{11}\text{Na}$ — елемента

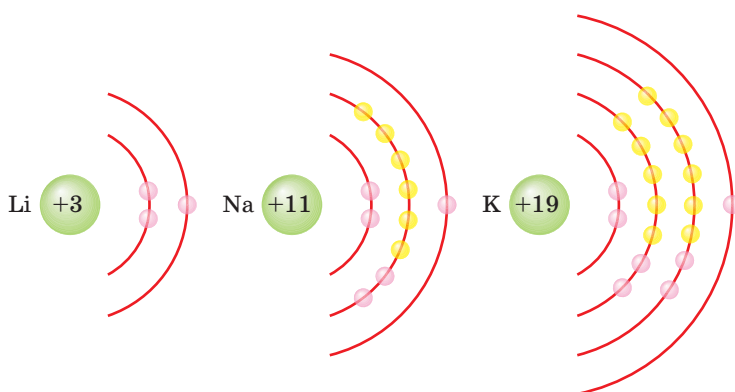
третього періоду, і розташованого у четвертому періоді Калію ${}_{19}\text{K}$ періодично (через вісім хімічних елементів) повторюються:

- 1) утворені ними прості речовини — найактивніші метали, тому в ряді активності розташовані першими;
- 2) їхні оксиди мають загальну формулу Me_2O , активно взаємодіють з водою, утворюючи гідроксиди загальної формули $MeOH$;
- 3) гідроксиди лужних елементів належать до лугів і є сильними електролітами.

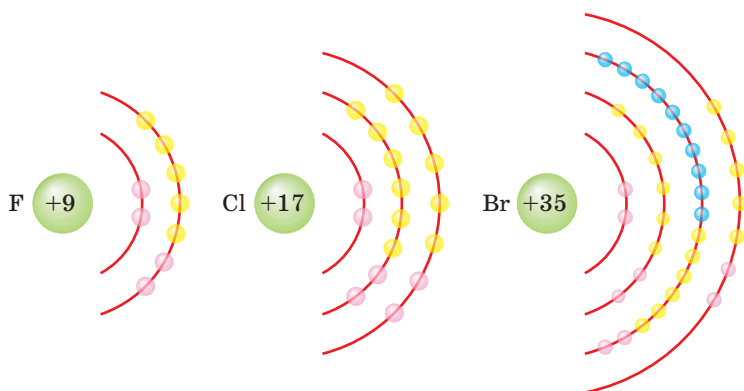
У чому ж причина періодичної зміни властивостей хімічних елементів та їхніх сполук?

Працюйте з групами

Завдання 1. Розгляньте малюнок 4, що стосується будови атомів лужних елементів Літію, Натрію, Калію. Знайдіть спільні і відмінні риси у зображеній будові електронних оболонок атомів. Переконайтесь, що в атомах лужних елементів однакова кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.



Мал. 4 Схеми будови електронних оболонок атомів лужних елементів



Мал. 5 Схеми будови електронних оболонок атомів галогенів

Завдання 2. Складіть електронні формули атомів Літію, Натрію, Калію, і ви побачите, що все це — s -елементи. Тому для них можемо зробити такий загальний запис електронної формули зовнішнього енергетичного рівня: ns^1 .

Завдання 3. Знайдіть спільні і відмінні риси в будові електронних оболонок атомів Флуору, Хлору, Броду, зображених на малюнку 5. Запишіть, скільки електронів міститься в атомах галогенів на зовнішньому енергетичному рівні.

Завдання 4. Виконайте завдання, аналогічне завданню 2, але для галогенів. Складіть загальну електронну формулу зовнішнього енергетичного рівня атомів галогенів.

Завдання 5. Висловіть судження про причину подібності властивостей лужних елементів та їхніх сполук, галогенів та їхніх сполук.

Періодична зміна властивостей елементів і їхніх сполук пов'язана з особливостями будови атомів хімічних елементів. Елементи з подібними властивостями й однаковою формою оксидів, гідроксидів, легких сполук з Гідрогеном мають однакову електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, яка з певною періодичністю повторюється.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Й БУДОВА АТОМА. З'ясування фізичної суті періодичного закону значно розширило *інформаційну функцію* періодичної системи:

- ◆ порядковий номер (атомний номер, протонне число) хімічного елемента вказує на величину заряду ядра атома, кількість протонів у ядрі та кількість електронів в електронній оболонці атома;
- ◆ за різницею між відносною атомною масою хімічного елемента та його порядковим номером встановлюють кількість нейтронів у ядрі атома;
- ◆ номер періоду збігається з кількістю енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома;
- ◆ атоми хімічних елементів однієї підгрупи мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні (електронному шарі);
- ◆ в атомах елементів головних підгруп (груп А) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи;
- ◆ вища валентність хімічного елемента груп А у сполуках дорівнює номеру групи (існують винятки);
- ◆ для визначення валентності неметалічних елементів у сполуках з Гідрогеном потрібно від 8 відняти номер групи.



Сторінка ґрудита

Радіус атома (простого йона). Внаслідок того, що електрон одночасно виявляє властивості і мікрочастинки, і хвилі, атом не має чітких меж. Тому безпосередньо виміряти абсолютні розміри атомів неможливо. Їхні радіуси було розраховано теоретично.

Радіусом атома називається відстань від центра ядра до сферичної поверхні електронної оболонки, ймовірність перебування на якій електронів зовнішнього енергетичного рівня найбільша.

Що більша кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома, то більший його радіус. Та це не означає, що за наявності в елементів одного періоду однакової кількості енергетичних рівнів їх радіуси однакові. Теоретичні розрахунки показали, що в межах одного періоду зі збільшенням заряду ядра радіуси

атомів не збільшуються, а дещо зменшуються. Так, радіус атома Літію становить 0,157 нм, тоді як радіус атома Флуору — елемента одного з Літієм періоду — 0,042 нм. Це можна пояснити тим, що в періоді зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента послідовно зростає заряд ядра і кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Електрони зі збільшенням заряду ядра притягуються до нього сильніше, і тому в періоді радіус атомів поступово зменшується.

В атомів хімічних елементів одного періоду кількість електронних шарів однакова, а радіуси різні: зі збільшенням протонного числа вони дещо зменшуються.

В елементів малих періодів зменшення радіусів відбувається помітніше, ніж це має місце у великих періодах.

У головних підгрупах зі збільшенням протонного числа елементів (згори вниз) зростає кількість енергетичних рівнів, а отже й радіус. У межах однієї підгрупи простежується протилежна закономірність — зі збільшенням заряду ядра радіуси атомів збільшуються. У Літію радіус атома становить 0,157 нм, а в Рубідію, що розташований в одній підгрупі з Літієм, — 0,265 нм.

Зміна радіусів атомів у групах пояснює зміну металічних властивостей елементів однієї групи. Що далі від ядра розташовані валентні електрони (задіяні в утворенні хімічного зв'язку), то вони менше притягуються до ядра, а значить, їх легше віддавати. Через це металічні властивості, що обумовлені здатністю елементів віддавати електрони, у групах зростають. Водночас неметалічні властивості елементів у групах зі збільшенням радіуса атомів (порядкового номера) зменшуються.

З огляду на розглянуте серед усіх хімічних елементів найбільш активним металічним елементом є Францій (оскільки Францій у природі не виявлений, а добутий штучно ядерним синтезом, то серед наявних у природі елементів найбільш активний металічний елемент — Цезій). А найбільш активний неметалічний елемент — Флуор.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону.
2. Що спільного в електронній будові атомів елементів підгрупи Карбону?
3. Що спільного в електронній будові атомів галогенів?
4. Схарактеризуйте структуру короткої і довгої форм періодичної системи.
5. Назвіть два хімічних елементи однієї з Нітрогеном підгрупи і три хімічні елементи одного з Ферумом періоду.

Застосовуємо

1. На підставі сучасного формулювання періодичного закону, поясніть, чому Аргон, атомна маса якого більша за атомну масу Калію, розташований у періодичній системі вісімнадцятим, а не дев'ятнадцятим.
2. Поясніть причину періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук. Проілюструйте конкретними прикладами.
3. Як ви поясните, що Магній і Кальцій мають однакову загальну формулу оксиду та гідроксиду й характеризуються схожими хімічними властивостями.
4. З якою періодичністю та які хімічні елементи мають подібні з Літієм властивості? Відповідь підтвердьте формулами речовин і прикладами рівнянь реакцій.

§ 3.

Валентні стани елементів. Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів

Інформаційна довідка

Валентність — це здатність атомів утворювати хімічні зв'язки з певною кількістю інших атомів.

Постійну валентність мають:

I	I	I	I	II	II	II	II	II	III	III
H	Na	F	K	Mg	Ca	Ba	Zn	O	Al	B

Більшість хімічних елементів мають змінну валентність. Наводимо її значення для деяких з них:

Pb Плюмбум (IV група) — II, IV;

P Фосфор (V група) — III, V;

S Сульфур (VI група) — II, IV, VI;

Cr Хром (VI група) — II, III, VI;

Cl Хлор (VII група) — I, III, V, VII;

Mn Манган (VII група) — II, IV, VI, VII;

Fe Ферум (VIII група) — II, III, VI.

Валентними електронами називають електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення, що вона складається з йонів.

Ступінь окиснення може набувати позитивного, негативного та нульового значень.

У простих речовинах валентність і ступінь окиснення хімічних елементів не збігаються. Наприклад, у молекулі кисню O_2 валентність Оксигену II, а ступінь окиснення 0.

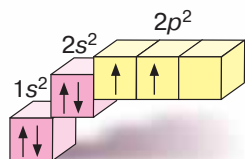
Визначаючи ступені окиснення елементів у бінарних сполуках, послуговуються *рядом електронегативності*. Елементи з більшим значенням електронегативності мають від'ємні значення ступенів окиснення.

ЗБУДЖЕНИЙ СТАН АТОМА. Це поняття пов'язане зі здатністю електронів отримувати додаткові порції енергії або віддавати її частину.

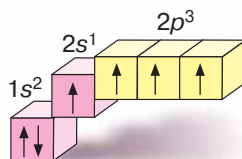
Що ближче до ядра розміщений енергетичний рівень, то меншим запасом енергії наділені його електрони. Тобто електрони другого рівня характеризуються меншою енергією, ніж третього; третього — меншою, ніж четвертого і так далі. У межах свого стійкого енергетичного рівня, електрон не виділяє і не поглинає енергії.

Отримавши додатковий запас енергії, наприклад під час нагрівання, електрони переходять на вищий енергетичний підрівень, атом набуває *збудженого стану*. Щоб відрізнити збуджений стан атома від основного, символ елемента записують зі значком *. Розглянемо це на прикладі Карбону.

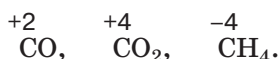
С (незбуджений стан)



С* (збуджений стан)



Наведені зображення доводять, що атом Карбону може мати два валентні стани. В одному з них (основному) в атома Карбону два неспарених електрони, і це визначає його мінімальну валентність II та ступінь окиснення +2. У другому стані (збудженому) неспарених електронів чотири. За рахунок них Карбон утворює чотири спільні електронні пари з іншими атомами — набуває чотиривалентного стану і має ступінь окиснення +4 або -4:

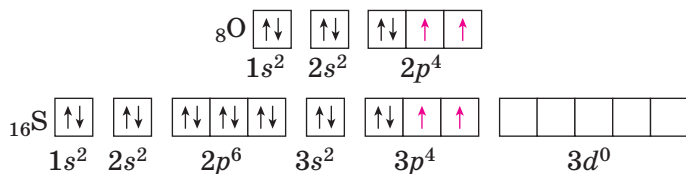


Здатність електронів переходити на інші енергетичні підрівні зумовлює наявність в атомів одного хімічного елемента кількох ступенів окиснення.

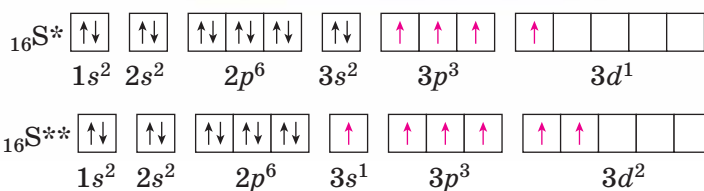
ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ, ЩО ЗУМОВЛЮЮТЬ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ.

З вивченого в основній школі ви знаєте, що вища валентність хімічних елементів груп А дорівнює номеру групи, проте існують винятки. Наприклад, Оксиген розташований у VI групі, проте ніколи не буває шестивалентним. Елемент цієї ж підгрупи Сульфур має сполуки, у яких він шестивалентний, наприклад сульфур(VI) оксид SO_3 . Поряд з цим існує сульфур(IV) оксид SO_2 з чотиривалентним Сульфуром і гідроген сульфід H_2S , у якому валентність Сульфуру дорівнює двом.

Електронні конфігурації зовнішніх енергетичних рівнів Оксигену і Сульфуру однакові:



Графічні електронні формули атомів Оксигену й Сульфуру свідчать, що в атома Оксигену відсутні вільні енергетичні комірки, тому він не може перейти в збуджений стан і мати більше двох неспарених (валентних) електронів. Для атома Сульфуру це цілком реально, тому що в нього є вільні комірки на d -підрівні третього енергетичного рівня. Поглинувши додатково енергію, спарені s - і p -електрони атома Сульфуру займають вільні комірки на d -підрівні. У збудженому стані графічні електронні формули Сульфуру такі:



Тобто, на відміну від Оксигену, з яким Сульфур входить до однієї підгрупи, електрони зовнішнього енергетичного рівня атома Сульфору можуть стати неспареними й атом Сульфору розширює свої валентні можливості.

Атоми неметалічних хімічних елементів можуть переходити в збуджений стан, якщо мають на зовнішньому енергетичному рівні вільні енергетичні комірки, збільшуючи цим самим кількість неспарених електронів.

МОЖЛИВІ СТУПЕНІ ОКИСНЕННЯ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ 2-го І 3-го ПЕРІОДІВ. В елементів зі змінною валентністю кількість неспарених електронів в основному стані визначає мінімальну валентність атомів, у збудженому стані — проміжні й максимальну (вищу) валентності. Вища (максимальна) валентність здебільшого збігається з номером групи хімічного елемента. Розглянута інформація дає змогу визначити ступені окиснення, яких можуть набувати ті чи інші елементи.

Працюйте групами

Щойно ви з'ясували валентні стани Карбону, Оксигену й Сульфору. Окрім них, у 2-му і 3-му періодах розташовані Бор, Нітроген, Флуор, Неон, Силіцій, Фосфор, Хлор, Аргон. Усі вони розташовані в головних підгрупах, а в атомах елементів головних підгруп валентні електрони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні.

Завдання 1. З'ясуйте можливі валентні стани Флуору та Фосфору. Для цього складіть електронні та графічні електронні формули атомів цих елементів, розгляньте можливість переходу валентних електронів на більш віддалені від ядра атома енергетичні підрівні.

Завдання 2. Напишіть формули сполук : а) Флуору з Оксигеном, Флуору з Гідрогеном; б) Фосфору з Оксигеном, Фосфору з Гідрогеном, що відповідають можливим валентним станам їх атомів, зазначте ступені окиснення.

Знаємо, розуміємо

1. Завдяки чому атоми одного хімічного елемента можуть мати різні валентні стани?
2. Поясніть, що називають ступенем окиснення.
3. Про що свідчить той факт, що Ферум утворює сполуки зі ступенями окиснення +2, +3 і навіть може мати ступінь окиснення +6?



1. Серед наведених електронних формул атомів укажіть, яка належить атому, що перебуває у збудженому стані.
 - а) ${}_{14}\text{Si} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$;
 - б) ${}_{14}\text{Si} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
2. Складіть хімічні рівняння взаємодії:
 - а) силіцію з киснем;
 - в) цинку з хлором;
 - б) силіцію з воднем;
 - г) фосфору з хлором.
 Визначте ступені окиснення елементів у них.
3. Який з хімічних елементів — Флуор чи Фосфор — має лише один валентний стан? Поясніть чому.
4. Укажіть рядок, у якому записані електронні формули одного й того самого атома в основному і збудженому станах.

A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	B $1s^2 2s^2 2p^5$ і $1s^2 2s^2 2p^6$
Б $1s^2 2s^2 2p^1$ і $1s^2 2s^2 2p^2$	Г $1s^2 2s^2 2p^2$ і $1s^2 2s^1 2p^3$

Узагальнення



- ✓ У природі існує періодична залежність властивостей елементів та їхніх сполук. На основі уявлень про будову атомів вона зумовлена однаковою електронною конфігурацією зовнішніх енергетичних рівнів і розташуванням валентних електронів на одних і тих самих енергетичних підрівнях.
- ✓ Точно обмежити ділянку атомного простору, у якому перебуває електрон, неможливо. Характеризуючи рух електрона в атомі, беруть до уваги ділянку з найбільшою ймовірністю його перебування в атомі — *атомну орбіталь*.
- ✓ Атомна орбіталь — це простір навколо атомного ядра, у якому ймовірність перебування електрона найбільша (90 і більше відсотків). Існує чотири види орбіталей: *s*, *p*, *d*, *f*.
- ✓ За формою орбіталей елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи.
- ✓ *s*-Елементи в періодичній системі розташовані на початку періодів. Перша і друга групи А утворені з *s*-елементів.
- ✓ Неметалічні елементи належать до *p*-елементів.
- ✓ *d*-Елементи розташовані в побічних підгрупах короткої періодичної системи (групах Б довгого варіанта періодичної системи).
- ✓ Енергетично вигіднішою для конкретного електрона є орбіталь з мінімальною енергією, тобто та, яка ближча до ядра атома. Відповідно до принципу «мінімальної енергії» у межах одного енергетичного рівня першим заповнюється *s*-підрівень, і тільки після його заповнення розпочинається заповнення *p*-підрівня.
- ✓ В основному стані атом має меншу енергію, ніж у збудженому.
- ✓ Валентні стани елементів обумовлені наявністю неспарених електронів атома, а також тих, які з'являються під час його переходу у збуджений стан.
- ✓ Атом може перейти з основного стану у збуджений, якщо в нього є вільні орбіталі.



Завдання різного рівня складності

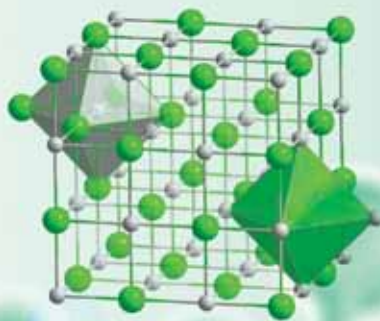
1. Укажіть протонне число *s*-елемента.
А 6
Б 11
В 13
Г 16
2. Укажіть протонне число *p*-елемента.
А 20
Б 26
В 19
Г 17
3. Укажіть протонне число *d*-елемента.
А 10
Б 15
В 20
Г 26
4. Укажіть символ хімічного елемента, електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня якого $2s^22p^5$.
А Cr
Б N
В P
Г F
5. Укажіть назву хімічного елемента за його електронною формулою $1s^22s^22p^63s^23p^5$.
А Нітроген
Б Оксиген
В Сульфур
Г Хлор
Збуджений чи основний стан атома передає ця електронна формула?
6. Укажіть електронну формулу атома, що перебуває у збудженому стані.
А $1s^22s^22p^63s^1$
Б $1s^22s^22p^63s^23p^33d^1$
В $1s^22s^2$
Г $1s^22s^22p^63s^23p^6$
7. Визначте характерну ознаку елемента, розташованого у 3 періоді й V групі періодичної системи.
А у збудженому стані має електронну конфігурацію $1s^22s^22p^63s^23p^5$
Б належить до *d*-елементів
В максимальний ступінь окиснення +5
Г заряд ядра атома +12
8. Укажіть назву хімічного елемента, у атома якого в основному стані найбільше неспарених електронів.
А Неон
Б Натрій
В Карбон
Г Нітроген

15. Проаналізуйте *твердження 1 і 2* й виберіть правильний варіант відповіді.
 1. Валентними електронами в атомі Феруму є *d*- і *p*-електрони.
 2. Для Карбону і Силіцію можливими є ступені окиснення +2 і +4.
 А правильне лише *твердження 1*
 Б правильне лише *твердження 2*
 В правильні обидва твердження
 Г неправильні обидва твердження
16. Розташуйте назви хімічних елементів за збільшенням кількості неспарених електронів у їхніх атомах в основному стані.
 А Бор
 Б Фосфор
 В Ферум
 Г Оксиген
17. Розташуйте елементи за збільшенням кількості *s*-електронів в їхніх атомах.
 А Натрій
 Б Нітроген
 В Кальцій
 Г Сульфур
18. Укажіть спільні характеристики атомів Оксигену й Сульфуру.
 А однакова кількість енергетичних рівнів
 Б однакова кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні
 В однаковий вищий ступінь окиснення
 Г належать до *p*-елементів
19. Розташуйте формули бінарних сполук Хлору за збільшенням його ступеня окиснення.
 А Cl_2O Б Cl_2O_7 В Cl_2O_5 Г HCl
 Чим ви можете пояснити таку різноманітність ступенів окиснення Хлору?
20. Установіть відповідність між загальною електронною формулою зовнішнього енергетичного рівня атомів хімічних елементів однієї головної підгрупи і номером групи.

Електронна формула		Група	
1	ns^2	А	I
2	ns^2np^2	Б	II
3	ns^2np^5	В	III
4	ns^1	Г	IV
		Д	VII

21. Складіть формулу оксигеновмісної кислоти, у якій Сульфур має максимальний ступінь окиснення.
22. Про який валентний стан Фосфору свідчать формули двох його кислот: HPO_3 та H_3PO_4 ?
23. Класифікуйте елементи на групи *s*-, *p*-, *d*-елементів: Магній, Алюміній, Ферум, Нітроген, Гідроген, Флуор.

Тема 2



ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

Вивчивши цю тему, ви збагатите свою компетентність з хімії знаннями про:

- ▶ види хімічного зв'язку в речовинах;
- ▶ механізми утворення зв'язків: йонного, ковалентного, зокрема за донорно-акцепторним механізмом, металічного, водневого;
- ▶ утворення ковалентних зв'язків у молекулі амоніаку та катіоні амонію;
- ▶ можливість утворення водневого зв'язку між молекулами води, спиртів, води і спиртів;
- ▶ аморфний і кристалічний стан речовин;
- ▶ залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови.

У процесі вивчення теми формуватимуться й удосконалюватимуться ваші предметні вміння:

- ▶ **установлювати** види хімічного зв'язку в речовинах за їхніми формулами;
- ▶ **наводити приклади** речовин з різними видами хімічного зв'язку;
- ▶ **наводити приклади** аморфних і кристалічних речовин;
- ▶ **пояснювати** відмінності в механізмах утворення ковалентних зв'язків у молекулі амоніаку та йоні амонію;
- ▶ **пояснювати** відмінності між аморфними і кристалічними речовинами;
- ▶ **прогнозувати** фізичні властивості речовин на основі їхньої будови та будову речовин на основі їхніх фізичних властивостей;
- ▶ **висловлювати судження** щодо залежності між використанням речовин та їхньою будовою і властивостями

§5.

Йонний і металічний хімічні зв'язки в речовинах

Інформаційна довідка

- Хімічний зв'язок — це зв'язок між частинками речовини, що забезпечує їй чітку визначену структуру.
- Під час утворення хімічних зв'язків відбувається перерозподіл електронної густини між зв'язаними атомами, встановлюється певна відстань між ними.
- Перерозподіл електронної густини між атомами пов'язаний з **електронегативністю** — здатністю атома притягувати до себе спільну електронну пару.
- Зв'язки між атомами з різною електронегативністю полярні. Електрони хімічного зв'язку більше часу перебувають біля атома з більшою електронегативністю.
- Емпіричним (отриманим експериментально) критерієм для характеристики електронегативності служать шкали електронегативностей елементів.
- Шкала відносної електронегативності елементів за Полінгом:

Li 1,0	Be 2,0	B 2,0	H 2,1		C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	—		Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	Fe 1,8	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Ru 2,2	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	J 2,5

- За способом утворення хімічні зв'язки поділяють на: йонний, ковалентний, металічний, водневий.

ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Як вам відомо, речовин значно більше, ніж хімічних елементів. Це тому, що атоми хімічних елементів здатні сполучатися між собою, а також з атомами інших елементів у різній кількості та послідовності, утворюючи хімічні зв'язки. У 8 та 10 класах ви знайомилися з йонним, ковалентним і водневим видами хімічного зв'язку. Настав час систематизувати набуті знання й відновити ті, що збереглися в довготривалій пам'яті.

Хімічний зв'язок є результатом взаємодії атомів, унаслідок якої утворюється стійка багатоатомна система (молекула, йон, кристал) і досягається мінімум її потенціальної енергії. Утворення хімічного зв'язку супроводжується пониженням енергії в системі.

Унаслідок утворення хімічних зв'язків енергетичні рівні електронних оболонок атомів стають завершеними. Як ви вже знаєте, завершений

зовнішній енергетичний рівень — це рівень із восьми електронів (для Гідрогену, Гелію — із двох).

Внаслідок утворення хімічного зв'язку електронні оболонки атомів набувають стійкої будови. Їхній зовнішній енергетичний рівень стає завершеним і має електронну конфігурацію однакову з найближчим інертним хімічним елементом.

Завершеність електронної конфігурації досягається кількома способами:

- ◆ повною передачею валентних електронів іншим атомам;
- ◆ повним прийняттям валентних електронів від інших атомів;
- ◆ утворенням спільних електронних пар, що одночасно належать обома атомам.

Тобто для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень, атоми можуть приєднувати чи віддавати електрони, або ж утворювати спільні електронні пари. У кожному конкретному випадку спосіб залежить від електронегативності й будови зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атома.

Значний внесок у розроблення теорії хімічного зв'язку зробив Лайнус Полінг.



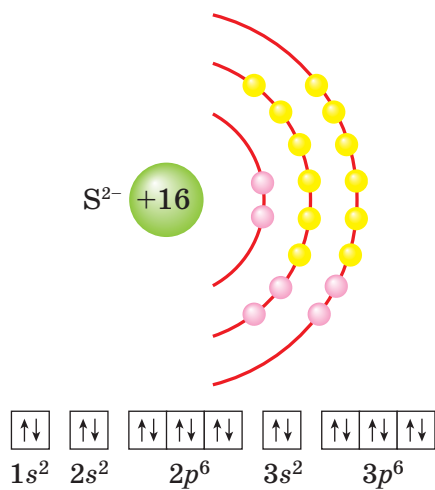
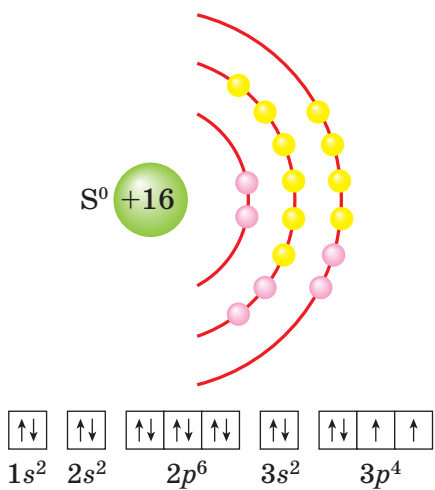
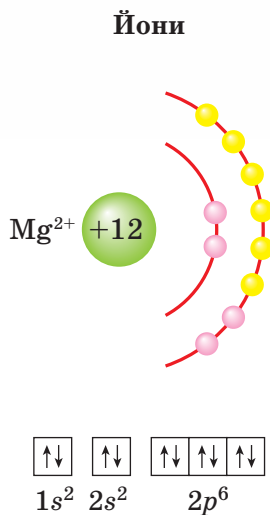
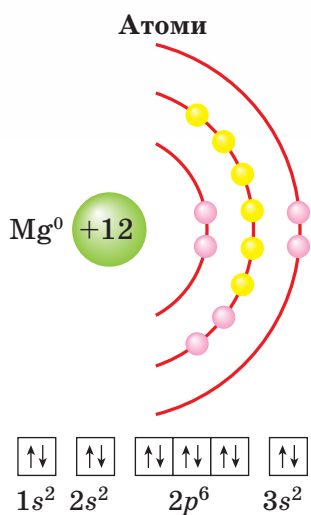
Інформаційна сторінка



Лайнус Полінг (1901–1994). Американський хімік, відомий своїми науковими досягненнями в галузі квантової хімії і біохімії. За дослідження природи хімічного зв'язку і її застосування для визначення структури сполук учений був удостоєний у 1954 р. вищої наукової нагороди — Нобелівської премії з хімії. Укладена вченим у 1925 р. шкала електронегативності не втратила наукової значущості й дотепер.

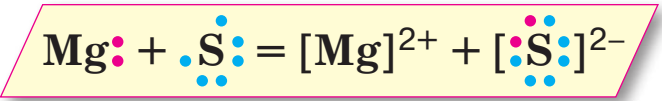
ПОНЯТТЯ ПРО ЙОННИЙ ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. На підставі теорії хімічного зв'язку віддавати валентні електрони енергетично вигідно тим атомам, які мають їх небагато (менше половини від тих, що перебувають на зовнішньому енергетичному рівні інертного хімічного елемента). Такими є атоми металічних елементів. Під час утворення хімічних зв'язків з атомами неметалічних елементів вони віддають електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони — катіони. Наприклад, Магній утворює бінарну сполуку із Сульфуром MgS — магній сульфід. Розглянути утворення хімічного зв'язку в цій сполуці допоможе інформація малюнка 6 на с. 28.

В атома Магнію на зовнішньому енергетичному рівні лише два електрони. В атома Сульфуру валентних електронів шість, тож йому енергетично вигідніше для завершення зовнішнього енергетичного рівня приєднати два електрони, аніж віддавати шість.



Мал. 6 Схеми будови електронних оболонок атомів і йонів Магнію і Сульфуру

Схема (мал. 7) ілюструє утворення йонного хімічного зв'язку між катионом Магнію Mg^{2+} й сульфід-аніоном S^{2-} . Взаємне притягання цих йонів забезпечує цілісність кристалу речовини магній сульфід. Серед речовин з йонним хімічним зв'язком немає рідин і газів.



Мал. 7 Схема утворення йонного хімічного зв'язку в магній сульфіді

Йонний зв'язок — це хімічний зв'язок між протилежно зарядженими йонами за рахунок сил електростатичного притягання. Під час його утворення відбувається одностороння передача електронів від одного атома іншому.

Йонний зв'язок можливий між атомами хімічних елементів, що істотно відрізняються між собою величиною електронегативності. Зверніться до шкали електронегативності, що в інформаційній довідці. Знайдіть числові значення електронегативності Літію й Флуору. Висновок однозначний, Літій — елемент з низькою, а Флуор — з найбільшою електронегативністю. Отже, утворена ними складна речовина має йонний зв'язок.

Працюйте зупини

Завдання 1. Складіть електронну та графічну електронну формули атомів Літію і Флуору.

Завдання 2. Складіть рівняння реакції літію з фтором, розгляньте механізм утворення хімічного зв'язку в продукті реакції.

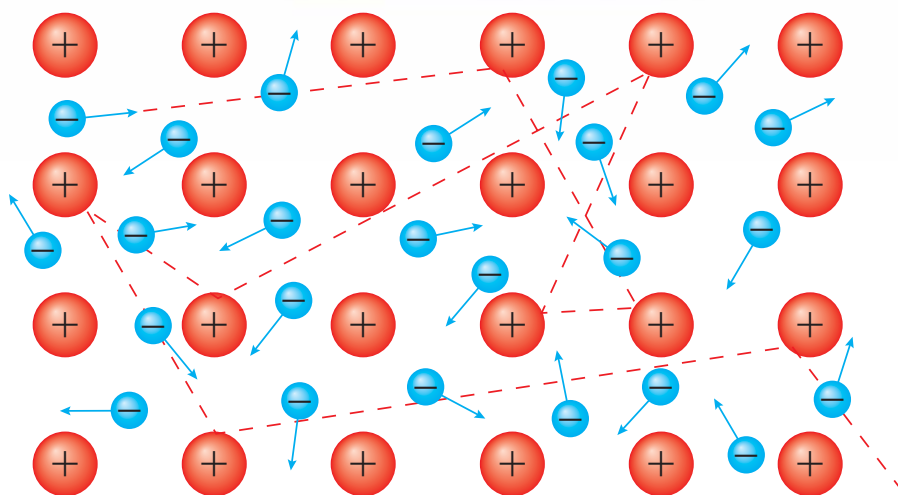
Завдання 3. Складіть електронну та графічну електронну формули йонів Літію і Флуору.

Чи вдалося атомам хімічних елементів досягти завершеності зовнішнього енергетичного рівня?

Йонний зв'язок утворюється елементами з великою різницею в електронегативності. Електрони завжди переходять від атома з меншою електронегативністю до атома, у якого вона більша.

Йонний хімічний зв'язок існує в бінарних сполуках, утворених з атомів металічних і неметалічних елементів, наприклад Натрію і Хлору (NaCl), Калію і Сульфуру (K_2S), Магнію й Оксигену (MgO), а також між катіонами металічних елементів і гідроксид-аніонами в основах й амфотерних гідроксидах, між катіонами металічних елементів й аніонами кислотних залишків у солях.

МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. Утворення металічного зв'язку також пов'язане з дією сил електростатичного притягання, що діють між йонізованими атомами металу й делокалізованими валентними електронами, що дістали назву «електронний газ». Справа в тому, що в більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні атомів мало валентних електронів (1–2, рідше 3), і вони слабо притягуються до ядра, тому на певний час втрачають зв'язок з ним. Віддавши електрони, такі атоми перетворюються на *катіони*. Електрони, що втратили зв'язок зі своїми атомами, вільно переміщуються у кристалі металу. Такі електрони стають *спільними*, бо не належать якомусь конкретному атому (мал. 8 на с. 30). У темі 4 ми повернемося до цього, і ви зрозумієте, яке відношення ці електрони мають до загальних властивостей металів.



Мал. 8

Схема утворення металічного зв'язку

Металічний зв'язок — це хімічний зв'язок, зумовлений наявністю у металів *спільних електронів* (ними стають електрони зовнішніх енергетичних рівнів, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів) й *катіонів* (утворилися внаслідок втрати атомами валентних електронів).

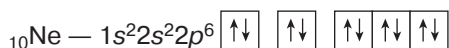
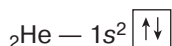
Металічний зв'язок міцний. Як і сполуки з йонним типом зв'язку, метали тверді (виняток становить ртуть), кристалічні, здебільшого тугоплавкі речовини.

Металічний зв'язок у чистому вигляді реалізується тільки у лужних і лужноземельних металах, тоді як інші метали поряд із металічним утворюють ковалентний зв'язок. У металічних *p*-елементів й особливо у *d*-елементів тільки невелика частина електронів стають спільними. Наприклад, у металу ніобію на один атом в середньому припадає 1,2 спільних делокалізованих електронів. Інші валентні електрони утворюють ковалентні зв'язки із сусідніми атомами Ніобію. Цим пояснюються висока температура плавлення та велика механічна міцність металів, утворених *d*-елементами.



Сторінка ґрудита

На підставі теорії хімічного зв'язку стає зрозумілою хімічна інертність простих газоподібних речовин гелію, неону, аргону, ксенону, радону. Інертні вони тому, що зовнішні енергетичні рівні електронних оболонок їхніх атомів завершені:



У розглянутій електронній будові спрацьовує правило октету (від лат. *okto* — «вісім»): електронна оболонка, що містить вісім електронів, є енергетично стійкою. Атом з такою оболонкою неактивний у хімічних реакціях.

Ученим до 1962 р. не вдавалося добути жодної сполуки інертних елементів, хоча Лайнус Полінг у 1933 р. передбачив, що Ксенон, Криптон і Радон можуть утворювати хімічні зв'язки з найбільш електронегативними атомами Оксигену чи Флуору. Нині у спеціальних умовах синтезовано понад 200 сполук Ксенону, Криптону й Радону з Оксигеном та Флуором.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення катіонів й аніонів, наведіть приклади.
2. Поясніть, як відбувається утворення йонного та металічного зв'язків.
3. Яких змін зазнає електронна оболонка атомів металічних елементів під час утворення йонного хімічного зв'язку? Поясніть на конкретному прикладі.
4. Яких змін зазнає електронна оболонка атомів неметалічних елементів під час утворення йонного хімічного зв'язку? Поясніть на конкретному прикладі.
5. Укажіть, які з речовин утворені металічним, а які — йонним хімічним зв'язком: літій оксид, залізо, калій сульфід, алюміній.

Застосовуємо

1. Чи може утворитися йонний зв'язок між атомами Хлору і Сульфуром? Відповідь аргументуйте.
2. Складіть електронні формули атомів Калію і Хлору. Поясніть, яким чином між атомами цих елементів утворюється йонний зв'язок у калій хлориді.
3. Атом елемента має на два електрони більше, ніж катіон Калію. Назвіть елемент, складіть електронну формулу його атома. Чи можуть атоми цього елемента утворювати йонний зв'язок?
4. Атом елемента має на сім електронів менше, ніж сульфід-аніон. Назвіть елемент, складіть електронну формулу його атома. Яким способом він зможе досягти завершеності електронної конфігурації атома під час утворення хімічного зв'язку?



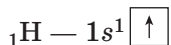
Ковалентний хімічний зв'язок та донорно-акцепторний механізм його утворення (на прикладі катіона амонію)

УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ. На відміну від йонного зв'язку, під час утворення якого атоми металічних елементів віддають валентні електрони, а атоми неметалічних елементів приєднують їх, утворення хімічного зв'язку між атомами неметалічних елементів відбувається по-іншому. Атоми не віддають і не приєднують електрони в односторонньому порядку, а утворюють із валентних неспарених електронів спільні електронні пари в такій кількості, що забезпечує кожному

атому завершено будову зовнішнього енергетичного рівня. Утворений у такий спосіб хімічний зв'язок називають *ковалентним*.

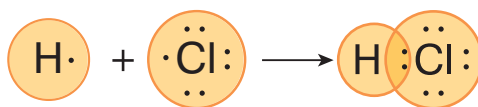
З'ясувати особливості утворення цього зв'язку розпочнемо на прикладі молекули гідроген хлориду HCl.

Спершу складемо електронні та графічні електронні формули атомів обох хімічних елементів.



Найближчим до Гідрогену інертним елементом є Гелій, електронна оболонка атома якого складається з двох електронів. Отже, Гідрогену достатньо утворити одну спільну з Хлором електронну пару, аби досягти завершеності енергетичного рівня (мал. 9).

Зовнішньому енергетичному рівню атома Хлору не вистачає одного електрона, аби мати однакову електронну конфігурацію з найближчим до нього інертним хімічним елементом Аргоном. Маючи по одному неспареному електрону, атом Гідрогену й атом Хлору утворюють спільну електронну пару і в такий спосіб їхні зовнішні енергетичні рівні стають завершеними.



Мал. 9 Модель утворення молекули гідроген хлориду

Ковалентний хімічний зв'язок — це хімічний зв'язок, утворений завдяки тому, що два атоми роблять спільними пару (пари) валентних електронів у кількості, необхідній їм для завершення зовнішніх енергетичних рівнів.

Утворення *спільних електронних пар* відбувається з виділенням енергії. Це енергетично вигідно, оскільки молекула більш енергетично стійка, ніж поодинокий атом. Щоб зруйнувати ковалентний зв'язок, необхідно затратити стільки ж енергії, скільки її виділилося під час утворення хімічного зв'язку.

ВИДИ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Від утворення спільних електронних пар виникає область з відносно високою електронною густиною й між нею та атомними центрами діють сили притягання. Якщо молекула утворена атомами елементів з однаковим значенням електронегативності, то електронна густина спільної пари електронів не зміщується в бік одного з них, бо кожен атом діє на неї з однаковою силою. Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*.

Ковалентний неполярний зв'язок — це зв'язок, у якого спільна пара електронів локалізована симетрично відносно центрів обох атомів.

Повернемося до вже розглянутої будови атомів Гідрогену і Хлору, щоб з'ясувати хімічний зв'язок у двоатомних молекулах простих речовин водню H_2 і хлору Cl_2 . Розглянемо електронні формули молекул цих речовин:



Вони свідчать про утворення ковалентного неполярного зв'язку.

Електронна формула молекули — це запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів і крапок, що позначають електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Якщо ж ковалентний зв'язок утворюють атоми з різною електронегативністю, то ймовірність перебування електронів хімічного зв'язку поблизу зв'язаних атомів буде різною. Для більш електронегативного атома вона більша. І це показано на схемі утворення ковалентного зв'язку в молекулі гідроген хлориду (мал. 9).



Скористайтесь значеннями електронегативності Гідрогену і Хлору, щоб пояснити зміщення електронної пари в молекулі гідроген хлориду.

Ковалентний зв'язок, утворений атомами різних елементів, у якому розподіл електронної густини спільної електронної пари є несиметричним відносно центрів обох атомів, називається **полярним ковалентним зв'язком**.

Утворення спільних електронних пар відбувається з неспарених електронів. Кількість їх може збільшуватися завдяки переходу атома у збуджений стан.

Залежно від кількості електронних пар, які стають спільними для сполучених атомів, ковалентні зв'язки можуть бути одинарними, подвійними та потрійними.

Прикладом одинарного зв'язку в молекулах неорганічних речовин є зв'язок атомів Гідрогену в молекулі водню $H - H$; подвійного — атомів Оксигену в молекулі кисню $O = O$; потрійного — атомів Нітрогену в молекулі азоту $N \equiv N$.



Пригадайте одинарні ковалентні зв'язки атомів Карбону в алканах, подвійні в алкенах і потрійні в алкінах.

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНИЙ МЕХАНІЗМ УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Розглянемо його утворення на прикладі катіона амонію NH_4^+ , а для цього виконаємо спершу *демонстраційний дослід*. Ополоснемо одну чисто вимиту колбу концентрованим розчином амоніаку, іншу — концентрованою хлоридною кислотою (мал. 10, а, на с. 34). З'єднаємо отвори колб, як показано на малюнку 10, б, на с. 34. Спостерігатимемо, що колби починають у верхніх своїх частинах заповнюватися білим «димом». Такий вигляд мають дрібні кристалики солі амоній хлориду NH_4Cl — продукту реакції сполучення цих двох летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном.





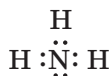
Мал. 10 Взаємодія амоніаку з гідроген хлоридом: а — колби з реагентами; б — утворення амоній хлориду

У реакції катіон Гідрогену, утворений унаслідок дисоціації хлоридної кислоти, приєднався до молекули амоніаку й утворився амоній-катіон NH_4^+ .



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

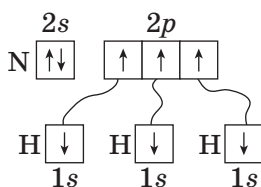
Утворення амоній-катіону відбувається за допомогою ковалентного зв'язку, але його механізм особливий — донорно-акцепторний. Щоб зрозуміти цей механізм, розглянемо електронну формулу молекули амоніаку:



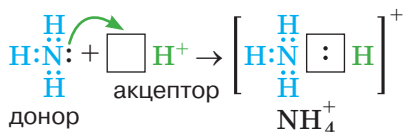
Як свідчить електронна формула, за рахунок трьох неспарених електронів Нітроген утворив три ковалентні полярні зв'язки з трьома атомами Гідрогену. Усі атоми молекули амоніаку досягли завершення зовнішніх енергетичних рівнів. В атома Нітрогену він складається з восьми електронів, у атомів Гідрогену — з двох.

Електронегативність Гідрогену дорівнює 2,1; Нітрогену — 3,5. Тому спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного Нітрогену. Цим пояснюється полярність утворених ковалентних зв'язків.

Зверніть увагу, що серед чотирьох електронних пар атома Нітрогену в молекулі амоніаку одна є особливою в тому сенсі, що утворена не внаслідок взаємодії з атомом Гідрогену. За походженням — це ті два спарені s-електрони зовнішнього енергетичного рівня атома Нітрогену, що є в нього на 2s-підрівні:



Катіон Гідрогену H^+ , що утворюється внаслідок електролітичної дисоціації гідроген хлориду в розчині, має вільну електронну орбіталь \square . За рахунок неї та вільної електронної пари Нітрогену утворюється ще один ковалентний зв'язок. У його утворенні Нітроген виступив донором електронів (надав свою вільну електронну пару катіону Гідрогену), а катіон Гідрогену став акцептором — її приймачем. Утворився катіон амонію (мал. 11).



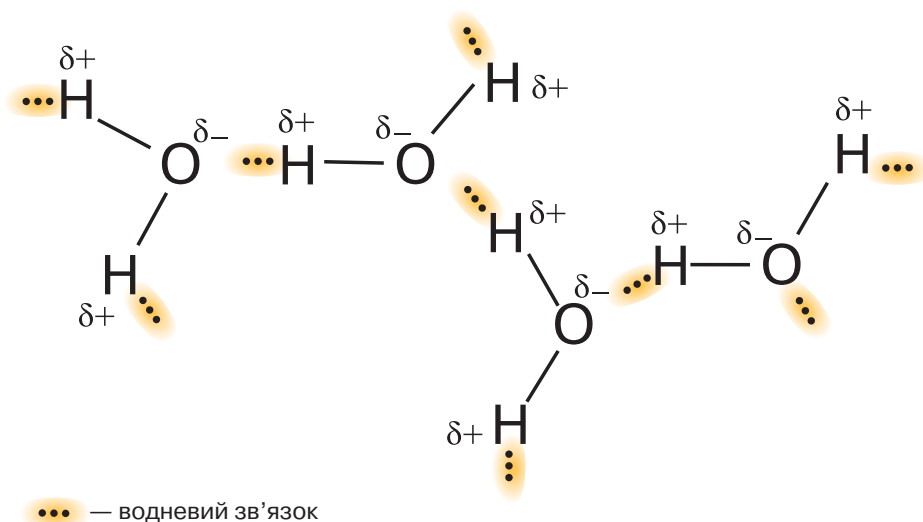
Мал. 11 Утворення катіона амонію NH_4^+

Як видно з малюнка 11, у катіоні амонію чотири ковалентні зв'язки, з яких три утворені спільними електронними парами, а один — за донорно-акцепторним механізмом.

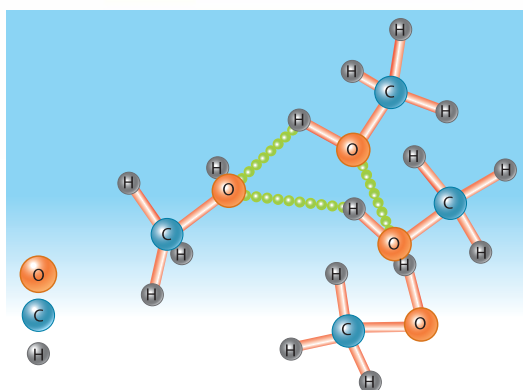
Ковалентний зв'язок може виникати між двома атомами, один з яких має пару електронів, а другий — вакантну (незаповнену електронами) орбіталь. Такий механізм утворення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним**. Атом, який надає власну (вільну) електронну пару, називається **донором**, а атом, який має вільну орбіталь, називають **акцептором**.

Про хімічні реакції, у яких відбувається утворення катіона амонію, ви дізнаєтесь більше в темі 4.

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК. Ознайомтесь з утворенням водневого зв'язку між молекулами води (мал. 12) та молекулами спиртів (мал. 13 на с. 36).



Мал. 12 Схема утворення водневого зв'язку між молекулами води



Мал. 13 Модель утворення водневого зв'язку між молекулами метанолу

Водневий зв'язок — це зв'язок між атомом Гідрогену, що зв'язаний з сильно електронегативним атомом (F, O, N) і має частково позитивний заряд, й іншим електронегативним атомом (Флуору F, Оксигену O, Нітрогену N) цієї чи іншої молекули.

В обох прикладах розглянуто міжмолекулярний водневий зв'язок. Існує також внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, який забезпечує «зв'язування» окремих частин однієї молекули. Внутрішньомолекулярний зв'язок існує в білкових молекулах, ним зумовлена їхня вторинна структура (мал. 14). Утворення подвійної спіралі ДНК частково відбувається завдяки водневим зв'язкам.

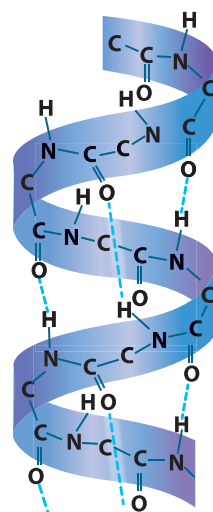
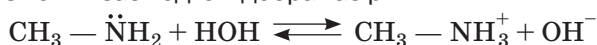
Водневий зв'язок слабкіший за йонний і ковалентний, але він відіграє важливу роль у фізіологічних і біохімічних процесах, що відбуваються в організмах.

Працюйте групами

Обговоріть утворення в розчині водневого зв'язку між молекулами води і спирту. Подібно малюнкам 12 і 13 схематично зобразіть його утворення між молекулами води й етанолу.

Сторінка ерудита

У 10 класі, вивчаючи органічну хімію, ви дізналися про нітрогеномісні органічні сполуки — аміни, одним з яких є метанамін $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$. За здатність взаємодіяти з водою і кислотами, розчиняється у воді з утворенням лужного середовища аміни дістали назву «органічні основи». Атом Нітрогену аміногрупи — NH_2 , як і атом Нітрогену амоніаку NH_3 , має вільну електронну пару. Завдяки їй катіон Гідрогену від води або кислоти утворює ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом. Взаємодію відображає рівняння:



Мал. 14

Приклад вторинної структури білків

§7.

Кристалічний і аморфний стани твердих речовин. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови



Інформаційна довідка

- Речовини можуть перебувати у твердому, рідкому, газоподібному станах за певних тиску й температури. Існує також четвертий стан (властивий космічним тілам) — плазма.
- Агрегатний стан є наслідком взаємного розташування, теплового руху та взаємодії структурних частинок речовини.
- Речовини того чи іншого агрегатного стану відрізняються характером руху молекул і ступенем впорядкованості, розташуванням структурних частинок, які визначаються силами, що діють між ними.
- За низьких температур більшість рідких і газоподібних речовин *замерзає* (переходять у твердий агрегатний стан), а за високих температур тверді й рідкі речовини *киплять і випаровуються* (переходять у газоподібний стан).

КРИСТАЛІЧНИЙ СТАН ТВЕРДИХ РЕЧОВИН. Кристалічний стан властивий твердим речовинам. Характерним є те, що утворені з них тверді тіла зберігають форму й об'єм.

Структурні частинки речовини (молекули, атоми або йони) в кристалічному стані зберігають незмінне положення, їхнє вільне переміщення неможливе, вони лише здійснюють незначні теплові коливання з невеликою амплітудою. Тобто кристалічні тверді речовини мають чіткий порядок розміщення структурних частинок на певних відстанях. Розташовуючись у певному порядку, вони утворюють *кристали*. На мікроскопічному рівні кристалам притаманний дальній порядок у розташуванні частинок — чітка просторова повторюваність структурних частинок по всьому об'єму. Це означає, що тривимірна періодичність розташування структурних частинок властива всьому об'єму речовини. Таке розміщення структурних частинок у кристалі зображують у вигляді *кристалічних ґраток*. Тобто, кристалічні ґратки є моделлю кристала. Точки, у яких розміщуються структурні частинки у кристалі, називають *вузли ґратки*. Розрізняють молекулярні, атомні, металічні і йонні кристалічні ґратки. На малюнку 15, що на с. 39, зображено різні типи кристалічних ґраток речовин і приклади речовин з різними типами кристалічних ґраток.

Як бачимо, у вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, атомних — атоми, йонних — йони.

Кристали — тверді тіла з упорядкованим розташуванням структурних частинок, яке періодично повторюється у просторі.



Мал. 15 Моделі кристалічних ґраток і приклади речовин з різними типами кристалічних ґраток

Як видно з малюнка, структурні частинки речовини зображують у вигляді кульок та ліній, що їх з'єднують. Лінії роблять довшими (не втримують масштаб) для кращого зорового сприйняття структурного стану речовини.

Кристалічний стан твердих речовин характеризується періодичним розташуванням у просторі атомів, молекул або йонів. Йому на мікроскопічному рівні притаманний дальній порядок (чітка просторова повторюваність структурних частинок по всьому об'єму) і тривимірна періодичність.

Кристалічні речовини мають сталі температури плавлення і кристалізації. Більшість твердих речовин мають кристалічну будову.

АМОРФНИЙ СТАН РЕЧОВИН. Аморфному стану речовин не властива чітка просторова повторюваність структурних частинок по всьому об'єму.

Аморфні речовини — це тверді речовини, які, на відміну від кристалічних, не мають чіткого порядку розташування структурних частинок.

Через відсутність в аморфних речовин чітко впорядкованої структури їх склад не можна змодельювати у вигляді кристалічної ґратки. Однак певна впорядкованість структури в аморфних речовин існує. Вона виявляється в закономірному розміщенні навколо кожної частинки її ближніх сусідів. Тобто аморфні речовини мають тільки ближній порядок.



Мал. 16

Виготовлення виробів зі скла

спершу розм'якшуються, а потім переходять у рідкий стан — перетворюються на в'язку масу. На цій властивості ґрунтується виготовлення виробів зі скла (мал. 16).

Аморфний стан речовини менш стабільний, ніж кристалічний, тому аморфні речовини здатні самочинно переходити в кристалічний стан. За певних умов для більшості речовин можна досягти аморфного стану (виняток — метали, деякі йонні сполуки). Наприклад, кристалічний цукор кондитери перетворюють на карамель. Однак більшість твердих речовин за звичайних умов перебувають у кристалічному стані.

На відміну від кристалів, в аморфних тілах структурні частинки розташовані хаотично. Аморфні речовини входять до складу багатьох виробів (мал. 17).



Скло



Карамель



Пластмаси



Мал. 17

Вироби зі скла, пластмасові вироби, карамель (цукерки)

Аморфному стану речовин не властива чітка просторова повторюваність структурних частинок по всьому об'єму.

Користуючись різними інформаційними джерелами, підготуйте лепбук на тему «Використання кристалів й аморфних речовин сьогодні та в майбутньому».

Працюйте групами

Завдання 1. Користуючись текстом параграфа і малюнками кристалічних ґраток, установіть, що спільного та чим відрізняються між собою атомні, молекулярні, металічні та йонні ґратки.

Завдання 2. У твердому агрегатному стані вода, вуглекислий газ і йод мають молекулярні кристалічні ґратки. На їх прикладі зробіть висновок про властивості речовин з молекулярними кристалічними ґратками.

Завдання 3. Алмаз має атомні кристалічні ґратки. Пригадайте або з'ясуйте за додатковими джерелами його властивості.

Завдання 4. Кухонна сіль має йонні кристалічні ґратки. Пригадайте фізичні властивості цієї речовини.

Завдання 5. Зробіть висновок про можливість прогнозу фізичних властивостей речовин на основі їхньої будови та встановлення будови речовин на основі їхніх фізичних властивостей.

Багато органічних речовин мають молекулярні кристалічні ґратки. Наприклад, цукор, глюкоза, нафталін. У кристалах таких речовин молекули утримуються слабкими силами міжмолекулярної взаємодії, тому ці речовини легкоплавкі, з малою твердістю. Цукор або парафін стають рідкими від помірного нагрівання. Серед речовин молекулярної будови багато летких: достатньо залишити на деякий час відкритим нафталін (засіб від молі) — і його запах можна відчутти на відстані.

Атомних кристалів порівняно з молекулярними та йонними мало. Крім алмазу, це силіцій Si, германій Ge, силіцій(IV) оксид SiO_2 , кальцій карбід CaC_2 , цинк сульфід ZnS та деякі інші. Атомні кристали міцні й тугоплавкі. Наприклад, у кальцій карбїду температура плавлення становить близько 2000°C . Алмаз не лише тугоплавкий, а й має найвищу твердість.

ВЛАСТИВОСТІ ЙОННИХ КРИСТАЛІВ. У вузлах їхніх кристалічних ґраток розташовані катіони й аніони, наприклад, у солях, лугах. Між протилежно зарядженими йонами діють електростатичні сили притягання, що надає кристалу міцності. Така будова зумовлює спільні фізичні властивості речовин з йонними кристалічними ґратками. Вони проводять електричний струм у розчиненому або розплавленому стані, мають порівняно високу твердість і високу температуру плавлення, нелеткі, але крихкі. Навіть невелике зміщення шарів у кристалі наближає один до одного однойменно заряджені йони, відштовхування між якими призводить до розриву йонних зв'язків і, як наслідок, до появи тріщин у кристалі або навіть до його руйнування.

На відміну від аморфних речовин кристалічні речовини мають сталі температури плавлення і кипіння.

Цінність кристалів людина тривалий час вбачала лише в тому, що з них можна було виготовляти різноманітні прикраси (мал. 18 на с. 42).



аметист



діамант



смарагд

Мал. 18

Кристалічні речовини у прикрасах

Але у наш час кристали набули широкого практичного застосування. Йдеться не лише про природні кристали. Набагато більше нині кристалів створюють учені в лабораторіях, а після перевірки властивостей налагоджують їхнє серійне виробництво, щоб використовувати у різноманітних галузях науки й техніки (фізика, хімія, біологія, медицина, матеріалознавство й інші).

Понад 50 років у Харкові діє науково-технологічний комплекс «Інститут монокристалів» Національної академії наук України. Зусиллями вчених здійснено відкриття світового рівня, вирощено монокристали значних розмірів, запропоновано нові технології. Основні напрями сучасної діяльності Інституту монокристалів стосуються фундаментальних досліджень процесів росту кристалів, пошуку нових кристалічних середовищ з функціонально-важливими властивостями, комплексних досліджень фізичних явищ в оптичних монокристалах, наносистемах. За роки існування наукові розробки співробітників цієї науково-дослідної установи 7 разів було відзначено Державною премією України в галузі науки і техніки.

МЕТАЛІЧНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. Чисті метали у твердому стані мають кристалічну будову. У вузлах їхніх кристалічних ґраток у певному геометричному порядку розташовані атоми і йони, а спільні електрони відносно вільно переміщуються по всьому кристалу, утворюючи «електронний газ».

Завдяки тому, що в металічних кристалічних ґратках електрони вільно пересуваються по всьому кристалу, метали проявляють електро- і теплопровідність. Окремі шари йонів можна легко змістити один відносно одного, тому що у вузлах кристалічної ґратки перебувають позитивні йони, які утримуються завдяки притяганню до електронного газу. Цим обумовлена ковкість і пластичність металів. Лужні метали настільки пластичні, що нагадують пластилін і легко ріжуться ножом.



Сторінка ерудита

- Можливо, вам доводилось чути про сапфірове скло. Насправді — це не скло, а надтверде кристалічне тіло. Його виготовляють зі штучних сапфірів (це різновиди корунду Al_2O_3) — найтвердішої після алмазу речовини. Монокристали штучних сапфірів за твердістю близькі до алмазу і мають високу стійкість до подряпин. Із сапфірового скла виготовляють куленепробивне міцне скло, що використовується

у військовій техніці, вітринах великих торговельних центрів, коштовних моделях годинників тощо. На часі — використання сапфірового скла для покриття екранів смартфонів.

• Зараз учені все частіше ведуть дослідження нанокристалів розмірами від 1 до 10 нм. У таких нанокристалів з'являються нові властивості, відмінні від властивостей макрокристалів. І ці властивості знаходять усе більше застосування. Робіть висновки самі: неорганічні нанокристали є ефективними в люмінесцентній, дисплейній і лазерній техніці, з їх використанням створюють різноманітні сенсори — високочутливі прилади, без яких сучасна техніка й електроніка не можуть обійтись. Власники смартфонів не задумуючись підтвердять, що вони набагато зручніші за кнопкові мобільні телефони.

Знаємо, розуміємо

1. Які основні характеристики кристалічного стану речовини?
2. Які основні характеристики аморфного стану речовини?
3. Наведіть приклади тіл з кристалічним та аморфним станами речовин.
4. Що називають кристалом і кристалічною ґраткою?
5. Назвіть відомі вам типи кристалічних ґраток, наведіть приклади відповідних речовин.

Застосовуємо

1. Укажіть фізичну характеристику речовин з йонними кристалічними ґратками.

A легкоплавкі	B діелектрики
Б тугоплавкі	Г леткі
2. Укажіть фізичну властивість речовин з молекулярними кристалічними ґратками.

A тугоплавкість	B легкість намагнічування
Б електропровідність	Г леткість
3. Укажіть тип кристалічних ґраток цинк оксиду.

A молекулярні	B атомні
Б йонні	Г металічні
4. Укажіть тип кристалічних ґраток йоду.

A молекулярні	B йонні
Б атомні	Г металічні
5. Укажіть тип кристалічних ґраток речовини, якщо вона легко переходить із твердого агрегатного стану в рідкий і не проводить електричний струм у розчині чи розплаві.

A йонні	B металічні
Б атомні	Г молекулярні
6. Установіть відповідність між типом кристалічних ґраток і прикладом речовини.

Тип кристалічних ґраток		Приклад	
1	йонні	A	алмаз
2	металічні	Б	йод
3	атомні	B	залізо
		Г	натрій хлорид

7. Установіть відповідність між типом кристалічних ґраток і прикладом речовини.

Тип кристалічних ґраток		Приклад	
1	атомні	А	силіцій(IV) оксид
2	молекулярні	Б	вода
3	йонні	В	срібло
		Г	барій оксид

Узагальнення

- ✓ Багатоманітність речовин пояснюється здатністю атомів до утворення хімічних зв'язків.
- ✓ Хімічний зв'язок — це взаємодія, завдяки якій утримуються разом структурні частинки речовини. Електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, називаються *валентними*.
- ✓ *Електронегативність* характеризує здатність атома в молекулі притягувати електрони; найбільшу електронегативність має Флуор. Електронегативність у межах періоду зростає зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору. Існують шкали електронегативності, наприклад шкала за Полінгом, де можна дізнатися про величину відносної електронегативності атома того чи іншого хімічного елемента.
- ✓ При утворенні хімічного зв'язку атоми хімічних елементів можуть утворювати спільні електронні пари; віддавати або приєднувати електрони в кількості, необхідній для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень (електронний шар).
- ✓ *Йонний хімічний зв'язок* — це зв'язок, що зумовлений електростатичним притягуванням різнойменно заряджених йонів. Він властивий сполукам, утвореним з типових металічних і неметалічних елементів.
- ✓ Під час утворення йонного зв'язку електрони передаються від менш електронегативного до більш електронегативного елемента. Утворюються йони, що електростатично притягуються один до одного. Що більша різниця значень електронегативності хімічних елементів, то міцніший йонний зв'язок.
- ✓ *Ковалентний хімічний зв'язок* — зв'язок, утворений перекриванням двох атомних орбіталей з утворенням спільної для обох атомів пари електронів.
- ✓ Різна відстань ймовірного перебування зв'язувальних електронів до центрів обох атомів зумовлює поділ ковалентного зв'язку на полярний і неполярний.
- ✓ Атом з більшою електронегативністю сильніше притягує електронну густину спільної електронної пари, тому зміщує її ближче до центра свого атома. Такий ковалентний зв'язок називають *полярним*.
- ✓ У молекулах, утворених елементами з однаковою електронегативністю, ковалентний зв'язок називають *неполярним*. Розподіл електронної густини симетричний відносно обох атомних центрів.

- ✓ Найвність на зовнішньому енергетичному рівні атома повністю заповнених s - та p -орбіталей роблять атом хімічного елемента стабільним. Найбільш стабільними є інертні елементи, оскільки в їхніх атомах повністю заповнені s - та p -орбіталі.
- ✓ Утворення хімічних зв'язків супроводжується *зміною будови електронних оболонок атомів*, що зв'язуються між собою; їх зовнішні енергетичні рівні набувають завершеної будови, однакової із зовнішнім енергетичним рівнем найближчого інертного елемента.
- ✓ Ковалентний зв'язок може утворюватися за донорно-акцепторним механізмом, як, наприклад, у катіона амонію NH_4^+ . У цього катіона є чотири ковалентні зв'язки, і один з них утворений завдяки неподіленій парі електронів атома Нітрогену, що виступає донором електронів, які приймає катіон Гідрогену (акцептор електронів).
- ✓ *Водневий зв'язок* — це зв'язок між атомом Гідрогену, що зв'язаний із сильно електронегативним елементом (F, O, N) і має частково позитивний заряд, й іншим атомом хімічного елемента (Флуору F, Оксигену O або Нітрогену N) цієї або іншої молекули, що має частковий негативний заряд.
- ✓ *Кристалічні ґратки* речовини — це тривимірне зображення порядку розміщення йонів, атомів, молекул у кристалі. У кристалах положення структурних частинок чітко впорядковане і повторюється в просторі з певною періодичністю.
- ✓ Залежно від природи частинок, що містяться у вузлах кристалічних ґраток, а також від характеру сил між ними, розрізняють основні типи кристалічних ґраток — *молекулярні, атомні, йонні, металічні*.
- ✓ Речовини з атомними кристалічними ґратками (у вузлах ґратки містяться атоми) характеризуються високою твердістю, тугоплавкі й нерозчинні у воді.
- ✓ Речовини з молекулярними кристалічними ґратками легкоплавкі, мають низькі температури плавлення і кипіння. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток перебувають молекули речовин із неполярним або полярним ковалентним зв'язками.
- ✓ У вузлах йонних кристалічних ґраток містяться протилежно заряджені йони. Речовини з таким типом кристалічної ґратки тверді, але крихкі, нелеткі, багато з них розчинні у воді, їх розчини і розплави електропровідні.
- ✓ В *аморфних речовинах* чітка просторова повторюваність структурних частинок відсутня.
- ✓ Властивості речовин залежать від їх складу, виду хімічного зв'язку та розміщення структурних частинок речовини у кристалі. Це зумовлює відмінності у властивостях твердих речовин, що перебувають у кристалічному й аморфному станах.



Завдання різного рівня складності

1. Укажіть хімічний елемент, з атомом якого аніон Сульфуру має однакову кількість електронів.
А Калій Б Оксиген В Хлор Г Аргон
2. Укажіть хімічний елемент, з атомом якого катіон Натрію має однакову кількість електронів.
А Літій Б Калій В Аргон Г Неон
3. Укажіть назву речовини, яка має однаковий тип хімічного зв'язку з натрій хлоридом.
А вода Б гідроген хлорид В залізо Г калій сульфід
4. Укажіть тип хімічного зв'язку в речовині, що є продуктом реакції сполучення натрію з хлором.
А водневий Б металічний В йонний Г ковалентний
5. Укажіть формулу сполуки з ковалентним полярним зв'язком і складіть схему її утворення.
А H_2 Б CaH_2 В PH_3 Г N_2
6. Укажіть сполуку з ковалентним неполярним зв'язком і складіть схему її утворення.
А натрій хлорид Б гідроген фторид В кисень Г амоніак
7. Укажіть речовину з йонним зв'язком і складіть схему його утворення.
А амоніак В літій оксид
Б нітроген(II) оксид Г магній
8. Укажіть формулу речовини, між молекулами якої існує водневий зв'язок, і складіть схему його утворення.
А CO Б CO_2 В C_2H_5OH Г C_2H_4
9. Укажіть характеристики хімічного зв'язку в молекулі азоту.
А ковалентний, одинарний, полярний
Б ковалентний, подвійний, полярний
В ковалентний, потрійний, полярний
Г ковалентний, потрійний, неполярний
10. Укажіть характеристики хімічного зв'язку в молекулі гідроген фториду.
А ковалентний, одинарний, полярний
Б ковалентний, одинарний, неполярний
В ковалентний, подвійний, полярний
Г ковалентний, подвійний, неполярний
11. Укажіть пару речовин з ковалентним неполярним зв'язком, і складіть схеми утворення їхніх молекул.
А кисень і вода В хлор і гідроген хлорид
Б азот і водень Г фтор і алюміній

Тема 3

ХІМІЧНІ

РЕАКЦІЇ



Вивчивши цю тему, ви збагатите свою компетентність з хімії знаннями про:

- ▶ необоротні й оборотні хімічні процеси;
- ▶ хімічну рівновагу, принцип Ле Шательє;
- ▶ гідроліз солей;
- ▶ гальванічний елемент як хімічне джерело електричного струму.

У процесі вивчення теми формуватимуться й удосконалюватимуться ваші предметні вміння:

- ▶ **пояснювати:** вплив різних чинників на зміщення хімічної рівноваги; гідроліз солей; принцип дії гальванічного елемента;
- ▶ **наводити приклади** необоротних й оборотних хімічних реакцій;
- ▶ **складати** рівняння реакцій гідролізу солей;
- ▶ **розрізняти** необоротні й оборотні хімічні реакції;
- ▶ **характеризувати** суть хімічної рівноваги, гідролізу солей;
- ▶ **прогнозувати** можливість реакції гідролізу солей, рН середовища їхніх водних розчинів;
- ▶ **добирати** умови зміщення хімічної рівноваги оборотних процесів на основі принципу Ле Шательє;
- ▶ **обчислювати** за хімічними рівняннями відносний вихід продукту реакції, обґрунтовуючи обраний спосіб розв'язання;
- ▶ **висловлювати судження** про значення принципу Ле Шательє в керуванні хімічними процесами;
- ▶ **обґрунтовувати** значення оборотних процесів у доквіллі, промислових виробництвах; вплив гідролізу солей на рН ґрунтів;
- ▶ **оцінювати** негативний вплив на доквілля відпрацьованих гальванічних елементів і **дотримуватися** правил їхньої утилізації

§ 9.

Необоротні й оборотні хімічні реакції

Інформаційна довідка

- Хімічна реакція (або хімічне явище) — це явище, у результаті якого з одних речовин (реагентів) утворюються інші (продукти реакції), відмінні від реагентів за складом і (або) будовою.
 - У результаті хімічних реакцій загальна кількість атомів кожного елемента та їх ізотопний склад не змінюються.
 - Схема хімічної реакції — умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул реагентів, продуктів реакції, позначень «+», «→» і «⇌» між формулами.
 - Хімічні реакції відбуваються згідно із законом збереження маси речовин: маса речовин, що вступають в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті реакції: $m_{(реагентів)} = m_{(продуктів реакції)}$. На основі цього закону складають рівняння реакції — добирають коефіцієнти і ставлять знак «=» після формул реагентів.
 - Хімічні реакції поділяють на типи за різними класифікаційними ознаками:
 - кількість і склад реагентів і продуктів реакції;
 - зміна ступенів окиснення елементів;
 - тепловий ефект реакції;
 - напрямок перебігу реакцій;
 - участь каталізаторів та інші.
- Пригадати цей матеріал вам допоможе схема на малюнку 19.

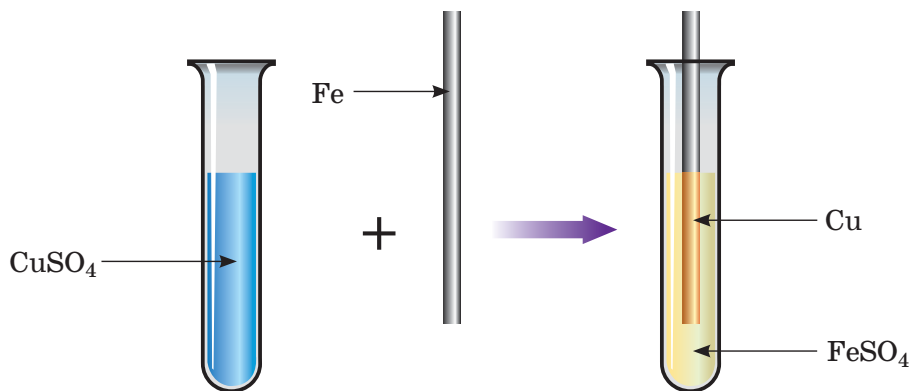
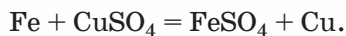


Мал. 19 Схема класифікації хімічних реакцій

- Електроліти — речовини, розплави або розчини яких проводять електричний струм.

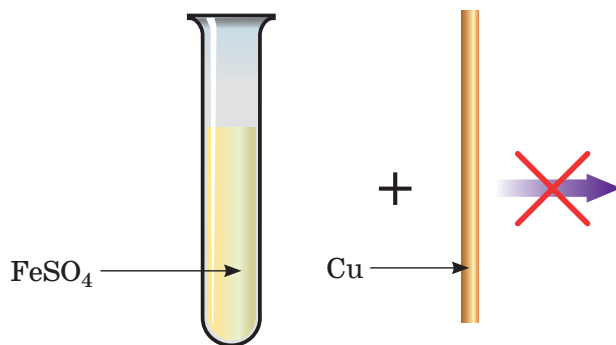
НЕОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. Розглядаючи взаємодію речовин, ми наголошували на односторонньому перебігу хімічних процесів. Наприклад, між

купрум(II) сульфатом і залізом відбувається реакція заміщення (мал. 20) й утворюються ферум(II) сульфат і мідь:



Мал. 20 Ілюстрація взаємодії купрум(II) сульфату і заліза

Ця реакція належить до необоротних, тому що утворені мідь і ферум(II) сульфат не взаємодіють між собою (мал. 21).



Мал. 21 Ілюстрація відсутності реакції між ферум(II) сульфатом і міддю

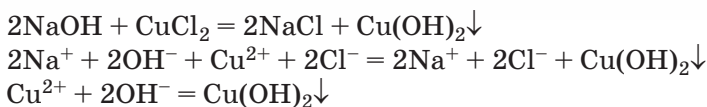
Реакції, що відбуваються в одному напрямку і закінчуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції, називаються **необоротними реакціями**.

Необоротні реакції відбуваються доти, доки повністю не витратиться один з реагентів.

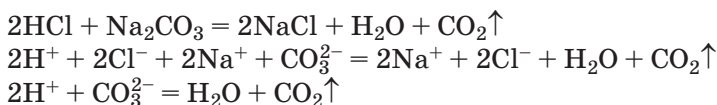
Усі реакції йонного обміну, що супроводжуються випаданням осаду, виділенням газу або утворенням малодисоційованої речовини, належать до необоротних реакцій.

На конкретних прикладах розглянемо умови перебігу необоротних реакцій і повторимо, як пишуть повні й скорчені рівняння реакцій у йонній формі.

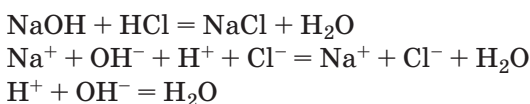
Приклад 1. Необоротна реакція йонного обміну, що супроводжується утворенням осаду.



Приклад 2. Необоротна реакція йонного обміну, що супроводжується виділенням газу.



Приклад 3. Необоротна реакція йонного обміну, що супроводжується утворенням малодисоційованої сполуки.



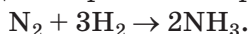
Попрацюйте групами

По кожній з трьох умов перебігу необоротних реакцій складіть приклади рівнянь реакцій в молекулярній та йонній формах.

ОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. Крім реакцій, що відбуваються лише в напрямку утворення продуктів реакції, тобто необоротних реакцій, існують оборотні реакції.

Оборотні реакції — це реакції, що за одних і тих самих умов відбуваються одночасно у протилежних напрямках, тому реагенти однієї реакції є продуктами другої і навпаки.

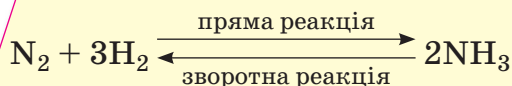
Летка сполука Нітрогену з Гідрогеном амоніак NH_3 утворюється з простих речовин азоту і водню за рівнянням реакції сполучення:



Одночасно з цією реакцією відбувається реакція розкладу утвореного амоніаку на дві прості речовини — азот і водень:



Оборотність реакції позначають двома стрілками у протилежних напрямках:



Взаємодію взятих для оборотної реакції реагентів називають **прямою реакцією**, а взаємодію утворюваних продуктів реакції — **звотною реакцією**.

На самому початку оборотної реакції, коли концентрація реагентів висока, швидкість прямої реакції більша, ніж зворотної. З часом реагенти витрачаються, їх концентрація зменшується. Натомість збільшується маса і концентрація продуктів реакції. У певний момент хімічної взаємодії швидкості прямої й зворотної реакцій зрівнюються й надалі обидві реакції відбуваються з однаковою швидкістю. Такий стан **оборотних** реакцій називають **станом хімічної рівноваги**. У цьому стані реакція може перебувати тривалий час, якщо не вдаватись ні до якого впливу на неї.

Прикладами оборотних реакцій в органічній хімії є гідратування і гідратація ненасичених сполук, естерифікація та інші.

Хімічні виробництва багатьох речовин (амоніаку, сульфатної кислоти, мінеральних добрив тощо) ґрунтуються на оборотних реакціях. Цілком зрозуміло, що практичне значення цих реакцій полягає в перебігу прямої, а не зворотної реакції. Існує окрема наукова галузь — хімічна технологія, працівники якої займаються дослідженнями виробничих хімічних процесів. Завдання хімічної технології полягає у вивченні можливостей і умов хімічних перетворень, способів та процесів виробництва практично корисних речовин і матеріалів різноманітного призначення.



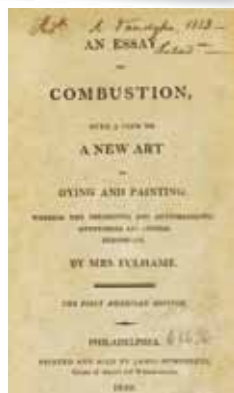
Пригадайте й запишіть приклади рівнянь оборотних реакцій за участю органічних сполук.

Сторінка ерудита



Хіміками-технологами називають учених, які досліджують хімічні перетворення, що лежать в основі промислових виробництв речовин, матеріалів, а також працівників хімічних підприємств з виробництва речовин і матеріалів. Першою жінкою хіміком-технологом можна вважати *Елізабет Фулхем* (XVIII ст.). Вона провела дослідження з осадження золота, срібла на шовкових тканинах, використовуючи різні відновники.

Результати досліджень українською вченою *Марією Василівною Цебренок* (народилася 31 липня 1940 р.) наукових основ одержання ультратонких синтетичних волокон сприяли тому, що вперше у світі було створено і запропоновано технологію виробництва тонковолокнистих фільтрів для прецизійної очистки рідинних і газових середовищ, питної води. «Прецизійний» означає «найвищої якості». Ультратонкі синтетичні волокна (мікроволокна) мають унікальну структуру, що створює високу сорбційну здатність. З них виготовляють бактерицидні мікроволокна і фільтри, наприклад, поліпропіленові мікроволокна, наповнені нанорозмірним кремнеземом. У 2006 р. Всесвітня організація інтелектуальної власності нагородила М. В. Цебренок медаллю і сертифікатом за найкращий жіночий винахід року. Американський біографічний інститут надав їй почесні звання «Провідний інтелектуал світу», «Жінка року», «Велика Жінка XXI ст.», визнав однією з 500 найбільших геніїв XXI ст.



Титульна сторінка праці Елізабет Фулхем



Марія Василівна Цебренок

Трацюємо з медійними джерелами

Професія хіміка-технолога належить до сучасних і затребуваних професій. Попит на фахівців цієї професії зростає зі збільшенням темпів розвитку хімічного виробництва і промислового комплексу України. З різних інформаційних джерел дізнайтеся більше про цю професію, з'ясуйте, які заклади вищої освіти України здійснюють їх підготовку. Одержаною інформацією поділіться з однокласниками.

Знаємо, розуміємо

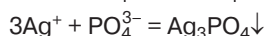
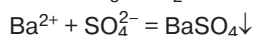
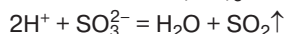
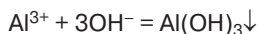
1. Дайте визначення оборотних і необоротних реакцій, наведіть приклади.
2. Чим відрізняються записи рівнянь оборотних і необоротних реакцій?
3. Яку реакцію називають прямою, а яку — зворотною? Наведіть приклади.
4. Якими явищами супроводжуються необоротні реакції між електролітами?
5. Наведіть приклади відомих вам оборотних реакцій.

Застосовуємо

1. Установіть відповідність між явищем, що свідчить про перебіг хімічної реакції, та її реагентами.

Явище		Реагенти	
1	випадання осаду	А	натрій хлорид і калій сульфат
2	виділення газу	Б	натрій сульфат і барій хлорид
3	утворення малодисоційованої речовини	В	ортофосфатна кислота і натрій гідроксид
		Г	калій карбонат і хлоридна кислота

2. Назвіть якомога більше типів хімічних реакцій, до яких належить взаємодія азоту з воднем.
3. Складіть рівняння можливих необоротних хімічних реакцій між розбавленою сульфатною кислотою та: а) калій гідроксидом; б) фосфор(V) оксидом; в) барій нітратом; г) міддю; д) цинком; е) ферум(III) оксидом.
4. Чи відбудеться необоротна реакція між: а) калій нітратом і натрій гідроксидом; б) кальцій гідроксидом і ортофосфатною кислотою? Відповідь обґрунтуйте.
5. До скорочених йонних рівнянь реакцій доберіть по одному прикладу молекулярних рівнянь реакцій, не повторюючи приклади з підручника.





Умови зміщення хімічної рівноваги оборотних процесів на основі принципу Ле Шательє



Інформаційна довідка

- Ендотермічні реакції відбуваються з поглинанням теплоти, екзотермічні — з виділенням її в навколишнє середовище.
- Тепловий ефект хімічної реакції — це кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції. Одиницями вимірювання теплового ефекту реакцій є джоулі (Дж).
- Тепловий ефект реакції позначають ΔH . Екзотермічні реакції мають від'ємне значення ΔH . Воно вказує, на скільки джоулів зменшилася внутрішня енергія продуктів реакції порівняно з внутрішньою енергією реагентів. Екзотермічними реакціями є всі реакції горіння.
- В ендотермічних реакцій ΔH має додатне значення, тому що внутрішня енергія продуктів реакції збільшується, порівняно з внутрішньою енергією реагентів. Ендотермічними реакціями є реакції розкладу карбонатів, нерозчинних основ та інші.
- Термохімічне рівняння — це хімічне рівняння, у якому зазначено тепловий ефект реакції.
- Каталізатор — речовина, що підвищує швидкість хімічної реакції, залишаючись після реакції в хімічно незмінному стані.
- Концентрація — кількісна характеристика вмісту певного компонента в суміші. Кількість компонента в суміші може бути виражена в різних одиницях (кількість речовини, маса, об'єм, число хімічних частинок), тому існують різні способи вираження концентрації. Один з них — масова частка речовини в суміші, наприклад, масова частка розчиненої речовини в розчині.
- Швидкість хімічної реакції — це величина, що визначається як зміна кількості речовини реагенту чи продукту реакції, віднесена до одиниці часу (с) й одиниці об'єму (л).

У попередньому параграфі ви дізналися про оборотні реакції та стан динамічної рівноваги в них. Якщо в замкнутому просторі оборотна реакція перебуває в стані хімічної рівноваги, пряма і зворотна реакції ні на мить не припиняються, проте відбуваються вони без будь-яких зовні спостережуваних змін.

Оскільки основу виробництва значної кількості промислово важливих речовин становлять оборотні реакції, то існує потреба у зміщенні їхньої динамічної рівноваги в бік утворення продуктів реакції.

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ. Оборотну реакцію нескладно вивести зі стану динамічної рівноваги. Рівновага на певний час порушується, якщо *змінюються концентрація реагентів чи продуктів реакції, температура, тиск (для реакцій, що відбуваються зі зміною об'єму систем)*. Про-

те через певний час швидкості прямої і зворотної реакцій зрівнюються і знову встановлюється рівновага.

У 1884 р. французький учений Ле Шательє виявив закономірність впливу зовнішніх умов на динамічну рівновагу оборотних хімічних реакцій. Нині вона відома в науці як *принцип Ле Шательє*, що визначає вплив конкретних чинників на зміщення динамічної рівноваги оборотних реакцій:

якщо на систему, яка перебуває в хімічній рівновазі, вчинити зовнішній вплив, що порушує її, то рівновага зміщуватиметься в напрямку процесів, які протидіють цьому впливу і послаблюють його.

Як уже було зазначено, зміщення триватиме доти, доки не встановиться нова рівновага.

Біографічна довідка

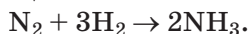
Анрі Луї Ле Шательє (1850–1936) — видатний французький хімік і фізик. У 1872 р. закінчив Політехнічну школу (Париж) й отримав диплом інженера. У 1876 р. обійняв посаду професора загальної хімії в Гірній школі, де займався дослідницькою діяльністю, у результаті якої теоретично обґрунтував важливі для металургії і теплотехніки розрахунки, пов'язані з горінням і виділенням теплоти. Визначив чинники, від яких залежать рівноважні процеси хімічних реакцій, відомі в науці як принцип Ле Шательє. Результати його досліджень будівельних матеріалів (бетону, цементу, гіпсу, кераміки, скла) мають дотепер практичне значення.



Ле Шательє

Окрім проведення досліджень Ле Шательє читав лекції студентам, керував дипломними роботами і докторськими дисертаціями, брав участь у державних комісіях. Дослідження Ле Шательє високо оцінені у Франції та за її межами.

ВПЛИВ КОНЦЕНТРАЦІЇ НА ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ОБОРОТНИХ ПРОЦЕСІВ. Уводячи додаткові кількості однієї з речовин, тобто збільшуючи її концентрацію, досягають зміщення рівноваги в напрямку реакції, у якій ця речовина є реагентом. Наприклад, якщо після встановлення хімічної рівноваги в оборотній реакції азоту з воднем додати нову порцію азоту (тобто збільшити концентрацію одного з реагентів прямої реакції), то внаслідок цього зовнішнього впливу хімічна рівновага зміститься в бік прямої реакції:



Станеться це тому, що пряма реакція згідно з принципом Ле Шательє *послаблює* спричинений зовнішній вплив — зменшує концентрацію азоту.

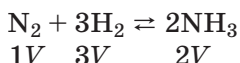
Якщо ж у цій самій реакції після встановлення хімічної рівноваги ввести додаткову порцію амоніаку, це також призведе до порушення рівноваги, проте зміститься вона в напрямку перебігу зворотної реакції — амоніак почне розкладатися на азот і водень, і його вміст у системі зменшуватиметься. Натомість концентрації азоту та водню збільшуватимуться, доки система не досягне рівноважного стану.

Підвищення вмісту (концентрації) реагентів зміщує рівновагу оборотних реакцій у напрямку прямої реакції, тобто утворення продуктів реакції. Підвищення вмісту (концентрації) продуктів реакції зміщує рівновагу оборотних реакцій у напрямку зворотної реакції, тобто утворення реагентів.

ВПЛИВ ТИСКУ НА ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ОБОРОТНИХ ПРОЦЕСІВ (стосується лише речовин у газоподібному агрегатному стані). Якщо в оборотній реакції реагенти і продукти реакції перебувають у газоподібному агрегатному стані, то зміщення рівноваги можна досягти зміною тиску в системі.

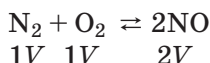
Підвищення тиску зміщує рівновагу оборотної реакції в бік утворення менших об'ємів речовин, а зниження — у бік утворення більших об'ємів речовин.

У розглянутій реакції азоту з воднем усі речовини газоподібні, в реакцію вступають 1 об'єм азоту і 3 об'єми водню (разом 4 об'єми), а після реакції утворюються 2 об'єми амоніаку.



Рівняння свідчить про те, що реакція відбувається зі зменшенням об'єму ($4V > 2V$), тому збільшення тиску змістить рівновагу в бік утворення меншого об'єму речовин — у бік утворення продукту прямої реакції (амоніаку). На певний час (до настання нової хімічної рівноваги) швидкість прямої реакції зросте, а коли обидві швидкості зрівняються, знову встановиться динамічна рівновага.

Тиск не впливає на стан рівноваги оборотних реакцій, у процесі яких об'єми газоподібних речовин не змінюються, наприклад, рівновагу оборотної реакції



за допомогою зміни тиску змістити не вдасться.

ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ОБОРОТНИХ ПРОЦЕСІВ. Якщо в оборотній реакції взаємодія речовин відбувається з виділенням або поглинанням теплоти, то зміщення рівноваги можна досягти, змінюючи температуру.

У результаті підвищення температури рівновага зміщуватиметься в бік ендотермічного процесу, тобто в бік реакції, що відбувається з поглинанням теплоти. У разі зниження температури рівновага зміщуватиметься в напрямку реакції, яка протидіє охолодженню.

Розглянемо цю закономірність на прикладі екзотермічної реакції синтезу амоніаку із азоту та водню:



Оскільки пряма реакція відбувається з виділенням 92 кДж теплоти, то підвищення температури системи сприятиме перебігу реакції з поглинанням теплоти, у даному випадку зворотної. Це спричинить зміщення рівноваги в бік утворення реагентів — водню та азоту. Зниження температури, навпаки, змістить рівновагу в бік утворення продукту реакції — амоніаку, тобто прискорить пряму реакцію.

Реакція азоту з воднем є екзотермічною реакцією, тобто відбувається з виділенням теплоти, тому підвищення температури не сприяє утворенню продукту прямої реакції, тобто амоніаку. Навпаки, рівновага оборотної реакції розкладу кальцій карбонату в результаті підвищення температури зміщується в напрямку утворення продуктів реакції — негашеного вапна і вуглекислого газу.

У реакціях, які відбуваються без помітного теплового ефекту, зміна температури не спричинює зміщення рівноваги. У цьому випадку підвищення температури лише прискорює встановлення рівноваги.

Багато хімічних перетворень відбуваються за участю каталізаторів, до використання яких вдаються з метою збільшення швидкості хімічної реакції. Чи впливають *каталізатори* на зміщення хімічної рівноваги? Ні, тому що вони однаково прискорюють і пряму, і зворотню реакції. Тобто вони лише пришвидшують настання динамічної рівноваги, але не зміщують її.



Сторінка ґрудита

За розглянутою у параграфі оборотною реакцією між азотом і воднем здійснюється промислове виробництво амоніаку. Він необхідний у великій кількості для виробництва інших речовин. Здавалося б, сировини для такого виробництва достатньо, адже повітря на 78 % складається з азоту, водень можна добути, розкладаючи електричним струмом воду, а також деякими іншими способами. Проте цю нескладну, на перший погляд, реакцію майже 100 років не могли здійснити у промислових масштабах. А все тому, що вона каталітична, екзотермічна, оборотна. Пошуки умов синтезу амоніаку проводилися з метою з'ясувати, яку речовину можна застосувати як каталізатор, що прискорюватиме реакцію, а сам не взаємодіятиме з воднем, азотом, амоніаком; який тиск створювати й підтримувати в колоні синтезу — основному апараті виробництва амоніаку; яка температура є оптимальною для прискорення швидкості хімічної реакції (з 9 класу вам відомо, що нагріванням на кожні 10 °С збільшують швидкість реакції у 2–4 рази) і допустимою для того, щоб рівновага цієї екзотермічної оборотної реакції не була суттєво зміщена в напрямку зворотної реакції. Як ви зрозуміли, це було не просте завдання, тому його розв'язання й тривало так довго.

За розроблення наукових основ виробництва амоніаку з урахуванням принципу Ле Шательє німецькому вченому Фріцу Габеру (1868–1934) була присуджена у 1918 р. Нобелівська премія з хімії.

Знаємо, розуміємо

1. Чим оборотні реакції відрізняються від необоротних?
2. Що в рівнянні оборотної реакції означає ліва частина, а що — права?
3. Чому стан хімічної рівноваги в оборотних реакціях дістав назву «динамічний стан»?

4. Під впливом яких чинників зміщується хімічна рівновага оборотних реакцій?
5. На які оборотні реакції тиск впливає, а на які — ні? Як зміщується рівновага тих оборотних реакцій, рівновагу яких можна зміщувати під впливом тиску?
6. Як зміщується рівновага оборотних реакцій зі зміною концентрації: а) реагенту; б) продукту реакції?
7. Як зміна температури позначається на ендотермічних та екзотермічних оборотних реакціях?

Застосовуємо

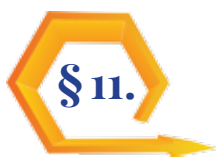
1. Укажіть рівняння оборотних реакцій, рівновагу яких можна зміщувати у бік утворення продуктів реакції за допомогою збільшення тиску.
 - А $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
 - Б $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$
 - В $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6$
2. Як вплине збільшення концентрації вуглекислого газу на перебіг оборотної реакції:

$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2?$$
3. Як вплине підвищення температури на стан рівноваги в реакціях:

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3;$	$\Delta H = -192 \text{ кДж};$
$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2;$	$\Delta H = +43,7 \text{ кДж}.$
4. Доберіть умови, за яких можна змістити хімічну рівновагу оборотної реакції в напрямку прямої реакції.

$\text{CO}_2 (\text{газ}) + \text{H}_2 (\text{газ}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{газ}) + \text{H}_2\text{O} (\text{газ});$	$\Delta H = -41 \text{ кДж}$
---	------------------------------

 - А підвищити тиск
 - Б знизити температуру
 - В зменшити концентрацію чадного газу
 - Г збільшити концентрацію водню
5. Скористайтеся навчальним матеріалом параграфу і висловіть судження про значення принципу Ле Шательє в керуванні хімічними процесами на виробництвах.



Обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції

Через неминучі виробничі втрати, що трапляються під час хімічних процесів, маса, об'єм, кількість речовини продуктів реакції менші порівняно з обчисленими за рівняннями реакцій. Одержані виробничим способом продукти реакції характеризують їх *практичний вихід*, а обчислені за рівнянням реакції, тобто без урахування виробничих втрат, — *теоретичний*.

Практичний вихід — це кількість речовини, маса або об'єм продукту реакції, одержаних практично.

Теоретичний вихід — це кількість речовини, маса або об'єм продукту реакції, обчислених за рівнянням реакції.

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

Існує також поняття «відносний вихід продукту реакції».

Відносний вихід продукту реакції (η) — це відношення маси, об'єму, кількості речовини продукту реакції, одержаного практично, до його маси, об'єму, кількості речовини, обчислених за рівнянням реакції.

Відносний вихід продукту реакції обчислюють у частках від 1 або у відсотках від 100 за формулами:

$$\eta = \frac{m_{\text{практична}}}{m_{\text{теоретична}}} \cdot 100 \% ;$$

$$\eta = \frac{V_{\text{практичний}}}{V_{\text{теоретичний}}} \cdot 100 \% .$$

Для хімічного виробництва обчислення відносного виходу продукту є важливим і необхідним.

Розглянемо приклади.

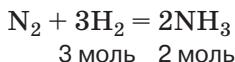
Приклад 1. Із водню масою 180 г синтезували амоніак масою 1000 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.

Розв'язання

1. Запишемо скорочено умову задачі.

Дано:	
$m(\text{H}_2) = 180 \text{ г}$	
$m(\text{NH}_3) = 1000 \text{ г}$	
η — ?	

2. Складемо рівняння реакції.



3. За рівнянням реакції обчислимо теоретичну масу продукту реакції:

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

б) оскільки $\nu(\text{H}_2) : \nu(\text{NH}_3) = 3 : 2$, то $\nu(\text{NH}_3)$ становить $\frac{90 \cdot 2}{3} = 60 \text{ моль}$;

$\nu(\text{NH}_3) = 60 \text{ моль}$

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

4. Обчислимо відносний вихід продукту реакції:

$$\eta = \frac{m_{\text{практична}}}{m_{\text{теоретична}}} = \frac{1000 \text{ г}}{1020 \text{ г}} = 0,98 \text{ або } 98 \%$$

Відповідь: відносний вихід амоніаку дорівнює 0,98 або 98 %.

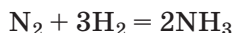
Приклад 2. З азоту об'ємом 10 м^3 одержали амоніак об'ємом $16,4 \text{ м}^3$. Обчисліть відносний вихід продукту реакції, якщо всі виміри зроблено за однакових умов.

Розв'язання

1. Запишемо скорочено умову задачі.

Дано: $V(\text{N}_2) = 10 \text{ м}^3$ $V(\text{NH}_3) = 16,4 \text{ м}^3$ $\eta - ?$

2. Складемо рівняння реакції:

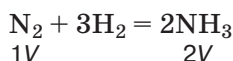


3. Обчислимо теоретичний об'єм продукту реакції.

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



Пригадайте формулювання закону об'ємних відношень газів.



За рівнянням реакції об'єм амоніаку вдвічі більший, ніж в азоту.

$$V(\text{NH}_3) = 2V(\text{N}_2)$$

Тому виконаємо дію множення: $10 \text{ л} \cdot 2 = 20 \text{ л}$.

4. Обчислимо відносний вихід продукту реакції:

$$\eta = \frac{V_{\text{практичний}}}{V_{\text{теоретичний}}} = \frac{16,4 \text{ л}}{20 \text{ л}} = 0,82 \text{ або } 82 \%$$

Відповідь: відносний вихід продукту реакції становить 82 % або 0,82.

Це були приклади умов прямих задач. В умові оберненої задачі на практичний вихід відомий відносний вихід продукту реакції, а обчислити потрібно його об'єм або масу.

Розглянемо приклад оберненої задачі.

Приклад 3. Взаємодією заліза з достатньою кількістю хлоридної кислоти добули водень об'ємом $8,96 \text{ л}$ (н.у.), відносний вихід якого становив 80 %. Обчисліть масу заліза, взятого для реакції.

Розв'язання

1. Запишемо скорочено умову задачі.

Дано:

$$V_{\text{практ.}}(\text{H}_2) = 8,96 \text{ л (н.у.)}$$

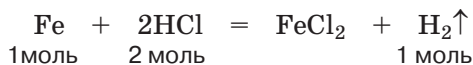
$$\eta = 80 \% \text{ або } 0,8$$

Допоміжні величини:

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

2. Складемо рівняння реакції.



3. Обчислимо теоретичний об'єм водню за формулою

$$V_{\text{теор.}} = \frac{V_{\text{практ.}}}{\eta}$$

$$V_{\text{теор.}}(\text{H}_2) = \frac{8,96}{0,8} = 11,2 \text{ (л)}$$

4. Обчислимо кількість речовини теоретично обчисленого об'єму водню, тобто 11,2 л (н.у.).

$$v(\text{H}_2) = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}$$

5. Обчислимо кількість речовини і масу заліза, взятого для проведення цієї реакції.

$$v(\text{Fe}) = v(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 28 \text{ г.}$$

Відповідь: 28 г.

Попрацюйте групами

Складіть і розв'яжіть задачі:

- на розрахунок відносного виходу продукту реакції;
- на обчислення практичного виходу речовини за відомим відносним виходом продукту реакції.

Знаємо, розуміємо

- Який вихід продукту реакції називають практичним, а який — теоретичним?
- Як обчислити практичний вихід речовини?

1. Обчисліть відносний вихід гідроген хлориду, якщо з хлору кількістю речовини 5 моль одержали гідроген хлорид масою 340 г.
2. У 10 класі ви вивчали один із способів добування етину — карбідний. Обчисліть:
 - а) масу кальцій карбіду CaC_2 , добутого із вугілля масою 72 г і достатньої кількості кальцій оксиду за схемою:









$$\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO},$$
 якщо його відносний вихід дорівнював 80 %;
 - б) відносний вихід етину, добутого з одержаного кальцій карбіду, якщо об'єм вуглеводню становить 33,6 л (н. у.).
3. Обчисліть відносний вихід негашеного вапна масою 400 г, добутого термічним розкладом кальцій карбонату масою 800 г.
4. Унаслідок взаємодії натрію кількістю речовини 0,2 моль з водою добули водень об'ємом 1,916 л (н. у.). Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
5. Відновленням ферум(III) оксиду масою 3,2 т добули залізо масою 1,786 т. Обчисліть відносний вихід металу.



Гідроліз солей



Інформаційна довідка

-  Солі у водних розчинах чи розплавах дисоціюють на катіони металічних елементів й аніони кислотних залишків.
-  Нейтралізація — це взаємодія основи з кислотою, продуктами якої є сіль і вода.
-  Електроліти — речовини, водні розчини чи розплави яких проводять електричний струм. Сильні електроліти під час розчинення у воді повністю або майже повністю дисоціюють на йони.
-  α — відношення кількості молекул, інших структурних одиниць речовини, що розпалися на йони, до їх загальної кількості.
-  До сильних електролітів належить більшість розчинних солей, луги, нітратна, сульфатна, хлоридна кислоти та деякі інші речовини.
-  У нейтральних розчинах водневий показник $\text{pH} = 7$.
-  У розчинах з лужною реакцією середовища $\text{pH} > 7$.
-  У розчинах з кислотною реакцією середовища $\text{pH} < 7$.

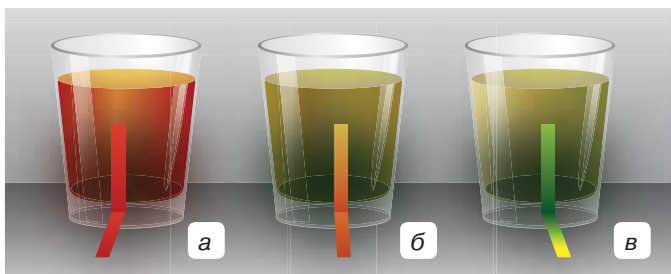
З раніше вивченого вам відомо, що вода — дуже слабкий електроліт і її утворення в реакціях йонного обміну свідчить про односторонній перебіг реакцій, тобто необоротність хімічних процесів, наприклад у реакціях нейтралізації: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

У зворотному напрямку реакція нейтралізації не відбувається, і вам це добре відомо з життєвого досвіду, адже натрій хлорид (кухонну сіль) ви безпечно вживаєте в їжу, знаючи, що ніякої кислоти, ніякого лугу в

борщі чи супові не буде. Однак в окремих випадках вода вступає в реакцію йонного обміну з солями, і тоді рН середовища водних розчинів таких солей стає кислотним чи лужним.

У цьому легко перекопати на такому досліді: виготовити розчини трьох солей — алюміній хлориду, натрій хлориду, натрій карбонату — і випробувати їх індикатором метиловим оранжевим (мал. 22).

На малюнку показано результат досліді. У розчині алюміній хлориду колір індикатора змінився на червоний, натрій карбонату — на жовтий, а в розчині натрій хлориду залишився без змін.



Мал. 22 Зміна кольору метилового оранжевого в розчинах солей: а — алюміній хлориду; б — натрій хлориду; в — натрій карбонату

Чому середовище водних розчинів солей виявилось різним? Звідки в розчині алюміній хлориду з'явилися катіони Гідрогену, а в розчині натрій карбонату гідроксид-аніони, адже чутливий індикатор виявив їх безпомилково? Це пояснюється особливостями електролітичної дисоціації води та йонним складом солей.

ВОДА ЯК СЛАБКИЙ ЕЛЕКТРОЛІТ. Вода належить до дуже слабких електролітів. Експериментально встановлено, що в одному літрі води за кімнатної температури (22 °С) дисоціює лише 10^{-7} моль води:



У чистій воді, де немає домішок інших речовин, середовище нейтральне, тому що кількості катіонів й аніонів однакові:

$$[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3, \text{ рН} = 7.$$

Примітка: $[\text{HCl}]$, $[\text{H}^+]$ — так позначають концентрацію речовин, йонів у розчинах.

Дисоціація води — процес оборотний, одночасно з яким відбувається асоціація (з'єднання) йонів з утворенням молекул води.



Пригадайте гідроліз жирів, білків та продукти цих хімічних процесів.

ПОНЯТТЯ ПРО ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. Дослівно «гідроліз» перекладається як розкладання водою. З цим поняттям ви ознайомилися, вивчаючи органічну хімію.

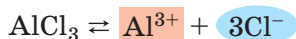


Гідроліз солей — реакція обміну між сіллю і водою. Більшість реакцій гідролізу солей — оборотні.

Гідроліз буває двох видів: *за катіоном* та *за аніоном*. Щоб визначитись з типом гідролізу, потрібно піддати аналізу йонний склад солі. Зробимо це на прикладі солей з досліду, що зображений на малюнку 22.

1. Гідроліз солей за катіоном.

Будь-яку сіль можна розглядати як продукт взаємодії основи з кислотою. На підставі цього, сіль AlCl_3 — продукт нейтралізації слабкого електроліту алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ сильним електролітом хлоридною кислотою HCl . У водному розчині в алюміній хлориду з'являється можливість обміняти йонами з водою:



Цією можливістю «скористаються» лише катіони Алюмінію Al^{3+} , бо алюміній гідроксид — слабкий електроліт, а йонам слабких електролітів властива асоціація (пригадайте умови перебігу реакцій йонного обміну до кінця):



Можливий також другий ступінь гідролізу цієї солі з утворенням катіона $\text{Al}(\text{ОН})_2^+$, але він відбувається незначною мірою.

Хлоридна кислота як сильний електроліт перебуватиме у дисоційованому стані й катіони Гідрогену зумовлять кислотне середовище, його рН буде меншим семи.

Для першого ступеня гідролізу алюміній хлориду складемо повне йонне та молекулярне рівняння реакції:

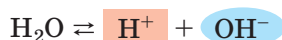


Зверніть увагу: у йонних рівняннях гідролізу солей воду записують у недисоційованому стані.

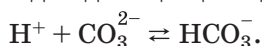
Гідроліз солей, утворених катіоном слабкої основи й аніоном сильної кислоти, відбувається за катіоном, середовище розчину такої солі кислотне.

2. Гідроліз солей за аніоном.

Сіль натрій карбонат утворена катіоном сильної основи натрій гідроксиду NaOH та аніоном слабкої карбонатної кислоти H_2CO_3 . Будучи сильним електролітом, ця сіль повністю дисоціює у водному розчині на катіони Натрію і карбонат-аніони, і для неї у розчині є можливість обміняти йонами з водою:

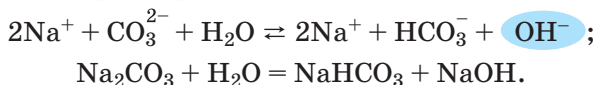


«Скористається» цією можливістю карбонат-аніон CO_3^{2-} слабкого електроліту карбонатної кислоти — відбудеться його асоціація з катіоном Гідрогену, утвореного внаслідок дисоціації води:



Утворюється гідрогенкарбонат-аніон HCO_3^- . Асоціація катіонів Натрію Na^+ з гідроксид-аніонами OH^- не відбудеться, тому що сильний електроліт натрій гідроксид у водному розчині дисоціює повністю. Гідроксид-аніони OH^- перебуватимуть у розчині в дисоційованому стані і зумовляватимуть його лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

Складемо повне йонне та молекулярне рівняння реакції для першого ступеня гідролізу натрій карбонату:



Як бачимо, катіони Гідрогену, що утворюються внаслідок дисоціації води, приєдналися до карбонат-аніону, а гідроксид-аніони залишились у дисоційованому стані. Вони й змінили колір метилового оранжевого з оранжевого на жовтий.

Гідроліз солей відбувається ступінчасто й найповніше — за першим ступенем: до катіона металічного елемента приєднується один гідроксид-аніон, а до аніона кислотного залишку приєднується один катіон Гідрогену.

Як ви зрозуміли з малюнка 22 на с. 64, не всі солі піддаються гідролізу. В описаному досліді сіллю, розчин якої має нейтральне середовище, є натрій хлорид NaCl . Чому не відбувся її гідроліз? Пошук відповіді розпочнемо з аналізу йонного складу солі.

Ця сіль утворена двома сильними електролітами — натрій гідроксидом NaOH і хлоридною кислотою HCl . Тому ні за катіоном, ні за аніоном асоціація з протилежно зарядженими йонами води не відбувається. Розчинення цієї солі у воді завершується переходом йонів Натрію і Хлору у розчин (пригадайте механізм електролітичної дисоціації).

Гідроліз солей впливає на pH ґрунтів. Поблизу місць залягання карбонатів середовище ґрунтового розчину лужне, а от гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ підвищує кислотність ґрунту. Внесення деяких добрив також змінює pH ґрунтів. Наприклад, калій карбонат K_2CO_3 є одним із калійних добрив. Проте з внесенням добрива, окрім збагачення ґрунту цінним елементом живлення калієм, порушується кислотний баланс ґрунту. Як саме — відповідь ви отримуєте самостійно, виконавши перше завдання групової роботи.

Попрацюйте групами

Завдання 1. Складіть рівняння гідролізу калій карбонату. Яким буде середовище його розчину? Як внесення цього добрива вплине на кислотне середовище ґрунтового розчину? Як зміниться під впливом цього добрива лужне середовище ґрунтового розчину? Сформулюйте рекомендації, у які ґрунти краще вносити це добриво.

Завдання 2. Яка із солей — калій етаноат чи калій нітрат — піддається гідролізу? Відповідь доведіть записами рівнянь електролітичної дисоціації солей і води, йонного та молекулярного рівнянь гідролізу.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 1. Визначення рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів

Вам знадобляться: пробірки, штативи для пробірок, індикаторний папір, фенолфталеїн, розчини твердого і рідкого мила, розчини солей цинк нітрату і калій хлориду.

Завдання 1. Визначення рН середовища водного розчину цинк нітрату.

Крок 1. Випробуйте індикатором водний розчин цинк нітрату і встановіть приблизне значення рН розчину.

Крок 2. Зробіть **висновок** щодо здатності цинк нітрату вступати в реакцію гідролізу, складіть відповідні рівняння реакцій.

Завдання 2. Визначення рН середовища водного розчину калій хлориду.

Крок 1. Випробуйте індикатором водний розчин калій хлориду.

Крок 2. Зробіть **висновок** щодо здатності калій хлориду вступати в реакцію гідролізу.

Завдання 3. Визначення рН середовища водного розчину твердого мила.

Крок 1. Випробуйте розчин мила індикаторним папірцем та фенолфталеїном, з'ясуйте середовище розчину.

Крок 2. Зробіть **висновок** щодо здатності натрій стеариноату (складової твердого мила) вступати в реакцію гідролізу, за яким типом відбувається гідроліз.

Крок 3. Складіть йонне рівняння гідролізу натрій стеариноату.

Крок 4. За допомогою індикаторного папірця встановіть приблизне значення рН виготовленого розчину.

Результати спостережень, рівняння, **загальний висновок** оформте в зошиті.

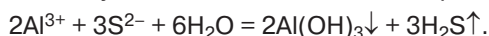
Сторінка ерудита



У параграфі розглянуто основні випадки гідролізу солей. Насправді їх значно більше. Один з прикладів — гідроліз алюміній сульфідіду. Це сіль двох слабких електролітів алюміній гідроксиду і сульфідної кислоти. У такому випадку гідроліз буде відбуватись і за катіоном, і за аніоном. Тому не вдається реакцією йонного обміну між розчинами алюміній хлориду і натрій сульфідіду добути алюміній сульфід. Продуктами цієї реакції є не алюміній сульфід, а алюміній гідроксид і водень сульфід. **Зверніть увагу:** у таблиці розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей напроти Al_2S_3 стоїть прочерк.



Реакція необоротна, тому можемо записати таке скорочене йонне рівняння:



Гідроліз у більшості випадків — процес оборотний, його рівновагу зміщують вправо підвищенням температури і ступінь гідролізу зростає. Ось чому розчини солей, здатних вступати в реакцію гідролізу, виготовляють і зберігають за низької температури, використовуючи концентровані розчини реагентів.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення гідролізу солей.
2. Наведіть приклади відомих вам сильних електролітів.
3. Як відбувається гідроліз солі, внаслідок якого середовище розчину стає лужним? Наведіть приклади солей.
4. Як відбувається гідроліз, унаслідок якого середовище розчину стає кислотним? Наведіть приклади солей.
5. Які солі не зазнають гідролізу?

Застосовуємо

1. Спрогнозуйте середовище розчинів солей: калій нітрату, кальцій хлориду, натрій сульфіту. Складіть рівняння гідролізу.
2. Чи можна за допомогою фенолфталеїну розпізнати в розчині: а) натрій гідроксид і калій хлорид; б) натрій гідроксид і калій сульфід? Відповідь обґрунтуйте.
3. Катіон амонію, утворення якого ви розглядали в попередній темі, входить до складу амоній хлориду. За яким типом відбуватиметься його гідроліз, якщо амоній гідроксид — слабкий електроліт? Складіть йонне та молекулярне рівняння гідролізу.



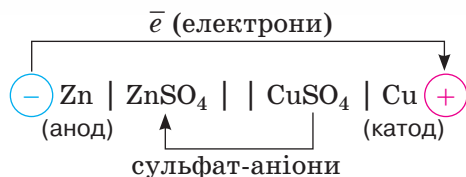
Поняття про гальванічний елемент як хімічне джерело електричного струму

Люди повсякчас користуються електричним струмом, який виробляють теплові, атомні та гідроелектростанції, а до них все більше долучаються вітрові та сонячні електростанції. Крім зазначених джерел струму, існують хімічні джерела електричного струму — *гальванічні елементи*. Вироблення з їхньою допомогою електричного струму відбувається завдяки перебігу окисно-відновних реакцій, які, як вам відомо, супроводжуються переходом електронів від відновника до окисника.

ЩО ЯВЛЯЄ СОБОЮ ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ? Людство дізналося про гальванічний елемент завдяки дослідям італійських учених Луїджі Гальвані (1737–1798) й Олессандро Вольты (1745–1827). Наприкінці XVIII ст. Олессандро Вольт винайшов оригінальний пристрій, у якому два метали, що не торкались один одного й були занурені в розчин електролітів, виробляли електричний струм. Свій винахід він назвав *гальванічним елементом* на честь Луїджі Гальвані, італійського фізіолога, професора медицини Болонського університету, який у 1786 р. першим звернув увагу на виникнення струму завдяки перетворенню хімічної енергії на електричну.

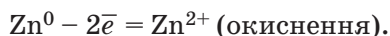
Гальванічний елемент може бути складений таким чином. Цинкову пластинку занурюють у розчин солі цинк сульфату $ZnSO_4$ і провідником (металевим дротом) сполучають із мідною пластинкою, зануреною в роз-

чин купрум(II) сульфату CuSO_4 . Щоб замкнути складене коло, розчини сполучають електролітичним ключем — зігнутою скляною трубкою, заповненою електролітом. Ключ потрібний для того, щоб під час дії гальванічного елемента сульфат-аніони вільно переміщувалися в розчинах.

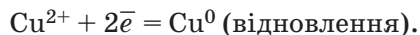


Мал. 23 Схема гальванічного елемента

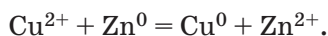
Зі схеми видно, що гальванічний елемент складається з двох електродів. Той, що з надлишком електронів, називають *негативним полюсом*, або *анодом*, а той, у якого електронів недостатньо, — *позитивним полюсом*, або *катодом*. У розглянутому цинково-мідному гальванічному елементі анодом є цинкова пластинка, а катодом — мідна. Увімкнена в таке коло лампа світить, а гальванометр показує наявність струму. Струм виникає завдяки тому, що на аноді відбувається процес окиснення, а на катоді — відновлення. Під час цих процесів потік електронів спрямовується від більш активного металу цинку до менш активного металу міді. Цинк окиснюється і є постачальником електронів:



Утворені йони Цинку Zn^{2+} переходять у розчин. На мідній пластинці відбувається відновлення катіонів Купруму Cu^{2+} з розчину купрум(II) сульфату електронами, що надійшли на мідну пластинку від цинкової:



Скорочене рівняння цього окисно-відновного перетворення в гальванічному елементі буде таким:



Унаслідок окисно-відновного процесу розчин біля цинкової пластинки збагачується катіонами Цинку, а в розчині біля мідної пластинки стає менше катіонів Купруму і, відповідно, створюється надлишок сульфат-аніонів. Щоб рівновага сульфат-аніонів у розчинах не порушувалася, через електролітичний ключ вони переміщуються з розчину купрум(II) сульфату до розчину цинк сульфату. Сольовий місток не тільки забезпечує електричний контакт між двома розчинами, а й підтримує електро нейтральність розчинів.

Гальванічний елемент — хімічне джерело струму — пристрій, у якому здійснюється окисно-відновна реакція і хімічна енергія системи перетворюється на електричну.

Як ви зрозуміли, гальванічний елемент має свої особливості. На відміну від звичайних окисно-відновних реакцій, під час яких реагенти пе-

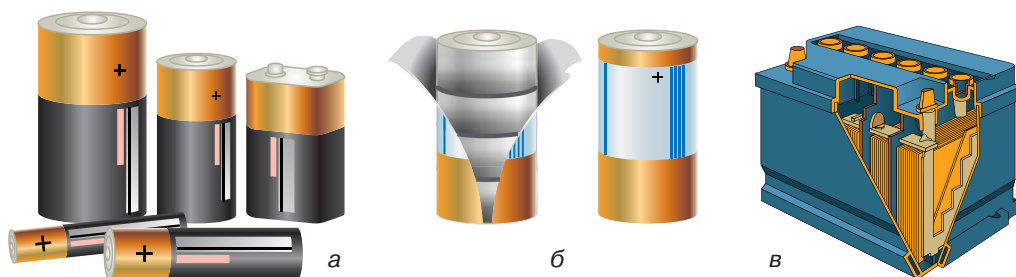
ребувають у безпосередньому контакті (наприклад розчин нітратної кислоти взаємодіє із зануреною в нього міддю, магній окиснюється киснем), у гальванічному елементі процеси окиснення і відновлення двох реагентів окисно-відновного процесу просторово розділені.

Розглянутий гальванічний елемент продукуватиме електричний струм доти, доки весь цинк не перейде в розчин у вигляді катіонів Zn^{2+} , або всі катіони Купруму Cu^{2+} з розчину, у який занурена мідна пластинка, не осядуть на ній.

СУЧАСНІ ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. З моменту винайдення першого гальванічного елемента минуло понад 200 років, за цей час пристрій змінювався, удосконалювався. Нині розроблено різноманітні гальванічні елементи (мал. 24). Вони бувають сольові (сухі) — не містять рідкого електроліту; лужні — містять пастоподібний електроліт калій гідроксид; літєві — анод виготовлений з літію або його сполуки.

Ці гальванічні елементи вам добре відомі, адже завдяки ним працюють годинники, тонометри, терези, дитячі іграшки, бездротова комп'ютерна «миша», ліхтарики, пульти керування телевізором тощо.

Різновидом гальванічних елементів є *електричні акумулятори* (мал. 24, б). Вони служать хімічним джерелом електричного струму багаторазової дії. Основна специфіка акумулятора полягає у зворотності внутрішніх хімічних процесів, тому його можна підзаряджати і використовувати повторно.



Мал. 24 Сучасні гальванічні елементи: а — звичайні гальванічні елементи; б — акумуляторна батарея; в — батарея гальванічних елементів



Мал. 25

Відпрацьовані гальванічні елементи

З часом вони перестають перетворювати хімічну енергію в електричну, тож їх замінюють на нові.

Часто ми не переймаємося тим, що відпрацьовані батарейки (мал. 25) шкодять довкіллю тим, що у ґрунт, воду потрапляють токсичні речовини. Пам'ятайте, одна батарейка забруднює 20 м³ ґрунту або 400 л води. Тому правильно утилізуйте відпрацьовані гальванічні елементи та пристрої, не викидайте де завгодно, а здавайте на переробку.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

1. Чи усвідомлюєте ви, що викинуті будь-де відпрацьовані елементи живлення забруднюють довкілля наявними у них шкідливими речовинами?
2. Поцікавтесь, які з побутових приладів вашого вжитку працюють завдяки сучасним гальванічним елементам.

Знаємо, розуміємо

1. Які джерела електричного струму вам відомі?
2. У чому полягає особливість вироблення електричної енергії гальванічними елементами?
3. Які окисно-відновні процеси відбуваються у гальванічному елементі, виготовленому із залізного та мідного електродів?

Застосовуємо

1. Підготуйтеся до проведення бесіди з молодшими школярами про користь і шкоду різноманітних гальванічних елементів, правила безпечного їх використання.

Узагальнення

- ✓ За напрямком перебігу реакції поділяються на **необоротні** й **оборотні**.
- ✓ **Необоротні реакції** відбуваються в напрямку утворення продуктів реакції, зворотна взаємодія утворених продуктів неможлива.
- ✓ **Оборотні реакції** — це реакції, у яких одночасно відбувається взаємодія реагентів з утворенням продуктів реакції і взаємодія продуктів реакції з утворенням реагентів.
- ✓ В оборотній реакції взаємодію реагентів називають **прямою реакцією**, а взаємодію продуктів реакції — **зворотною реакцією**.
- ✓ **Хімічна (динамічна) рівновага** — це стан оборотної реакції, за якого швидкості прямої й зворотної реакцій зрівнюються. У стані хімічної рівноваги реакція продовжується, але без видимих ознак взаємодії речовин.
- ✓ За постійних зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, концентрації речовин) рівновага оборотної реакції може зберігатися дуже довго. Щоб порушити рівновагу, необхідно змінити умови.
- ✓ Згідно з принципом Ле Шательє, якщо реакція у стані хімічної рівноваги зазнає певної дії, то рівновага зміститься так, щоб зменшити вплив цієї дії.
- ✓ До умов зміщення хімічної рівноваги оборотних реакцій на основі принципу Ле Шательє належать: зміна концентрації реагенту чи продукту реакції; зміна температури (підвищення для ендотермічного і зниження для екзотермічного процесу); зміна тиску (якщо в ході реакції змінюється об'єм системи).



Узагальнення

✓ За рівняннями хімічних реакцій здійснюють різноманітні розрахунки: маси, об'єму, кількості реагентів і продуктів реакції. Одержані результати обчислень становлять **теоретичний вихід продукту реакції**. На виробництві через неминучі втрати **практичний вихід продукту реакції** менший за теоретичний.

✓ **Відносний вихід продукту реакції** — це відношення маси, об'єму, кількості речовини практично добутого продукту до теоретично обчислених. Відносний вихід позначають η .

✓ Обчислюють відносний вихід продукту реакції за формулами:

$$\eta = \frac{m_{\text{практична}}}{m_{\text{теоретична}}} \cdot 100 \% ;$$

$$\eta = \frac{V_{\text{практичний}}}{V_{\text{теоретичний}}} \cdot 100 \% .$$

✓ Суть **гідролізу** солей полягає у хімічній взаємодії катіонів чи аніонів солі з катіонами Гідрогену H^+ або гідроксид-аніонами OH^- , утвореними внаслідок дисоціації молекул води.

✓ Гідролізу піддаються солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою чи навпаки — слабкою основою і сильною кислотою, а також солі, утворені двома слабкими електролітами. Гідроліз солі, утвореної двома сильними електролітами, не відбувається.

✓ Середовище розчину солі, що піддається гідролізу, легко виявити за допомогою індикаторів кислотного і лужного середовища.

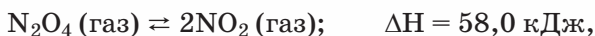
✓ Розрізняють два типи гідролізу: **1) за катіоном** (катіон металічного елемента солі з гідроксид-аніоном води утворює йон слабого електроліту, середовище розчину солі — кислотне); **2) за аніоном** (аніон кислотного залишку солі з катіоном Гідрогену води утворює йон слабого електроліту, середовище розчину солі — лужне).

✓ **Гальванічний елемент** — це пристрій, що перетворює хімічну енергію в електричну. Унаслідок окисно-відновних хімічних реакцій у ньому виробляється електричний струм.

✓ У гальванічному елементі потік електронів спрямований від більш активного металу до менш активного. Особливістю гальванічного елемента є те, що два метали в ньому перебувають на відстані один від одного (не контактують) і занурені в розчини електролітів, які з'єднані електролітичним ключем.

✓ Сучасні гальванічні елементи — батарейки, акумулятори — широко використовуються у побутових приладах, портативних вимірювальних приладах, рухливих дитячих іграшках тощо.

9. У якому напрямку зміститься рівновага оборотної реакції



якщо: а) збільшити тиск; б) додати реагент прямої реакції; в) видалити реагент зворотної реакції; г) підвищити температуру?

10. Запропонуйте способи зміщення рівноваги оборотної реакції



у напрямку прямої реакції.

11. Гідроліз яких солей відбувається за катіоном, а яких — за аніоном:

а) плюмбум(II) нітрат;

б) аргентум(I) нітрат;

в) калій нітрат;

г) калій сульфат;

д) калій силікат?

Складіть відповідні рівняння реакцій.

12. Укажіть назву речовини, у водному розчині якої колір універсального індикаторного папірця зміниться на синій.

А натрій хлорид

Б натрій карбонат

В ферум(II) хлорид

Г цинк сульфат

13. Якою є реакція середовища водного розчину ферум(III) хлориду? Відповідь обґрунтуйте.

14. Якою є реакція середовища водного розчину рідкого мила $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOK}$? Відповідь обґрунтуйте.

15. Обчисліть масу кальцій карбонату, необхідну для добування термічним способом вуглекислого газу об'ємом 4,48 л (н. у.), якщо його відносний вихід становить 88 %.

16. Взаємодією заліза з хлоридною кислотою масою 200 г і масовою часткою водень хлориду 18,25 % добули водень об'ємом 10 л (н. у.). Обчисліть відносний вихід газоподібного продукту цієї реакції.

17. Киснем об'ємом 56 л (н. у.) окиснили сульфур(IV) оксид і добули сульфур(VI) оксид кількістю речовини 4 моль. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.

18. Обчисліть масу хрому, що утворюється внаслідок відновлення хром(III) оксиду масою 45,6 г алюмінієм, якщо відносний вихід хрому становить 94 %.

19. Унаслідок пропускання вуглекислого газу крізь розчин барій гідроксиду масою 285 г з масовою часткою розчиненої речовини 12 % добули 37,43 г барій карбонату. Обчисліть відносний вихід цієї солі.

Тема 4

НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ

І ЇХНІ

ВЛАСТИВОСТІ

Вивчивши цю тему, ви збагатите свою компетентність з хімії знаннями про:

- ▶ фізичні й хімічні властивості простих речовин неметалів і металів;
- ▶ зумовленість властивостей неметалів і сполук неметалічних елементів, металів і сполук металічних елементів будовою атомів;
- ▶ алотропні модифікації речовин неметалічних елементів;
- ▶ адсорбцію й адсорбенти;
- ▶ леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном;
- ▶ мінеральні добрива;
- ▶ будівельні матеріали;
- ▶ якісні реакції;
- ▶ кислотні дощі;
- ▶ властивості основних класів неорганічних сполук;
- ▶ найпоширеніші гідроксиди — гідроксиди Натрію і Кальцію;
- ▶ вплив нітратів і чадного газу на організм людини.

У процесі вивчення теми формуватимуться й удосконалюватимуться ваші предметні уміння:

- ▶ **називати** речовини за сучасною українською номенклатурою;
- ▶ **планувати й 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 хімічних елементів та їхніх сполук

§ 15.

Неметали: загальна характеристика, фізичні властивості, застосування. Адсорбція

НЕМЕТАЛІЧНІ ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ.

Загалом відомо 22 неметалічних хімічних елементи. Усі вони у природі здатні існувати у вільному стані, тобто, у вигляді однієї або кількох простих речовин. Про це ви дізнаєтеся більше в наступному параграфі.

Попрацюйте групами

Завдання 1. Скористайтеся періодичною системою хімічних елементів (мал. 26) та ознайомтеся з назвами й символами всіх неметалічних елементів (виділені рожевим і жовтим кольором).

Періоди	Групи елементів																		
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII											
1	H ¹ 1,00794 Гідроген																	He ² 4,00 Гелій	Порядковий номер Назва елемента Систематична маса Символ
2	Li ³ 6,94 Літій	Be ⁴ 9,01 Берилій	B ⁵ 10,81 Бор	C ⁶ 12,01 Карбон	N ⁷ 14,00 Нітроген	O ⁸ 15,99 Оксиген	F ⁹ 18,99 Флуор	Ne ¹⁰ 20,18 Неон											26 55,85 Fe Ферум
3	Na ¹¹ 22,99 Натрій	Mg ¹² 24,30 Магній	Al ¹³ 28,98 Алюміній	Si ¹⁴ 28,08 Силіцій	P ¹⁵ 30,97 Фосфор	S ¹⁶ 32,06 Сульфур	Cl ¹⁷ 34,63 Хлор	Ar ¹⁸ 39,95 Аргон											
4	K ¹⁹ 39,09 Калій	Ca ²⁰ 40,08 Кальцій	Sc ²¹ 44,96 Скандій	Ti ²² 47,88 Титан	V ²³ 50,94 Ванадій	Cr ²⁴ 51,99 Хром	Mn ²⁵ 54,94 Манган	Fe ²⁶ 55,85 Ферум	Co ²⁷ 58,93 Кобальт	Ni ²⁸ 58,69 Нікель									
5	Rb ³⁷ 85,46 Рубідій	Sr ³⁸ 87,62 Стронцій	Y ³⁹ 88,90 Ітрій	Zr ⁴⁰ 91,22 Цирконій	Nb ⁴¹ 92,90 Ніобій	Mo ⁴² 95,94 Молибден	Tc ⁴³ 98,90 Технецій	Ru ⁴⁴ 101,07 Рутеній	Rh ⁴⁵ 102,90 Розій	Pd ⁴⁶ 106,42 Паладій									
6	Cs ⁵⁵ 132,90 Цезій	Ba ⁵⁶ 137,33 Барій	La ⁵⁷ 138,90 Лантан	Hf ⁷² 178,49 Гафній	Ta ⁷³ 180,95 Тантал	W ⁷⁴ 183,85 Вольфрам	Re ⁷⁵ 186,21 Реній	Os ⁷⁶ 190,23 Осмій	Ir ⁷⁷ 192,22 Ірідій	Pt ⁷⁸ 195,08 Платина									
7	Fr ⁸⁷ (223) Францій	Ra ⁸⁸ (226) Радій	Ac ⁸⁹ (227) Актиній	Rf ¹⁰⁴ (261) Резерфордій	Db ¹⁰⁵ (262) Дубній	Sg ¹⁰⁶ (263) Сібгій	Bh ¹⁰⁷ (264) Борій	Hs ¹⁰⁸ (265) Гасій	Mt ¹⁰⁹ (266) Майтнерій	Uun ¹¹⁰ (267) Унунейт									
Висні оксиди	R₂O		RO		R₂O₃		RO₂		R₂O₅		RO₃		R₂O₇		RO₄				
Легкі сполуки з Гідрогеном	RH₄		RH₃		H₂R		HR												
	58 140,12 Ce Церій	59 140,90 Pr Прометій	60 144,24 Nd Неодім	61 147,07 Pm Прометій	62 150,36 Sm Самарій	63 151,96 Eu Європій	64 157,25 Gd Гадоліній	65 162,50 Tb Тербій	66 168,93 Dy Диспроцій	67 174,99 Ho Голандій	68 178,49 Er Ербій	69 186,21 Tm Тулій	70 188,05 Yb Йттербий	71 174,99 Lu Лютецій					
	90 232,04 Th Торий	91 231,04 Pa Протактиній	92 238,03 U Уран	93 237,05 Np Нептуній	94 244,06 Pu Плутоній	95 247,07 Am Америцій	96 251,08 Cm Курій	97 252,08 Bk Беркелій	98 257,10 Cf Каліфорній	99 258,10 Es Ейнштейній	100 267,10 Fm Фермій	101 268,10 Md Мейтнерій	102 269,10 No Нобелій	103 269,10 Lr Лоренцій					

Мал. 26

Розміщення неметалічних елементів у періодичній системі хімічних елементів

Завдання 2. Користуючись малюнком 26, установіть:

- Чи властиве неметалічним елементам розміщення на початку періодів? Який виняток існує?
- Чи властиве неметалічним елементам розміщення в кінці періодів? Який виняток існує?
- У головних чи побічних підгрупах розміщені неметалічні елементи в періодичній системі? До *s*-, *p*- чи *d*-елементів вони належать?

Завдання 3. Після проведеної пошукової діяльності сформулюйте **загальний висновок** про місце неметалічних елементів у періодичній системі.

НАЗВИ І ФОРМУЛИ НЕМЕТАЛІВ. Прості речовини, утворені атомами неметалічних елементів, мають загальну назву *неметали*. Про неметали — водень, кисень, азот, хлор, бром — ви дізнались в основній школі. За сучасною українською хімічною номенклатурою назви неметалів пишуть з малої літери й вони не завжди збігаються з назвами відповідних їм неметалічних елементів. Дізнайтеся про це більше, опрацювавши таблицю 5, і зверніть увагу, що не всі неметали мають одноатомні молекули.

Таблиця 5

**Назви неметалів і неметалічних елементів
за сучасною українською хімічною номенклатурою**

Хімічний елемент		Проста речовина	
Символ	Назва	Назва	Молекулярна формула
H	Гідроген	водень	H ₂
N	Нітроген	азот	N ₂
O	Оксиген	кисень озон	O ₂ O ₃
F	Флуор	фтор	F ₂
Cl	Хлор	хлор	Cl ₂

Хімічний елемент		Проста речовина	
Символ	Назва	Назва	Молекулярна формула
Br	Бром	бром	Br ₂
I	Йод	йод	I ₂
C	Карбон	вуглець (графіт, алмаз, карбін)	C
Si	Силіцій	силіцій	Si
S	Сульфур	сірка	S

ПОШИРЕННЯ НЕМЕТАЛІВ У ПРИРОДІ. Неметали більш поширені в природі, аніж метали, проте у вільному стані трапляються не всі. Неметали азот, кисень, інертні гази — це основні речовини у складі повітря. Поклади самородної сірки в Передкарпатті — одні з найбільших у світі. Промисловим родовищем графіту в Україні є Завалівське родовище, сировину якого використовує Маріупольський графітовий комбінат. У деяких регіонах України виявлені поклади порід, які можуть містити алмази (зокрема, у Житомирській області, на Волині), проте промислові родовища поки що не розвідані.

Значно більше неметалічних елементів існують у вигляді складних речовин, серед яких домінують оксиди та солі.



Пригадайте з географії основні родовища руд-оксидів і солей.

ЗАГАЛЬНІ ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ. За нормальних умов неметали — водень H₂, фтор F₂, хлор Cl₂, кисень O₂, озон O₃, азот N₂ і благородні гази (гелій He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn) — перебувають у газоподібному агрегатному стані, бром Br₂ — рідкому, решта неметалів — тверді речовини.

Неметали (мал. 27 на с. 28) відрізняються за кольором і запахом. Так, водень, кисень, азот — безбарвні гази без запаху; фтор — блідо-жовтий,

а хлор — жовто-зелений (до того ж отруйні гази з різким специфічним запахом). Бром — темно-червона отруйна рідина, жовто-бурі пари якої мають різкий, подразливий запах. Фосфор червоний — тверда речовина червоного кольору без запаху, фосфор білий — тверда отруйна речовина білого кольору з характерним часниковим запахом. Серед неметалів твердими без запаху речовинами є сірка (жовтий колір) і йод (чорно-фіолетова речовина з металічним блиском).



Мал. 27

Зразки неметалів: а — хлор; б — червоний фосфор; в — бром; г — йод; д — кисень рідкий; е — азот рідкий

Оскільки неметали за нормальних умов можуть перебувати в різних агрегатних станах, то й температури їх плавлення та кипіння мають широкий діапазон. Газоподібні неметали (водень, кисень, азот) киплять за низьких температур (майже $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$). Тверда речовина йод при нагріванні сублимується — відразу переходить із твердого стану в газоподібний. (мал. 28). Для того щоб розплавити сірку, достатньо температури полум'я спиртівки чи сухого пального (мал. 29), тоді як одна з алотропних модифікацій Карбону — алмаз — має температуру плавлення понад $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Мал. 28

Сублимація йоду



Мал. 29

Плавлення сірки

Більшість неметалів не проводять електричний струм, тобто є діелектриками, але існують і винятки. Так, силіцій Si — напівпровідник, а графіт С — провідник електричного струму. Неметали, що за нормальних умов перебувають у твердому стані, погано проводять тепло, крихкі, розчинність у воді не є їхньою характерною загальною властивістю. Серед газоподібних неметалів немає жодного, який би добре розчинявся у воді. 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».

Серед газоподібних неметалів чимало легших за повітря.

Неметали мають різноманітне застосування. Ознайомитися з ним допоможе малюнок 30 на с. 80.

АДСОРБЦІЯ. На малюнку 30 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. До того ж адсорбент не змінюється, а лише утримує на своїй поверхні газ чи рідину за рахунок притягувальних сил між окремими частинками. Внаслідок цього концентрація утримуваної речовини в об'ємі, що межує з адсорбентом, зростає.

Адсорбція — вибіркове поглинання речовини з газового чи рідкого середовища поверхнею твердого тіла.

Регенерація адсорбента — відновлення властивостей адсорбента після проведеної адсорбції.

На адсорбційній здатності вуглецю базується його використання в медицині — це пігулки або капсули активованого вугілля. Їх застосовують внутрішньо в разі отруєння.

Ученим Національної академії наук України В. В. Стрелко, В. Г. Ніколаєву, М. Т. Картелю належить створення адсорбентів медичного призначення, зокрема вуглецевих гемосорбентів «КАРБОН». Їх використовують для очищення крові поза організмом у разі отруєнь і різних тяжких захворювань.

В Україні створено Інститут сорбції та проблем ендоекології НАН України, учені якого працюють над створенням сорбційних матеріалів для медицини, захисту довкілля.

Переконайтеся в адсорбційній здатності вугілля, виконавши лабораторний дослід з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».



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



Пригадайте, що вам відомо про застосування кисню. Яка біологічна роль кисню?

Застосування неметалів

Водень

виробництво амоніаку, хлоридної кислоти, метанолу, перетворення рідких жирів на тверді, зварювання та різання тугоплавких металів, відновлення металів з руд

Сірка

одержання сульфатної кислоти, виготовлення гуми з каучуку, виробництво сірників і чорного пороху, виготовлення лікарських препаратів

Бор

складова нейтронопоглинаючих матеріалів ядерних реакторів, захист поверхонь сталевих виробів від корозії, у напівпровідниковій техніці, виготовлення перетворювачів теплової енергії в електричну

Азот

газоподібний — для виробництва амоніаку, створення інертного середовища під час зварювання металів, у вакуумних установках, електричних лампах; рідкий — як холодоагент у морозильних установках, медицині

Фосфор

білий — для виробництва червоного фосфору; червоний — для виробництва сірників

Силіцій

в електроніці й електротехніці для виготовлення схем, діодів, транзисторів, фотоелементів, виготовлення сплавів, сонячних батарей

Вуглець

графіт — ливарне, металургійне, радіотехнічне виробництво; виготовлення акумуляторів; адсорбція; у нафтогазодобувній промисловості для проведення бурових робіт; виготовлення антикорозійних покриттів; різних змазок, що зменшують силу тертя; алмаз — виготовлення інструментів для буріння й різання, абразивний матеріал, ювелірні прикраси

Хлор

виробництво хлоридної кислоти, багатьох органічних розчинників, ліків, мономерів для виробництва пластмас, відбілювачів; як дезінфікуючий засіб

Мал. 30

Застосування неметалів

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 2

Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля й аналогічних лікарських препаратів

Завдання 1.

Виготовте розбавлений розчин чорнила чи йодної настоянки.

Завдання 2. У хімічний стакан помістіть 2–3 пігулки активованого вугілля (відпускається в аптеках без рецепту) і долийте до нього виготовлений розчин, перемішуючи склянню паличкою. Спостерігайте за вмістом стакана. Занотуйте результати спостереження.

Завдання 3. За можливості дослід повторіть з іншими лікарськими препаратами, що мають високу адсорбційну здатність, або подрібненим деревним вугіллям.

Завдання 4. За результатами спостережень зробіть **ВИСНОВОК** про адсорбційну здатність активованого вугілля й досліджених лікарських препаратів.

На початку ХХ ст. Микола Дмитрович Зелінський використав адсорбційну здатність вуглецю у винайденому ним вугільному протигазі для захисту органів дихання, обличчя й очей людини від дії шкідливих речовин, що потрапили в атмосферу. Завдяки цьому винаходу було врятовано життя сотень тисяч солдатів під час Першої світової війни.

Удосконалений протигаз (мал. 31) застосовується й нині.



Мал. 31

Протигаз: 1 — коробка з адсорбентом;
2 — гумовий шолом



Біографічна довідка

Зелінський Микола Дмитрович (1861–1953) — видатний учений українського походження, академік. Наукові дослідження вченого стосуються вуглеводнів, амінокислот і білків, складу нафти й продуктів її переробки, каталізаторів для реакції органічних сполук. Серед учнів М. Зелінського видатні вчені зі світовим ім'ям, які зробили внесок у різні галузі хімії.

Знаємо, розуміємо

1. Де в періодичній системі розташовані неметалічні елементи? Назвіть найпоширеніші у природі неметалічні елементи.
2. Схарактеризуйте фізичні властивості неметалів. Порівняйте фізичні властивості вуглецю й водню.
3. Дайте визначення адсорбції.

Застосовуємо

1. Запишіть формули неметалів, у яких назва неметалічного елемента збігається з назвою простої речовини.
2. Розташуйте неметали — кисень, азот, фтор — у порядку зростання кількості спільних електронних пар у молекулах. Відповідь підтвердьте записом електронних формул молекул цих речовин.

3. Де більше молекул: у порції йоду масою 25,4 г чи в порції хлору об'ємом 11,2 л (н. у.)?
4. Який об'єм за нормальних умов займають: а) кисень масою 6,4 г; б) азот кількістю речовини 3 моль?
5. Які з газоподібних неметалів легші за повітря: кисень, водень, фтор, хлор, азот? Відповідь обґрунтуйте.
6. Водень і аргон змішали в рівних об'ємах й утвореною сумішшю заповнили гумову кульку. Чи буде така кулька підніматися до стелі? Відповідь підтвердьте розрахунками.



Працюємо з медійними джерелами

Підготуйте й оприлюдніть на уроці повідомлення про застосування одного з неметалів.



Алотропія. Алотропні модифікації речовин неметалічних елементів

АЛОТРОПІЯ. Зверніть увагу, що в таблиці 5 (с. 77) для Оксигену зазначено дві прості речовини, для Карбону — три. Це пов'язано з явищем алотропії.

Алотропія — існування одного хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин (*алотропних модифікацій або алотропних форм*). Алотропні модифікації відрізняються за властивостями. Існує дві причини алотропії — різний кількісний склад і різна будова речовин, утворених з атомів одного хімічного елемента.

Чим зумовлена алотропія окремих хімічних елементів, ви пересвідчитесь, ознайомившись з наведеною нижче інформацією про алотропні модифікації (алотропні форми) Оксигену, Карбону, Фосфору й Сульфору.

АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ ОКСИГЕНУ. Кисень і озон відомі вам з уроків природознавства та хімії в основній школі. Порівнюємо склад і властивості цих простих речовин (табл. 6).

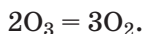
Таблиця 6

Порівняльна таблиця складу і властивостей кисню й озону

№	Ознаки порівняння	Прості речовини	
		Кисень	Озон
1	Формула	O_2	O_3
2	Модель молекули		
3	Будова	молекулярна	молекулярна
4	Відносна молекулярна маса	32	48

№	Ознаки порівняння	Прості речовини	
		Кисень	Озон
5	Агрегатний стан за нормальних умов	газоподібний	газоподібний
6	Відносна густина за повітрям	1,1	1,65
7	Запах	без запаху	запах свіжості
8	Колір за нормальних умов	безбарвний	блакитний
9	Розчинність у воді	розчиняється погано	розчиняється краще за кисень
10	Хімічна активність	висока	дуже висока

Вища, аніж 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, у якій усі електрони спарені, та атом Оксигену, що має два неспарені електрони на зовнішньому енергетичному рівні. Атом Оксигену енергійніше реагує з речовинами, аніж молекула кисню.

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



Пригадайте закон об'ємних відношень газів.

Наявність в Оксигену алотропних модифікацій — *кисню й озону* — зумовлена різним кількісним складом молекул.

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

Порівняно з киснем озону в природі значно менше. Невеликі його порції утворюються в повітрі з кисню під час блискавок, а також у результаті окиснення смоли хвойних дерев. Тому його наявність відчувається в повітрі після грози та під час перебування у хвойному лісі. Медики радять використовувати лікувально-профілактичну дію озону хвойних лісів. Тож похід до соснового лісу, крім естетичного, має ще й оздоровче значення.

ОЗОНОВИЙ ШАР І ЙОГО ЗНАЧЕННЯ. У верхніх шарах атмосфери на відстані 20–40 км від поверхні Землі міститься унікальний озоновий шар. Його існування пов'язують з перетворенням кисню на озон під впливом ультрафіолетового випромінювання Сонця.

Озоновий шар виконує роль своєрідного фільтру, що затримує ультрафіолетове й електромагнітне випромінювання Сонця, небезпечне для здоров'я людини й усього живого.

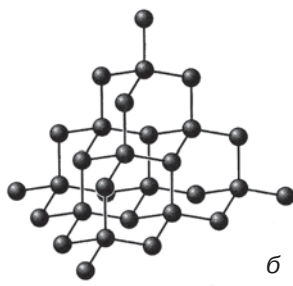
Нині на товщину озонового шару негативно впливає господарська діяльність людини. Зважаючи на це, у науці з'явилася гіпотеза про руйнування озонового шару, суть якої полягає в тому, що через викиди в атмосферу шкідливих речовин, зокрема фреону — флуоровмісної органічної сполуки, що міститься в аерозольних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

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

АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ КАРБОНУ. Поширеними природними алотропними модифікаціями Карбону є *алмаз* (мал. 32, а) і *графіт* (мал. 33, а). Ці речовини відрізняються між собою не кількісним складом молекул, як у кисню та озону, а будовою кристалів, тобто розміщенням атомів у вузлах кристалічних ґраток.

У кристалі *алмазу* щодо будь-якого атома Карбону чотири сусідніх атоми розташовані в кутах правильного тетраедра (мал. 32, б), усі зв'язки між атомами у кристалічних ґратках рівноцінні, а відстані однакові. Завдяки такому розташуванню атомів Карбону алмаз має високу твердість, тому його використовують для різання і шліфування скла та металів, буріння гірських порід (алмазні різці, свердла, шліфувальні круги). Алмаз прозорий, безбарвний, не проводить електричного струму, дуже добре заломлює світло. Спеціально оброблені алмази називають діамантами, що високо цінуються в ювелірній справі.

У природі вільний Карбон трапляється здебільшого у вигляді графіту й дуже рідко — у вигляді окремих кристалів алмазу. Нині налагоджено промислове виробництво синтетичних алмазів. У Києві функціонує Інститут надтвердих матеріалів імені В. М. Бакуля. Учені цього інституту в 1961 р. 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 під час різання та буріння тощо. Інструменти, виготовлені зі штучних алмазів, не поступаються виготовленим із природних алмазів, проте вони набагато дешевші.

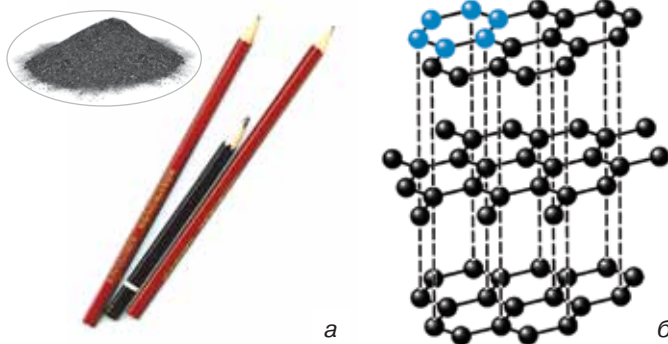


Мал. 32

б Алмаз (а) і модель його кристалічних ґраток (б)

Графіт істотно відрізняється за властивостями від алмазу. Він непрозорий, темно-сірого кольору, з металічним блиском, масний на дотик і досить м'який. На відміну від алмазу, графіт проводить електричний струм і тепло тому, що у його кристалічних ґратках між шарами атомів Карбону відсутні міцні зв'язки.

У межах одного шару атоми Карбону об'єднані в шестиатомні кільця (мал. 33, б).



Мал. 33

Графіт і вироби з нього (а), модель кристалічних ґраток графіту (б)

Зв'язки в межах одного шару набагато сильніші, аніж з атомами сусіднього шару, до того ж відстань між шарами вдвічі більша порівняно з відстанями між атомами в межах одного шару. Завдяки такій будові кристалічних ґраток графіт легко розщеплюється на лусочки. Це вам добре відомо з власного досвіду, адже за незначного натискання на олівець його графітовий стержень залишає напис на папері. На цій властивості базується змащування рухомих частин машин і механізмів графітом для зменшення сили тертя між ними.

Завдяки електропровідності графіт використовують у хімічній промисловості як матеріал для електродів, а завдяки теплопровідності — у теплообмінниках.

Сажа, деревне вугілля також утворені атомами Карбону (так званий *аморфний вуглець*), проте вони не належать до самостійних алотропних модифікацій Карбону, а є дуже дрібними різноорієнтованими кристаликами графіту.

Наявність у Карбону алотропних модифікацій — *графіту й алмазу* — зумовлена різним розташуванням атомів у їхніх кристалічних ґратках.

Завалівське родовище — поки що єдине з видобутку графіту в Україні. Альтернативними є Балахівське, Петровське (Західно-Інгулецьке) та Троїцьке родовища, а також Буртинська група родовищ. Їх запаси дають можливість не тільки підтримувати на потрібному рівні, а й за потреби значно розширити наявну мінерально-сировинну базу, завдяки чому Україна здатна стати одним з найбільших постачальників якісної графітової продукції у світі.

Ще одну алотропну модифікацію Карбону *карбін* спочатку добули синтетичним способом, а потім виявили в природі у вигляді прожилок і краплень у графіті. Атоми Карбону в карбіні сполучені подвійними зв'язками в прямолінійні карбон-карбоніві ланцюги $=C=C=C=$, що розташовані паралельно один до одного.

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

АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ ФОСФОРУ. Серед алотропних модифікацій Фосфору найбільш поширені: *білий фосфор* P_4 (молекулярна будова кристалічних ґраток), *червоний* і *чорний фосфор* (атомна будова кристалічних ґраток). Усі вони — тверді речовини, колір яких зазначений у назві. Змінюючи температуру, одну алотропну модифікацію Фосфору можна за кілька годин перетворити на іншу.

Білий фосфор (мал. 34, а) — м'яка, безбарвна, воскоподібна, люмінесцентна, з часниковим запахом і дуже отруйна речовина, легко окиснюється на повітрі з виділенням світлової енергії, тому світиться в темряві. Через високу хімічну активність білого фосфору його зберігають у воді і, якщо можна, у темряві. Утворюється в результаті інтенсивного охолодження пари червоного фосфору.

Червоний фосфор (мал. 34, б) порівняно з білим стійкіший до нагрівання, без запаху, менш реакційно здатний, неотруйний, не люмінесцентний, не розчиняється у воді та органічних розчинниках, самозаймається на повітрі тільки за температури 240–260 °С.

Його використовують у виробництві сірників (входить до складу бічного покриття сірникової коробки). Якщо кресати головкою сірника по цьому покриттю, фосфор окиснюється наявною в головці сірника речовиною калій хлоратом $KClO_3$. Від цього інша речовина головки — сірка — загорається й підпалює дерев'яну частину сірника.

Подібно до графіту, *чорний фосфор* (мал. 34, в) має металічний блиск, шарувату будову й напівпровідникові властивості. Добувають його з білого фосфору за тривалого нагрівання під високим тиском.



Мал. 34

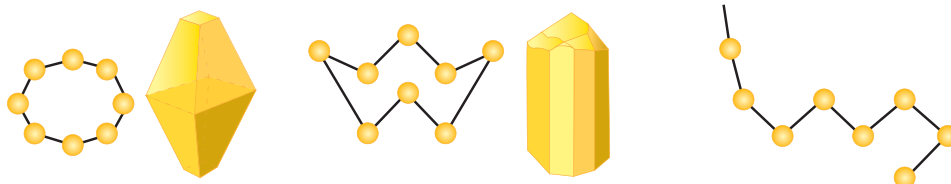
Алотропні модифікації Фосфору: а — білий Фосфор; б — червоний фосфор; в — чорний фосфор

АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ СУЛЬФУРУ. Природною алотропною модифікацією Сульфуру є ромбічна сірка. Це лимонно-жовта, крихка, кристалічна речовина без запаху, нерозчинна у воді (мал. 35). Назва пов'язана з тим, що її кристали мають форму октаедра зі зрізаними кутами (мал. 35, а).

Кожна молекула ромбічної сірки складається з 8 атомів Сульфуру (у рівняннях реакцій послуговуються записом одного атома S).

За температури 119,5 °С ромбічна сірка плавиться й перетворюється на *моноклінну сірку* — майже білі кристалічні пластинки (мал. 35, б). Ця алотропна модифікація Сульфуру нестійка і вже за температури 95,6 °С знову перетворюється на ромбічну сірку.

Якщо довести ромбічну сірку до кипіння (температура кипіння 444,6 °С) і вилити її в холодну воду, то під впливом різкого перепаду температур вона перетворюється на *пластичну сірку* (мал. 35, в). Пластична сірка має жовто-коричневий колір, ріжеться ножом, еластична й витягується в нитки. На повітрі за нормальних умов вона за кілька днів знову стає ромбічною сіркою.

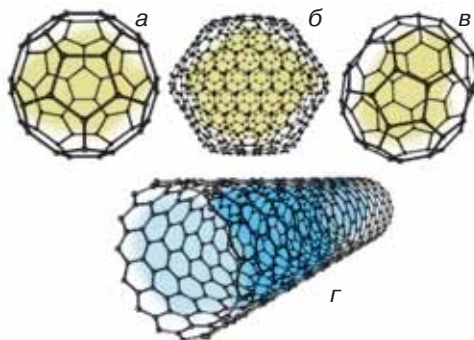


Мал. 35 Алотропні модифікації Сульфуру: а — ромбічна сірка; б — моноклінна сірка; в — пластична сірка

До досягнень сучасної хімії належить створення *кластерних* частинок. Кластер у хімії — це складне об'єднання атомів або молекул, яке є самостійною частинкою й наділене певними властивостями. Кластерні частинки з 60–70 атомів Карбону називають *фулеренами* і *вуглецевими нанотрубками* (мал. 36). З їх відкриттям почався стрімкий розвиток нанотехнологій.

Мал. 36

Моделі фулеренів (а, б, в) і вуглецевої нанотрубки (г)



Сторінка ерудита



Знаємо, розуміємо

1. Поясніть суть явища алотропії.
2. Назвіть відомі вам алотропні модифікації Оксигену, Фосфору, Сульфору і зазначте, чим зумовлена алотропія кожного з хімічних елементів.

Застосовуємо

1. Порівняйте властивості алотропних модифікацій: а) Оксигену; б) Фосфору; в) Сульфору.
2. У скільки разів озон важчий за кисень?
3. Унаслідок озонування кисню об'єм зменшився на 30 л (н. у.). Обчисліть об'єм кисню, що прореагував, й об'єм озону, що утворився.



Трацюємо з медійними джерелами

Підготуйте й оприлюдніть на уроці повідомлення про:

- а) озоновий шар;
- б) киснево-озонову терапію як унікальний спосіб лікування та профілактики різних захворювань;
- в) нанотехнології.



ОКИСНІ ТА ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ



Інформаційна довідка

- Під час окисно-відновних реакцій відбувається зміна ступенів окиснення атомів хімічних елементів, що входили до складу реагентів.
- Окисно-відновні процеси характеризуються такими поняттями, як окиснення, відновлення, окисник, відновник.
- Окиснення — це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном.
- Відновлення — це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном.
- Окисник — атом, молекула або йон, що приєднує електрони.
- Відновник — атом, молекула або йон, що віддає електрони.
- Пояснюючи окисно-відновні процеси, вдаються до складання електронного балансу окисно-відновної реакції, який допомагає урівноважити кількість відданих і приєднаних електронів.

ПРИЧИНА ХІМІЧНОЇ АКТИВНОСТІ НЕМЕТАЛІВ. Неметали, за винятком інертних (благородних) газів, є хімічно активними простими речовинами, що взаємодіють із *металами, іншими неметалами*, а деякі також зі *складними речовинами*.

Причина хімічної активності неметалів пояснюється електронною будо-



Пригадайте з органічної хімії горіння та хлорування метану CH_4 , горіння етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ і складіть відповідні рівняння реакцій.

вою їхніх атомів. Маючи на зовнішньому енергетичному рівні половину й більше половини електронів відповідного завершеного зовнішнього енергетичного рівня, атомам неметалічних елементів енергетично вигідніше приєднувати, а не віддавати електрони. Тому в реакціях неметалів із металами атоми неметалічних елементів приєднують електрони, а в реакціях з іншими металами утворюють спільні електронні пари. Дізнатися, до атомів якого з двох неметалічних елементів зміщуються спільні електронні пари в молекулі, допомагає ряд електронегативності неметалічних елементів:



Пригадаємо, як змінюється активність неметалічних елементів у межах одного періоду й однієї підгрупи.

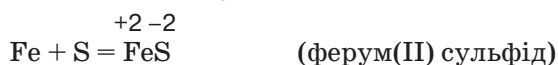
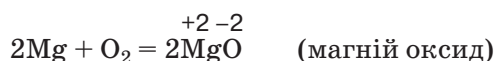
У межах **одного періоду** зі збільшенням порядкового номера неметалічні властивості хімічних елементів посилюються.

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

Розглянемо хімічні властивості неметалів, спираючись на розглянуті закономірності.

Окисні властивості неметалів.

1. Взаємодія неметалів з металами.

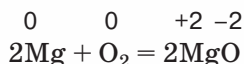


У наведених рівняннях реакцій продуктами є бінарні сполуки, назви аніонів у них закінчуються на -ид (-ід).

Формули та назви бінарних сполук складають за такими загальними правилами номенклатури:

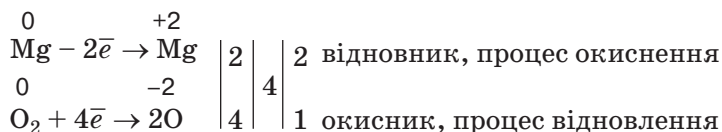
- ◆ зазвичай першим пишуть символ менш електронегативного елемента (з позитивним ступенем окиснення), а після нього — більш електронегативного (з негативним ступенем окиснення);
- ◆ першим називають у називному відмінку менш електронегативний елемент (елемент з позитивним ступенем окиснення);
- ◆ якщо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

З'ясуємо, чому взаємодія магнію з киснем є окисно-відновною реакцією:

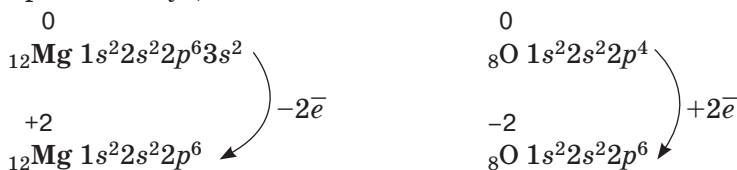


Відбулася зміна ступенів окиснення Магнію та Оксигену. Отже, це окисно-відновна реакція.

Напишемо її електронний баланс, визначимо окисник і відновник:



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



Як бачимо, зовнішні енергетичні рівні обох атомів набули завершеної конфігурації: Магнію — за рахунок віддавання двох електронів, Оксигену — за рахунок їх приєднання. Окисно-відновні процеси в інших наведених рівняннях взаємодії неметалів із металами розгляньте, попрацювавши групами.

Працюйте групами

Завдання 1. Складіть електронні баланси до рівнянь реакцій на с. 89.

Завдання 2. Установіть, який елемент є окисником, а який — відновником. Зазначте процеси окиснення і відновлення.

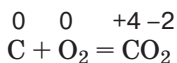
Завдання 3. До якого з відомих вам типів хімічних реакцій, крім окисно-відновних, належать реакції металів із неметалами?

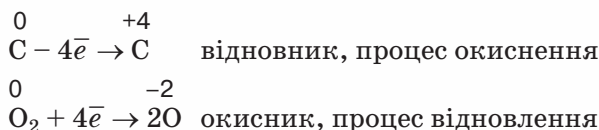
Завдання 4. На підставі виконаної групової роботи й одержаних результатів зробіть **висновок** про те, яку функцію — окисника чи відновника — виконують неметали в реакціях з металами. Яким правилом ви доповнили б текст параграфа?

2. Взаємодія неметалів із неметалами як окисно-відновний процес.

За певних умов неметали взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним хімічним зв'язком, які називають за зазначеними вище правилами номенклатури. Щоб не помилитися, щоразу, розглядаючи взаємодію неметалів і складаючи рівняння, необхідно керуватись рядом електронегативності.

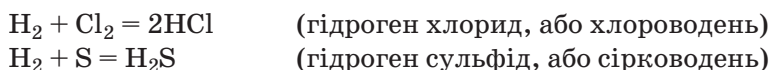
2.1. Взаємодія з киснем





До реакції атоми Карбону й Оксигену перебувають у вигляді простих речовин зі ступенями окиснення 0. В утвореному оксиді Карбон є менш електронегативним і має ступінь окиснення +4, тоді як більш електро-негативний Оксиген має ступінь окиснення -2.

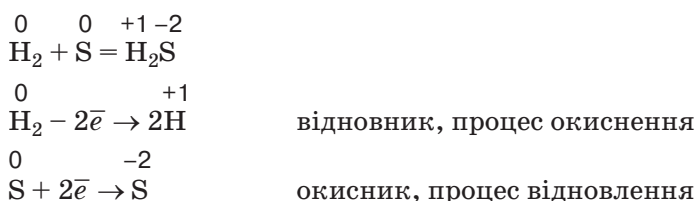
2.2. Взаємодія із воднем



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 елементів зазнали змін:

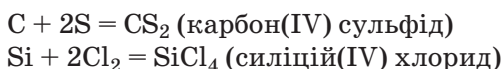


Взаємодія неметалів із воднем належить до окисно-відновних реакцій. Утворюються леткі (газоподібні чи рідкі) бінарні сполуки.

Водний розчин гідроген сульфіду виявляє хімічні властивості кислот і називається *сульфідна кислота*. Їй притаманні загальні хімічні властивості кислот. Сульфідна кислота належить до слабких електролітів.

2.3. Взаємодія неметалів з іншими неметалами

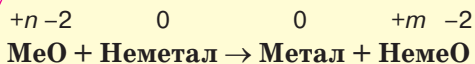
Окрім взаємодії з киснем і воднем, неметали взаємодіють також з іншими неметалами, наприклад:



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

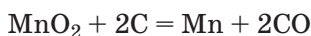
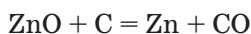
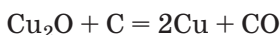
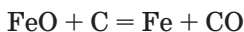
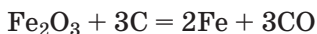
Продуктами взаємодії двох неметалів є речовини з ковалентним полярним хімічним зв'язком, спільні електронні пари якого зміщуються до атома більш електронегативного неметалічного елемента.

ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ВОДНЮ Й ВУГЛЕЦЮ В РЕАКЦІЯХ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Відновні властивості водню й вуглецю в їх реакціях з оксидами металічних хімічних елементів можна передати загальною схемою:

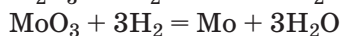
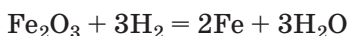


Розглянемо приклади.

Приклад 1. Відновлення вуглецем (відновлення відбувається за високої температури).



Приклад 2. Відновлення воднем



Попрацюйте з групами

До кожного з рівнянь реакцій у прикладах 1 і 2 складіть електронний баланс і переконайтесь, що вуглець і водень у розглянутих прикладах є відновниками.

Завдяки своїм фізичним і хімічним властивостям неметали здобули широке використання в різних галузях суспільного господарства. Стислу інформацію про це ви отримаєте, попрацювавши з малюнком 30 (с. 80).

Знаємо, розуміємо

1. Як змінюються окисні властивості неметалів у межах одного періоду й однієї групи періодичної системи?
2. Наведіть приклад реакції, у якій сірка виявляє: а) окисні властивості; б) відновні властивості.
3. Як дізнатись, у якого неметалічного елемента бінарної сполуки ступінь окиснення є позитивним, а у якого — негативним?
4. Пригадайте з 10 класу, які неметали використовують для перетворення каучуку на гуму та під час виготовлення автомобільних шин.

Застосовуємо

1. Складіть таблицю з такими рубриками: назва неметалу; застосування; властивість, що зумовлює застосування.
2. Окисні чи відновні властивості виявляє азот у реакції з киснем, продуктом якої є нітроген(II) оксид? Відповідь підтвердьте рівнянням реакції та електронним балансом.



3. Обґрунтуйте, чому неметали в реакціях з металами виявляють окисні властивості.
4. Обчисліть, яку масу міді можна відновити вуглецем (коксом) з купрум(І) оксиду кількістю речовини 8 моль.
5. Обчисліть, чи вистачить 112 л водню (н. у.) для відновлення цинку із цинк оксиду масою 225 г.

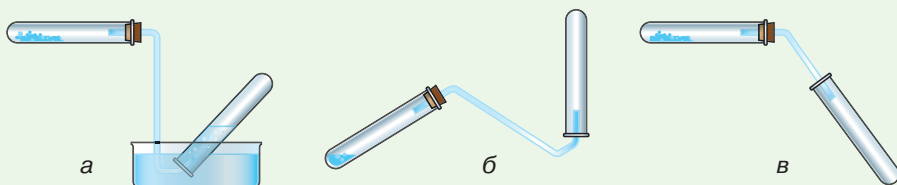


Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном. Особливості водних розчинів цих сполук, їх застосування





Інформаційна довідка


-  Серед газоподібних речовин трапляються як добре розчинні у воді, так і погано розчинні. Гази, що погано розчиняються у воді, можна збирати способом витіснення води (мал. 37, а).
-  Добре розчинні у воді газу збирають лише способом витіснення повітря. Якщо газ легший за повітря, то посудину-приймач (пробірку, колбу) тримають догори дном (мал. 37, б), якщо важчий — навпаки (мал. 37, в).



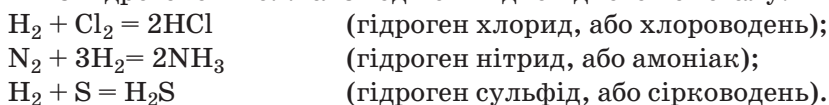
Мал. 37 Збирання газу: а — способом витіснення води; б — способом витіснення повітря легшим газом; в — способом витіснення повітря важчим газом

-  Молярна маса повітря дорівнює 29 г/моль. Тобто, повітря об'ємом 22,4 л за нормальних умов має масу 29 г.
-  Відносну густина газоподібних речовин за повітрям обчислюють за формулою

$$D_{\text{пов}} = \frac{M_{\text{газу}}}{29}$$

-  Катіон амонію — це однозарядний позитивний йон NH_4^+ , що утворюється внаслідок приєднання катіона Гідрогена до молекули амоніаку.

Як було з'ясовано в попередньому параграфі, неметали вступають у реакцію сполучення з воднем й утворюють леткі сполуки (вони ще мають назву **леткі сполуки з Гідрогеном**). Добути сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном можна із водню й відповідного неметалу:



Загальноприйнято, що у формулі бінарної сполуки першим записують символ елемента з позитивним ступенем окиснення. Проте сполуку Нітрогену з Гідрогеном традиційно продовжують записувати NH_3 , хоча електронегативність Нітрогену значно більша за електронегативність Гідрогену.



Пригадайте з органічної хімії, що метан (летка сполука Карбону з Гідрогеном) погано розчиняється у воді. Тому на болотах можна спостерігати бульбашки метану, що утворюється під водою з решток організмів унаслідок їх гниття без доступу кисню.

Леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном мають різну розчинність у воді.

Метан CH_4 , силан SiH_4 погано розчиняються у воді.

Розчини добре розчинних у воді сполук неметалічних елементів з Гідрогеном виявляють властивості кислот або лугів. Зокрема, розчини гід-

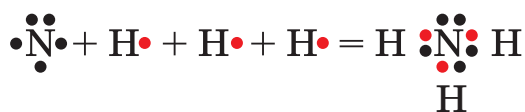
роген хлориду й гідроген сульфїду — кислоти, розчин гідроген нітриду (амонїаку) — луг.

Особливості розчинення у воді гідроген хлориду й амонїаку. На підставі електронної будови атомів Хлору й Нітрогену, розглянемо електронні та структурні формули продуктів їхньої взаємодії з Гідрогеном.

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, і зовнішній енергетичний рівень кожного з атомів стає завершеним:



Вид хімічного зв'язку в обох сполуках — ковалентний полярний. Спільні електронні пари зміщені в бік більш електронегативних атомів Хлору та Нітрогену.

Бінарні сполуки Гідрогену з неметалічними елементами утворені ковалентними полярними зв'язками.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГІДРОГЕН ХЛОРИДУ. Гідрогенхлорид 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. Гідроген хлорид добре розчиняється у воді (за температури 20°C приблизно 500 л гідроген хлориду розчиняється в 1 л води).

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМОНІАКУ. Амоніак NH_3 — газ без кольору, з різким запахом, токсичний. Вдихання його в малих дозах допомагає вивести людину зі стану непритомності. У дозах, що перевищують гранично допустимі (у повітрі $0,04 \text{ мг/м}^3$), спричинює ураження очей і набряк легень, ушкоджує нервову систему. Це газоподібна речовина з найбільшою серед відомих газів розчинністю у воді (за температури 20°C близько 700 л амоніаку розчиняється в 1 л води). Відомий у медичній практиці нашатирний спирт (мал. 38) є водним розчином амоніаку з масовою часткою розчиненої речовини 10% .



Мал. 38

Розчин амоніаку
(нашатирний спирт)

ОСОБЛИВОСТІ ВОДНОГО РОЗЧИНУ ГІДРОГЕН ХЛОРИДУ. Порівнявши розчинність у воді амоніаку й гідроген хлориду, з якого виготовляють хлоридну кислоту, робимо висновок, що обидві сполуки добре розчинні у воді, проте утворені розчини мають різне середовище. Пояснюється це відмінностями в наслідках розчинення амоніаку NH_3 та гідроген хлориду 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 з ковалентним полярним зв'язком), утворені катіони H^+ та Cl^- переходять у розчин, де катіон Гідрогену приєднується до молекули води:



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

Як бачимо, хлоридна кислота є водним розчином гідроген хлориду. Вам відомо, що вона виявляє всі загальні властивості кислот, зокрема, діє на індикатори: універсальний індикаторний папірець, лакмус, метиловий оранжевий у ній набувають червоного кольору.

Тобто електролітична дисоціація гідроген хлориду відбувається з утворенням Гідроген-катіонів.

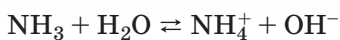
ОСОБЛИВОСТІ ВОДНОГО РОЗЧИНУ АМОНІАКУ. Дізнатися, що собою являє розчин амоніаку, можна дослідним шляхом. До отвору наповненої амоніаком пробірки підносять спершу сухий, потім — зволожений лакмусовий папірець. Сухий залишається без змін, а зволожений одразу набуває синього кольору. Тобто виявляє лужне середовище.

З'ясуємо, звідки у розчині амоніаку виникло лужне середовище, розглянувши фізико-хімічну суть розчинення амоніаку у воді.

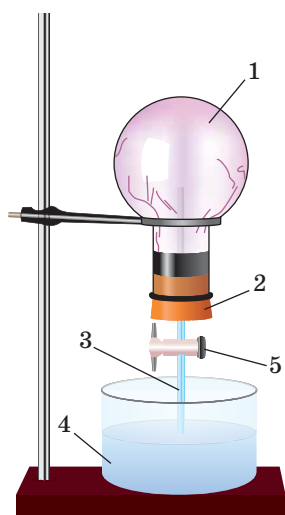
Хоча вода й належить до слабких електролітів, окремі її молекули дисоціюють на Гідроген-катіон H^+ і гідроксид-аніон OH^- :



У процесі розчинення амоніаку у воді Гідроген-катіон приєднується до атома Нітрогену за рахунок наявності в нього вільної пари електронів, утворюючи позитивно заряджений **амоній-катіон** NH_4^+ (у разі потреби повторіть тему 2).



Таким чином між катіоном Гідрогену й амоніаком утворюється ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, а в розчині накопичуються вільні гідроксид-аніони. За складом амоній гідроксид — основа, яка за здатністю розчинятися у воді належить до лугів і є слабким електролітом.



Мал. 39

Розчинення амоніаку у воді («фонтан»)

Водний розчин амоніаку має лужне середовище, зумовлене дисоціацією утворюваного амоній гідроксиду.

АМОНІЙ ГІДРОКСИД NH_4OH — незвична основа.

По-перше, у нього відсутній катіон металічного елемента, натомість до його складу увійшли п'ять атомів двох неметалічних елементів. По-друге, він існує лише в розчині. По-третє, належить до слабких електролітів, оскільки самочинно 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 малюнку 39. Наповнену амоніаком колбу 1 закриємо пробкою 2 зі скляною трубкою 3, кінець якої вставлений 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. До того ж фонтан набуває малинового забарвлення.



Дайте самостійне пояснення малинового кольору фонтана.

Працюйте групами

Завдання 1. Математичними обчисленнями доведіть, що збирати амоніак необхідно в пробірку, розташовану догори дном.

Завдання 2. 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.

Завдання 3. Обчисліть відносну густину гідроген хлориду за повітрям. Як правильно зібрати цей газ у пробірку?

Завдання 4. З параграфа ви дізнались, якою є розчинність амоніаку у воді.

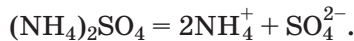
Обчисліть масову частку цієї речовини у розчині, виготовленому розчиненням в 1 л води 700 л амоніаку (н. у.), якщо густину розчину вважати рівною 1 г/мл.

ПОНЯТТЯ ПРО СОЛІ АМОНІЮ. Взаємодія амоніаку з водою — не єдиний спосіб утворення йона амонію. У цьому переконає такий дослід. Одну чисто вимиту колбу ополіскують концентрованим розчином амоніаку, іншу — концентрованою хлоридною кислотою (мал. 10, а; с. 34). З'єднують отвори колб, як показано на малюнку 10, б, що на с. 34. Біля отворів колб з'являється і поширюється «білий дим» — такий вигляд мають дрібні кристалики амоній хлориду — продукту реакції сполучення амоніаку з гідроген хлоридом.



Одновалентний катіон амонію NH_4^+ може утворювати солі, що дістали назву *солей амонію*. Назва цих солей складається зі слова «амоній» і назви кислотного залишку в називному відмінку, звідки, NH_4Cl — амоній хлорид, NH_4NO_3 — амоній нітрат, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — амоній сульфат.

Солі амонію — кристалічні, добре розчинні у воді сполуки. Майже всі солі амонію є сильними електролітами, що у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіонів амонію й аніонів відповідних кислотних залишків:

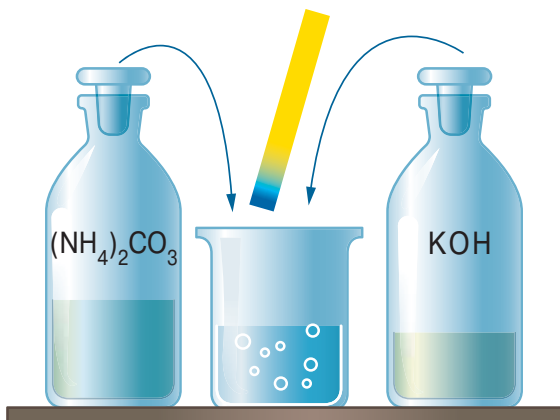


ЯКІСНА РЕАКЦІЯ З ВИЗНАЧЕННЯ В РОЗЧИНАХ ЙОНІВ АМОНІЮ. Достатньо за звичайних умов до розчину солі амонію додати розчин лугу, як відразу з'явиться запах амоніаку. Орган чуття людини (ніс) дуже чутливий до нього й відразу виявить утворення амоніаку.

Не варто покладатись на нюх, достатньо над стаканом, у якому відбувається взаємодія солі амонію з лугом, потримати вологий лакмусовий папірець (мал. 40).



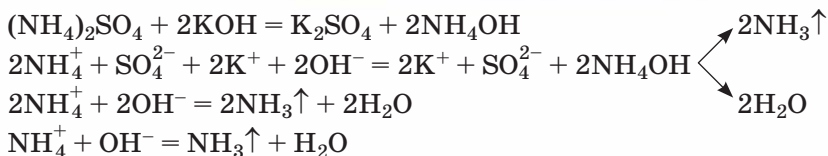
Пригадайте правила безпеки щодо того, як правильно нюхати речовини.



Мал. 40

Якісна реакція на солі амонію

Розглянемо хімічні процеси, щоб зрозуміти, звідки з'явився амоніак.



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

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 3

Виявлення в розчині катіонів амонію

Вам знадобляться: пробірки, штатив для пробірок, сіль амонію, вода, лакмусовий папірець.

Хід виконання досліду

1. Налийте в пробірку 1 мл розчину амоній хлориду.
2. Додайте до нього 1 мл розчину натрій гідроксиду.
3. До отвору пробірки піднесіть зволожений індикаторний папірець. Що спостерігаєте?
4. Поясніть результат спостереження, запишіть у робочий зошит молекулярне та йонні рівняння проведеної реакції. Чи підтвердились ваші знання про якісну реакцію на амоній-катиони?

Застосовуємо

1. Складіть формули сполук неметалічних елементів, утворених атомами: а) Карбону й Гідрогену; б) Йоду й Гідрогену. Складіть рівняння їх одержання з простих речовин, розгляньте окисно-відновні процеси.
2. Порівняйте будову молекул і хімічні властивості гідроген хлориду й амоніаку.
3. Обчисліть об'єм (н. у.), який займає амоніак масою 6,8 г, і кількість атомів і молекул у цій порції.
4. Де більше молекул: у порції гідроген хлориду масою 73 г чи в порції амоніаку кількістю речовини 2 моль?
5. Складіть план проведення уявного експерименту з розпізнавання розчинів амоній нітрату і гідроген хлориду.
6. Обчисліть відносний вихід амоніаку в реакції амоній карбонату з калій гідроксидом, якщо маса солі дорівнюватиме 6 г, а об'єм амоніаку — 2,24 л (н. у.).
- 7*. Який об'єм амоніаку синтезували з азоту та водню, якщо утворена суміш газоподібних речовин має на 10 л менший об'єм, ніж початкова? Усі виміри зроблено за однакових умов.
- 8*. Обчисліть масову частку гідроген хлориду у хлоридній кислоті, одержаній розчиненням 500 л гідроген хлориду в 1 л води (н.у.). Висловіть припущення щодо ймовірності існування хлоридної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 80 %.

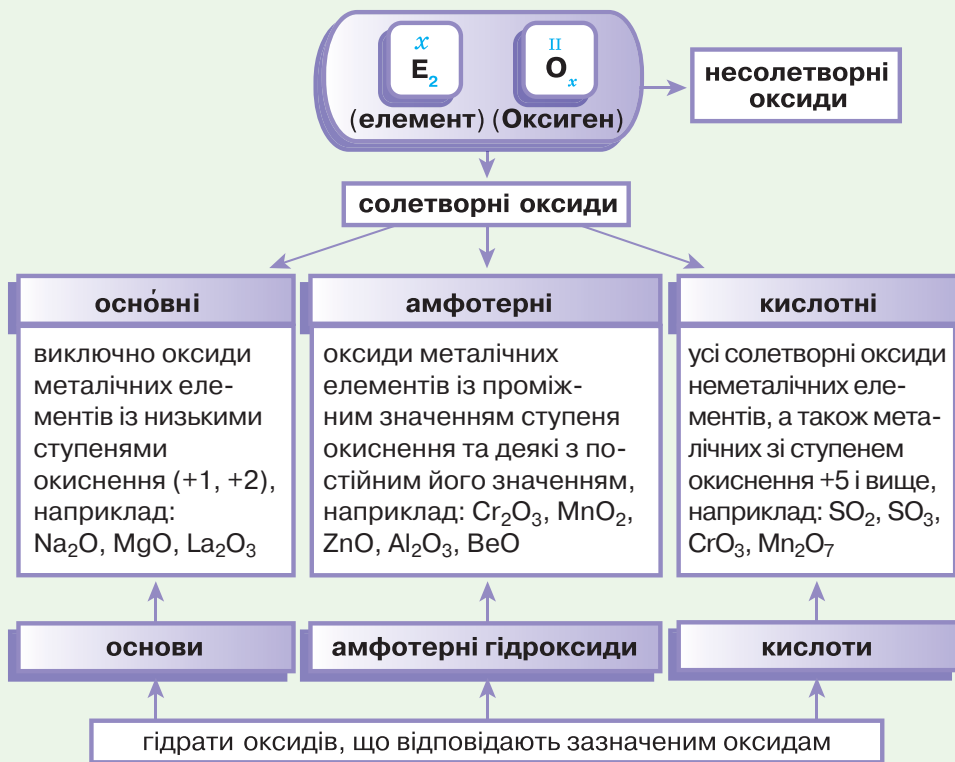
§ 19.

Оксиди неметалічних елементів, їх уміст в атмосфері



Інформаційна довідка

- Оксиди — бінарні сполуки будь-якого елемента з Окисеном, ступінь окиснення якого –2.
- Розрізняють несолетворні й солетворні оксиди. До несолетворних належать CO, NO, SiO, N₂O та деякі інші.
- За хімічними властивостями оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні.



- Найактивніші неметалічні елементи й Гідроген утворюють із киснем також пероксиди (Na₂O₂, K₂O₂, BaO₂, H₂O₂ та інші).

ХАРАКТЕРИСТИКА ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Працюйте групами

Завдання 1. Повторіть хімічні властивості оксидів, скориставшись таблицею 7 на с. 100.

Таблиця 7

Хімічні властивості оксидів		
Основні оксиди	Амфотерні оксиди	Кислотні оксиди
1. Взаємодія з водою		
Утворюють луги (не всі)	—	Утворюють кислоти
2. Взаємодія з кислотами		
Утворюють сіль і воду	Утворюють сіль і воду	—
3. Взаємодія з лугами		
—	Утворюють сіль і воду	Утворюють сіль і воду
4. Взаємодія з оксидом іншої групи		
Утворюють сіль	Утворюють сіль	Утворюють сіль

Завдання 2. Використовуючи формули оксидів, що наведені у схемі «Інформаційної довідки» на с. 99, проілюструйте хімічні властивості кожної розглянутої групи оксидів прикладами рівнянь реакцій.

Завдання 3. Порівняйте хімічні властивості оксидів металічних і неметалічних елементів. Що в них спільного і відмінного?

Завдання 4. Зробіть висновок про хімічну активність солетворних оксидів неметалічних елементів.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Серед солетворних оксидів неметалічних елементів за звичайних умов трапляються речовини різного агрегатного стану, кольору, запаху, з різною розчинністю у воді й густиною за повітрям.

Працюйте групами

Скористайтесь доступними для вас джерелами інформації й заповніть пусті клітинки таблиці 8, відтворивши її попередньо в робочому зошиті.

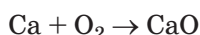
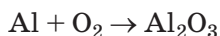
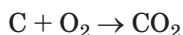
Таблиця 8

Назва	Формула	Агрегатний стан	Колір	Запах	Розчинність у воді	Густина за повітрям (для газоподібних)
Карбон(IV) оксид						
Сульфур(IV) оксид						
Сульфур(VI) оксид						
Нітроген(IV) оксид						
Фосфор(V) оксид						
Силіцій(IV) оксид						

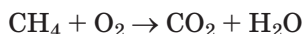
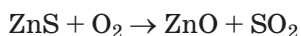
ОДЕРЖАННЯ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ І МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Про утворення гідроген оксиду (вода), карбон(IV) оксиду (вуглекислий газ), силіцій(IV) оксиду (кварцовий пісок), оксидів Феруму та деяких інших, подбала природа.

Відомо три способи одержання оксидів.

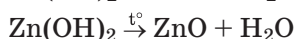
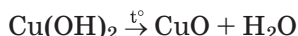
1-й спосіб — окиснення відповідних простих речовин киснем.



2-й спосіб — окиснення бінарних сполук киснем.



3-й спосіб — термічний розклад деяких речовин (нерозчинних у воді карбонатів, нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів).

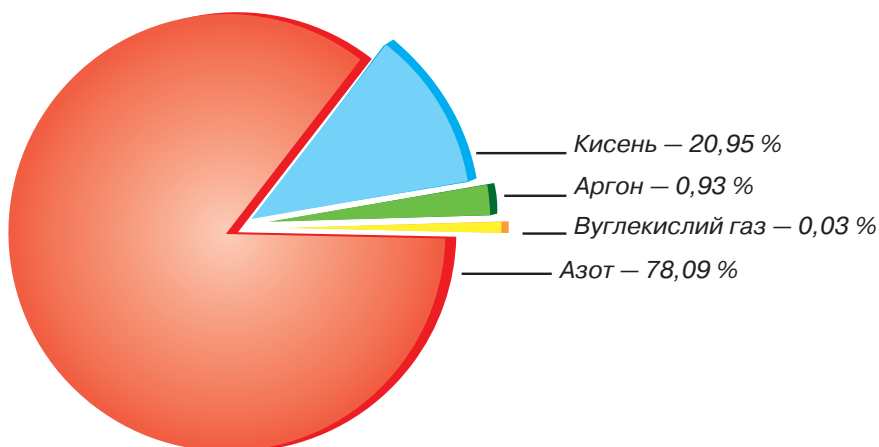


Працюйте групами

Завдання 1. До наведених схем реакцій складіть молекулярні рівняння.

Завдання 2. Які з них належать до окисно-відновних?

АНТРОПОГЕННІ Й ПРИРОДНІ ПРИЧИНИ ПОЯВИ В АТМОСФЕРІ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Вам відомі об'ємні частки газів у повітрі. Пригадати їх допоможе діаграма (мал. 41).

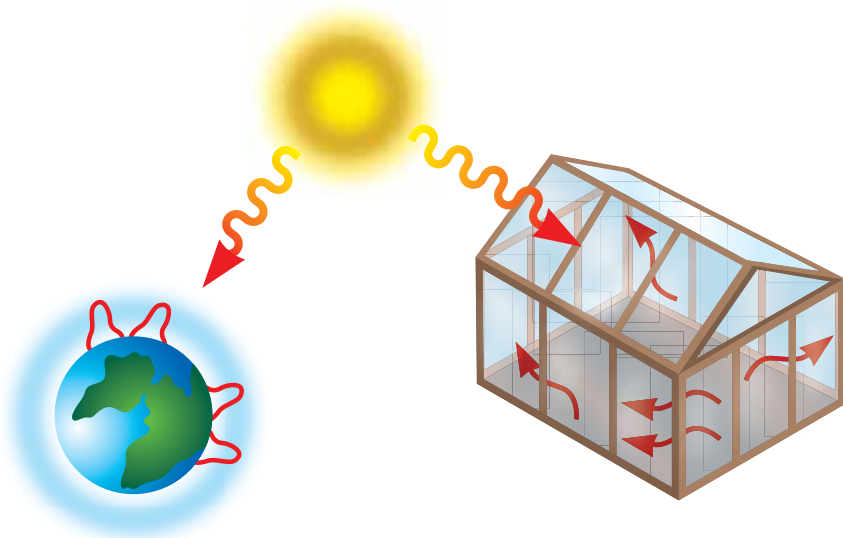


Мал. 41 Діаграма складу повітря

Нині, в умовах стрімкої урбанізації, уміст в атмосфері вуглекислого газу і води збільшується через антропогенні чинники (спалювання паль-

ного у двигунах транспортних засобів, на теплових електростанціях, заводах тощо).

Окрім водяної пари й вуглекислого газу, в атмосферу потрапляють сотні тисяч тонн інших речовин, зокрема й оксидів. Тобто до природних джерел надходження в атмосферу оксидів неметалічних елементів додаються антропогенні. Це створює загрозу природі через виникнення парникового ефекту й кислотних дощів.



Мал. 42 Парниковий ефект

Парниковий ефект — явище в атмосфері Землі, зумовлене тим, що молекули наявних у ній газів перешкоджають сонячним променям, що відбилися від поверхні Землі, повертатись у Космос (мал. 42). Цим самим підтримується рівновага між теплом Сонця, яке досягає поверхні Землі, і тепловим випромінюванням земної поверхні. За оцінкою вчених, без парникового ефекту температура Землі була б на 25–30 °С нижчою, аніж є насправді.

Наявні в повітрі водяна пара, вуглекислий газ, озон, метан впливають на цю рівновагу. Вони функціонують як скло в теплицях, що дає змогу сонячним променям потрапляти в неї й затримує інфрачервоні промені, забезпечуючи сприятливу для росту рослин температуру. За таку дію вони дістали назву «парникові гази».

Основними парниковими газами в атмосфері Землі є водяна пара (H_2O), вуглекислий газ (CO_2), озон (O_3), нітроген(I) оксид (N_2O), метан (CH_4).

Помірний парниковий ефект створює сприятливі температурні умови для життя на нашій планеті, не допускає її переохолодження. Збільшуючи

викиди парникових газів в атмосферу (робота транспорту, спалювання палива у великій кількості, виробництво електроенергії тощо), вирубування лісів, люди порушують тепловий баланс, що встановився впродовж віків. Лісові пожежі й виверження вулканів теж призводять до збільшення кількості вуглекислого газу в атмосфері. Зі збільшенням концентрації парникових газів посилюється парниковий ефект і підвищується температура на нашій планеті. Потепління загрожує таненням льодовиків і снігів у зоні вічної мерзлоти, що в подальшому може спричинити небажане підняття рівня води у Світовому океані.

ШЛЯХИ ВИРІШЕННЯ ПРОБЛЕМИ ПАРНИКОВОГО ЕФЕКТУ. Цю проблему можна розв'язати завдяки зменшенню викидів парникових газів в атмосферу і збільшенню кількості поглиначів вуглекислого газу — зелених рослин.

Знаємо, розуміємо

1. Які існують природні причини появи в атмосфері оксидів неметалічних елементів?
2. Назвіть відомі антропогенні причини появи в атмосфері оксидів неметалічних елементів.
3. Який склад повітря? Яких речовин у ньому найбільше?
4. У чому полягає суть парникового ефекту?

Застосовуємо

1. Спрогнозуйте: а) наслідки для Землі відсутності парникового ефекту; б) суттєве збільшення в атмосфері Землі парникових газів.
2. Складіть рівняння можливих хімічних реакцій.
$$\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$$
$$\text{H}_2\text{O} + \text{ZnO} \rightarrow$$
$$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow$$
$$\text{CaO} + \text{BaO} \rightarrow$$
$$\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow$$
3. Наведіть власні приклади рівнянь реакцій добування оксидів різними способами.
4. Обчисліть, чи вистачить кисню об'ємом 140 л (н. у.) для добування алюміній оксиду кількістю речовини 2 моль.
5. Визначте масу магній карбонату, яку необхідно розкласти, щоб утвореного вуглекислого газу (н. у.) вистачило для взаємодії з кальцій гідроксидом масою 3,7 г.

Працюємо з медійними джерелами

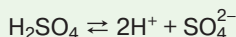
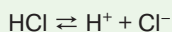
Підготуйте й оприлюдніть на уроці проект на тему «Способи захисту Землі від негативного впливу парникового ефекту».

§ 20.

Кислоти, властивості і добування. Кислотні дощі

Інформаційна довідка

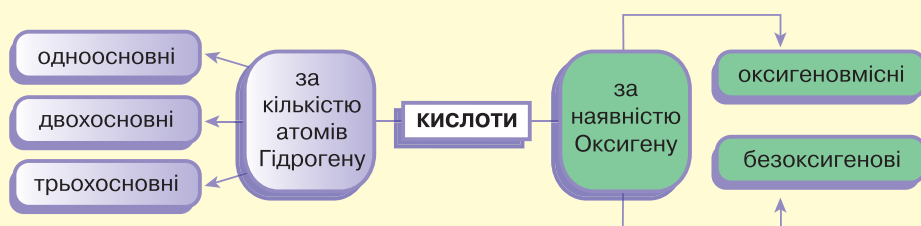
Кислоти — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку:



Загальна формула речовин цього класу:



Існує кілька класифікацій кислот:



Водневий показник (рН) використовують для характеристики середовища розчинів.

Шкала значень рН розчинів: в інтервалі від 0 до 7 — кислотне середовище; 7 — нейтральне; від 8 до 14 — лужне.

Що меншим є значення рН, то вищою буде кислотність.

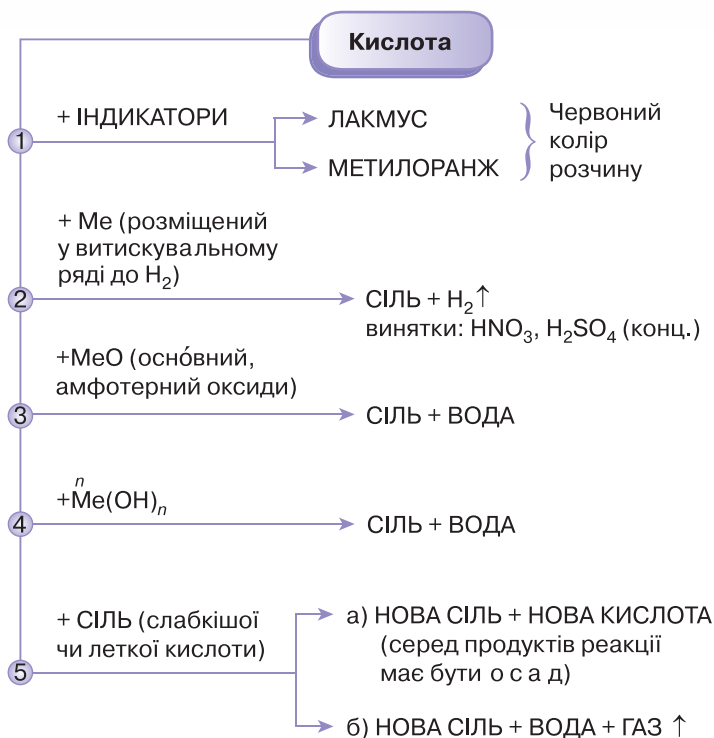


Крім неорганічних, існують органічні (карбонові кислоти). Пригадайте з 10 класу, що ви знаєте про них, наведіть приклади.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ. Катіони Гідрогену зумовлюють загальні хімічні властивості кислот, кислотні залишки — специфічні.

Про специфічні властивості деяких кислот ви дізналися в попередніх класах. Так специфічною властивістю сульфатної кислоти, а точніше сульфат-аніона, є утворення нерозчинної солі барій сульфату (білого осаду) з катіонами Барію Ba^{2+} . Оскільки зазначені аніони входять до складу сульфатів, то всі розчинні сульфати аналогічно кислоті взаємодіють з електролітами, що містять катіони Барію Ba^{2+} . Специфічна властивість хлоридної кислоти полягає в утворенні білого сирнистого нерозчинного осаду аргентум(I) хлориду з катіонами Аргентуму Ag^+ . Усі розчинні хлориди взаємодіють з розчином, що містить катіони Аргентуму Ag^+ .

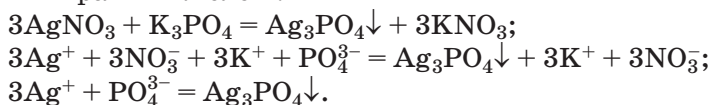
Завдання 1. Актуалізуйте знання про властивості кислот, скориставшись матеріалом схеми (мал. 43).



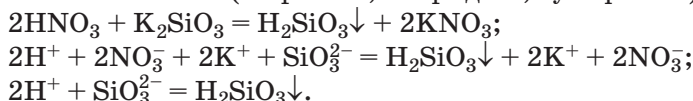
Мал. 43 Схема хімічних властивостей кислот

Завдання 2. Проілюструйте схему прикладами рівнянь реакцій.

Особлива властивість ортофосфатної кислоти й ортофосфатів полягає в утворенні під час реакцій йонного обміну жовтого осаду аргентум(I) ортофосфату Ag₃PO₄, що не розчиняється у воді, але розчинний у концентрованій нітратній кислоті:



Силікатна кислота нерозчинна у воді. Розчинними є силікати лужних елементів та амонію. У них силікат-аніони SiO₃²⁻ можна виявити за допомогою сильної кислоти (нітратної, хлоридної, сульфатної):



Узагальнимо відомості про хімічні властивості вивчених неорганічних кислот, щоб було зручно користуватись інформацією під час проведення якісних реакцій й визначення йонів у розчинах (табл. 9 на с. 106).

Таблиця 9

Катіон	Аніон	Продукт
Ba^{2+} $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2	SO_4^{2-} сульфатна кислота, сульфати	$\text{BaSO}_4 \downarrow$ білий осад
Ag^+ AgNO_3	Cl^- хлоридна кислота, хлориди	$\text{AgCl} \downarrow$ сирнистий білий осад
Ag^+ AgNO_3	PO_4^{3-} ортофосфатна кислота, ортофосфати	$\text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ жовтий осад
H^+ HNO_3 , HCl , H_2SO_4	SiO_3^{2-} силікати	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ безбарвний драглистий осад

ПОНЯТТЯ ПРО КИСЛОТНІ ДОЩІ ТА ПРИЧИНИ ЇХ ВИНИКНЕННЯ.

Чи доводилося вам спостерігати, як після довгоочікуваного літнього дощу рослини, замість того, щоб рости й плодоносити, жовкнуть, в'януть і навіть гинуть (досить часто це трапляється з огірками)? З великою ймовірністю можна стверджувати, що дощ був не звичайний, а *кислотний*, саме він і завдав шкоди рослинам. Кислотні дощі пошкоджують листки, руйнують їхні захисні воскові покриви, через що ті стають легкопроникними для комах, шкідливих грибів і мікроорганізмів. *Змінюється обмін речовин у клітинах рослин, що сповільнює їх ріст і розвиток, знижуються врожайі.* Під дією кислотних опадів істотно прискорюється корозія металів, порушується цілісність лакофарбових покриттів і скла, руйнуються будівлі й пам'ятники архітектури. Окрім рослин, кислотні дощі завдають шкоди тваринам, водоймам і водоростям, збільшують кислотність ґрунтів, погіршуючи їх родючість. Унаслідок контактування з кислотними дощами у людей підвищується ризик захворювання на астму, алергію, онкологічні захворювання.

Кислотні дощі — це всі види опадів (дощ, сніг, град, туман), кислотність яких нижча за 5,5. Хімічний аналіз кислотних дощів показує наявність у них сульфитної, сульфатної, нітритної, нітратної кислот. Поява цих речовин в опадах — наслідок забруднення атмосфери оксидами Сульфуру та Нітрогену.

Оксиди Сульфуру й Нітрогену потрапляють в атмосферу під час переробки нафти, спалювання викопного палива (телові електростанції) і вуглеводневого пального у двигунах внутрішнього згорання (автомобільний транспорт, літаки), а також разом з викидними газами металургійних і хімічних підприємств. Усе це — джерела кислотних дощів антропогенного походження.

Природними джерелами надходження сульфур(IV) оксиду в атмосферу є виверження вулканів. Природні надходження в атмосферу оксидів

Нітрогену відбуваються під час електричних розрядів (блискавок) за схемою:



Складіть рівняння за даною схемою.

ҐРУНТИ Й КИСЛОТНІ ДОЩІ. Ґрунти теж потерпають від кислотних дощів: знижується родючість ґрунту, змінюється склад ґрунтових мікроорганізмів, погіршується доступність поживних речовин для рослин.

Кислотність ґрунтів — властивість, зумовлена наявністю в ґрунтового розчині катіонів Гідрогену H^+ . Кислотні ґрунти — це ґрунти, рН яких менше від 7, нейтральні — близько 7, а лужні — понад 7.

Як вам відомо, для визначення точного показника кислотності використовують рН-метри, а також спеціальні електронні прилади. Доступним для вас є спосіб визначення кислотності за допомогою універсального індикаторного папірця. Порівнюючи його колір у досліджуваному середовищі зі шкалою (мал. 44 на с. 108), з'ясовують, кислотним, лужним чи нейтральним воно є.

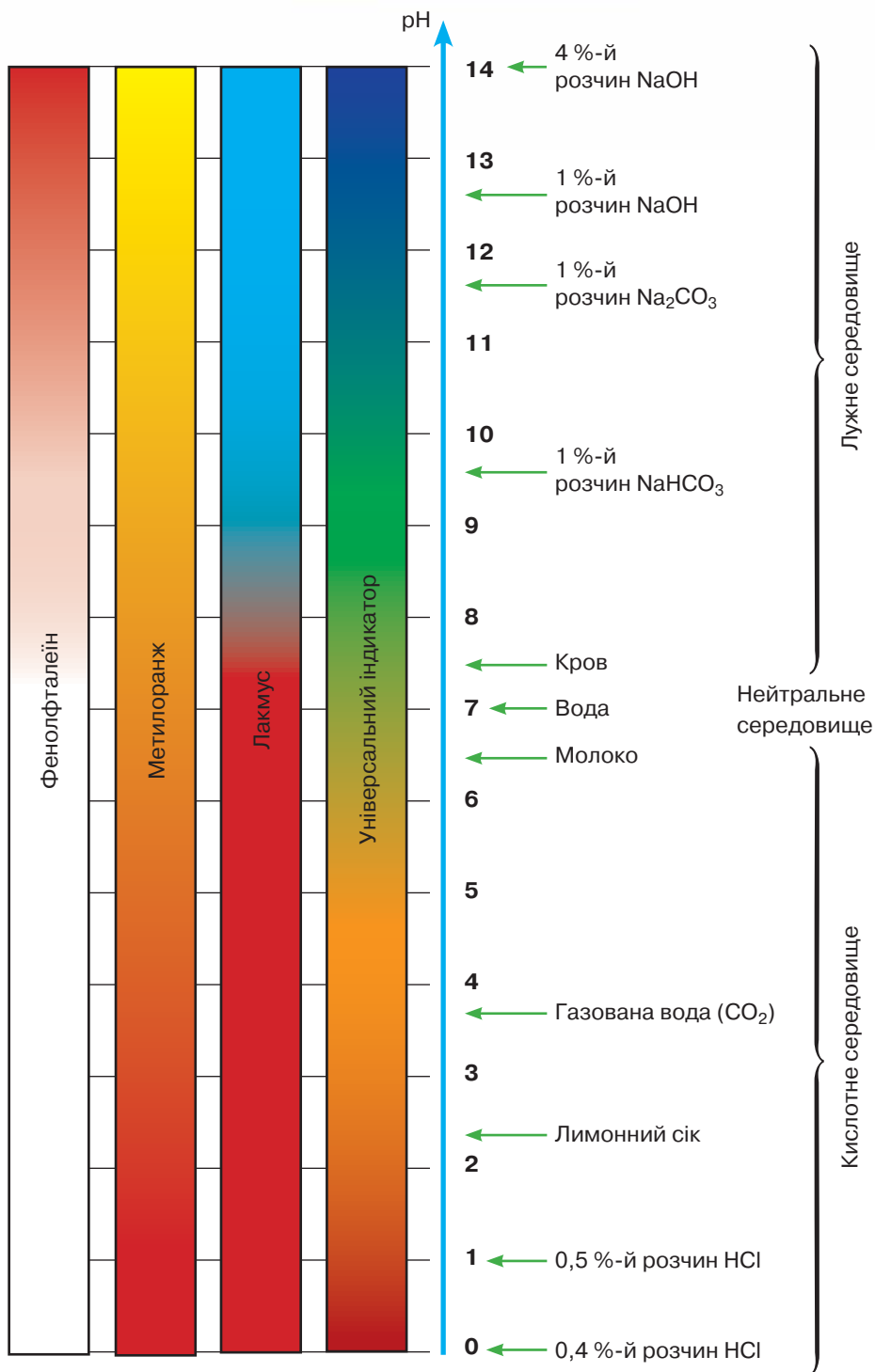
Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Удома кожен з вас може виготовити індикаторний папір із соку червоно-голової капусти чи соку смородини. Зверніться до Інтернету за інформацією, як виготовити такий папір, і випробуйте його на розчинах лимонної кислоти, оцту, мила, прального порошку, а також дощовій чи сніговій воді. Розташуйте випробувані вами розчини за збільшенням водневого показника. Зробіть **ВИСНОВОК**, як змінюється кислотність ґрунту навколо місця миття машини мийними засобами в домашніх умовах.

ЯК ВИНИКАЮТЬ КИСЛОТНІ ОПАДИ? Кислотний дощ утворюється в атмосфері в результаті реакції між водяною паром і такими забруднювальними речовинами, як сульфур(IV) оксид SO_2 , сульфур(VI) оксид SO_3 , нітроген(IV) оксид NO_2 . Це кислотні оксиди, тому продуктами реакцій з водою є сульфатна, сульфітна, нітратна, нітритна кислоти.

Хімізм розглянутих процесів передають такі рівняння реакцій:

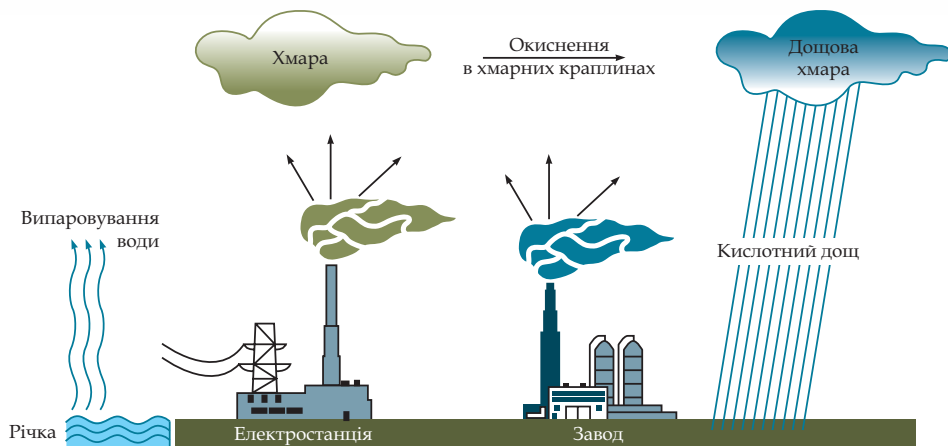
- 1) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_3$ (сульфітна кислота),
 $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (сульфатна кислота);
- 2) у результаті фотохімічного окиснення сульфур(IV) оксид зазнає перетворення за схемою $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$:
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$;
- 3) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$ (сульфатна кислота);
- 4) несолетворний нітроген(II) оксид у повітрі легко окиснюється до нітроген(IV) оксиду, який є кислотним оксидом двох кислот:
 $\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$.
нітритна нітратна
кислота кислота



Мал. 44

Забарвлення індикаторів у рідинах з різним значенням рН

Утворені кислоти в аерозольному вигляді перебувають у хмарах, а разом з опадами потрапляють на землю (мал. 45). Аерозолі сульфитної й сульфатної кислот складають близько 2/3 кислотних опадів, 1/3 — це аерозолі нітритної й нітратної кислот.



Мал. 45 Схема утворення кислотних дощів

Дождова вода, що утворюється в результаті конденсації водяної пари, повинна мати нейтральну реакцію середовища, тобто $\text{pH} = 7$. Проте до складу повітря входить вуглекислий газ (об'ємний вміст близько 0,03 %) і дождова вода, яка розчиняє його з утворенням карбонатної кислоти, ледь підкислюється. Тому pH дождової води дещо нижче цього показника.

Сторінка ерудита



Останнім часом до розглянутих чинників кислотних дощів додається ще й хлоридна кислота. Вона утворюється з хлору, що потрапляє в атмосферу з викидними газами підприємств або внаслідок аварій: взаємодіє з метаном (він надходить у повітря над рисовими полями, а також у результаті танення гідрату метану у вічній мерзлоті через потепління клімату).

До фізико-хімічних методів очищення газових викидів належать *абсорбція* й *адсорбція*. **Абсорбція** — це процес поглинання газів або парів рідиною з утворенням розчину. Апарати для такого очищення називають абсорберами. У них очищений газ і абсорбувальна рідина рухаються назустріч одне одному. Абсорбцію застосовують для очищення повітря і викидних газів, що містять токсичні забруднення — кислотні тумани, ціанідну чи етанову кислоти, сірчистий газ, оксиди Нітрогену, різні розчинники тощо. Як поглинач використовують суспензії, що містять оксиди Магнію і Кальцію або вапняк. Ефективність очищення становить 90–95 %. Шлами після очищення можуть використовуватися для подальшого перероблення. Недоліком цих апаратів є ускладнення процесу видалення шламів у разі утворення важкорозчинних речовин.

Адсорбційний метод очищення газів — це сорбція газоподібних речовин на поверхні або в об'ємі мікропор твердого тіла. Тверду речовину, на поверхні або в об'ємі пор якої відбувається концентрування очищуваних речовин, називають адсорбентом. Поглинені забруднювальні речовини, що перебувають у газовій

або рідкій фазі, називають адсорбтивом, а після переходу в адсорбований стан — адсорбатом. Найчастіше як адсорбент використовують активоване вугілля, силікагель та глини, що мають пористу поверхню. Один грам активованого вугілля має поверхню близько 5 км^2 . Вилучені з очищуваних газів речовини (адсорбтиви), які в подальшому видаляють шляхом десорбції, можуть бути використані для тих або інших цілей. Цей процес називають регенерацією адсорбенту і здійснюють здебільшого нагріванням перегрітою парою.

ШЛЯХИ ВИРІШЕННЯ ПРОБЛЕМИ КИСЛОТНИХ ДОЩІВ. Щоб запобігти кислотним дощам, необхідно скорочувати викиди кислотоутворювальних речовин в атмосферу: установлювати пиловловлювачі й фільтри для очищення газоподібних викидів, викликаних антропогенними чинниками; користуватись високоякісним паливом для автомобілів, застосовувати альтернативні джерела енергії, упроваджувати безвідходні технології, застосовувати фізико-хімічні і хімічні методи очищення викидів в атмосферу, і в перспективі — створення екологічно безпечних виробництв.

Якщо концентрація оксидів-забруднювачів у повітрі збільшується, то кислотні дощі створюють реальну загрозу людині, рослинному й тваринному світу.

Дощова вода, що утворюється в результаті конденсації водяної пари, мала б нейтральне середовище. Проте і в дуже чистому повітрі завжди є вуглекислий газ, і водневий показник дощової води, у якій він розчиняється, дорівнює 5,6–5,7.

Очищення промислових викидів не тільки захищає атмосферу від забруднень, а й дає додаткову сировину підприємствам. Наприклад, уловлювання сірки з газових відходів металургійних комбінатів забезпечує санітарне очищення та здешевлює отримання додаткової кількості сульфатної кислоти.

У перспективі — створення екологічно безпечних виробництв, у цілому всі нові технології повинні впроваджуватися тільки після оцінки їх впливу на навколишнє середовище.

Поступовий перехід на екологічні електромобілі, більш широке використання електротранспорту (тролейбусів, трамваїв, метрополітену), також буде кроком на шляху до подолання проблеми виникнення кислотних дощів.

Проблема убезпечення Землі від кислотних дощів є інтернаціональною. Адже повітряні течії розносять кислотні хмари й тумани на тисячі кілометрів від місць їх виникнення. Тому всі люди повинні дбати про чистоту повітря.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть приклади класифікацій кислот з неорганічної й органічної хімії.
2. Поясніть суть кислотних дощів.
3. Назвіть антропогенні й природні причини появи в атмосфері оксидів неметалічних елементів.
4. Чим небезпечні кислотні дощі?

1. Із переліку наведених формул виберіть і класифікуйте формули кислот: NH_3 , HCl , H_2SO_4 , Na_2SO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , H_2S , HNO_3 , NO_2 .
2. Є речовини: літій оксид, нітратна кислота, купрум(II) гідроксид, ферум(II) оксид, кальцій гідроксид, сульфатна кислота, барій хлорид, цинк сульфат, карбон(IV) оксид. Які з цих речовин взаємодітимуть із хлоридною кислотою? Складіть рівняння можливих реакцій.
3. Підготуйте розповідь про способи вирішення проблеми кислотних дощів.

Працюємо з медійними джерелами

Створіть лепбук на тему «Джерела утворення кислотних дощів»



Особливості взаємодії нітратної і концентрованої сульфатної кислот з металами

Виконуючи досліди в шкільному кабінеті хімії, ви користуєтесь розбавленими розчинами кислот ($w < 30\%$). У вас була можливість переконатися, що розбавлені розчини нітратної й сульфатної кислот взаємодіють з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами та солями так само, як й інші кислоти. Проте взаємодія нітратної кислоти різних концентрацій і концентрованої сульфатної кислоти з металами відрізняється від загальних властивостей кислот. По-перше, вони взаємодіють як з металами, розташованими в ряді активності до водню, так і з деякими, розташованими після нього. По-друге, серед продуктів реакції немає водню. Про все це ви дізнаєтесь у цьому параграфі, але спершу ознайомтеся з фізичними властивостями нітратної й сульфатної кислот.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ Й СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТ.

Стойкою у зберіганні є концентрована нітратна кислота HNO_3 з масовою часткою розчиненої речовини 60–68%. *Нітратна кислота* — безбарвна рідина з різким характерним запахом. Перебуваючи під сонячними променями, набуває бурого кольору внаслідок розкладу з виділенням нітроген(IV) оксиду. У разі потрапляння на шкіру вона зумовлює опіки, утворення жовтих плям (пригадайте кольорові реакції на білки). Під час проведення реакцій з нітратною кислотою потрібно бути дуже обережними.

Безводна *сульфатна кислота* H_2SO_4 — важка оліїста рідина, безбарвна, без запаху. Ця дуже гігроскопічна речовина роз'їдає папір і тканини, спричинює опіки шкіри. Працювати із сульфатною кислотою будь-якої концентрації потрібно обережно. Ви вже знаєте, що внаслідок розчинення сульфатної кислоти у воді розчин нагрівається настільки, що може заки-



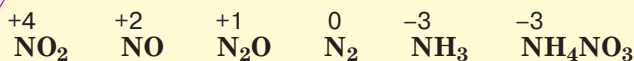
Пригадайте фізико-хімічну суть розчинення речовин у воді та поясніть причину розігрівання розчину сульфатної кислоти під час його приготування з кислоти і води.

піти. Це є дуже небезпечним. Тому під час виготовлення розчину для більш рівномірного змішування кислоти з водою її невеликими порціями ллють у воду, а не навпаки і весь час перемішують. Знайдіть пояснення цьому, порівнявши густину води й кислоти.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ. Нітратна кислота — сильний електроліт, у воді повністю дисоціює на йони, тому реакції з її участю в розчинах відбуваються швидко. Окрім цього, вона сильний окисник. У реакціях з металами її окиснювальна дія пов'язана зі зміною ступеня окиснення Нітрогену, водень не виділяється, а окиснюється з утворенням води.

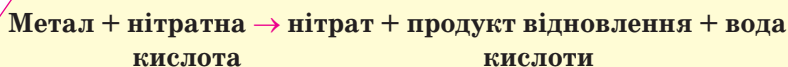
У кислоті Нітроген має максимальний ступінь окиснення, що дорівнює +5. У реакціях нітратної кислоти з металами атоми Нітрогену приєднують електрони, тобто виконують функцію окисника, а самі відновлюються. Величина ступеня окиснення Нітрогену у продукті реакції залежить від концентрації кислоти, активності металу, температури. Що менша концентрація кислоти і що активніший метал, то більше Нітроген відновлюється.

Під час взаємодії нітратної кислоти з металами серед продуктів реакції буде один із зазначених газоподібних нітрогеновмісних продуктів відновлення Нітрогену.



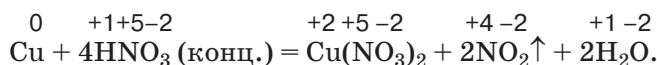
Крім нітрогеновмісного продукту відновлення нітратної кислоти утворюється сіль (нітрат) і вода.

Реагенти і продукти взаємодії нітратної кислоти з металами відображено на схемі.

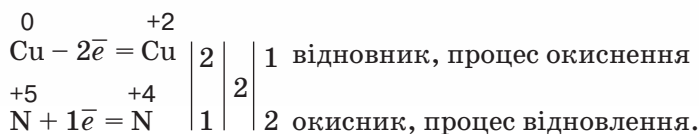


Концентрована нітратна кислота під час нагрівання взаємодіє з більшістю металів, крім найбільш хімічно інертних металів (їх ще називають металами платинової групи) — золота, платини, родію та деяких інших. На холоді частина металів, зокрема залізо, хром, алюміній, не взаємодіють з концентрованою нітратною кислотою, тому що на їхній поверхні утворюється захисна плівка з оксидів.

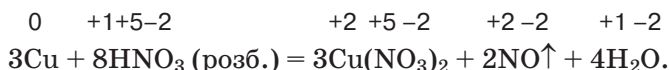
Малоактивні метали — мідь, срібло, ртуть, паладій та інші — взаємодіють з безводною і концентрованою нітратною кислотою з утворенням нітроген(IV) оксиду NO₂, наприклад:



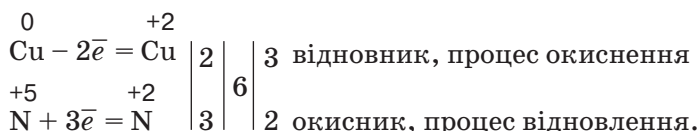
Електронний баланс цієї реакції такий:



Ці самі метали з розбавленою нітратною кислотою (реакцію прискорює нагрівання) утворюють нітроген(II) оксид NO:



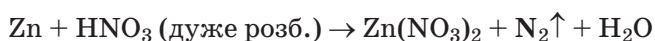
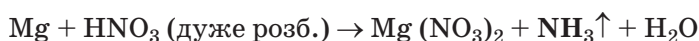
Напишемо електронний баланс цієї реакції й порівняємо його з попереднім:



Як бачимо, в обох випадках Нітроген, а отже і нітратна кислота, до складу якої він входить, є окисниками.

На відміну від малоактивних металів, хімічно активні метали, наприклад кальцій, залізо, цинк, реагують з утворенням різних нітрогеновмісних продуктів відновлення нітратної кислоти. Усе буде залежати від концентрації кислоти й температури.

Розглянемо приклади.



Примітка. Якщо кислота взаємодіє з металом, утворюючи амоніак, і взята з надлишком, то кінцевим продуктом реакції будуть вода і дві солі — нітрат металічного елемента й амоній нітрат:



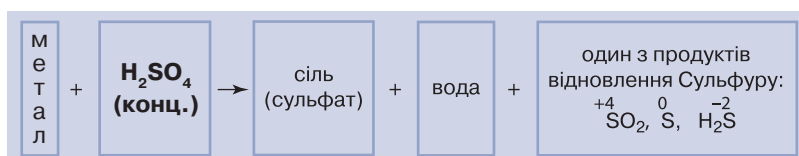
Працюйте зупини

До розглянутих прикладів доберіть коефіцієнти методом електронного балансу, укажіть процеси окиснення й відновлення.

Виділення в реакціях металів з нітратною кислотою різної концентрації не водню, а одного із продуктів відновлення Нітрогену, свідчить про особливі окиснювальні властивості цієї речовини.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КОНЦЕНТРОВАНОЇ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ. Розбавлена сульфатна кислота не взаємодіє з міддю, цим вона виявляє загальну властивість кислот відносно металів, що розташовані в ряді активності праворуч від водню. На відміну від розбавленої, концентрована сульфатна кислота є сильним окисником і взаємодіє з ними.

Унаслідок взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами утворюється сіль сульфатної кислоти (сульфат), вода й один із продуктів відновлення Сульфур(IV) оксидом.

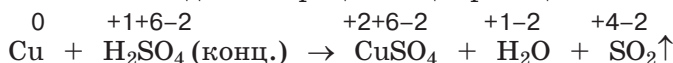


Мал. 46 Схема взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами

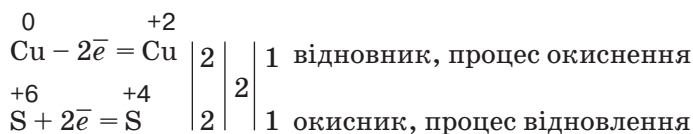
У взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з міддю переконає такий досвід. У концентровану сульфатну кислоту вносять мідні стружки. Через деякий час (реакцію можна прискорити нагріванням) розчин у пробірці набуває блакитного забарвлення, а простір над розчином заповнюється безбарвним газом сульфур(IV) оксидом.

Зверніть увагу: Через шкідливість сульфур(IV) оксиду цю реакцію проводять у витяжній шафі.

Розглянемо окисно-відновні процеси в цій реакції.



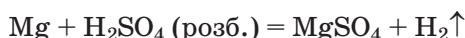
Відбулася зміна ступенів окиснення Купруму й Сульфур(IV) оксидом. На підставі цього напишемо електронний баланс, установеми коефіцієнти за кількістю відданих і приєднаних електронів, укажемо процеси окиснення і відновлення, окисника і відновника.



Взаємодія розбавленої сульфатної кислоти з металами, розташованими в ряді активності ліворуч від водню, теж є окисно-відновним процесом, проте в ньому відновлюється Гідроген, а не Сульфур, ступінь окиснення якого залишається без змін.



Складіть самостійно електронний баланс цієї реакції.



Нітратна кислота й концентрована сульфатна кислота — сильні окисники. Під час їхньої взаємодії з металами утворюється три продукти: сіль, вода й продукт відновлення кислоти.



Нітратна й сульфатна кислоти широко використовуються у промисловості, виробництві добрив, тканин тощо. В удосконалення технології їхнього виробництва зробили внесок вітчизняні вчені І. Є. Ададуrow і В. І. Атрощенко.



Іван Євграфович Ададуrow (1879–1938) — удосконалив технологію виробництва сульфатної та нітратної кислот, а також технологію приготування каталізаторів для процесів окиснення сульфур(IV) оксиду й амоніаку. За його участі з'явилися цехи контактного виробництва сульфатної кислоти, цинкових білил, натрій сульфату на Костянтинівському хімічному заводі. Багато зусиль учений доклав до підготовки висококваліфікованих фахівців для хімічної промисловості. У 1928–1933 рр. І. Є. Ададуrow завідував кафедрою основної хімічної технології Одеського хіміко-технологічного інституту. У 1933–1938 рр. працював завідувачем кафедри технології неорганічних речовин Харківського хіміко-технологічного інституту. Водночас він читав курс каталізу в Харківському університеті.



Василь Іванович Атрощенко (1906–1991) удосконалив технологію виробництва нітратної кислоти з азоту повітря, досліджував окиснення амоніаку контактним методом, що є однією зі стадій у виробництві нітратної кислоти, вивчав адсорбцію оксидів Нітрогену, конструював адсорбційні апарати.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте фізичні властивості нітратної та сульфатної кислот. Яких засобів безпеки слід дотримуватися під час роботи з ними?
2. У чому полягають особливості хімічних властивостей нітратної кислоти?
3. Назвіть можливі продукти відновлення Нітрогену в реакціях нітратної кислоти з металами та Сульфур у реакціях концентрованої сульфатної кислоти з металами.
4. Чим відрізняються взаємодії з металами концентрованої й розбавленої сульфатної кислоти?

Застосовуємо

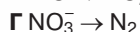
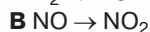
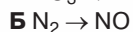
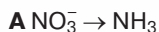
1. Складіть план дослідження з розпізнавання концентрованої й розбавленої сульфатної кислоти. Спрогнозуйте очікувані результати.
2. Укажіть правильне твердження щодо нітратної кислоти.

А Нітроген у її молекулі має ступінь окиснення –3	В сильний окисник
Б добре розчиняється у воді	Г не взаємодіє з міддю
3. Укажіть назви речовин, з якими реагує концентрована сульфатна кислота.

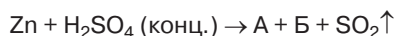
А водень	В мідь
Б барій хлорид	Г кисень
4. Укажіть правильне твердження.

А концентрована нітратна кислота взаємодіє з цинком з виділенням нітроген(II) оксиду	Б у реакції дуже розбавленої нітратної кислоти з магнієм ступінь окиснення Нітрогену змінюється від +5 до –3
В нітратна й сульфатна кислоти погано розчиняються у воді	Г концентрована сульфатна кислота реагує з металами з виділенням водню

5. Укажіть схему, у якій атом Нітрогену приєднує 5 електронів.



6. Використовуючи метод електронного балансу, перетворіть схему в рівняння реакції, розгляньте окисно-відновні процеси.



7. 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 %.



Загальна характеристика металів. Фізичні властивості металів на основі їхньої будови

МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. За винятком 22 неметалічних елементів, решта — металічні елементи.

Працюйте з групами

Завдання 1. Скористайтеся довгою та короткою формами періодичної системи хімічних елементів і з'ясуйте місце металічних елементів у періодичній системі. Переконайтеся, що I і II групи короткої форми періодичної системи, побічні підгрупи (групи Б) повністю складаються з металічних елементів (якщо вважати, що Гідроген розташований у сьомій групі).

Завдання 2. Установіть:

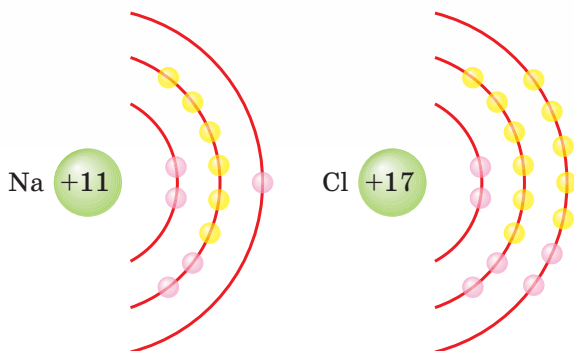
— чи властиве металічним елементам розміщення на початку періодів? Який виняток існує?

— чи властиве металічним елементам розміщення в кінці періодів?

Завдання 3. Після проведеної пошукової діяльності сформулюйте **загальний висновок** про місце металічних елементів у періодичній системі.

ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Ми вже розглядали ці питання в першій темі. Пригадайте, що на відміну від неметалічних елементів, зовнішні енергетичні рівні атомів металічних елементів далекі до завершення. Вони мають на зовнішньому енергетичному рівні здебільшого один, два, рідше три електрони. Виняток становлять Станум, Плюмбум (чотири електрони), Стийбій, Бісмут (п'ять електронів), Полоній (шість електронів). Ці п'ять хімічних елементів є елементами головних підгруп. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів цих підгруп збігаються з номером групи.

На підтвердження розглянутої інформації про будову зовнішніх енергетичних рівнів атомів металічних і неметалічних елементів порівняйте електронні формули атомів Натрію і Хлору:



Усі металічні елементи побічних підгруп (груп Б) мають 1–2 електрони на зовнішньому енергетичному рівні.

МЕТАЛИ ЯК ПРОСТІ РЕЧОВИНИ. Металічні хімічні елементи існують у вільному стані у вигляді простих речовин *металів*. Назви деяких металічних елементів та утворених ними простих речовин не збігаються (табл. 10).

Таблиця 10

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

Метал (проста речовина)	Хімічний елемент	
	Символ	Вимова
Залізо	Fe	Ферум
Мідь	Cu	Купрум
Срібло	Ag	Аргентум
Ртуть	Hg	Меркурій
Свинець	Pb	Плюмбум
Олово	Sn	Станум
Золото	Au	Аурум

Метали лише в газоподібному стані існують у вигляді атомів. У твердому чи рідкому агрегатному стані метали складаються з катіонів та спільних (належать відразу багатьом атомам) електронів.

Особливість такої будови простих речовин металів зумовлена наявністю *металічного зв'язку* (повторіть § 5).

ПОШИРЕНІСТЬ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ 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 %).

Метали, які 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, хлориди, карбонати, сульфати, ортофосфати*.

Про поширення деяких з них ви дізналися, вивчаючи неметалічні елементи та їх сполуки. Подальша інформація про поширення сполук металічних елементів чекає на вас у наступних параграфах.

ЗАГАЛЬНІ ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ НА ОСНОВІ ЇХНЬОЇ БУДОВИ. Наявністю 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 і йонів), кількістю спільних електронів, силою притягування між структурними частинками, будовою кристалічних ґраток, атомними масами.

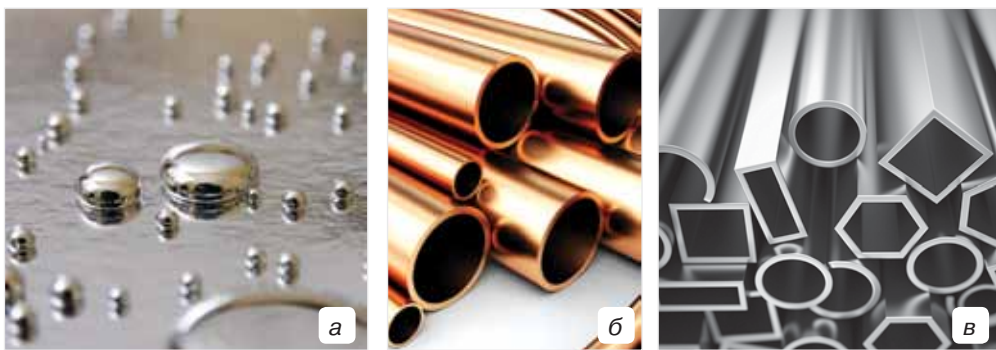
У техніці метали прийнято поділяти на групи за окремими їх фізичними властивостями.

За *кольором* метали поділяють на чорні (залізо, хром, марганець) і *кольорові* (усі решта).

За *густиною* розрізняють легкі (густина менше 5 г/см^3) і *важкі* метали (густина понад 5 г/см^3). Найлегшими є лужні, лужноземельні метали, алюміній. До важких належать олово, свинець, ртуть, залізо, осмія та ін.

За *температурою плавлення* метали класифікують на *легкоплавкі* (температура плавлення не вища $350 \text{ }^\circ\text{C}$) і *тугоплавкі* (температура плавлення понад $350 \text{ }^\circ\text{C}$). Прикладами легкоплавких металів є цезій, натрій, калій, олово, свинець, прикладами тугоплавких — залізо, хром, вольфрам.

Агрегатний стан. За звичайних умов метали перебувають у твердому агрегатному стані, і лише один з них — ртуть — у рідкому (мал. 47, а).



Мал. 47 Зразки простих речовин металів: а — ртуть; б — мідь; в — алюміній

Електропровідність металів. З фізики вам відомо, що електричний струм — це впорядкований (напрямлений) рух заряджених частинок. Такими частинками в металах є електрони.

Срібло, мідь (мал. 47, б) і алюміній (мал. 47, в) — «чемпіони» з електропровідності серед металів.

Теплопровідність металів. З природознавства та фізики ви дізналися, що під час доторкання 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 доволі швидко передається до металу, він стає теплішим, а долоня холоднішає.

Деревина погано проводить тепло, тому, торкаючись рукою до дерев'яного виробу, ми не відчуваємо холод настільки, як у разі доторкання до металевих виробів.

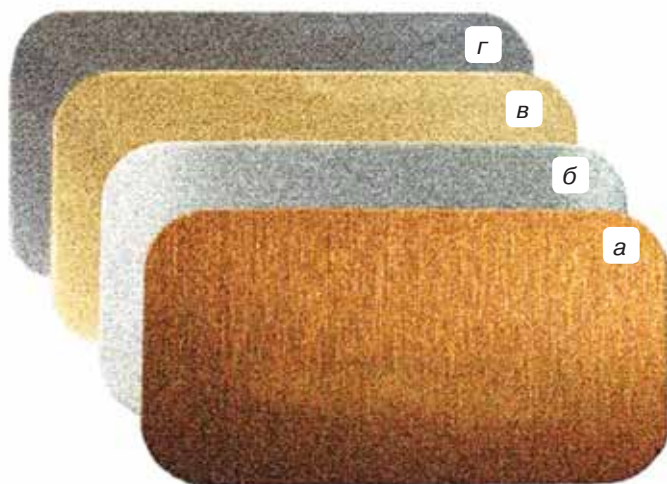
Найменша теплопровідність у ртуті, найбільша у срібла, міді, золота, алюмінію.



Пригадайте з 9 класу досліди з провідності розчинів і твердих речовин і поясніть, чому у твердому стані кухонна сіль не проводить електричний струм, а її водний розчин електропровідний.

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 (мал. 48).



Мал. 48

Пластинки, виготовлені з різних металів:

а — міді; б — алюмінію; в — золота; г — цинку

У порошкоподібному стані метали свій блиск втрачають, за винятком алюмінію, який і в порошкоподібному стані має чітко виражений металічний блиск.

Метали не пропускають не лише світлові хвилі, а й радіохвилі.



Обчисліть, у скільки разів осмії важчий за літій і чому дорівнює кількість речовини в на важках обох металів масою 57 г кожна.



Мал. 49

Позолота купола

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 — $22,5 \text{ г/см}^3$.

Найнижча температура плавлення у ртуті — всього $-38,9 \text{ }^\circ\text{C}$. Найвищу температуру плавлення має вольфрам — $3380 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пластичність. Достатньо злегка стукнути молотком по скляному виробу, щоб він зруйнувався. З металевими виробами цього не трапляється. Завдяки металічному зв'язку структурні частинки металу настільки міцно зв'язані між собою, що внаслідок ударів тіла лише змінюють форму — деформуються. Шари йонів зміщуються, але вільні електрони не дають їм відірватися від основної маси металу.

Пластичність — здатність металів деформуватися без тріщин під впливом певного навантаження.

Найбільша пластичність у платини й золота. Золотіння куполів храмів здійснюють золотом завтовшки $0,03 \text{ мм}$ (мал. 49). 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 з металів наділений різним ступенем їх прояву.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте розташування металічних елементів у періодичній системі.
2. У чому полягає особливість будови електронної оболонки атомів металічних елементів?
3. Які особливості металічного хімічного зв'язку вам відомі?
4. Назвіть фізичні властивості металів, наведіть приклади.

Застосовуємо

1. На основі знань про фізичні властивості металів створіть лепбук «Особливості будови атомів металічних елементів і фізичні властивості металів».

2. За можливості вибору матеріалу, з якого виготовлено дроти для електромережі, мешканці осель надають перевагу мідним. Чим ви можете пояснити цей вибір?
3. Складіть список металів, які люди найчастіше використовують у повсякденному житті. Зазначте властивості, що зумовлюють використання наведених вами металів.



Алюміній: фізичні й хімічні властивості

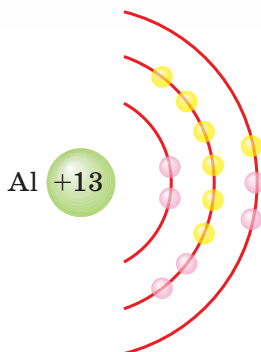


Інформаційна довідка

- Знання будови атомів, структури періодичної системи та властивостей речовин, утворених хімічними елементами, дають змогу різнобічно характеризувати елемент.
- План характеристики складається з 4-х блоків:

№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
1	Місце елемента в періодичній системі	а) порядковий номер (протонне число); б) відносна атомна маса; в) період, ряд; г) група, підгрупа; д) максимальне й мінімальне значення валентності
2	Будова атома	а) кількість протонів і нейтронів у ядрі атома, заряд ядра; б) кількість електронів в електронній оболонці атома; в) кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома; г) електронна, графічна електронна формули атома; д) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, зокрема неспарених; е) завершений чи незавершений зовнішній енергетичний рівень електронної оболонки атома, скільки електронів не вистачає до завершення
3	Хімічний характер елемента й утворених ним речовин	а) до металічних чи неметалічних елементів належить елемент; б) формула вищого оксиду й відповідного йому гідрату оксиду; в) хімічний характер зазначених оксиду та гідрату оксиду, приклади рівнянь реакцій; г) формула легкої сполуки елемента з Гідрогеном, валентність елемента в ній
4	Порівняння хімічного характеру елемента з властивостями сусідніх елементів	а) порівняння в періоді; б) порівняння в підгрупі

АЛЮМІНІЙ ЯК ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. Металічний елемент Алюміній розташований у головній підгрупі III групи (протонне число 13). Будову його атома відображає схема:



Як свідчить схема будови електронної оболонки атома Алюмінію, тринадцять його електронів розташовані на трьох енергетичних рівнях, три з них містяться на зовнішньому енергетичному рівні. Зверніть увагу, що в одному з Алюмінієм періоді зліва розташований металічний елемент Магній, справа — неметалічний елемент



Силіцій. Таке місце Алюмінію, а також наявність на зовнішньому енергетичному рівні трьох електронів визначили хімічні властивості алюмінію як простої речовини та його оксиду й гідроксиду.

Силіцій. Таке місце Алюмінію, а також наявність на зовнішньому енергетичному рівні трьох електронів визначили хімічні властивості алюмінію як простої речовини та його оксиду й гідроксиду.



Алюміній — металічний хімічний елемент, оксид і гідроксид якого мають амфотерні властивості, тобто залежно від реагентів ці сполуки проявляють властивості або основи, або кислоти.

Покладів цього активного хімічного елемента у вигляді простої речовини немає. Алюміній входить до складу гірських порід і мінералів, серед яких найпоширенішими є польовий шпат, каолін, або біла глина (мал. 50, а), корунд (мал. 50, б), боксит (мал. 50, в).



Мал. 50 Природні сполуки алюмінію: а — каолін; б — корунд; в — боксит

Алюміній входить до трійки найпоширеніших хімічних елементів на Землі (після неметалічних елементів Оксигену і Силіцію). Серед металічних елементів за поширенням він на першому місці.

АЛЮМІНІЙ ЯК ПРОСТА РЕЧОВИНА. Алюміній — сріблясто-білий метал з виразним металевим блиском, що не втрачається в порошкоподібному стані. Має густину $2,7 \text{ г/см}^3$ і температуру плавлення $660 \text{ }^\circ\text{C}$. Легкий, м'який, ковкий, легко піддається обробці.

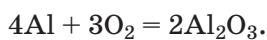
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АЛЮМІНІЮ. У ряді активності металів алюміній розташований відразу за лужними, лужноземельними металами та магнієм, що вказує на його високу хімічну активність.

Для Алюмінію в усіх його сполуках 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 $5\text{--}10 \text{ нм}$, однак вона надійно захищає метал від подальшої взаємодії з киснем і водою, що завжди присутні в повітрі. Через цю плівку алюміній не взаємодіє на холоді з концентрованими нітратною й сульфатною кислотами, тому їх можна зберігати і транспортувати в алюмінієвих цистернах.

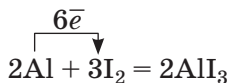
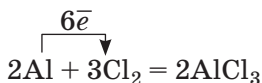
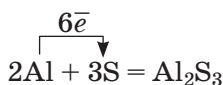
У кисні порошок або стружка алюмінію згорають з утворенням оксиду:



Складіть 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 великою кількістю неметалів.



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 (мал. 51, а на с. 124).

Відразу розпочинається бурхлива реакція (мал. 51, б на с. 124). Дослід виконують із застосуванням скляного дзвону або у витяжній шафі.



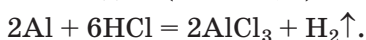
Назвіть продукти розглянутих реакцій. У разі потреби скористайтесь правилами, що наведені у параграфі 17 на с. 89.



Мал. 51 Взаємодія алюмінію з йодом

3. Взаємодія алюмінію з кислотами

Алюміній, що не вкритий оксидною плівкою, активно реагує з хлоридною кислотою (мал. 52, а) і дещо повільніше з розбавленою сульфатною кислотою з виділенням водню (мал. 52, б):



Мал. 52 Взаємодія алюмінію з кислотами: а — хлоридною; б — сульфатною



Складіть молекулярне рівняння реакції алюмінію з розбавленою сульфатною кислотою. До яких типів реакцій воно належить?

Як було зазначено вище, здійснити взаємодію алюмінію з концентрованою нітратною та сульфатною кислотами на холоді неможливо. Однак під час нагрівання ці реакції відбуваються за такими рівняннями:

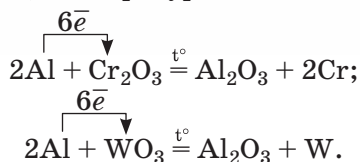


Працюйте групами

Розгляньте процеси окиснення і відновлення, що відбуваються під час взаємодії алюмінію з киснем, сіркою, хлором, йодом, хлоридною й концентрованими нітратною й сульфатною кислотами (молекулярні рівняння реакцій подані в тексті параграфа 23).

4. Взаємодія алюмінію з оксидами металічних елементів

Алюміній — сильний відновник, відновлює багато металів з їх оксидів. Реакції екзотермічні, температура становить 1200–3000 °С:



Цю властивість алюмінію застосовують у промисловості для добування деяких металів (мал. 53).



Мал. 53 Алюмотермія — відновлення металів з їх оксидів за допомогою алюмінію

Алюмотермія — добування металу відновленням його оксиду алюмінієм.

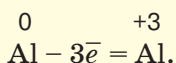
Відкриття алюмотермії, як і ряду активності металів, належить Миколі Миколайовичу Бекетову — видатному вченому, який був одним із основоположників фізичної хімії. З його біографічними даними ви ознайомилися у 8 класі, вивчаючи ряд активності металів, встановлений науковцем експериментально та названий на його честь.

5. Взаємодія алюмінію з водою

Усі ви знаєте, що в алюмінієвому посуді можна тримати воду, кип'ятити її. Для того щоб відбулася взаємодія алюмінію з водою, треба спершу зняти з поверхні алюмінію захисну оксидну плівку. Це можна зробити, наприклад, за допомогою наждачного паперу або потримавши недовго алюміній у розчині луку — і тоді алюміній за кімнатної температури прореагує з водою:

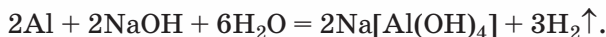


Алюміній — активний метал, що легко вступає у взаємодію з простими і складними речовинами, проявляючи відновні властивості:



6. Взаємодія алюмінію з лугами

Алюміній легко розчиняється у водних розчинах лугів з утворенням комплексної солі натрій тетрагідроксоалюмінату й водню:



Ця реакція застосовується для добування в лабораторії водню й застерігає від зберігання лугів в алюмінієвій тарі.

Залежно від молярного співвідношення реагентів, може утворитись інша комплексна сіль — натрій гексагідроксоалюмінат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.



Сторінка ґрудита

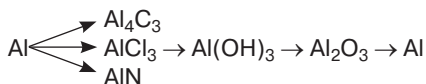
Алюміній у чистому вигляді вперше отримали майже два сторіччя тому. Зробив це данський фізик Ганс Крістіан Ерстед у 1825 р. Спершу метал був надто дорогим (дорожче золота й срібла). Сьогодні кожен з вас знає, що це не так. Алюмінію нині виробляється значно більше, ніж золота й срібла. За обсягами виробництва й масштабами застосування його стали називати металом ХХ ст. Виробництво алюмінію ґрунтується на окисно-відновній реакції, що відбувається під дією електричного струму (електроліз). Сировиною служать боксити, їх основною складовою є алюміній оксид.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте хімічну активність алюмінію.
2. Чим ви поясните, що Алюміній має ступінь окиснення +3, а не, приміром, +2 чи -5?
3. Зважаючи на хімічні властивості алюмінію, сформулюйте поради щодо використання алюмінієвого кухонного посуду.
4. Де в промисловості застосовують відновні властивості алюмінію?

Застосовуємо

1. Схарактеризуйте хімічний елемент Алюміній та фізичні властивості утвореної ним простої речовини.
2. Чому не можна тримати луги в алюмінієвій тарі?
3. Користуючись рядом активності металів, розташуйте метали мідь, натрій, алюміній за зростанням хімічної активності.
4. Напишіть хімічні рівняння за схемою перетворень:



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. На початку ХХ ст. взаємодією алюмінію з розчином лугу добували водень, яким заповнювали дирижаблі. Обчисліть відносний вихід водню об'ємом 295,68 л (н. у.), для добування якого було взято алюміній масою 270 г.

Виконайте навчальний проект «Крилатий метал», у якому розкрийте:

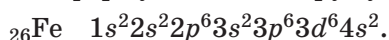
- властивості, що зумовлюють широке використання алюмінію в різних галузях господарства, військовій справі, побуті;
- виробництво алюмінію в Україні;
- використання сплавів алюмінію;
- продукцію вітчизняних виробників, що містить алюміній.



Залізо: фізичні й хімічні властивості

ФЕРУМ ЯК ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. Металічний елемент Ферум Fe (протонне число 26) розташований у побічній підгрупі VIII групи. Зверніть увагу на особливості елементного складу цієї підгрупи. У кожному періоді вона представлена не одним, а трьома металічними елементами. У 4 періоді це металічні елементи Ферум Fe, Кобальт Co і Нікол (Нікель) Ni. Радіуси їх атомів, температури плавлення й кипіння, густини близькі за значеннями, а утворені ними прості речовини схожі за хімічними властивостями. Цим і пояснюється розташування Феруму, Кобальту і Ніколу триадою у побічній підгрупі VIII групи.

Вам відома електронна формула атома Феруму:

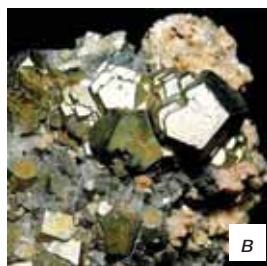


Вона свідчить, що *зовнішній (четвертий) енергетичний рівень* атома Феруму має типову для металічних елементів будову — містить два *s*-електрони. Тоді чому Ферум розміщений у VIII групі і не належить до *s*-елементів? Відповідь криється у будові третього енергетичного рівня електронної оболонки його атома. До Кальцію включно цей рівень складався лише з *s*- та *p*-електронів. В електронній оболонці атома Феруму на *d*-підрівні третього енергетичного рівня перебуває шість електронів. А в сумі з двома електронами четвертого енергетичного рівня їх вісім. Цим і пояснюється розташування Феруму у VIII групі. Чи міг він посісти місце в головній підгрупі цієї групи? Ні, тому що в елементів головних підгруп кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні дорівнює номеру групи (виняток становить Гідроген, якщо вважати його елементом VII групи), і валентні електрони розташовані лише на зовнішньому енергетичному рівні.

У сполуках Ферум проявляє здебільшого ступені окиснення +2 і +3, хоча за певних умов можна добути речовини з вищими ступенями окиснення.

ПОШИРЕННЯ ФЕРУМУ В ПРИРОДІ. За поширенням у природі йому належить четверте місце, а серед металічних елементів — друге. Ферум міститься переважно у складі оксидів, сульфідів, карбонатів, що становлять основу його мінералів і руд.

Поклади залізних руд утворюють мінерали *магнетит* (магнітний залізняк) Fe_3O_4 (мал. 54, а), *лимоніт* (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, *гематит* (червоний залізняк) Fe_2O_3 (мал. 54, б), *сидерит* (залізний шпат) FeCO_3 , *пірит* (залізний колчедан) FeS_2 (мал. 54, в).



Мал. 54 Залізорудні мінерали: а — магнетит; б — гематит; в — пірит

Проста речовина залізо, утворена атомами Феруму, у природі трапляється рідко, переважно в уламках метеоритів, що досягли поверхні Землі.



Поцікайтесь, які харчові продукти дієтологи і лікарі радять вживати для підтримання вмісту Феруму в організмі людини.

У незначній кількості Ферум входить до складу клітин організмів. В організмі дорослої людини близько 4–5 г Феруму, з яких 65 % перебуває у складі гемоглобіну крові.

Надра нашої держави містять великі запаси залізних руд. Найбільші родовища, на базі яких здійснюють промислове виробництво заліза і його сплавів, відкриті у Криворізькому, Кременчуцькому та Білогірському залізорудних басейнах.



Мал. 55

Намагнічування заліза

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 $1539 \text{ }^\circ\text{C}$. Під час накаливання метал легко прокатується, кується. Наші прадіди використовували цю його властивість для виготовлення у кузнях плугів, борін, коліс, сокир, підків, молотків, лопат тощо. 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.

Традиції ковальства збереглися в Україні подекуди й до наших днів.

Залізо та його сплави притягуються магнітом і легко намагнічуються у магнітному полі, є добрими провідниками струму й тепла. На підтвердження здатності заліза намагнічуватися піднесіть магніт до купки залізних скріпок, і ви побачите, що скріпки прикріпилися не лише до магніту, а й одна до одної на зразок гірлянди (мал. 55).

На магнітних властивостях заліза і його сплавів ґрунтується їхнє використання як матеріалу для виготовлення серцевин трансформаторів, вантажопідіймачів, телефонних мембран тощо.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЗАЛІЗА. Залізо з високим ступенем чистоти не піддається корозії — іржавінню. В Індії у м. Делі близько 16 століть стоїть монолітна колона заввишки 7,21 м, виготовлена майже із чистого (99,72 %) заліза, і вона практично не піддається іржавінню (мал. 56).

Учені до цього часу не дійшли остаточної думки про те, як в ті часи отримали залізо такого ступеня чистоти.

Різні домішки збільшують активність заліза в усіх хімічних реакціях.

Подібно до більшості металів залізо окиснюється киснем та іншими неметалами, вступає у реакції заміщення з кислотами і солями менш активних за Ферум металічних елементів, взаємодіє під час нагрівання з водою.



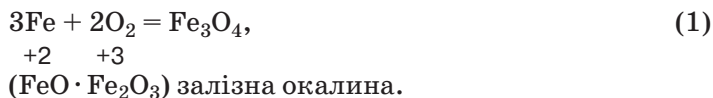
Мал. 56

Нержавіюча колона з чистого заліза (м. Делі, Індія)

Розглянемо детальніше хімічні властивості заліза.

1. Взаємодія заліза з киснем

Вам уже демонстрували дослід зі згорання заліза в кисні, у якому за лічені секунди тонка залізна голка згорала сліпучим полум'ям, а утворений продукт реакції *залізна окалина* Fe_3O_4 поширювався в усі боки, нагадуючи бенгальські вогні:



Як зазначено в дужках, залізна окалина є подвійним оксидом, у ферум(II) оксиді зі ступенем окиснення +2 і +3 у ферум(III) оксиді.

2. Взаємодія з іншими неметалами



3. Взаємодія з кислотами

Взаємодія заліза з кислотами залежить від температури та концентрації кислоти. Переконатися в цьому можна на такому демонстраційному досліді. У 4 пробірки помістимо по одній ложці залізного порошку. У першу пробірку доллемо 2–3 мл розбавленої хлоридної кислоти й через невеликий проміжок часу спостерігатимемо появу пухирців газу. Для прискорення реакції вміст пробірки можна підігріти.

У другу пробірку наллємо стільки ж розчину розбавленої сульфатної кислоти. Результати спостереження будуть аналогічні з першою пробіркою.

Складемо рівняння реакцій:



Додавання до третьої пробірки концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 і в четверту пробірку — концентрованої нітратної кислоти HNO_3 , підтвердило експериментально знання, здобуті з § 21, — залізо не взаємодіє з концентрованими нітратною й сульфатною кислотами.

Попрацюйте з групами

Завдання 1. Назвіть продукти і визначте типи реакцій 1–6.

Завдання 2. Визначте ступені окиснення елементів у речовинах.

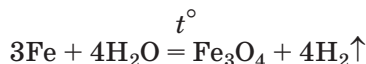
Завдання 3. Окисні чи відновні властивості виявляє залізо в цих реакціях?

Завдання 4. Як будете доводити, що в реакціях з хлоридною й розбавленою сульфатною кислотами виділяється водень, а не інший газ?

Зверніть увагу! У реакціях з розбавленими хлоридною та сульфатною кислотами залізо утворює сіль Феруму(2+), тоді як у реакції з хлором утворюється сіль Феруму(3+).

4. Взаємодія з водою

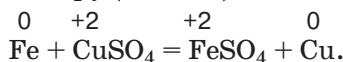
З власного досвіду кожен з вас знає, що залізо з водою не взаємодіє. А інакше, навіщо тоді виготовляти з нього днища кораблів, кухонне приладдя тощо? Та під час пропускання парів води над нагрітим порошком заліза відбувається реакція, що супроводжується утворенням залізної окалини Fe_3O_4 і водню:



Як бачите, залізо відновлює Гідроген до водню.

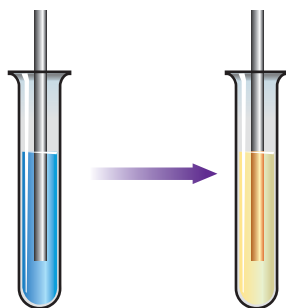
5. Взаємодія заліза із солями

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 (мал. 57):



ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ З ВИЗНАЧЕННЯ В РОЗЧИНАХ ЙОНІВ ФЕРУМУ(2+), ФЕРУМУ(3+), ШЛЯХОМ ОСАДЖЕННЯ ЇХ ЛУГАМИ. Розчинними у воді складними речовинами, що дисоціюють з утворенням катіонів Феруму(2+) і Феруму(3+), є їхні солі. Вивчивши властивості солей і лугів,

ви дізнались, що реакції між представниками цих класів неорганічних сполук відбуваються за умови утворення нерозчинного гідроксиду або солі.



Мал. 57

Дія розчину купрум(II) сульфату (мідного купоросу) на залізний предмет

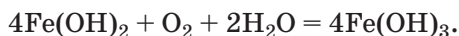


Пригадайте, що натрій гідроксид, кальцій гідроксид білого кольору, з водою вони утворюють безбарвні розчини.

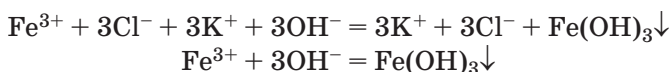
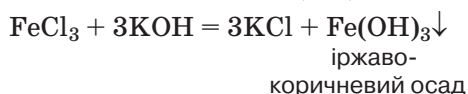
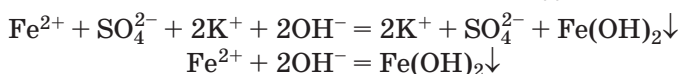
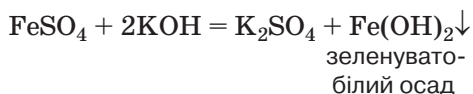
Ферум(II) гідроксид і ферум(III) гідроксид — нерозчинні у воді речовини. До того ж їхній колір відмінний від кольору більшості гідроксидів.

Ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — речовина іржаво-коричневого кольору.

Ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — речовина зеленувато-білого кольору, що після утворення поступово набуває іржаво-коричневого забарвлення через подальше окиснення катіонів Феруму(2+) киснем у присутності води до катіонів Феруму(3+):



Наведеною інформацією можна скористатися для визначення в розчинах йонів Феруму(2+) та Феруму(3+).



Знання цих якісних реакцій допоможе вам розпізнавати сполуки Феруму(2+) і Феруму(3+) в розчинах.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторні досліді 4–6

Виявлення в розчині катіонів Феруму(2+), Феруму(3+), Барію

Вам знадобляться: пробірки, штативи для пробірок, розчини солей Феруму(2+), Феруму(3+), Барію, солей сульфатної кислоти, лугу.

Завдання 1. Проведіть реакцію між розчинами солі Феруму(2+) і лугу. Спостерігайте за явищем, що супроводжує цю реакцію, поясніть його. Запишіть результати спостереження у зошит. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

Завдання 2. Проведіть реакцію між розчинами солі Феруму(3+) і лугу. Спостерігайте за явищем, що супроводжує цю реакцію, поясніть його. Запишіть результати спостереження у зошит. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

Завдання 3. Проведіть реакцію між розчинами солей Барію і сульфатної кислоти. Спостерігайте за явищем, що супроводжує цю реакцію, поясніть його. Запишіть результати спостереження у зошит. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

У **висновку** зазначте, за допомогою яких якісних реакцій можна виявити в розчині катіони Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ba^{2+} .

Знаємо, розуміємо

1. У чому полягають особливості будови атома Феруму та його місце в періодичній системі порівняно з Алюмінієм?
2. Поясніть, на підставі чого Ферум помістили у VIII групу періодичної системи.
3. Схарактеризуйте фізичні властивості заліза.
4. Перелічіть хімічні властивості заліза. До активних чи малоактивних речовин належить залізо?

Застосовуємо

1. Установіть відповідність між електронними формулами атомів і назвами хімічних елементів.

	Електронна формула	Назва елемента
1	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	А Сульфур
2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Б Ферум
3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	В Магній
4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Г Фосфор
		Д Алюміній

2. Розташуйте формули речовин за збільшенням ступеня окиснення Феруму: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Fe, FeCl_2 .
3. Чи належать розглянуті в параграфі якісні реакції з визначення в розчинах іонів Феруму(2+), Феруму(3+) до окисно-відновних? Відповідь обґрунтуйте.
4. Порівняйте об'єм водню (н. у.), що виділяється під час взаємодії заліза масою 16,8 г з достатньою кількістю: а) хлоридної кислоти; б) води.
5. Обчисліть масу ферум(III) хлориду, що утворився в реакції заліза кількістю речовини 0,2 моль з достатньою кількістю хлору.
- 6*. Залізну пластинку масою 100 г занурили в розчин купрум(II) сульфату масою 200 г. Після завершення реакції маса пластинки збільшилась на 0,2 г. Обчисліть масову частку солі у розчині, взятому для реакції.



Застосування металів та їхніх сплавів

і Інформаційна довідка

- Сплави — це системи, утворені сплавленням двох і більше компонентів (металів з металами або металів з неметалами).
- Поміж сплавів розрізняють механічні суміші, тверді розчини і хімічні сполуки.
- Сплави виявляють як загальні властивості металів, так і нові, відсутні у кожного окремо взятого компонента.
- Температура плавлення, тепло- й електропровідність сплавів нижчі, твердість і механічна міцність вищі порівняно з індивідуальними властивостями металів, з яких виготовлений сплав.

Серед металів є такі, що вже кілька тисячоліть використовуються людиною, а є відкриті набагато пізніше.

Завдяки своїм фізичним властивостям метали та їхні сплави широко використовують у різноманітних виробництвах.

Залізо. Серед металів його видобувають і використовують найбільше. Світовий видобуток заліза приблизно у 20 разів перевищує видобуток усіх інших металів, разом узятих. Основна галузь застосування цього металу — машинобудування. У літакобудуванні використання заліза обмежене через його густину, що майже втричі більша, ніж в алюмінію. Залізо використовується переважно у вигляді сплавів, що називаються **чавун** і **сталь**. Наша держава належить до світових лідерів з виробництва чавуну і сталі.



Пригадайте з історії, які епохи одержали свої назви від назв металів чи їх сплавів.

Чавун — крихкий сплав заліза з вуглецем, вміст якого становить 2–4 %, і домішок сірки, фосфору, силіцію (кремнію), марганцю.

Десяту частину видобутого чавуну використовують як матеріал у машинобудуванні, решту переробляють на сталь. У сталі менший вміст домішок, порівняно з чавуном.

Сталь — ковкий сплав заліза з вуглецем (зазвичай не більше 2 %), сіркою, силіцієм (кремнієм), фосфором і марганцем, вміст яких становить близько 0,1 %. Високоякісні сталі містять менше 0,2 % вуглецю.

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 навколишнього середовища.

З іменем видатного винахідника і вченого-металурга Миколи Іларіоновича Мозгового пов'язано відкриття та промислове впровадження сучасних способів переробки чавуну на сталь.



Кисневий конвертор

Біографічна довідка



Микола Іларіонович Мозговай (1901–1959). Видатний винахідник і вчений. Народився у м. Києві, вищу освіту здобув на механічному факультеті Київського політехнічного інституту (нині Національний технічний університет України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»). У 1936 р. вперше у світовій практиці здійснив продукцію рідкого чавуну киснем. З 1956 р. цей винахід було впроваджено у промислових масштабах на металургійних комбінатах України.



Іван Павлович Бардін (1883–1960). Учений-металург зі світовим ім'ям, вищу освіту здобув у Київському політехнічному інституті. Певний час перебував на керівних посадах кількох металургійних заводів України, багато зробив для розвитку їх потужності, зокрема, для запуску першої 100-тонної доменної печі з виплавки чавуну. У 1944 р. ініціював створення металургійного факультету в Київському політехнічному інституті. Іван Павлович підтримував М. І. Мозгового у його дослідженнях, усіляко сприяв їх проведенню.

Нереально уявити повний перелік усіх галузей використання чавуну і сталі. Із канцелярської скріпки і швацької голки, станків й автомобілів, кораблів і сільськогосподарських машин, мостів і залізобетонних конструкцій буде він складатись і не закінчуватись.



Мал. 58

Пам'ятник Батьківщина-Мати
(м. Київ)

Сплави чавун і сталь стали основними матеріалами для спорудження пам'ятника Батьківщина-Мати на високому пагорбі Києва. Каркас виготовлений із нержавіючої сталі, виплавленої на заводі Запоріжсталь. Скульптуру встановлювали стометровим краном, який був виготовлений спеціально для цього із чавуну та інших матеріалів. Суцільнозварна споруда сягає у висоту 102 м і важить 450 т (мал. 58).

АЛЮМІНІЙ. 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 у природі, по-друге, він найлегший серед цих металів, по-третє, собівартість його виробництва найнижча.

З нього виготовляють тоненьку плівку (алюмінієву фольгу), яку застосовують у харчовій і фармацевтичній галузях для пакування продуктів і пігулок. Проте основне застосування алюмінієвих сплавів — це машинобудування, літакобудування, конструкційні матеріали тощо. Воно пов'язане з його високими електро- й теплопровідністю, здатністю до утворення легких, міцних і корозійностійких сплавів.

Мала густина та інші його властивості визначили застосування Алюмінію та його сплавів у ракето-, літако-, авто- і кораблебудуванні. Потрібно зазначити, що понад 60 % корпусу літака складається зі сплавів алюмінію з міддю, магнієм, титаном, силіцієм. Літак українського виробництва Ан-225 «Мрія» другий за величиною і потужністю у світі повітряний транспортний засіб. Він може піднімати й транспортувати вантажі на далекі відстані масою до 250 т. Маса порожнього літака теж становить 250 т, довжина — 84 м, висота — 18,1 м, розмах крил — 88,4 м (мал. 59).



Мал. 59 Ан-225 «Мрія»

МІДЬ. На використанні цього металу ґрунтується вся електротехніка. Досить поширеними є сплави міді — *бронза* (основу становлять мідь та олово), *латунь* (основу становлять мідь і цинк), *мельхіор* (основу становлять мідь та нікель). Завдяки цінним механічним властивостям, стійкості до корозії, легкому литву й обробці сплави на основі міді широко використовують у техніці, виготовленні дзвонів для храмів (мал. 60, в), посуду, художніх та інших виробів. Так, із бронзи виготовлені пам'ятники Богдану Хмельницькому (мал. 60, б) й Тарасу Шевченку (мал. 60, а) в Києві.



Мал. 60 Вироби із сплавів міді

Титан удвічі міцніший за сталь й ненабагато 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- і літакобудуванні, а знедавна і в медицині.

Свинець належить до важких й відносно м'яких металів, використовується у виготовленні боеприпасів, свинцевих акумуляторів, підшипників. Свинець здатний поглинати рентгенівські й інші шкідливі промені, тому його використовують у виготовленні засобів захисту від опромінення.

Щоб локалізувати небезпечне випромінювання після аварії на Чорнобильській АЕС, на зруйнований реактор та прилеглу територію було скинуто тисячі тонн свинцевовмісних матеріалів.

Тонким шаром *цинку* покривають поверхню залізних листів і виготовляють дахи з оцинкованого заліза, вироби побутового призначення (відра, тази), з метою захисту від корозії.

Єдиний рідкий за звичайних умов метал *ртуть* використовують у ядерних реакторах для відведення тепла та 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 у будь-якого з металів: він не взаємодіє з живими тканинами організму людини, нешкідливий для них. Завдяки цьому тантал використовують для скріплення кісток при переломах, виготовлення хірургічних інструментів.

У виробництві сучасних автомобілів використовують багато металів і сплавів, де 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 запобігти їх спрацюванню.

Високу стійкість сталі до корозії надають добавки *хрому*. Відома вам нержавіюча сталь містить у своєму складі 18 % хрому та 8 % нікелю. Серед металів хром має найбільшу твердість і високу стійкість до корозії. На цих властивостях засновано хромування поверхонь залізних виробів з метою захисту від корозії і подряпин. Причому товщина хромової плівки становить 0,005 мм. Блискучі частини автомобілів покриті такою плівкою.

За *золотом* здавна закріпилася назва «царя металів». Золото — це не лише блискучий яскраво-жовтий дорогоцінний метал, що широко використовують у виробництві ювелірних виробів, а його злитки становлять золотовалютні запаси держав. Й дотепер паперові гроші і монети, що їх держави випускають в обіг, тільки тоді мають цінність, якщо підкріплені наявністю у державній казні золотого еквівалента. Завдяки хімічній стійкості й пластичності цей метал використовують у хімічній промисловості, техніці. Із 1 г золота можна виготовити до 50 м² тонкої 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 окисненням амоніаку.

Завдяки тугоплавкості *вольфрам*у 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.

1. Дайте визначення сплавів. Наведіть приклади сплавів.
2. Чи відрізняються властивості сплавів від властивостей окремих їх компонентів?
3. Наведіть приклади використання металів у різних галузях суспільного господарства та побуті.
4. Поясніть, чому в техніці більше використовуються сплави, ніж чисті метали.

1. Опрацюйте текст параграфа та заповніть у робочих зошитах таблицю:

Назва металу або сплаву	Застосування	Властивості, що зумовили застосування

2. Використайте додаткову інформацію з різних інформаційних джерел та підготуйте повідомлення про властивості й застосування металів і сплавів, про які не йшлося в параграфі.
- 3*. У складі малих груп підготуйте проект міжпредметного змісту на тему «Металургійні виробництва в Україні».

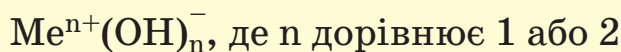


Основи. Властивості, застосування гідроксидів Натрію і Кальцію



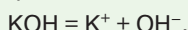
Інформаційна довідка

- Складні речовини із загальною формулою



належать до класу основ.

- Основи поділяють на розчинні у воді (луги) і нерозчинні.
- Луги — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів, наприклад:



До лугів належать гідроксиди лужних, лужноземельних елементів й амоній гідроксид.

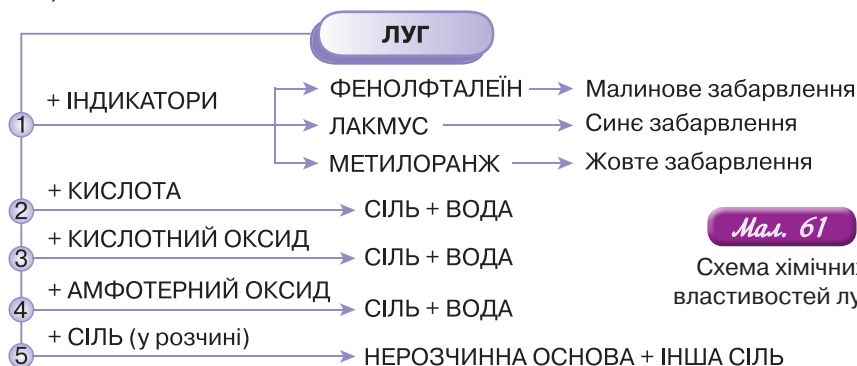
- У розчині лугів лакмус набуває синього кольору, метиловий оранжевий — жовтого, фенолфталеїн — малинового. Універсальний індикатор у розбавленому розчині лугу має зелене забарвлення, у концентрованому — синє та синьо-фіолетове.

- Аміни (нітрогеновмісні органічні сполуки) називають органічними основами через те, що вони з водою утворюють гідроксиди, а з неорганічними кислотами — солі.
- Амфотерність — здатність сполуки проявляти кислотні або основні властивості залежно від природи реагенту.

Як вам відомо, серед основ сильними електролітами є луги. Наявність гідроксид-аніонів зумовлює їхні загальні властивості.

Працюйте зупинитися

Завдання 1. Повторіть загальні властивості лугів, скориставшись схемою (мал. 61).



Мал. 61

Схема хімічних властивостей лугів

Завдання 2. Проілюструйте схему рівняннями реакцій за участю натрій гідроксиду.



Пригадайте фізико-хімічну суть розчинення речовин у воді і дайте пояснення наслідкам розчинення твердих лугів у воді.



Мал. 62

Натрій гідроксид (каустична сода) та її водний розчин

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НАТРІЙ ГІДРОКСИДУ І КАЛЬЦІЙ ГІДРОКСИДУ.

Натрій гідроксид NaOH (мал. 62) — біла непрозора тверда речовина, гігроскопічна, добре розчиняється у воді (за $20\text{ }^\circ\text{C}$ у 100 г води розчиняється 100 г натрій гідроксиду), розчинення супроводжується виділенням теплоти. Розчини милкі на дотик.

Фізичні властивості кальцій гідроксиду схожі з властивостями натрій гідроксиду. Хоча він має порівняно малу розчинність (за $20\text{ }^\circ\text{C}$ у 100 г води розчиняється $0,16\text{ г}$ кальцій гідроксиду).

Тверді луги та їх водні розчини зберігають у добре закритому посуді, бо вони реагують з вуглекислим газом повітря і перетворюються на карбонати.

І у твердому стані, і в розчинах натрій гідроксид у разі потрапляння на шкіру спричинює опіки. Тому поводитися з ним необхідно обережно, використовувати засоби індивідуального захисту (захисні окуляри й гумові рукавички), а також дотримуватися загальних правил

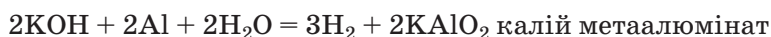
безпеки. У разі потрапляння лугу на шкіру, потрібно ретельно промити її водою, після чого нейтралізувати розчином етанової або борної кислот.

Луги руйнують скло, порцеляну, вовну, шовк і шкіру. Оскільки луги роз'їдають скло, їх зберігають у поліетиленовій тарі.

Натрій гідроксид NaOH та кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — тверді речовини білого кольору, без запаху. Дисоціюють з утворенням гідроксид-аніонів OH^- . Роз'їдають шкіру, тканини, папір й інші матеріали.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НАТРІЙ ГІДРОКСИДУ І КАЛЬЦІЙ ГІДРОКСИДУ. Їх загальні властивості ви пригадали, працюючи групами. Лугам також властива взаємодія з металами, оксиди та гідроксиди яких мають амфотерні властивості, і деякими органічними речовинами.

1. Взаємодія натрій гідроксиду при сплавланні з металами, оксиди та гідроксиди яких мають амфотерні властивості.



2. Взаємодія натрій гідроксиду з деякими органічними речовинами (пригадайте з 10 класу взаємодію лугів з фенолом, омилення жирів).

ДОБУВАННЯ Й ЗАСТОСУВАННЯ НАТРІЙ ГІДРОКСИДУ. Ця речовина в природі не трапляється. Добувають її з природної сировини — кухонної солі, пропускаючи через водний розчин цієї солі постійний струм. Між водою й сіллю відбувається окисно-відновна реакція, серед продуктів якої є луг.

З усіх лугів найбільше використовується натрій гідроксид. З основними галузями його застосування ознайомлює вас малюнок 63.



Мал. 63 Основні галузі використання натрій гідроксиду

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. На малюнку 63 зазначено, що натрій гідроксид використовується у харчовій промисловості. Справді, це широкоживана харчова добавка E 524. Дізнайтесь, де і як її використовують, спробуйте відшукати цю добавку на етикетках харчових продуктів.

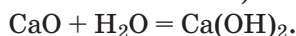
Завдання 2.

Вивчіть зміст етикетки одного із засобів для чищення каналізаційних труб (наприклад, «Кріт»). Серед інгредієнтів ви обов'язково знайдете натрій гідроксид (каустик, каустична сода, їдкий натр — інші вживані назви цього лугу). За його допомогою усувають засмічення в каналізаційних і стічних трубах, сифонах кухонних раковин, умивальників, ванн тощо.

Завдання 3.

З'ясуйте, чи попереджають виробники користувачів про заходи безпеки під час використання засобів, до складу яких входять луги.

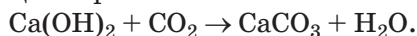
ДОБУВАННЯ Й ЗАСТОСУВАННЯ КАЛЬЦІЙ ГІДРОКСИДУ (ГАШЕНОГО ВАПНА). Другу назву ця речовина отримала через одержання з кальцій оксиду (негашеного вапна) і води:



Реакція супроводжується виділенням теплоти, суміш розігривається й складається вращення, що закипає.

Гашене вапно використовують у будівництві. Його змішують з піском, цементом (для зовнішніх робіт) або гіпсом (для внутрішніх робіт) і водою. Ця суміш називається *вапняний розчин*.

Зв'язувальні властивості гашеного вапна Ca(OH)_2 , ґрунтуються на тому, що ця речовина поступово реагує з вуглекислим газом повітря і перетворюється на кальцій карбонат:



Унаслідок цього вапняний розчин твердне і міцно скріплює будівельні матеріали. Кальцій гідроксид входить до складу бордоської рідини, якою обробляють сади від шкідників. На кислотних ґрунтах його вносять для зниження їх кислотності.

У харчовій промисловості гідроксид кальцію використовується як харчова добавка Е 526 (загущувач, регулятор кислотності, затверджувач, емульгатор).

Вапняне молоко (суміш води і кальцій гідроксиду, взятого у значно більшій кількості, ніж потрібно для приготування прозорого розчину вапняної води) використовують у виробництві цукру, для побілки дерев і боротьби з хворобами рослин, для пом'якшення жорсткої води. Вапняною водою, як вам відомо, у лабораторній практиці виявляють вуглекислий газ.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення основ, наведіть класифікацію і приклади.
2. Назвіть хімічні властивості лугів.
3. Схарактеризуйте фізичні властивості натрій гідроксиду й кальцій гідроксиду.
4. Перелічіть галузі застосування натрій гідроксиду й кальцій гідроксиду.

Застосовуємо

1. Укажіть характеристики, притаманні натрій гідроксиду.

А погано розчиняється у воді

В взаємодіє з алюміній гідроксидом

Б не має запаху

Г діє на індикатор фенолфталеїн

2. Із переліку речовин: водень, карбон(IV) оксид, магній, цинк гідроксид, ортофосфатна кислота, барій хлорид, купрум(II) сульфат — виберіть ті, з якими реагує натрій гідроксид. Складіть рівняння реакцій.
3. Обчисліть масу натрій гідроксиду й об'єм води, з яких можна виготовити 400 г розчину з масовою часткою лугу 15 %.
4. Сульфатну кислоту повністю нейтралізували натрій гідроксидом і добули 14,2 г солі. Обчисліть кількість речовини натрій гідроксиду, що прореагував.
5. Через вапняну воду пропустили вуглекислий газ і добули осад масою 25 г. Обчисліть об'єм вуглекислого газу й масу кальцій гідроксиду, що прореагували (н. у.), якщо відносний вихід продукту реакції дорівнює 80 %.
- 6*. Кальцій оксид, з якого добувають кальцій гідроксид, природних покладів не утворює. Поміркуйте, з яких природних сполук кальцію можна одержувати сировину для виробництва кальцій оксиду.
7. Спрогнозуйте, що станеться, якщо добуваючи алюміній гідроксид, до розчину солі Алюмінію долити надлишок розчину лугу.
8. Складіть умову задачі на відносний вихід кальцій гідроксиду.

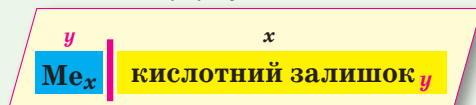


Солі, їх поширення в природі. Середні та кислі солі



Інформаційна довідка

Складні речовини із загальною формулою

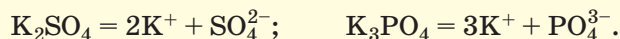


належать до класу солей.

- Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку, наприклад: $\text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.
- Усі солі мають твердий агрегатний стан, багато з них добре розчинні у воді, зокрема всі нітрати, усі солі Калію й Натрію.
- Кристалогідрати — солі, які містять кристалізаційну воду, наприклад мідний купорос, залізний купорос.
- Серед неорганічних сполук за поширеністю у природі солі займають друге місце після оксидів.

СЕРЕДНІ СОЛІ. Дотепер ви мали справу переважно з *середніми солями*. Так називають продукти повного заміщення Гідрогену в молекулі кислоти йонами металічного елемента, наприклад: K_2SO_4 , K_3PO_4 .

Середні солі — продукти повного заміщення атомів Гідрогену йонами металічного елемента в молекулі кислоти. Їхні кислотні залишки не містять атомів Гідрогену:



Як ви знаєте, за сучасною номенклатурою назви середніх солей утворюють з двох слів у називному відмінку: першим називають катіон металічного елемента, другим — аніон кислотного залишку, який є однокорінним із назвою відповідної кислоти, наприклад: CaCl_2 — кальцій хлорид (хлоридна кислота), Na_3PO_4 — натрій ортофосфат (ортофосфатна кислота), KNO_3 — калій нітрат (нітратна кислота). Відмінюється тільки друге слово, наприклад: кальцій хлоридом, калій нітрату.

КИСЛІ СОЛІ. Якщо катіони Гідрогену в кислоті неповністю заміщені катіонами металічного елемента, утворюються кислі солі.

Кислі солі — продукт неповного заміщення Гідрогену в кислоті катіонами металічного елемента, тому кислотні залишки таких солей містять Гідроген, наприклад KHSO_4 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 .

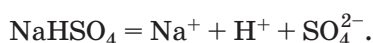
Назви кислотних залишків кислих солей складають так, щоб у них було відображено наявність Гідрогену. Так, кислотний залишок HSO_4^- одновалентний і має назву гідрогенсульфат, а сіль KHSO_4 — калій гідрогенсульфат. А яка валентність кислотного залишку калій гідрогенортофосфату K_2HPO_4 ? Міркуємо так: у молекулі ортофосфатної кислоти H_3PO_4 відбулося заміщення двох атомів Гідрогену. Отже, залишок двовалентний. Саме тому у формулі після символу одновалентного Калію стоїть індекс 2.

Наявність двох атомів Гідрогену в назві кислій солі передають приставкою «дигідроген», наприклад: KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛИХ СОЛЕЙ. Кислі солі багато в чому повторюють хімічні властивості середніх солей, хоча мають певні особливості. Зупинимось на них.

1. Електролітична дисоціація

Кислі солі, утворені сильними кислотами, дисоціюють повністю і в одну стадію:



Кислі солі, утворені слабкими кислотами, дисоціюють у дві стадії.

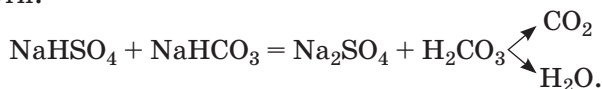
На першій — повністю:



на другій — частково й дисоціація є оборотною реакцією:

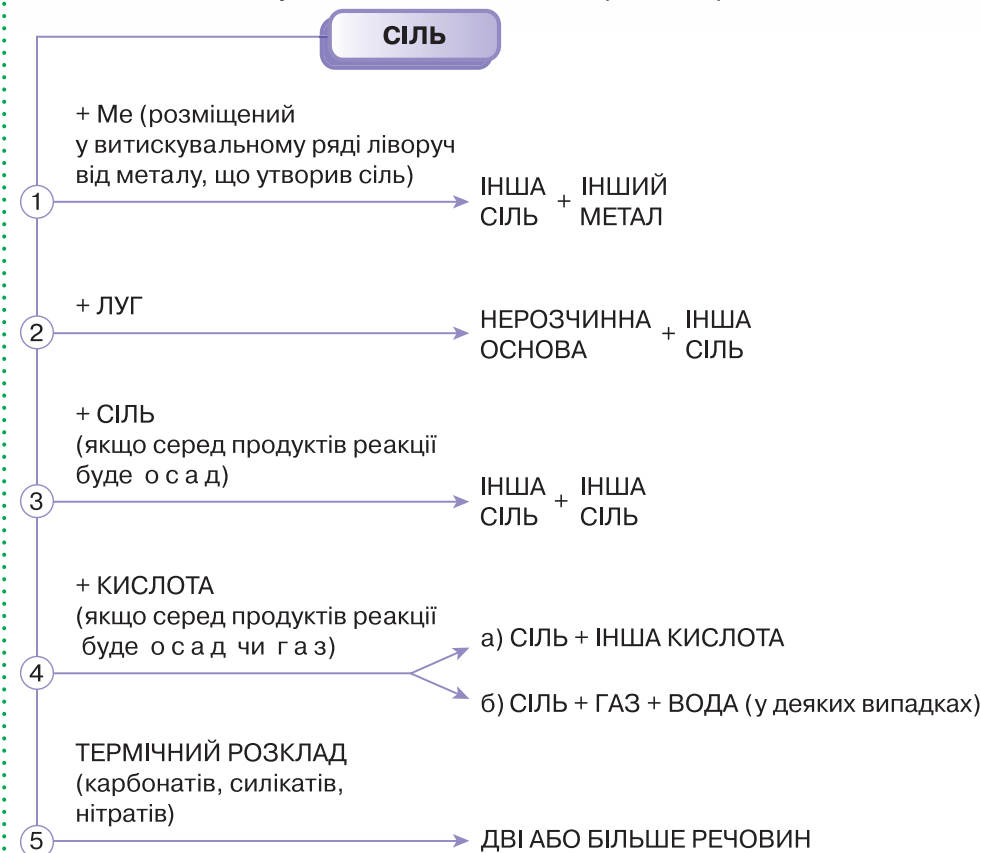


2. Кислі солі більш сильної кислоти взаємодіють з кислими солями слабкіших кислот, утворюючи слабкішу кислоту й середню чи кислоту сіль сильної кислоти:



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Поєднання у складі солей катіонів металічних елементів й аніонів кислотних залишків обумовлює їхні хімічні властивості. Розглянемо хімічні властивості середніх солей.

Завдання 1. Попрацюйте зі схемою задля відновлення знань про хімічні властивості солей та умінь складати відповідні рівняння реакцій.



Завдання 2. Проілюструйте схему прикладами молекулярних рівнянь реакцій, а для реакцій йонного обміну складіть також повні й скорочені йонні рівняння.

Завдання 3. Позначте рівняння реакцій, які належать до окисно-відновних.

Зверніть увагу! Розчинні у воді карбонати стійкі до розкладання.

ПОШИРЕННЯ СОЛЕЙ У ПРИРОДІ, ЗАСТОСУВАННЯ. Найбільше поширення у природі мають сульфати, карбонати, хлориди.

Природні сульфати — це 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 вони належать до *кристалогідратів*. Нагріванням *гіпсу* зменшують вміст у ньому кристалізаційної води й одержують *алебастр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Саме з алебастру накладають пов'язки при переломах кісток. *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.

КАРБОНАТИ В ПРИРОДІ. Карбонати існують у природі переважно у вигляді кальцій карбонату CaCO_3 . *Крейда, мрамур, вапняки, ракушняк* — усе це кальцій карбонат з певним умістом некарбонатних домішок. Чистий кальцій карбонат трапляється в природі у вигляді мінералу кальциту (мал. 64, а). Ісландський шпат (кальцій карбонат високої чистоти) (мал. 64, б) застосовують в оптиці.



Мал. 64 Мінерали: а — кальцит; б — ісландський шпат



Мал. 65

Зразок вапняку

Серед карбонатів найбільше застосовується *вапняк* (мал. 65).

Вапняки різних родовищ відрізняються кількістю домішок, тому мають різне забарвлення — від білого або світло-жовтого до темного. Їх використовують у металургії, будівництві, виробництві скла, цементу, кальцій карбиду, негашеного та гашеного вапна тощо. Вапняками укріплюють дороги, вапнують кислотні ґрунти. Знамениті одеські катакомби — це колишні каменярні, у яких добували *ракушняк* — вапняк органічного походження (мал. 66).



а



б

Мал. 66 Ракушняк: а — зразок; б — природні поклади

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

Крейду використовують у паперовій і гумовій промисловості як наповнювач, у будівництві та під час ремонту приміщень для побілки. Звичайно ж вам відомо, що вона входить до складу зубного порошку, нею роблять записи на класній дошці. До українських традицій належить

вибілювання хати крейдою (мал. 67). Завдяки чому вона має ошатний привабливий вигляд, а проживання в такому помешканні є безпечним.

Природні запаси *мармуру* (мал. 68, а) значно менші, аніж вапняку та крейди. Колір мармуру — білий, проте наявність різних домішок надає йому різного забарвлення. З мармуру виготовляють скульптури (мал. 68, б). У будівництві його використовують як облицювальний матеріал, наприклад станції метрополітену (мал. 68, в).



Мал. 67

Музей-садиба
Г. С. Сковороди
у смт Чорнухи



а



б



в

Мал. 68

Мармур: а — зразок; б — скульптура;
в — облицювана мармуром станція метро

Крім карбонатів Кальцію, у природі трапляються карбонати інших металічних елементів: доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ (мал. 69, а), сидерит $FeCO_3$ (мал. 69, б), малахіт $Cu_2(OH)_2CO_3$ (мал. 69, в) та деякі інші.



а



б



в

Мал. 69

Зразки карбонатів: а — доломіт; б — сидерит; в — малахіт

ПОШИРЕННЯ ХЛОРИДІВ У ПРИРОДІ. Україна багата запасами кам'яної солі $NaCl$, або галіту (мал. 70, а). Ця незамінна харчова добавка та сповільнювач псування багатьох продуктів є у кожній домівці (мал. 70, б). Металічний елемент Калій утворює природні поклади калійної солі, сільвініту, польового шпату, ортоклазу.



а



б

Мал. 70

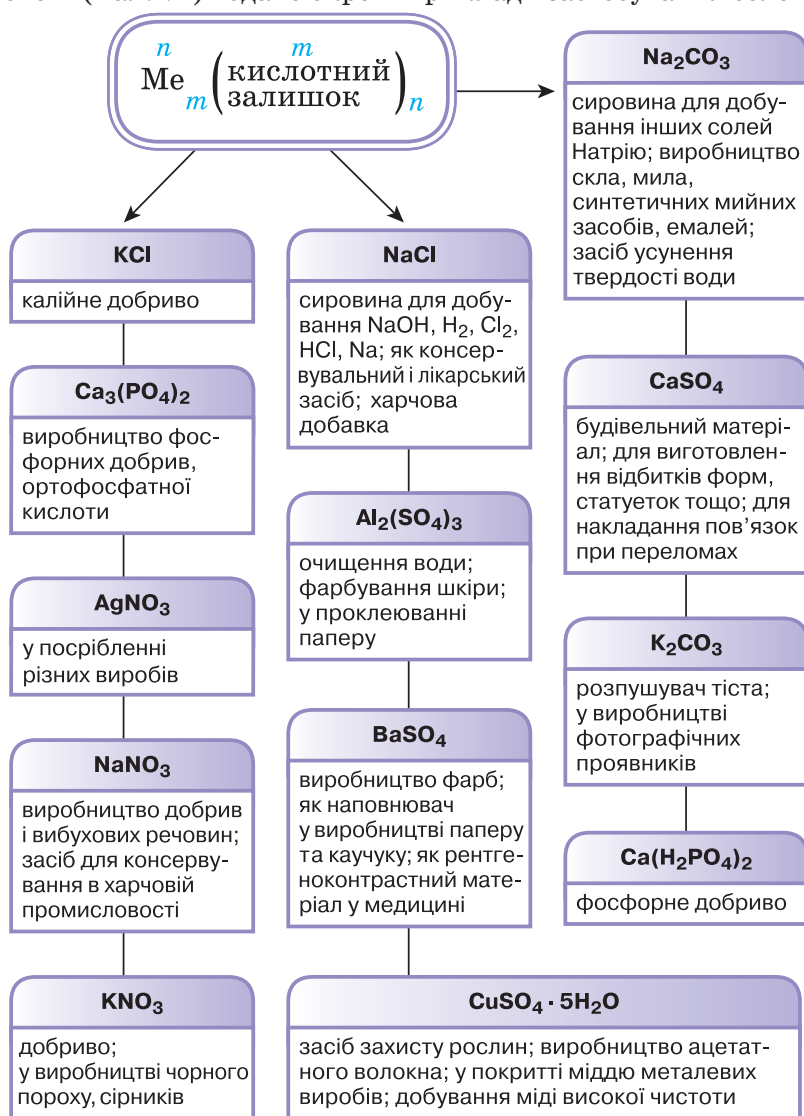
Кам'яна сіль: а — мінерал галіт; б — кухонна сіль



З раніше вивченого на уроках географії та хімії пригадайте, де в Україні є поклади солей лужних, лужноземельних елементів, Магнію, Купруму, і складіть таблицю з такими колонками: «назва мінералу», «хімічна формула основної складової», «використання».

Світовий океан містить чи не найбільшу кількість солей на нашій планеті. Зважаючи на те, що Земля на 2/3 вкрита водою, вміст металічних елементів у гідросфері не менший, ніж у літосфері. Вода морів та океанів через вміст у ній різних солей солоногірка на смак. 100 г морської води в середньому містять 3,5 г солей, серед яких на натрій хлорид припадає майже 78 %.

На схемі (мал. 71) подано окремі приклади застосування солей.

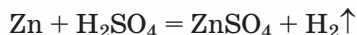


Мал. 71

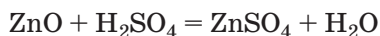
Використання солей

ДОБУВАННЯ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. У лабораторії солі можна добувати різними способами. Більшість із них вам відомі.

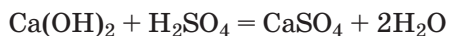
1. Взаємодія металу з кислотою.



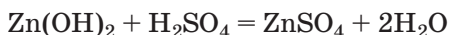
2. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотою.



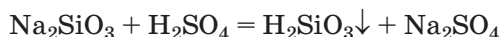
3. Взаємодія основи з кислотою.



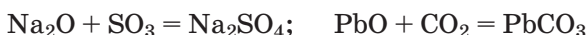
4. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою.



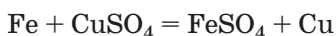
5. Взаємодія солі з кислотою.



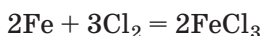
6. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом.



7. Взаємодія металу з розчином солі іншого металічного елемента.

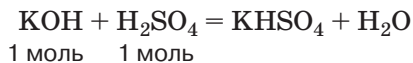


8. Взаємодія металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот).

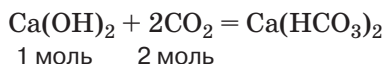


ДОБУВАННЯ КИСЛИХ СОЛЕЙ.

1. Взаємодія кислот з нестачею основи.



2. Взаємодія основи з надлишком кислотного оксиду.



Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 7

Виявлення у розчинах ортофосфат-іонів

Вам знадобляться: пробірки, штативи для пробірок, розчини солі ортофосфатної кислоти й аргентум(I) нітрату.

Завдання.

Проведіть реакцію між розчинами натрій ортофосфату й аргентум(I) нітрату. Спостерігайте за явищем, що супроводжує цю реакцію, поясніть його. Запишіть результати спостереження у зошит. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

У **висновку** зазначте, за допомогою якої якісної реакції можна виявити в розчині ортофосфат-іони.

Родовища кухонної солі в Україні розташовані поблизу Артемівська Донецької області та в Карпатах. Людина здавна використовує цю сіль як харчову добавку і консервувальний засіб (соління риби, м'яса, грибів, квашення овочів тощо).

Наші предки знали ціну солі, адже був час, коли вона коштувала дорожче, ніж золото. З давніх часів й дотепер в Україні зберігся звичай зустрічати гостей хлібом-сіллю (мал. 72).

А ще є приказка: «Щоб пізнати людину, треба з нею пуд солі з'їсти». Один пуд дорівнює 16 кг. І життєвий досвід доводить, що приказка ця небезпідставна. Доросла людина за рік споживає близько 3 кг солі. Неважко підрахувати, що двоє з'їдають пуд солі десь за 2,5–3 роки. Кухонна сіль є цінною сировиною для виробництва натрію, хлору, натрій гідроксиду.

Моря й океани мають різну солоність — так називають вміст солей в одиниці об'єму морської води. Проте якісний склад солей практично однаковий, і вчені схилиються до думки про те, що Світовий океан у давні часи був єдиним.

Морські рослини й тварини пристосувалися до життя в солоній воді. Крім того, їхні організми накопичують у своєму тілі окремі йони, що входять до складу солей морів та океанів. Ось чому морепродукти багаті на Кальцій, Силіцій, Йод, Купрум, Магній, Фосфор та інші елементи.



Мал. 72

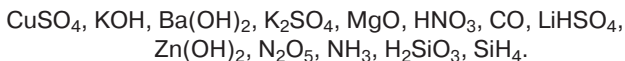
Зустріч гостей хлібом-сіллю

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення й наведіть приклади кислих і середніх солей.
2. Назвіть хімічні властивості середніх солей.
3. Що вам відомо про добування і властивості кислих солей?
4. Назвіть відомі вам поклади солей в Україні.
5. Наведіть приклади використання солей.

Застосовуємо

1. Складіть формули солей: кальцій гідрогенкарбонат, барій ортофосфат, алюміній хлорид, магній гідрогенортофосфат, натрій карбонат, купрум(II) нітрат. Класифікуйте їх на середні та кислі солі, солі безоксигенових і оксигеновмісних кислот.
2. Із переліку формул випишіть окремо формули оксидів, основ, кислот, солей.



3. Складіть якомога більше рівнянь реакцій добування ферум(II) хлориду.
4. Укажіть, між якими парами речовин відбудеться взаємодія в розчині.

А залізо і станум(II) хлорид

В свинець і натрій хлорид

Б цинк і магній сульфат

Г мідь і цинк сульфат

- 5*. Через деякий час маса залізної пластинки, зануреної в розчин купрум(II) сульфату, збільшилася на 1,32 г, а катіонів Купруму(2+) в розчині не залишилось. Обчисліть масу солі, що прореагувала.



Жорсткість води та способи її усунення

Вам відомо, що абсолютно чистих речовин не існує. Дощова, річкова чи морська вода, підземні води завжди містять домішки, серед яких найпоширенішими є солі. Тому природна вода буває і *жорсткою*, і *м'якою*.

Жорстка вода створює несприятливі умови для функціонування приладів, робота яких пов'язана з гарячою водою, погіршує прання, приготування їжі тощо.

Якщо у складі питної чи мінеральної води катіони Кальцію і Магнію є корисними у визначених межах споживання, то для води, у якій перуть білизну, яку кип'ятять (під час приготування страв, чаю, кави тощо), використовують у системах опалення приміщень, їх наявність небажана і до певної міри шкідлива.

ПОНЯТТЯ ПРО ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ. З наявністю у воді солей Кальцію і Магнію — гідрогенкарбонатів, хлоридів та сульфатів — пов'язане поняття *жорсткість води*.

Жорсткість води — сукупність властивостей води, зумовлена наявністю катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} . Ці йони входять до складу солей хлоридів, сульфатів, гідрогенкарбонатів.

Вода, 1 л якої містить до 2 ммоль/л йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , вважається *м'якою*. Вода із вмістом йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} понад 10 ммоль/л вважається *жорсткою*. Прикладом м'якої води є дощова вода, жорсткої — вода морів і океанів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. Вивчіть йонний склад двох різних мінеральних вод.

1. Знайдіть на етикетках досліджуваних мінеральних вод інформацію про вміст катіонів та аніонів і заповніть таблицю 11 у робочому зошиті.

Таблиця 11

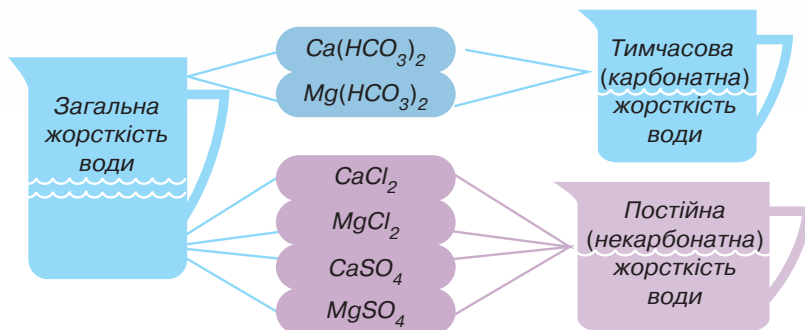
№	Назва мінеральної води	Наявність йонів		Молекулярні формули солей
		катіони	аніони	
1				
2				

Із зазначених у таблиці катіонів та аніонів складіть хімічні формули солей і запишіть їх в останній колонці таблиці.

2. Запишіть по два катіони та аніони, вміст яких найбільший у складі кожної мінеральної води.

3. Знайдіть на етикетках відомості про загальну мінералізацію води (вміст солей в 1 л) та зробіть **висновок**, м'якою чи жорсткою вона є.

Розрізняють *тимчасову, постійну та загальну* жорсткість води (мал. 73).



Мал. 73 Види жорсткості води

Зі схеми бачимо, що жорсткість води, зумовлена вмістом у ній кальцій гідрогенкарбонату та магній гідрогенкарбонату, дістала назву *тимчасової*, або *карбонатної*.

Враховуючи здатність гідрогенкарбонатів розкладатися під час нагрівання з утворенням нерозчинного у воді кальцій карбонату, тимчасову жорсткість води можна усунути кип'ятінням:

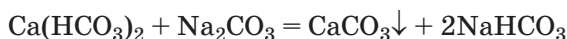
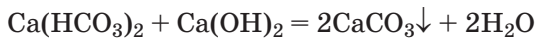


Мал. 74

Нагрівальний елемент, закритий шаром накипу

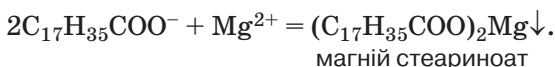
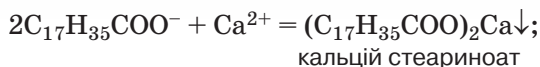
Саме ця реакція відбувається під час кип'ятіння води, що має тимчасову жорсткість. Нерозчинні у воді карбонати, що утворюються з гідрогенкарбонатів, осідають на внутрішній поверхні посудин у вигляді білого осаду, утворюючи накип. Якщо вода містить солі Феруму, то накип набуває коричневого відтінку. Накип погіршує процес теплообміну в парових котлах і чайниках, призводить до перевитрат палива і перегрівання металевих поверхонь. З часом чайники, нагрівальні елементи пральних машин (мал. 74) виходять з ладу, просвіти батарей опалення звужуються й тепловіддача погіршується.

Крім кип'ятіння, тимчасову жорсткість води усувають хімічним способом, додаючи до води кальцій гідроксид (гашене вапно), натрій гідроксид або соду.



Вивчаючи органічні речовини, ви дізналися про натрій стеариноат $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ — основну складову твердого мила. Як і всі сполуки Натрію, мило добре розчиняється у воді, а розчин виявляє мийну дію. Однак у жорсткій воді, замість усунення забруднень, мило вступає в реакцію

йонного обміну з наявними в ній солями Кальцію чи Магнію, утворюються нерозчинні у воді стеариноати цих металічних елементів:



Аналогічні реакції для магній гідрогенкарбонату складіть самостійно.

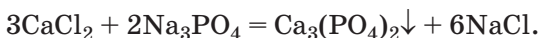
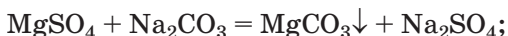
Це їхні «пластівці» з'являються у мильній воді замість густої піни. До того часу, доки всі катіони Кальцію і Магнію не будуть осаджені, мийна дія мила проявляється слабо. Це збільшує витрати мила та погіршує структуру і якість тканин. Синтетичні мийні засоби (пральні порошки, пасти, рідини) не утворюють з Кальцієм та Магнієм нерозчинних солей, а тому забезпечують ефективне прання й економне витрачання мийних засобів як у м'якій, так і в жорсткій воді.

На відміну від гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію, розчинені у воді хлориди і сульфати не можна видалити з розчину кип'ятінням.

Наявність у воді гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію зумовлює **тимчасову**, або карбонатну жорсткість води.

Наявність у воді сульфатів і хлоридів Кальцію і Магнію зумовлюють **постійну**, або некарбонатну жорсткість води.

Постійну (некарбонатну) жорсткість води усувають хімічним способом, використовуючи речовини, які переводять йони Кальцію і Магнію з розчину в нерозчинні сполуки. Це можуть бути натрій карбонат (кальцинована сода) Na_2CO_3 , натрій ортофосфат Na_3PO_4 . Як і у випадку з тимчасовою жорсткістю, утворюються нерозчинні карбонати й ортофосфати:



Перспективним та ефективним способом усунення жорсткості води є **йонітний**. Для цього користуються йонообмінними колонками (мал. 75). Вони заповнені твердими нерозчинними у воді йонообмінними матеріалами із загальною назвою **катіоніти**, що містять рухливі йони, наприклад Натрію. Катіони Натрію обмінюються на катіони Кальцію і Магнію, що містяться у жорсткій воді. Унаслідок такого обміну катіони Кальцію та Магнію залишаються в йонообмінній колонці, а пом'якшена вода витікає з неї. Важливо також те, що йонообмінний матеріал піддається регенерації, тобто відновленню.

Мал. 75

Пом'якшення води в лабораторних умовах із використанням йонообмінної колонки



Постійну жорсткість води усувають хімічним способом за допомогою натрій карбонату (кальцинована сода) Na_2CO_3 , натрій ортофосфату Na_3PO_4 , аніони яких утворюють з катіонами Кальцію і Магнію нерозчинні сполуки, або воду пропускають через йонообмінні колонки.

Терміном **загальна жорсткість** характеризують одночасну присутність у воді сполук, що зумовлюють тимчасову і постійну жорсткість. Якість природних вод характеризують переважно цим терміном, оскільки у більшості випадків природна вода містить і карбонати, і хлориди, і сульфати Кальцію та Магнію.

Про дистиляцію як спосіб отримання м'якої води ви вже знаєте.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. У домашніх умовах з поверхні побутових приладів усуньте накип (відклад нерозчинних карбонатів). Для його виконання вам знадобиться: чайник, каструля або інший побутовий посуд, на стінках якого від тривалого кип'ятіння води утворився накип нерозчинних карбонатів; лимонна чи етанова кислоти (оцет), спеціальний засіб для видалення накипу, придбаний у магазині, вода.

Спосіб 1. Усуньте накип з поверхні будь-якого побутового приладу хімічним способом. Для цього приготуйте розчин засобу з розрахунку одна упаковка лимонної кислоти на 3 л води, або 50 мл оцту на такий самий об'єм води. Вилийте виготовлений розчин у посудину так, щоб він повністю покривав поверхню з накипом, закрийте кришкою і кип'ятіть близько 5 хв. Після завершення кип'ятіння зачекайте, поки рідина охолоне (реакція може ще продовжуватись). Вилийте розчин з посудини та ретельно ополосніть її.

Результати проведеного досліді запишіть у робочий зошит, поясніть їх.

Спосіб 2. Якщо маєте змогу придбати один із засобів, призначених для усунення накипу, виконайте дослід, скориставшись ним. Під час виконання досліді чітко дотримуйтеся інструкції, що додається до засобу.

Результати проведеного досліді запишіть у робочий зошит, а також зазначте основну речовину у складі засобу, призначену для зняття накипу.



Сторінка ерудита

Наземним рослинам для живлення, людям і тваринам суходолу для пиття потрібна прісна вода — вода з невеликим вмістом 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, Дніпра, Запоріжжя та інших великих міст. Вам відомо, що перш ніж вода з'явиться у квартирах, її очищують і знезаражують, а в спеціальних лабораторіях фахівці з відповідною хіміко-біологічною підготовкою здійснюють **контроль якості води**. Контроль якості води полягає у встановленні жорсткості води, виявленні відповідності її складу державним нормам. Для цього проводять якісний і 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 статись через недбалу господарську діяльність людей.

Знаємо, розуміємо

1. Чим зумовлена жорсткість води? На які види її поділяють?
2. Яку загрозу побутовим приладам становить жорстка вода?
3. Назвіть солі, що зумовлюють тимчасову жорсткість води.
4. Назвіть солі, що зумовлюють постійну жорсткість води.

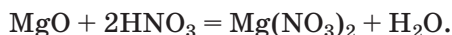
Застосовуємо

1. Поясніть хімічну суть різних видів жорсткості води.
2. Складіть рівняння реакцій за схемою перетворень: кальцій карбонат → кальцій оксид → кальцій гідроксид → кальцій гідрогенкарбонат → кальцій карбонат → кальцій хлорид → кальцій нітрат.
3. Виконайте завдання з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника». Одержані результати оприлюдніть на уроці.
4. Чому вдаються до пом'якшення води, яку використовують у побуті?
- 5*. Запропонуйте спосіб опріснення морської води, який можна було б використовувати в екстремальній ситуації перебування людини у відкритому морі без запасу прісної води.



Обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один із реагентів взято в надлишку

Яку б кількість, масу чи об'єм реагентів не взяли, продукти реакції завжди утворюються згідно з кількісним відношенням речовин у хімічному рівнянні. Наприклад, магній оксид взаємодіє з нітратною кислотою з утворенням солі й води:



Коефіцієнти перед формулами реагентів свідчать про те, що речовини взаємодіють без залишку, якщо для проведення реакції магній оксид і нітратну кислоту брати в кількісному відношенні

1 моль : 2 моль.

Якщо ж кількість речовини одного з реагентів буде меншою за власне рівнянню цієї реакції кількісне відношення 1 : 2, то він прореагує повністю, тоді як другого реагенту якась порція залишиться. Про такий реагент кажуть, що його узято в надлишку.

Розв'язання задачі, в умові якої вказані маса, об'єм чи кількість речовини обох реагентів, потребує з'ясування кількісного відношення речовин. І якщо з'ясується, що одного з них узяли в надлишку, то задачу розв'язують, користуючись даними про речовину, що перебуває в недостатці.

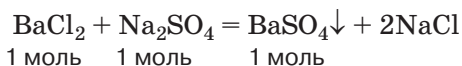
Задача 1. Обчисліть масу осаду, який утвориться з барій хлориду масою 41,6 г і натрій сульфату масою 42,6 г.

Розв'язання

1. Запишемо скорочено умову задачі.

Дано:	Допоміжні величини
$m(\text{BaCl}_2) = 41,6 \text{ г}$	$M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ г/моль}$
$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 42,6 \text{ г}$	$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$
$m_{\text{осаду}} \text{ — ?}$	

2. Складемо рівняння реакції.



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

$$\nu(\text{BaCl}_2) : \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) : \nu(\text{BaSO}_4) = 1 : 1 : 1$$

4. З'ясуємо кількісні відношення реагентів за умовою задачі.

Для цього спочатку обчислимо кількість речовини кожного реагенту

за формулою $\nu = \frac{m}{M}$:

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

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

Відношення реагентів виявилось таким:

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

Як бачимо, за умовою задачі з надлишком узяли натрій сульфат Na_2SO_4 , відтак барій хлорид BaCl_2 прореагує без залишку (повністю). Тому масу утвореного осаду барій сульфату BaSO_4 потрібно обчислювати з використанням відомостей про барій хлорид.

5. Обчислюємо кількість речовини барій сульфату, що утворився.

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

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

6. Обчислюємо масу барій сульфату кількістю речовини 0,2 моль за формулою $m = \nu \cdot M$:

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

Примітка. А що відбулося з натрій сульфатом масою 42,6 г, кількість речовини якого дорівнювала 0,3 моль? Згідно з кількісними відношеннями 0,2 моль натрій сульфату витратилося під час реакції, а 0,1 моль залишилося.

Якщо за умовою задачі один з реагентів взяли в надлишку, потрібно обов'язково розглядати можливість подальшої його взаємодії з утвореним продуктом реакції.

Солі взаємодіють між собою лише за умови, що вони обидві розчинні у воді (реакції йонного обміну відбуваються тільки між електролітами). Барій сульфат — нерозчинна сіль. Отже, подальша взаємодія продукту реакції із залишком реагенту натрій сульфату неможлива.

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

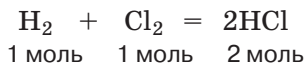
Задача 2. Який об'єм гідроген хлориду можна одержати в результаті реакції водню об'ємом 224 л (н. у.) з хлором масою 284 г?

Розв'язання

1. Запишемо скорочено умову задачі.

Дано: $V(\text{H}_2) = 224 \text{ л}$ $m(\text{Cl}_2) = 284 \text{ г}$ $V(\text{HCl}) = ?$	Допоміжні величини $M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}$
--	---

2. Запишемо рівняння реакції і розглянемо кількісні відношення речовин у ньому:



За рівнянням $\nu(\text{H}_2) : \nu(\text{Cl}_2) : \nu(2\text{HCl}) = 1 : 1 : 2$

3. Встановимо кількісні відношення речовин за рівнянням реакції, з'ясуємо їх за умовою задачі.

Спочатку за формулою

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

обчислимо кількість речовини водню об'ємом 224 л (н.у.):

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{224 \text{ л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 10 \text{ моль.}$$

4. За формулою

$$\nu = \frac{m}{M}$$

обчислимо кількість речовини хлору масою 284 г.

$$\nu(\text{Cl}_2) = \frac{284 \text{ г}}{71 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 4 \text{ моль.}$$

5. Визначимо кількісні відношення реагентів за умовою задачі:

$$v(\text{H}_2) : v(\text{Cl}_2) = 10 : 4.$$

Порівнявши кількісне відношення водню і хлору за умовою задачі з відношенням цих речовин за рівнянням реакції, робимо висновок, що реагент водень взятий в надлишку. Тому подальші обчислення здійснюватимемо за хлором.

6. Обчислимо кількість речовини гідроген хлориду, що утворився внаслідок реакції:

$$v \text{HCl} = 2v(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 4 = 8 \text{ (моль)}.$$

7. Обчислимо об'єм гідроген хлориду:

$$V(\text{HCl}) = V_m \cdot v = 22,4 \cdot 8 = 179,2 \text{ (л)}.$$

Відповідь: об'єм одержаного гідроген хлориду дорівнює 179,2 л.

Задача 3. Обчисліть масу солей, утворених унаслідок реакції натрій гідроксиду масою 5 г з ортофосфатною кислотою масою 9,8 г.

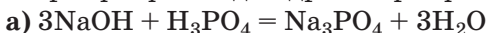
Розв'язання

1. Зробимо скорочений запис умови задачі.

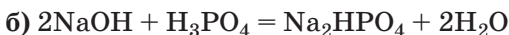
Дано:
$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,8 \text{ г}$
$m(\text{NaOH}) = 5 \text{ г}$
$m(\text{солей}) = ?$

2. Складемо рівняння можливої взаємодії речовин.

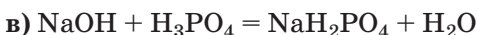
Оскільки ортофосфатна кислота належить до трьохосновних кислот, то може утворювати три солі — одну середню (ортофосфат) і дві кислі (гідрогенортофосфат та дигідрогенортофосфат).



$$\begin{array}{ccccccc} 3 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & & & & \\ 3 & : & 1 & : & 1 & & \end{array}$$



$$\begin{array}{ccccccc} 2 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & & & & \\ 2 & : & 1 & : & 1 & & \end{array}$$



$$\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & & & & \\ 1 & : & 1 & : & 1 & & \end{array}$$

3. З'ясуємо кількісні відношення реагентів і продуктів реакції за кожним рівнянням реакції.

Рівняння а)

$$v(\text{NaOH}) : v(\text{H}_3\text{PO}_4) : v(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 3 : 1 : 1$$

Рівняння б)

$$v(\text{NaOH}) : v(\text{H}_3\text{PO}_4) : v(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 2 : 1 : 1$$

Рівняння в)

$$v(\text{NaOH}) : v(\text{H}_3\text{PO}_4) : v(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 1 : 1 : 1$$

4. З'ясуємо кількісні відношення реагентів реакції за умовою задачі.

$$v(\text{NaOH}) = 5 : 40 = 0,125 \text{ (моль)}$$

$$v(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,8 : 98 = 0,1 \text{ (моль)}$$

$$0,125 : 0,1 \text{ або } 1,25 : 1$$

Установлене відношення не має точної відповідності із жодним рівнянням реакції. Тому розпочинаємо обчислювати масу солі за рівнянням, яке найбільше відповідає відношенню реагентів за умовою задачі. Це рівняння в).

Неважко зрозуміти, що за цим рівнянням натрій гідроксид перебуває в надлишку.

Залишок натрій гідроксиду становить:

$$0,125 \text{ моль} - 0,1 \text{ моль} = 0,025 \text{ моль.}$$

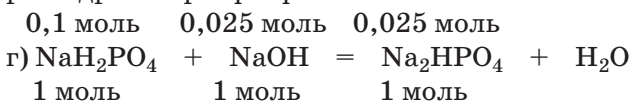
5. Обчислимо кількість речовини натрій дигідрогенортофосфату за рівнянням в).

Як видно з рівняння в), $v(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = v(\text{H}_3\text{PO}_4)$, тому

$$v(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0,1 \text{ моль.}$$

6. Розглянемо можливість подальшої взаємодії утвореної солі і реагенту, що взятий з надлишком.

Натрій гідроксид, що залишився у кількості 0,025 моль, продовжить взаємодію з утвореною сіллю. Утвориться інша кисла сіль (рівняння г)) — натрій гідрогенортофосфат.



Після реакції за рівнянням г) натрій гідроксиду не залишиться, тоді як натрій дигідрогенортофосфат перебуватиме в надлишку, оскільки за наявності його в кількості 0,1 моль з лугом прореагувало лише 0,025 моль.

$$0,1 - 0,025 = 0,075 \text{ (моль)}$$

7. Обчислимо кількість речовини солей після закінчення взаємодії.

$$v(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = v(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ (моль)}$$

Утворених солей дві: натрій дигідрогенортофосфат кількістю речовини 0,075 моль і натрій гідрогенортофосфат кількістю речовини 0,025 моль.

8. Обчислимо масу утворених солей.

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,075 \text{ моль} = 9 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,025 \text{ моль} = 3,55 \text{ г}$$

Відповідь: 9 г натрій дигідрогенортофосфату і 3,55 г натрій гідрогенортофосфату.

Знаємо, розуміємо

1. За якими формулами обчислюють кількість речовини?
2. Як визначити кількісні відношення речовин за рівнянням реакції та за умовою задачі?

3. У чому полягає відмінність задач на обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один із реагентів взяли в надлишку, від інших типів розрахунків за рівняннями реакцій?

Застосовуємо

1. Обчисліть масу амоній сульфату, який утвориться під час пропускання через розчин сульфатної кислоти масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 9,8 % амоніаку об'ємом 11,2 л (н. у.).
2. У посудину з вапняною водою, маса кальцій гідроксиду в якій становить 3,7 г, пропустили вуглекислий газ об'ємом 3,36 л (н. у.). Прозорим чи каламутним буде вміст посудини після завершення реакції?
- 3*. 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 %?
- 4*. На цинк хлорид масою 13,6 г подіяли натрій гідроксидом масою 10 г. Обчисліть масу осаду після закінчення взаємодії речовин.



Мінеральні добрива. Поняття про кислотні та лужні ґрунти

ПОНЯТТЯ 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, хімічні елементи яких необхідні для росту й розвитку рослин. Добрива вносять у ґрунт для збільшення врожайності сільськогосподарських культур та підвищення їх стійкості до несприятливих кліматичних умов.

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

Щоб природним способом відновити у ґрунті вміст життєво необхідних рослинам хімічних елементів, потрібний тривалий час. Для стабільного отримання високих урожаїв у ґрунт вносять мінеральні (мал. 76) й органічні добрива.



Мал. 76 На складі з мінеральними добривами

Розгляньте малюнок 77 та ознайомтеся з класифікацією мінеральних добрив.

З біології вам відомо, що рослини засвоюють речовини з ґрунту лише в розчинах. Під впливом полярних молекул води добрива дисоціюють на йони, які й всмоктуються кореневою системою та транспортуються по стеблу до всіх органів рослини.

Для сільського господарства важливим є раціональне використання добрив. Під ним розуміють внесення добрив у кількості, необхідній і достатній для досягнення балансу поживних речовин у ґрунті, забезпечення вирощуваних рослин необхідними хімічними елементами, підвищення врожайності сільськогосподарських культур без шкоди довкіллю.

Близько 30 років тому високими вважались урожаї, якщо з 1 га поля збирали 35 ц пшениці, 12 ц сояшнику, 40 ц кукурудзи. Підбір і внесення у ґрунт мінеральних добрив у поєднанні з новітніми технологіями обробітку ґрунту, використання високоякісного посівного матеріалу і засобів захисту рослин дають змогу сучасним аграріям отримувати значно вищі врожаї. Наприклад, у 2018 р. Баришівська зернова компанія — провідний агрохолдинг України — на своїх полях (Полтавська, Київська, Черкаська обл.) збрала з 1 га по 69 ц пшениці, 33 ц сояшнику, 116 ц кукурудзи.

Щоб добрива приносили найбільшу користь, потрібно знати, коли та які з них найкраще використовувати, який спосіб внесення обрати, як узгодити час внесення добрива з погодними умовами й багато іншого. Це є предметом дослідження *агрохімії*.

Агрохімія — наука, що вивчає взаємопов'язані хімічні й біологічні процеси у ґрунті та рослинах, виявляє шляхи підвищення врожайності сільськогосподарських культур. Знання цієї науки особливо важливі для агрономів.

Мінеральні добрива

Азотні

Фосфатні

Калійні

Комплексні

Мікродобрива

Мал. 77

Класифікація мінеральних добрив

Приклади мінеральних добрив та їхні окремі характеристики наведено в таблиці 12.

Таблиця 12

Мінеральні добрива

	Назва	Формула	Фізичні характеристики
АЗОТНІ	Калійна селітра	KNO_3	Безбарвна, кристалічна, негігроскопічна
	Амоніачна селітра	NH_4NO_3	Білого або жовтуватого кольору, гігроскопічна, у результаті висихання утворює грудки, може вибухати та розкладатися з виділенням амоніаку
	Кальцієва селітра	$Ca(NO_3)_2$	Сірого кольору, злежується, дуже гігроскопічна
	Натрієва селітра	$NaNO_3$	Білого або жовтуватого кольору, гігроскопічна, злежується
	Амоній хлорид	NH_4Cl	Білого або жовтуватого кольору, малогігроскопічний
	Амоній сульфат	$(NH_4)_2SO_4$	Білий (через наявні домішки може бути сірим або зеленуватим), кристалічний, малогігроскопічний, добре розчинний у воді
	Амоніачна вода	$NH_3 \cdot H_2O$	Безбарвна 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	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	Сірий, світло-сірий, погано розчинний у воді, не злежується
	Фосфоритне борошно	$Ca_3(PO_4)_2$	Білого або бурого кольору, виготовлений розмелюванням природних фосфоритів, добре розчинний у воді
	Амофос	$NH_4H_2PO_4$	Порошок білого (через наявні домішки сіруватого) кольору, кристалічний, негігроскопічний
КАЛІЙНІ	Калій хлорид	KCl	Білий, дрібнокристалічний, добре розчинний у воді, негігроскопічний, під час зберігання сильно злежується, тому випускають у вигляді гранул
	Каїніт	$KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$	Світло-сірий або сірий, негігроскопічний
	Сильвініт	$KCl \cdot NaCl$	Рожевий, малогігроскопічний, добре розчинний у воді
	Калійна сіль	$KCl +$ домішки $NaCl$	Бурого або рожевого кольору, гігроскопічна, злежується
	Калій сульфат	K_2SO_4	Білий, добре розчиняється у воді, негігроскопічний
	Поташ	K_2CO_3	Білий або світло-сірий, висока гігроскопічність, добре розчинний у воді

ВИРОБНИЦТВО ДОБРИВ В УКРАЇНІ. У нашій країні найбільше виробляють азотних добрив. Як сировину використовують азот, що входить до складу повітря.

Прикладом того, як відходи одного виробництва можна використувати для одержання цінної продукції, є виробництво азотних добрив з амоніачної води, що утворюється під час коксування вугілля. Сировиною для виробництва калійних добрив є природні калієві солі вітчизняних родовищ. Промислове виробництво калійних добрив сконцентроване в Західній Україні, оскільки там найбільші в нашій державі родовища калійних солей (Калусько-Глинське, Стебницьке й Бориславське родовища).

Виробництво фосфорних добрив ґрунтується переважно на імпортованій сировині.

Працюємо з медійними джерелами

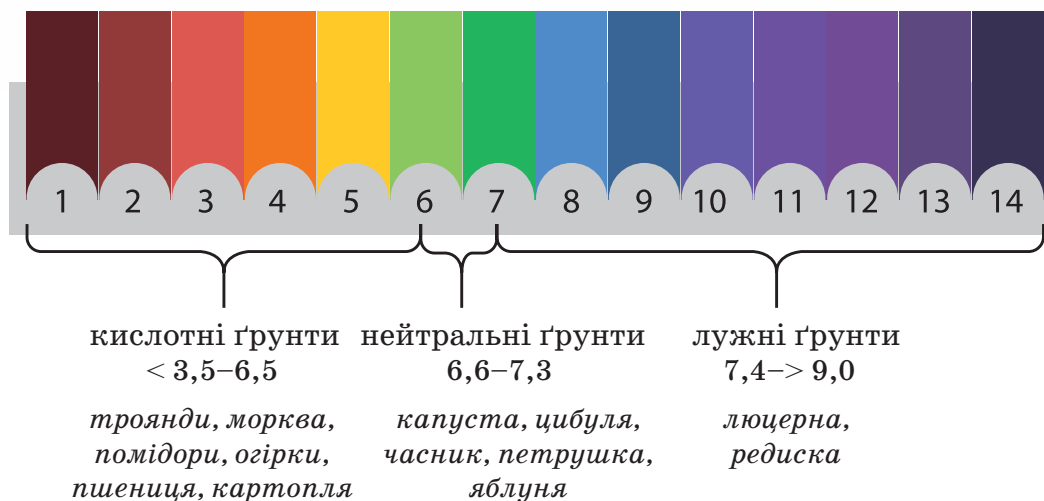
1. З різних джерел дізнайтеся про топ-10 найбільших виробників добрив в Україні (потужність, сировина, продукція).
2. Поцікавтеся професіями працівників сучасних підприємств з виробництва добрив, заводами, де ці професії здобувають.
3. Які засоби захисту навколишнього середовища від забруднення діють на підприємствах з виробництва мінеральних добрив?

З природознавства та біології ви знаєте, що до основних сільськогосподарських культур в Україні належать зернові й овочеві культури, цукрові 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.

ПОНЯТТЯ ПРО КИСЛОТНІ ТА ЛУЖНІ ҐРУНТИ. У параграфі про кислоти ви дізналися, що однією з характеристик ґрунтів є їх кислотність, що характеризується вмістом у ґрунтовому розчині або водній витяжці ґрунту катіонів Гідрогену й гідроксид-аніонів.

Від значення водневого показника ґрунтового розчину залежать доступність хімічних елементів для рослин, процеси ґрунтоутворення, а також розвиток рослин. Більшість культурних рослин найкраще розвиваються в ґрунтах з рН від 5,5 до 7,5. Характерною особливістю кислотних ґрунтів є пригнічення мікробіологічної активності мікроорганізмів, що беруть участь у розкладанні гною, торфу, компостів й інших органічних решток, недостатній поживний режим, зниження посухостійкості і зимостійкості озимих культур. Підвищена кислотність ґрунту різко позначається на врожайності культурних рослин. Поділ ґрунтів за кислотністю та приклади сільськогосподарських рослин, які найкраще на них розвиваються, відображено на малюнку 78, с. 162.

рН ґрунту



Мал. 78

Поділ ґрунтів за значенням рН та приклади сільськогосподарських рослин, які найкраще на них розвиваються

Ґрунти з рН від 6,5 і нижче належать до **кислотних**. У їхніх водних розчинах є надлишок катіонів Гідрогену.

Агрономічні служби проводять лабораторні аналізи ґрунтів, стежать за величиною показника рН ґрунту. У разі відчутного збільшення чи зменшення кислотності ґрунту вживаються заходи щодо її врегулювання, зокрема вапнування.

Вапнування — метод пониження кислотності ґрунту шляхом внесення кальциту, доломіту, вапняку, гашеного вапна, крейди. Вапнують ґрунти з рН нижче 5,5.

Оскільки у складі кальциту, доломіту, вапняку наявні карбонати — солі дуже слабкої карбонатної кислоти, а гашене вапно — луг, то відбувається нейтралізація ґрунтового розчину, кислотність ґрунту зменшується.

Кислотність лужних ґрунтів регулюють гіпсуванням — внесенням гіпсу та деяких інших речовин.

В індивідуальних господарствах, на дачних ділянках індикаторами кислотності ґрунту можуть служити деякі дикорослі рослини, здебільшого бур'яни, які виявились краще пристосованими до проростання на кислотних або лужних ґрунтах, деякі кущі, наприклад калина і глід. Так, наявність серед бур'янів польового хвоща свідчить про підвищену кислотність ґрунту.



Йони, у складі яких елемент живлення надходить до рослинного організму, дістали назву **форми засвоєння добрив**. Формами засвоєння Нітрогену є катіони NH_4^+ та аніони NO_3^- , Калію — катіони K^+ , Фосфору — аніони PO_4^{3-} , H_2PO_4^- .

Надмірне використання нітратів як мінеральних добрив і як харчових добавок, що надають м'ясним виробам кольору натурального м'яса і подовжують термін зберігання м'ясних виробів і сиру, створює небезпеку до перевищення гранично допустимих норм їх добового споживання людиною. 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 умістом нітратів. Особливо небезпечні нітрати для дитячого організму.

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

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

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення мінеральних добрив, назвіть їх класифікацію, наведіть приклади.
2. Обґрунтуйте роль мінеральних добрив як джерела живлення рослин.

Застосовуємо

1. Опрацюйте вміст таблиці 11 і випишіть назви добрив: а) що мають малу розчинність у воді; б) гігроскопічні; в) містять два елементи живлення.
2. У якому з нітратних добрив — амоніачній селітрі чи кальцієвій селітрі — уміст Нітрогену більший?
3. Які ґрунти називають кислотними, а які — лужними? Обґрунтуйте причини існування кислотних і лужних ґрунтів.
4. Висловте судження щодо нераціонального використання мінеральних добрив.
5. Якщо ви захоплюєтеся вирощуванням кімнатних рослин, з'ясуйте за різними інформаційними джерелами, якими добривами й коли потрібно підживлювати їх. Обчисліть норми внесення добрив.
6. З'ясуйте, яку площу займають сільськогосподарські культури одного з колективних господарств вашого регіону, й обчисліть приблизну щорічну його потребу в мінеральних добривах під конкретні сільськогосподарські культури.

Попрацюйте зunami

У складі малих навчальних груп оцініть значення виробництва та раціонального використання добрив для розв'язання продовольчої проблеми, виконавши навчальний проект за темою «Мінеральні добрива: позитивні й негативні наслідки їх застосування».

Високі будинки й глибокі тунелі, мости через ріки й багато інших споруд зведено з використанням *цементу, бетону, цегли*. Красивий і практичний посуд, сучасні телевізори й медична апаратура, вікна будинків, салони автомобілів, літаків, потягів тощо виготовляють із використанням скла. У побуті використовують різні керамічні вироби.

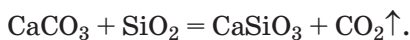
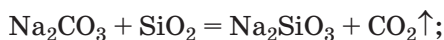
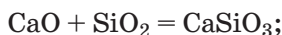
Цемент, бетон, цегла, кераміка, скло — продукція *силікатної промисловості*. Назва підказує, що до їх виробництва причетний Силіцій, а точніше його сполуки.

ПОНЯТТЯ ПРО СКЛО. Археологічні знахідки доводять, що цей матеріал відомий людям понад 5–6 тис. років. Перше його застосування було пов'язане з виготовленням жіночих прикрас. Нині скло широко використовують у різних галузях промисловості й сільського господарства (мал. 79).

Знадобився час, щоб люди навчилися виготовляти різноманітні види скла та формувати вироби з нього — видувати скляні ємності, прокатувати скло в тонкі пластини, витягувати в нитки. Виготовлення скляних виробів можливе лише з гарячої розплавленої маси, а розм'якшуватися скло починає за температури 900 °С, рідким скло стає за температури 1500 °С.

Виготовляють (варять) звичайне віконне скло із *соди* Na_2CO_3 , *вапняку* CaCO_3 та *кварцового піску* SiO_2 за температури 1500 °С у спеціальних печах безперервної дії. За добу з однієї печі одержують до 300 т продукції. Про розміри такої печі, свідчить її варильний басейн довжиною у 40 м, шириною у 10 м і висотою у 1,5 м.

Хімізм виготовлення скла ґрунтується на властивостях карбонатів розкладатися під час нагрівання та властивостях основних і кислотних оксидів взаємодіяти між собою:



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 і пляшки) — прозорий аморфний сплав суміші натрій силікату з кальцій силікатом і кварцовим піском.

Здатність скла 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 дають змогу одержувати різні види скла, що широко використовуються.

Заміною одних компонентів сировини на інші, уведенням 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.



Мал. 79 Предмети, виготовлені з різних видів скла

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.



Мал. 80

Скловолокно

Одним із досягнень хімічної науки ХХ ст. стало створення склониток і скловолокна (мал. 80). Відтепер склонитки використовують як світловоди для передавання зображень і звуків. Без цього не існувало б кабельного телебачення, телефонного зв'язку, не було б приладів, що діагностують стан внутрішніх органів людини.

Кришталеве скло виготовляють з калій карбонату, пльумбум(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.

Емальований посуд вам добре відомий. Емаль — це матеріал, виготовлений із звичайної скломаси шляхом додавання до неї станум(IV) оксиду. Кольоровою емаллю оздоблюють прикраси (мал. 81, а), картини (мал. 81, б), вази (мал. 81, в) тощо.



Мал. 81 Оздоблення емаллю

За певних умов аморфну скломасу піддають частковій перекристалізації з утворенням білого, непрозорого, термостійкого й міцного матеріалу, що називається *ситал*.

З нього виготовляють побутовий вогнетривкий кухонний посуд: каструлі, форми для запікання, жаровні, сковорідки тощо (мал. 82).



Мал. 82 Вогнетривкий кухонний посуд із ситалу

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 роками його твердість 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 склад цементу формулами оксидів, то виявиться, що він містить 62–76 % CaO , 20–24 % SiO_2 , 4–7 % Al_2O_3 , незначну кількість Fe_2O_3 та MgO .

На будівництві цемент змішують з піском і водою. Утворену суміш називають цементним або *будівельним розчином*, з часом він стає кам'янистим. Цементний розчин є незамінним зв'язувальним матеріалом для цегли, будівельних блоків тощо. Затвердіння відбувається внаслідок того, що складові речовини цементу з водою утворюють відповідні кристалогідрати. Давній Київ наші предки будували з використанням в'язучої маси на зразок цементу, яку виготовляли з вапняку і випаленої глини «цем'янки». Перші цементні заводи України були збудовані на Донеччині і Рівненщині наприкінці XIX ст. Архітектор В. Городецький в 1903 р. використав вітчизняний цемент для виготовлення оздоблення однієї з найкрасивіших будівель XX ст., яка й донині прикрашає Київ (мал. 83).



Мал. 83 Будинок з химерами архітектора В. Городецького

Суміш щебеню (подрібненої гірської породи гранітного походження), піску і цементу називається **бетон**, без якого неможливе зведення мостів, будинків, гребель. Бетон, підсилений залізним каркасом, називається **залізобетоном**.

Силікатна промисловість включає також **керамічне виробництво**. До керамічних виробів належать будівельна цегла (мал. 84, а) (її виробляють найбільше), кахлі, облицювальні плитки, раковини умивальників, посуд із порцеляни і фаянсу тощо (мал. 84, б).



Мал. 84 Вироби з кераміки

Особливістю керамічного виробництва є те, що вироби після формування випалюють. З однорідної суміші глини, піску і води формують цеглини, а потім їх висушують у призначених для цього печах. Глина, змочена водою, стає схожою на пластилін і їй можна надати різної форми. На цій властивості глини ґрунтується **гончарство**. Амфори, глечики, миски — ці та інші гончарні вироби знаходять археологи під час розкопок давніх поселень (мал. 84, в). І нині, незважаючи на велику різноманітність матеріалів, люди не відмовилися від створення гончарних виробів (мал. 84, г). Україна славиться такими виробами, їх виробництвом займаються гончарі в різних регіонах. Одним з найбільших осередків виробництва гончарної кераміки в Україні є селище міського типу Опішня Полтавської області. З доби неоліту на території, де зараз розташоване селище, люди виготовляли керамічний посуд. Сучасні опішнянські гончарі зберігають традиції цього виробництва, додають до них багато нових і сучасних форм (мал. 85).



Мал. 85 Опішнянська кераміка

Ще в давньому Китаї володіли технологією виробництва **порцеляни**, з якої виготовляли красивий порцеляновий посуд (чашки, блюдця, миски,

художні вироби) (мал. 86), проте рецепт тримали у великому секреті. У Європі її навчилися виготовляти лише у 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.

У техніці застосовують електроізоляційні властивості порцеляни, її хімічну стійкість. З менш очищеної сировини, ніж та, з якої виробляють порцеляну, одержують грубіший матеріал — фаянс, що використовують так само, як порцеляну.

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



Мал. 86 Вироби з порцеляни

Сторінка ерудита



Як стало вам відомо з тексту параграфа, для виготовлення кожного з будівельних матеріалів потрібні сполуки Силіцію. Хімічний елемент Силіцій посідає 2-ге 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 близько 75 % маси земної кори. Проста речовина силіцій (кремній) має твердий агрегатний стан, сталевий колір, схожу з алмазом будову кристалів. Кремній наділений напівпровідниковими властивостями, що з успіхом використовується у фотоелементах, сонячних батареях тощо.

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 трапляється 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.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 8 Виявлення у розчинах силікат-іонів

Вам знадобляться: пробірки, штативи для пробірок, розчини натрій силікату, хлоридної чи іншої кислоти.

Завдання. Проведіть реакцію між розчинами натрій силікату і кислоти. Спостерігайте за явищем, що супроводжує цю реакцію, поясніть його. Запишіть результати спостереження у зошит. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонні рівняння проведеної реакції.

У **висновку** зазначте, за допомогою якої якісної реакції можна виявити в розчині силікат-іони.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам будівельні матеріали, наведіть приклади.
2. Як різні добавки впливають на властивості скла?
3. Поясніть, на яких властивостях скла, цементу, бетону ґрунтується їх використання.
4. Для чого використовують силікатні матеріали?

Застосовуємо

1. З'ясуйте, що у вашому домашньому господарстві виготовлено зі скла, цементу, бетону, кераміки, порцеляни, фаянсу. Скільки назв налічує їх перелік? Зробіть висновки про значення цих матеріалів у вашому житті.
2. 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? Передайте склад такого скла формулами оксидів.
3. Поцікавтесь, виробництво яких силікатних матеріалів здійснюють у вашому регіоні, які там умови роботи та оплата праці, фахівці яких професій обслуговують виробництво. За можливості здійсніть екскурсію до них.



Біологічне значення металічних і неметалічних елементів

Біологічне значення хімічних елементів зумовлене їх роллю у побудові тіла і процесах життєдіяльності всіх організмів.

БІОЛОГІЧНЕ ЗНАЧЕННЯ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Йони Натрію Na^+ беруть активну участь у водно-сольовому обміні та підтриманні кислотно-лужної рівноваги в організмі тварин і людини. Вони є в еритроцитах і плазмі крові, травних соках. Масова частка натрій хлориду в крові людини дорівнює 0,9 %. Із таким вмістом цієї речовини

фармацевти готують фізіологічний розчин, який використовують як тимчасову заміну плазми крові і вводять хворим за допомогою крапельниці внутрішньовенно.

Добова потреба людини у цій речовині (якщо немає протипоказань) становить 1–3 г. Як нестача, так і надлишок натрій хлориду в харчуванні людини шкідливі для її здоров'я. Основне джерело йонів Натрію для організму людини — кухонна сіль, у незначній кількості вони є в молоці, твердих сортах сиру, моркві.

Роль Натрію для рослин до кінця не встановлена.

Йони Калію K^+ необхідні для живлення рослин, а також завжди присутні у клітинах тваринного організму та людини. Організм дорослої людини містить близько 175 г йонів Калію, а добова потреба в них дорівнює близько 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. Важливе значення йони Калію відіграють у підтримці автоматизму скорочення серцевого м'яза — міокарда. Низький рівень Калію може викликати втому, спазм м'язів.

Основні джерела Калію для людини подано на малюнку 87.



Мал. 87 Джерела Калію для організму людини

Як зазначалось у § 30, нестача йонів цього елемента у ґрунті негативно впливає на розвиток рослин. Ріст сповільнюється, листки жовтіють, плоди стають менш солодкими, а насіння гірше проростає.

Йони Кальцію Ca^{2+} містяться 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. Таким чином, однією з біологічних функцій, що потребує належного вмісту катіонів Кальцію в організмі, є опорна функція. Найважливіша функція Кальцію — участь в утворенні кісткової тканини, що для вашого молодого організму вкрай важливо. Добова доза Кальцію дорослої людини становить 450–800 мг.



Пригадайте, яке явище називають фотосинтезом та яке він має значення.

Без **йонів Магнію Mg^{2+}** не існував би зелений пігмент рослин хлорофіл, а отже припинився б фотосинтез на Землі.

В організмі людини йони Магнію — універсальний регулятор біохімічних і фізіологічних процесів. Він входить до складу ферментів, які каталізують численні біохімічні реакції. Катіони Магнію життєво необхідні для нормального функціонування нервової системи людини, забезпечення стресостійкості її організму, попередження депресивних станів.

Загальний вміст Магнію в організмі дорослої людини близько 21–24 г. Потреба організму в Магнії суттєво збільшується у людей похилого віку, а також у разі фізичних навантажень, у спортсменів під час тривалих й інтенсивних тренувань.

Щоденна потреба в Магнії дорослої людини становить 300–400 мг. Для її організму основне джерело Магнію — жорстка вода і харчові продукти (мал. 88). Серед них найбільший вміст йонів цього хімічного елемента у продуктах рослинного походження (горіхи, пшеничні висівки, борошно грубого помелу, курага, сливи (чорнослив), фініки, какао (порошок), хліб, зелень (шпинат, петрушка, салат, кріп), лимони, грейпфрути, соя, свіжі фрукти (особливо банани) та кавуни, крупи (вівсяна, пшоняна, гречана), бобові (квасоля, горох), морська капуста, мигдаль, халва (соняшникова і тахинна), яблука, ревінь, капуста броколі). Багаті на Магній кальмари і риба (оселедець, скумбрія та представники родини лососевих), яйця і м'ясо.



Мал. 88 Джерела Магнію для організму людини

Біологічне значення **йонів Феруму Fe^{2+}** полягає в тому, що цей йон входить до складу гемоглобіну, дихальних ферментів — цитохромів, бере участь у перенесенні кисню від органів дихання до тканин, а вуглекислого газу — у зворотному напрямку. Добова потреба людини у цьому елементі становить всього 15–20 мг. На перший погляд вона видається мізерною. Однак нестача Феруму викликає недокрів'я (анемію) — зменшення кількості еритроцитів і гемоглобіну в крові. Як наслідок — кисневе голодування всіх органів і тканин організму, що негативно впливає на розумову діяльність і фізичну активність.

Багатими на йони Феруму Fe^{2+} є продукти, зображені на малюнку 89.



Мал. 89 Продукти харчування, що містять багато Феруму

Працюйте з графіком

Завдання. За таблицею 13 ознайомтеся із вмістом Феруму в різних харчових продуктах рослинного походження. З'ясуйте, які та скільки продуктів з високим вмістом Феруму потрібно споживати вам, щоб харчування було збалансованим.

Таблиця 13

Вміст Феруму в харчових продуктах

Продукти	Вміст Феруму, мг у 100 г продукту	Продукти	Вміст Феруму, мг у 100 г продукту
Морська капуста	16	Груша свіжа	2,2
Соя (зерно)	11,8	Яблуко свіже	2,2
Горох (зерно)	9,7	Петрушка (зелень)	1,9
Горіхи	2,3–5	Кріп	1,6
Шпинат	6,8	Буряк	1,4
Гречка ядриця	6,7	Обліпіха	1,4
Хліб формовий	3,9	Капуста цвітна	1,4
Вівсяні пластівці	3,6	Шипшина свіжа	1,3
Чорнослив	3	Смородина чорна	1,3
Пшоно (крупа)	2,7	Малина	1,2
Кукурудзяна крупа	2,7	Суниця	1,2

Працюємо з медійними джерелами

Складіть у робочих зошитах, за аналогією з розглянутою таблицею 13, таблицю з інформацією про харчові продукти тваринного походження, багаті на Ферум.

БІОЛОГІЧНЕ ЗНАЧЕННЯ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.



Пригадайте з 10 класу склад білків, жирів, вуглеводів, їх біологічну роль.

До неметалічних елементів, вміст яких в організмах вищій, ніж металічних, належать Оксиген, Гідроген, Карбон, Нітроген. Ці хімічні елементи входять до складу біологічно важливих органічних сполук.

O, H, C, N — елементи-органогени.

Біологічна роль Оксигену. З-поміж різних хімічних елементів Оксигену у живій природі найбільше, адже він входить і до складу життєво важливих органічних сполук, і до складу найпоширенішої неорганічної речовини організмів — води. Для більшості живих істот життєво необхідною сполукою Оксигену є кисень, який бере участь у різних видах обміну речовин в клітинах. Завдяки кисню в організмах відбувається окиснення білків, жирів, вуглеводів, яке супроводжується вивільненням енергії для забезпечення життєдіяльності організмів. У спокої організм дорослої людини споживає 1,8–2,4 г кисню за хвилину. Людина протягом однієї доби споживає 720 дм³, а протягом року — близько 262,8 м³ кисню.

Біологічна роль Карбону. Карбон — структурний компонент усіх органічних сполук, з яких складаються живі організми. Для рослин він є також елементом живлення, адже вуглекислий газ — реагент фотосинтезу. В організмі людини карбон(IV) оксид, що утворюється під час окиснення органічних сполук, стимулює дихальний центр, регулює значення рН крові.

В організмі людини на Карбон припадає 18 % від маси тіла. Основне джерело Карбону — їжа, до складу якої входять білки, жири, вуглеводи.



Пригадайте з біології співвідношення білків, жирів і вуглеводів у раціональному харчуванні.

Добова потреба в Карбоні не нормується, але існують норми споживання органічних сполук, до складу яких входить Карбон.

Біологічна роль Нітрогену. Організми не можуть існувати без Нітрогену. Він входить до складу амінокислот і білків, які виконують різноманітні функції. Дефіцит Нітрогену може призвести до значних розладів у структурі і функціях організму людини, зокрема дистрофії.

Основне джерело Нітрогену для людини — продукти рослинного і тваринного походження, що містять білки.

Про біологічну роль Нітрогену в рослинних організмах ви дізнались, вивчаючи добрива.

Біологічна роль Фосфору. Фосфор бере участь у багатьох фізіологічних процесах. Він входить до складу нуклеїнових кислот, які, як вам відомо, регулюють ріст і розвиток клітин, забезпечують зберігання і використання генетичної інформації. Подібно до Кальцію, Фосфор незамінний в утворенні кісткової тканини, а ще Фосфор забезпечує здоров'я ясен

і зубів, впливає на роботу нирок і серця, бере участь у процесах накопичення та вивільнення енергії в клітинах.

Біологічна роль галогенів. Галогени є життєво важливими мікроелементами організму людини, проте відхилення їхнього вмісту від норми викликає різні захворювання.

Флуор входить до складу зубної емалі, кісток, нігтів, волосся. Його йони надходять до організму з питною водою, у разі їх недостачі виникає захворювання зубів — карієс. У нормі 1 л води містить близько 2 мг Флуору. Воду з нижчим вмістом фторують, для профілактики карієсу користуються спеціальними флуоровмісними зубними пастами.

Хімічний елемент **Хлор** присутній в організмах у формі хлорид-аніонів Cl^- . Вони беруть участь у підтриманні рН у клітинах і біологічних рідинах, проведенні нервових імпульсів, утворенні шлункового соку, масова частка гідроген хлориду у якому дорівнює приблизно 0,3%. У разі недостатнього вмісту його у шлунковому соці людина може захворіти на гастрит. Разом з йонами Калію і Натрію аніони Хлору підтримують осмотичний тиск і регулюють водно-сольовий обмін.

Основні джерела Йоду і Хлору ілюструє малюнок 90.



Пригадайте з біології АТФ — аденозинтриортофосфатну кислоту.



Мал. 90 Джерела Йоду й Хлору для людини

В організмі людини **Бром** міститься у крові, нирках, печінці, найбільше його в клітинах мозку. Він регулює нервову діяльність. Від нестачі Брому виникають підвищена дратівливість, безсоння, неврози.

В організмі людини міститься від 12 до 20 мг **Йоду**, причому більша його частина сконцентрована в щитоподібній залозі у складі гормонів тироксину і трийодотироніну. Це високоактивні йодовмісні гормони щитоподібної залози, які на клітинному рівні впливають на мембранні процеси, мітохондрії, і ядро, обмін білків і ліпідів, нервову систему. Унаслідок нестачі Йоду в дітей і дорослих розвиваються важкі захворю-

вання, зокрема базедова хвороба. Щоб уникнути цього в місцевостях з низьким вмістом Йоду в ґрунті та повітрі, споживають йодовану кухонну сіль, що містить добавки калій йодиду KI або калій йодату KIO₃, а також різні харчові добавки (пивні дріжджі, висівки).



Сторінка ерудита

Після аварії на Чорнобильській АЕС (1986 р.) велика територія України, а також інших держав зазнала радіоактивного забруднення. Зокрема такими радіоактивними металічними елементами, як ¹³⁵Cs і ¹³⁷Cs, ⁹⁰Sr, період напіврозпаду яких близько 30 років.

Потрапляючи в організм тварин і людини безпосередньо з водою та їжею, а до рослинних організмів під час мінерального живлення, ці радіоактивні ізотопи опромінюють клітини, чим завдають їм великої шкоди. До того ж до скелета та зубів замість Кальцію надходить радіоактивний Стронцій. Він піддає організм постійному опроміненню, від чого кістки стають ламкими, зуби кришаться 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 або утворенням радіоактивних ізотопів, здійснюють радіаційний контроль.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте біологічну роль трьох металічних і двох неметалічних елементів (на власний вибір).
2. Проаналізуйте джерела біологічно важливих хімічних елементів, розглянутих у параграфі. Які серед них переважають у продуктах рослинного, а які — тваринного походження?
3. Користуючись текстом параграфа, складіть діаграму, яка ілюструє співвідношення біологічно важливих хімічних елементів у добовому раціоні людини. Який елемент виявився «рекордсменом» з позиції щоденної норми споживання?

Застосовуємо

1. Змоделуйте зв'язки між харчуванням, хімічними елементами й оптимальним функціонуванням організму.
2. Проаналізуйте свій харчовий раціон (за 5–7 днів) й оцініть його щодо забезпечення власного організму необхідними хімічними елементами. Визначте продукти, споживання яких, можливо, необхідно зменшити, а також ті, що потрібно додатково включити до раціону задля отримання добової норми біологічно важливих хімічних елементів.
3. Використовуючи знання з курсу біології і хімії, додаткові джерела інформації, спрогнозуйте наслідки дефіциту одного з хімічних елементів в організмі людини.
4. Користуючись наведеною в параграфі інформацією, обчисліть кількість речовини кисню, яку людина вдихає за: а) хвилину; б) добу; в) рік.
5. У вашому віці добова норма споживання цукру C₁₂H₂₂O₁₁ дорівнює приблизно 45 г (дівчата) і 60 г (хлопці). Обчисліть об'єм кисню, необхідний для його повного окиснення.



Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності

Добігає кінця тема, упродовж якої ви вивчали неметалічні й металічні елементи та їхні сполуки. Набуті знання дають змогу не лише називати речовини за сучасною українською номенклатурою, наводити приклади сполук неметалічних і металічних хімічних елементів, характеризувати й 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 хімічних явищ та властивостей речовин.

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 відкриті вченими експериментально. У вас теж є нагода планувати й проводити експеримент, розв'язувати *експериментальні задачі* на уроках хімії.

Задачі, розв'язування яких потребує проведення хімічного експерименту, називають експериментальними.

Розв'язування експериментальних задач дає можливість пройти шляхами хімічних відкриттів, перевірити глибину і гнучкість власних знань, розвивати й надалі експериментальні вміння, формувати загальну компетентність щодо безпечного поводження з речовинами.



У чому полягає відмінність фізичних явищ від хімічних?

Під час виконання практичної роботи 1 ви будете експериментально доводити властивості й склад солей, розпізнавати їх.

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 їхні властивості. Уявний експеримент, проведений вами на етапі підготовки до практичної роботи, допоможе уникнути нераціонального використання речовин, зайвих витрат часу, забезпечить успішне дослідження якісного складу солей.

У цій практичній роботі запропоновано два варіанти експериментальних задач. До першого варіанта увійшли 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. Розв'язуючи задачі, вам 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 одне 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 задачі має розв'язувати кожен з вас.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 1. Дослідження якісного складу солей Перший варіант (полегшений)

1. Експериментальним шляхом доведіть вміст у пробірці розчину:
 - а) натрій силікату;
 - б) натрій карбонату;
 - в) цинк нітрату.
2. Проведіть досліди, за допомогою яких можна встановити:
 - а) тимчасову жорсткість води;
 - б) наявність домішок магній сульфату в порції натрій сульфату;
 - в) що в розчині міститься ферум(III) хлорид, а не ферум(II) хлорид.
3. Експериментальним шляхом установіть:
 - а) яка з речовин — барій хлорид чи натрій карбонат — взаємодіє з нітратною кислотою;
 - б) яка з речовин — амоній сульфат чи купрум(II) сульфат — взаємодіє з лугом з виділенням газу;
 - в) яка з речовин — натрій хлорид чи ферум(II) хлорид — взаємодіє з лугом.Результати спостережень, зроблені на їх основі **висновки**, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошит для практичних робіт.

Другий варіант

1. Проведіть досліди з визначення якісного складу:
 - а) амоній ортофосфату;
 - б) ферум(II) сульфату;
 - в) ферум(III) хлориду.
 2. У двох пробірках без етикеток містяться розчини солей:
 - а) калій хлорид і калій ортофосфат;
 - б) ферум(II) сульфат і цинк сульфат;
 - в) натрій силікат і натрій карбонат.За допомогою якісних реакцій розпізнайте солі.
 - 3*. Запропонуйте способи експериментального визначення речовин у кожному із чотирьох переліків і виконайте досліди за одним з них.
А магній сульфат, алюміній сульфат, амоній сульфат
Б амоній хлорид, барій хлорид, натрій силікат
В ферум(II) сульфат, ферум(III) сульфат, аргентум(I) нітрат
Г барій хлорид, натрій карбонат, натрій ортофосфат
- Результати спостережень, зроблені на їх основі
- висновки**
- , молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошит для практичних робіт.

§ 34.

Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

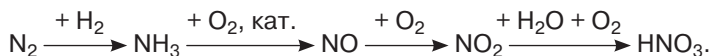


Інформаційна довідка

- Генетичний зв'язок** — це зв'язок між речовинами різних класів, що ґрунтується на взаємоперетворенні речовин і показує походження одних речовин від інших.
- Розглядаючи хімічні властивості сполук різних класів, можна простежити, як вони пов'язані між собою походженням, тобто скласти генетичні ряди, у яких простежується спорідненість між класами неорганічних сполук конкретного металу чи неметалу.
- Генетичний ряд металу: **метал** → **основний оксид** → **основа** → **сіль**.
- Генетичний ряд неметалу: **неметал** → **кислотний оксид** → **кислота** → **сіль**.

Працюйте з групами

Завдання 1. Хімічні процеси виробництва нітратної кислоти відображає схема:



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

Завдання 2. Генетичний зв'язок Фосфору та його сполук ілюструє схема:



Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій (останнє рівняння запишіть у йонно-молекулярній формі).

ГЕНЕТИЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК.

Між класами сполук існують генетичні зв'язки, завдяки яким з речовин одного класу можна добути речовини інших класів.

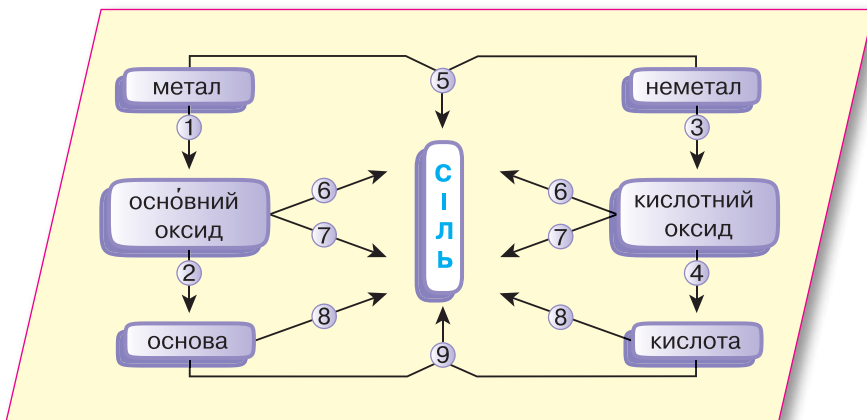
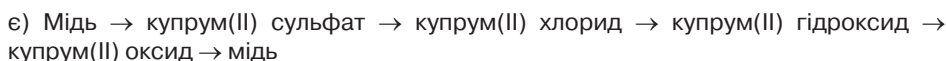
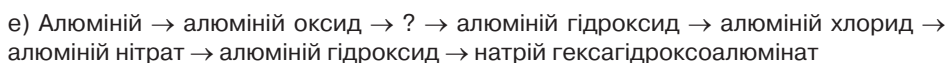
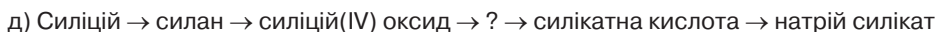
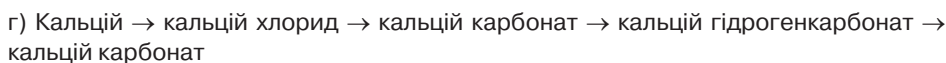
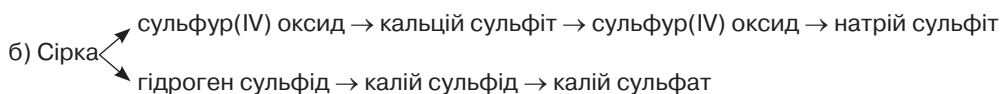
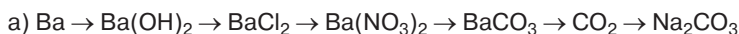


Схема розширює відомості про генетичні ряди металів і неметалів, дає змогу вам виконувати в класі та вдома різноманітні завдання на основі знань про генетичні зв'язки.

Застосовуємо

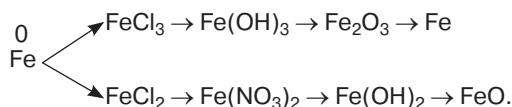
1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити запропоновані ланцюжки перетворень.



2. Складіть чотири неоднотипних рівняння хімічних реакцій, у результаті яких утворюється вуглекислий газ.

3. Складіть чотири неоднотипних рівняння хімічних реакцій, у результаті яких утворюється кальцій сульфат.

4. Складіть молекулярні рівняння реакцій, за такою схемою:



5*. Дано речовини: сульфатна кислота, цинк, вода, купрум(II) оксид. Як із цих речовин і продуктів їхньої взаємодії добути дві прості й чотири складні речовини?

6*. Складіть якомога більше рівнянь реакцій добування ферум(II) сульфату.



Застосування хімічних знань у дослідницькій діяльності

Однією з ключових компетентностей, формування якої відбувалося в кожного з вас на уроках і в самостійній роботі з усіх шкільних предметів, є вміння вчитися упродовж життя. Як зазначено у навчальній програмі з хімії, важливим ресурсом для її формування є спостереження за хімічними перетвореннями в об'єктах та проведення хімічного експерименту. Завдання цієї практичної роботи дають вам змогу продовжувати

формувати ключову компетентність вчитися упродовж життя та предметну компетентність з хімії. Як і в практичній роботі 1 завдання розподілено на два варіанти.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 2. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами Перший варіант (полегшений)

1. Експериментально встановіть, чи взаємодіє ферум(II) сульфат з:
а) лугом; б) міддю; в) барій хлоридом.
2. Визначте, чи містить виданий вам порошкоподібний купрум(II) оксид домішки порошкоподібного заліза.
3. Проведіть досліди, за допомогою яких виявіть тимчасову твердість виданої вам порції води.
4. Визначте, чи містить виданий вам твердий натрій сульфат домішки магній сульфату.
5. Експериментальним шляхом установіть, яка з речовин — барій хлорид чи натрій карбонат — взаємодіє з нітратною кислотою.
6. Експериментальним шляхом з'ясуйте, яка з речовин — натрій хлорид чи амоній хлорид — взаємодіє з лугом.

Результати спостережень, зроблені на їх основі **висновки**, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошит для практичних робіт.

Другий варіант

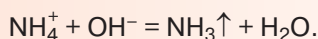
1. Проведіть досліди, що підтверджують генетичні зв'язки в таких рядах:
а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2$;
б) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2$;
в) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2$;
г) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$.
2. Добудьте реакцією обміну між розчинною сіллю і лугом дві нерозчинні у воді сполуки — алюміній гідроксид і ферум(II) гідроксид. Експериментальним шляхом з'ясуйте, яка з речовин виявляє амфотерні властивості.
3. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини магній сульфату, алюміній сульфату і сульфатної кислоти. Визначте, у якій із пробірок міститься кожна з цих речовин.
4. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини амоній хлориду, барій хлориду і хлоридна кислота. Визначте, у якій із пробірок міститься кожна з цих речовин.
5. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини ферум(II) сульфату, ферум(III) сульфату та амоній сульфату. За допомогою лише одного реагенту визначте, у якій із пробірок міститься кожна з цих речовин.
6. У трьох пробірках без етикеток містяться розчини барій хлориду, натрій карбонату і натрій гідроксиду. За допомогою лише одного реагенту визначте, у якій із пробірок міститься кожна з цих речовин.

Результати спостережень, зроблені на їх основі **висновки**, молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій запишіть у зошит для практичних робіт.



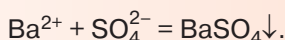
Узагальнення

- ✓ Неметалічні елементи становлять майже 1/5 відомих хімічних елементів. У періодичній системі хімічних елементів вони розташовані наприкінці періодів за винятком 1 та 7 періоду і є елементами лише головних підгруп.
- ✓ Валентні електрони в атомах неметалічних елементів розташовані на підрівнях *s* та *p* на зовнішньому енергетичному рівні, тому під час хімічних реакцій зміни відбуваються лише на цьому рівні. Відтак атомам неметалічних елементів більш властиво утворювати спільні електронні пари або приєднувати електрони, аніж віддавати їх.
- ✓ *Неметали* — типові окисники. У сполуках з металічними елементами вони приєднують електрони (йонний хімічний зв'язок), у сполуках з неметалічними елементами утворюють спільні електронні пари (ковалентний хімічний зв'язок).
- ✓ 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 графіт і силіцій).
- ✓ Неметалам властива *алотропія* — явище існування неметалічного елемента у вигляді кількох простих речовин.
- ✓ У хімічному відношенні *неметали досить активні речовини*. З металами вони утворюють бінарні сполуки, де мають негативний ступінь окиснення. З киснем неметали реагують з утворенням оксидів, у яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 (виняток становлять сполука з Флуором, пероксиди). Окрім кисню, неметали сполучаються з *іншими неметалами*. В утворених сполуках неметалічний елемент з меншою електронегативністю має позитивний ступінь окиснення, а неметалічний елемент з більшою електронегативністю — негативний ступінь окиснення.
- ✓ Солетворні оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів.
- ✓ Неметалічні елементи утворюють леткі сполуки з Гідрогеном. Хімічний зв'язок у молекулах цих речовин — ковалентний, кількість спільних електронних пар дорівнює кількості неспарених електронів в атомі неметалічного елемента, сполученого з Гідрогеном. Ці сполуки мають різну розчинність у воді. Добре розчиняється гідроген хлорид (хлороводень) з утворенням хлоридної кислоти, амоніак — з утворенням лугу амоній гідроксиду NH_4OH , що дисоціює на амоній-катіон NH_4^+ і гідроксид-аніон OH^- .
- ✓ Катіон амонію входить до складу солей, що мають загальну назву «солі амонію». Катіони амонію можна визначити в розчині за допомогою лугу:



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

- ✓ Сульфатна H_2SO_4 і нітратна HNO_3 кислоти у розчинах з низькою концентрацією виявляють усі загальні хімічні властивості кислот: змінюють колір індикаторів, утворюють солі (сульфати, гідрогенсульфати, нітрати відповідно), взаємодіючи з основними й амфотерними оксидами, основами й амфотерними гідроксидами.
- ✓ Якісною реакцією на сульфат-іони є утворення білого осаду нерозчинного у воді барій сульфату:



Для проведення якісної реакції використовують розчини речовин, які дисоціюють з утворенням катіона Барію Ba^{2+} (наприклад, барій хлорид, барій нітрат, барій гідроксид).

- ✓ Сульфатна та нітратна кислоти різної концентрації виявляють сильні окиснювальні властивості. Особливість окисно-відновних реакцій цих кислот з металами проявляється в тому, що продуктами реакцій є сіль, вода й один із продуктів відновлення кислоти (який саме — залежить від активності металу й концентрації кислоти).
- ✓ 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 хімічних виробництв, транспорту, спалювання вугілля та газу на теплових електростанціях тощо) спричиняють порушення рівноваги в довкіллі, що стає причиною появи небажаних явищ — помітного зростання парникового ефекту, випадання кислотних дощів. За таких умов охорона довкілля набуває державного значення, стає особистісно значущою для кожної людини.
- ✓ Сполеку Карбону (здебільшого карбонати) і сполеку Силіцію (силіцій(IV) оксид і силікати Алюмінію та Калію) є цінною сировиною для виробництва будівельних матеріалів — скла, цементу, бетону, що широко використовуються в різних галузях, насамперед у будівництві. Україна має достатньо покладів корисних копалин для виробництва цих будівельних матеріалів.
- ✓ Металічні елементи становлять близько 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.
- ✓ Валентні електрони в атомах металічних елементів головних підгруп розташовуються на зовнішньому енергетичному рівні у підрівнях *s* та *p*. В атомах металічних елементів побічних підгруп крім *s*- і *p*-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.



Узагальнення

- ✓ 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 їх віддають, проявляють при цьому відновні властивості й перетворюються на позитивно заряджені йони — катіони.
- ✓ У металів простежується виразна спільність фізичних властивостей: високі електро- і теплопровідність, металічний блиск, твердий агрегатний стан (виняток ртуть), ковкість, пластичність. Спільність фізичних властивостей металів зумовлена наявністю *металічного зв'язку*.
- ✓ У хімічному відношенні *метали досить активні речовини*. Їх хімічні властивості зумовлені наявністю в атомах валентних електронів, слабко зв'язаних з ядром. Прості речовини — метали — проявляють різну хімічну активність, на підставі якої їх розташовують у ряді активності.
- ✓ Більшість металів уступають 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 метали за звичайних умов). Деякі метали, наприклад алюміній і цинк, взаємодіють з лугами.
- ✓ Взаємодія металів з концентрованою сульфатною та нітратною кислотами різних концентрацій відрізняється від типової їх взаємодії із іншими кислотами тим, що крім солі утворюються вода й один із продуктів відновлення кислоти.
- ✓ Серед оксидів металічних елементів є *основні, амфотерні й кислотні*.
- ✓ Оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення +1, +2 здебільшого проявляють основні властивості, а деякі — амфотерні. Оксиди металічних елементів з високим ступенем окиснення (+5, +6, +7) є кислотними оксидами.
- ✓ Гідроксиди Алюмінію та Цинку виявляють амфотерні властивості.
- ✓ Наявні у воді катіони Кальцію й Магнію зумовлюють її *жорсткість*. Розрізняють *тимчасову жорсткість*, для якої характерними є гідрогенкарбонати, і *постійну*, зумовлену хлоридами і сульфатами Кальцію й Магнію. Тимчасову жорсткість можна усунути кип'ятінням, постійну — додаванням речовин, що утворюють нерозчинні карбонати.
- ✓ Катіони металічних елементів, як і аніони, можна виявити в розчині за допомогою якісних реакцій: йони Феруму(2+), Феруму(3+) й Алюмінію — взаємодією їх розчинних сполук з розчином лугу; йони Барію — сульфат-аніонами; силікат-іони — катіонами Гідрогену; ортофосфат-іони — катіонами Аргентуму.

- ✓ **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 та їх сплави — цінні конструкційні матеріали сучасної техніки. Найпоширенішими сплавами заліза є *чавун* і *сталь* — сплави заліза з вуглецем, кремнієм, сіркою, фосфором, марганцем, що різняться вмістом у них домішок (у чавуні їх відсоток більший, ніж у сталі).
- ✓ Йони багатьох неметалічних і металічних елементів відіграють важливу біологічну роль в організмі людини.



Завдання різного рівня складності

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 Р 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 ряд неметалічних елементів однієї групи з Бромом.
А Оксиген і Флуор В Селен і Криптон
Б Хлор і Манган Г Флуор і Неон
5. Укажіть ряд неметалічних елементів, що належать до однієї підгрупи.
А Нітроген і Фосфор В Літій і Натрій
Б Алюміній і Скандій Г Хлор і Аргон
6. Укажіть ряд, який складається лише з назв алотропних модифікацій.
А сірка ромбічна, сірка моноклінна, сірчистий газ
Б графіт, алмаз, карбін
В фосфор білий, фосфор червоний, фосфін
Г кисень, озон, вода
7. Укажіть сполуку неметалічного елемента з Гідрогеном, водний розчин якої має лужне середовище.
А гідроген хлорид В метан
Б гідроген сульфід Г амоніак

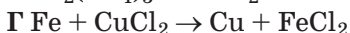
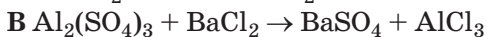
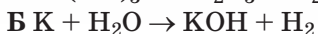
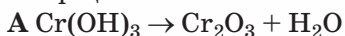
15. Установіть відповідність між йонами та речовинами, за допомогою яких можна виявити в розчині присутність кожного з них.

Йон		Речовина-індикатор	
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(І) нітрат

16. Укажіть речовини, у реакції між якими Нітроген виявляє відновні властивості.
 А азот і водень
 Б натрій гідроксид і нітратна кислота
 В нітроген(ІІ) оксид і кисень
 Г мідь і нітратна кислота (конц.)
17. Укажіть назву речовини, за допомогою якої можна визначити в розчині йони Феруму(3+).
 А аргентум(І) хлорид
 Б хлоридна кислота
 В натрій гідроксид
 Г барій нітрат
18. 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.
- 19*. Укажіть назву хімічного елемента 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
20. Укажіть перелік, до якого увійшли назви лише металічних елементів.
 А Хлор, Оксиген, Калій, Купрум
 Б Гелій, Гідроген, Фосфор, Манган
 В Купрум, Ферум, Кальцій, Натрій
 Г Магній, Цинк, Силіцій, Карбон
21. Позначте символ металічного елемента, що перебуває в одному періоді з Ферумом.
 А Na
 Б Br
 В Ca
 Г Se
22. Укажіть назви металічних елементів, атоми яких на зовнішньому енергетичному рівні мають 2 електрони.
 А Кальцій
 Б Гелій
 В Ферум
 Г Магній

23. Укажіть ознаку металічного зв'язку.
 А притягування різнойменно заряджених йонів
 Б утворення спільних електронних пар
 В притягування між катіонами металу й вільними спільними електронами
 Г сполучення двох атомів різних молекул або однієї молекули за рахунок частково заряджених атомів Гідрогену
24. Укажіть назву хімічного елемента, атом якого має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
 А Хлор
 Б Кальцій
 В Алюміній
 Г Ферум
25. 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
26. Укажіть метали, які за звичайних умов взаємодіють з водою.
 А калій
 Б кальцій
 В залізо
 Г мідь
27. Укажіть речовину, з якою НЕ взаємодіє кальцій оксид.
 А вода
 Б натрій гідроксид
 В сульфатна кислота
 Г карбон(IV) оксид
28. Укажіть речовини, з якими взаємодіє натрій гідроксид.
 А сульфур(IV) оксид
 Б цинк гідроксид
 В хлоридна кислота
 Г барій сульфат
29. Позначте пару речовин, взаємодією яких можна добути ферум(II) гідроксид.
 А ферум(II) оксид і вода
 Б залізо й вода
 В залізо й сульфатна кислота
 Г ферум(II) сульфат і калій гідроксид
30. Укажіть, осад якої речовини розчиняється в надлишку лугу.
 А барій сульфат
 Б алюміній гідроксид
 В ферум(II) гідроксид
 Г аргентум(I) оксид
31. 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

32. За наведеними схемами складіть рівняння реакцій та установіть послідовність розміщення рівнянь у порядку зростання загальної суми коефіцієнтів.



33. 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

34. Установіть послідовність розташування назв хімічних елементів за поширеністю їх у природі.

А Алюміній

В Силіцій

Б Оксиген

Г Ферум

35. Проаналізуйте *твердження 1* і *2* й укажіть правильний варіант відповіді.

1. Тимчасову жорсткість води можна усунути кип'ятінням.

2. Скло, цемент, кераміка належать до силікатних матеріалів.

А правильне лише *твердження 1*

Б правильне лише *твердження 2*

В правильні обидва твердження

Г неправильні обидва твердження

36. За схемами перетворень складіть рівняння реакцій.

а) $\text{хлор} \rightarrow \text{ферум(III) хлорид} \rightarrow \text{ферум(III) нітрат} \rightarrow \text{ферум(III) гідроксид} \rightarrow \text{ферум(III) сульфат} \rightarrow \text{барій сульфат}$;

б) $\text{азот} \rightarrow \text{амоніак} \rightarrow \text{амоній хлорид} \rightarrow \text{амоніак} \rightarrow \text{амоній гідрогенортофосфат} \rightarrow \text{амоній ортофосфат} \rightarrow \text{аргентум(I) ортофосфат}$.

37. Назвіть одновалентний метал, наважка якого масою 18,4 г у реакції з водою витісняє водень об'ємом 8,96 л (н. у.).

38. Яку масу алюміній сульфіді можна добути з алюмінію масою 10,8 г і сірки масою 32 г?

39. Укажіть масу осаду, утвореного в результаті зливання розчину натрій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою луку 6 % і розчину ферум(II) сульфату масою 100 г з масовою часткою солі 15,2 %.

40. Змішали два розчини, що містили 4 моль нітратної кислоти і 3 моль натрій гідроксиду відповідно. Обчисліть кількість речовини солі, утвореної внаслідок реакції нейтралізації.

41. Обчисліть масу осаду, утвореного внаслідок взаємодії натрій карбонату масою 10,6 г з магній хлоридом масою 10 г.

42. Цинкову пластинку масою 10 г занурили в розчин купрум(II) сульфату. Після того, як уся сіль прореагувала, маса пластинки дорівнювала 9,92 г. Визначте масу солі, що була в розчині.

Тема 5



ХІМІЯ

І ПРОГРЕС

ЛЮДСТВА

Вивчивши цю тему, ви збагатите свою компетентність з хімії знаннями про:

- ▶ роль хімії у створенні нових матеріалів;
- ▶ розвиток нових напрямків технологій;
- ▶ внесок хімії у розв'язання продовольчої, сировинної, енергетичної, екологічної проблем.
- ▶ зелену хімію;
- ▶ сучасні завдання перед хімічною наукою та хімічною технологією.

У процесі вивчення теми формуватимуться:

- ▶ **ваша громадянська позиція** щодо впливу діяльності людини на довкілля та охорону його від забруднень.

У процесі вивчення теми формуватимуться й удосконалюватимуться ваші предметні уміння:

- ▶ наводити приклади застосування хімічних сполук у різних галузях та у повсякденному житті;
- ▶ оцінювати значення хімії у створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямків технологій, розв'язанні продовольчої, сировинної, енергетичної, екологічної проблем;
- ▶ розглядати та тлумачити причинно-наслідкові зв'язки у природі, цінність і цілісність природи;
- ▶ висловлювати судження про значення хімічних знань як складника загальної культури людини; вплив діяльності людини на довкілля та охорону його від забруднень

§ 37.

Роль хімії у створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямків технологій

Хімічна наука постійно розвивається в теоретичному плані, а досягнення хімічної технології й органічного синтезу використовуються в найрізноманітніших сферах людської діяльності. Підтвердження цього — її успіхи в розв'язанні сировинної, енергетичної, продовольчої проблем, створенні нових матеріалів.

У 10 класі ви дізналися про досягнення хімії в синтезі органічних речовин і матеріалів на їх основі. Інформаційна довідка допоможе вам пригадати отримані раніше знання.

Інформаційна довідка

Синтетичні органічні речовини — загальна назва органічних сполук, утворених поза живими системами.

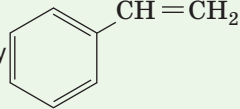
Полімери — високомолекулярні сполуки, макромолекули яких складаються із багатьох структурних ланок, що послідовно зв'язані між собою хімічними зв'язками.

Пластмаси — матеріали на основі насичених полімерів, які здатні за нагрівання набувати заданої форми та зберігати її після охолодження.

Поліетилен $\left[-\text{CH}_2-\text{CH}_2- \right]_n$ — продукт полімеризації етену $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

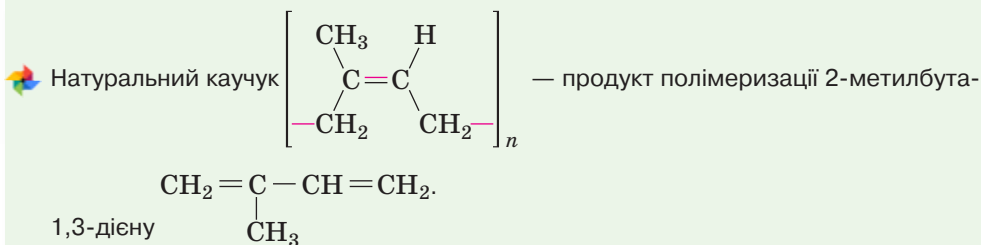
Поліпропілен $\left[\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ — продукт полімеризації пропену $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$.

Полівінілхлорид $\left[\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2- \\ | \\ \text{Cl} \end{array} \right]_n$ — продукт полімеризації хлороетену (вінілхлориду). $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$.

Полістирен $\left[\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2- \\ | \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} \right]_n$ — продукт полімеризації стирену .

Каучуки, на відміну від пластмас, — ненасичені високомолекулярні сполуки. Їхні макромолекули мають лінійну структуру, але закручені в клубок, що робить каучук еластичним.

Синтетичний бутадієновий каучук $\left[\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ -\text{CH}_2 \quad \text{CH}_2- \end{array} \right]_n$ — продукт добувають полімеризацією бута-1,3-дієну $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$.



ХІМІЧНІ ДОСЯГНЕННЯ У ХХ СТОЛІТТІ. Для багатьох країн світу й України ХХ ст. ознаменувалося створенням низки науково-дослідних інститутів і наукових центрів, що здійснюють цілеспрямовані дослідження властивостей і створення речовин і матеріалів. З них шляхом хімічних реакцій добувають низькомолекулярні речовини, які є мономерами у виробництві розглянутих в інформаційній довідці та багатьох інших речовин. Окрім синтезу пластмас і каучуків, учені досягли успіхів у синтезі хімічних волокон, вітамінів, добрив, сплавів, спиртів, кислот, мийних засобів, лакофарбових матеріалів та багатьох інших речовин і матеріалів (мал. 91).



Мал. 91 Вироби побутового призначення, створені з нових матеріалів

Видатними досягненнями хімічної науки і хімічної технології ХХ ст. стали: синтез високомолекулярних речовин, заміна у багатьох виробництвах натуральної сировини на вуглеводневу, синтез і розроблення технології виробництва ліків, засобів захисту рослин, вітамінів, створення нових сплавів і матеріалів із наперед заданими властивостями.

НАПРЯМКИ ДОСЛІДЖЕНЬ СУЧАСНОЇ ХІМІЇ. Кінець ХХ і початок ХХІ ст. увінчались новітніми відкриттями, про які тривалий час люди лише мріяли. Це стосується: нових речовин, матеріалів, джерел струму, синтезу нових, відсутніх у природі, хімічних елементів і речовин; розви-

тку нового напрямку хімічної науки — квантової хімії; дослідження наноструктур, застосування нанотехнологій, синтезу фулеренів і нанотрубок; розвитку хімічної медицини; отримання нових нанокаталізаторів і вивчення механізму каталітичних реакцій на нанокристалах; комп'ютерного моделювання молекул і хімічних реакцій тощо.

Комп'ютерне моделювання молекул і хімічних реакцій (молекулярний дизайн) — це галузь знань, що сформувалася на стику теоретичної фізики, прикладної обчислювальної математики та хімії і стосується будови й основних властивостей молекул і реакцій між ними. Комп'ютерне моделювання дає змогу зрозуміти, як влаштований мікросвіт на молекулярному рівні.

Відтак, комп'ютер стає звичним інструментом хімічних досліджень й університети України у XXI ст. розпочали підготовку фахівців з *хемоінформатики*.

Сучасні досягнення хімії, фізики, біології дали можливість перейти від макродосліджень до досліджень на атомному рівні, завдяки чому з'явилися нанотехнології. Перехід від «макро» до «нандосліджень» — це якісно нове спрямування наукових досліджень.

Нанотехнологія — міждисциплінарна наукова галузь, що вивчає закономірності фізичних і хімічних систем розмірами декількох нанометрів або часток нанометра.

Нанохімія досліджує синтез нанодисперсних кристалів і матеріалів, регулювання хімічних перетворень тіл нанометричних розмірів, запобігання хімічній деградації наноструктур, внутрішньомолекулярні перегрупування атомів під механічним, електричним або магнітним впливами тощо.

ДОСЯГНЕННЯ ВІТЧИЗНЯНИХ УЧЕНИХ У РОЗВИТКУ НОВИХ НАПРЯМКІВ ТЕХНОЛОГІЙ. 100-річчя Національної академії наук України (заснована у 1918 р., першим її президентом був всесвітньо відомий вчений В. І. Вернадський) вітчизняні хіміки й технологи відзначили новітніми технологічними розробками, багато з яких не мають вітчизняних і зарубіжних аналогів. З окремими прикладами новітніх досягнень наукових установ НАН України ознайомлює таблиця 14.

Таблиця 14

Наукова установа НАН України	Технологічна розробка	Призначення, переваги
Інститут біоорганічної хімії та нафтохімії	Гібридні гнучкі плівкові композитні матеріали для електростатичного й електромагнітного захисту	Матеріали призначені для захисту навколишнього середовища, електронного обладнання, персоналу й інформації від електромагнітних полів і статичної електрики. Не мають вітчизняних аналогів

Наукова установа НАН України	Технологічна розробка	Призначення, переваги
Інститут проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича	Вуглецево-волокнистий наноструктурний матеріал медичного призначення	Матеріал може бути використаний у медичних клініках як сорбент у разі токсичних отруєнь, фільтр для очищення крові та лімфи, антибактеріальна аплікація при лікуванні ран та опіків, протирадіонуклідний препарат, цільовий носій лікарських препаратів. Порівняно зі світовими аналогами розробка дає можливість проводити вибірку сорбцію і цільове функціональне лікування понад 40 захворювань
Інститут проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича	Важкозаймиста базальтоволокниста тара для транспортування та довготривалого зберігання	Тара може бути використана для зберігання: кабелів, боєприпасів, вибухових речовин та амуніції, приладів і систем керування на пожежо- та вибухонебезпечному виробництві. Фізико-механічні та експлуатаційні характеристики розробки кращі за світові аналоги
Інститут хімії високомолекулярних сполук	Безрозчинний полімерний зв'язник для термостійких вуглепластиків	Придатний до використання в авіації, ракетній техніці, мікроелектроніці, автомобіле- та кораблебудуванні. Не має аналогів в Україні. Фізико-механічні характеристики відповідають рівню кращих західних аналогів
Інститут фізичної хімії ім. Л. В. Писаржевського	Дисперсні та пористі матеріали різного функціонального призначення на основі силіцій карбїду	Створення сорбентів, каталізаторів для високотемпературних та високоекзотермічних реакцій, адсорбентів водню, матеріалів для оборонної промисловості та електроніки. Порівняно з аналогами розробка має вищі структурно-сорбційні характеристики
Інститут загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського	Електрохімічний метод нанесення покриття суперсплавами Co-Mo і Co-W	Суперсплави кобальту з молібденом і вольфрамом мають високу корозійну стійкість, твердість, магнітні і каталітичні властивості, стійкість до зносу, що важливо для використання в мікроелектромеханічних системах
Інститут хімії високомолекулярних сполук	Епоксифенольні лаки та емалі з бактерицидними властивостями	Призначені для захисних покриттів виробів у машинобудуванні, медицині та харчовій промисловості. Порівняно з відомими аналогами забезпечують протимікробний і протикорозійний захист поверхонь

Наукова установа НАН України	Технологічна розробка	Призначення, переваги
Інститут проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича	Керамічні біоматеріали	Можуть бути застосовані в ортопедії, травматології, онкології, офтальмології та стоматології для відновлення кісткової тканини. Порошки біоактивної кераміки придатні до мікроплазмового напилення, що утворює покриття з антибактеріальними властивостями на металевих імплантах. Мають високу біосумісність із кістковою тканиною
Інститут хімії високомолекулярних сполук	Поліфункціональні поліуретанові матеріали (ППМ) для з'єднання та покриття поверхонь різного типу	Призначені для надійного з'єднання різноманітних матеріалів і захисту поверхонь різного типу (метал, бетон, цегла, деревина) від руйнування під дією біотичних і техногенних деструктивних чинників. Немає вітчизняних аналогів
Інститут хімії високомолекулярних сполук	Термоеластопласти з шинної гуми та відходів поліолефінів	Призначені для використання в автомобільній промисловості як гідравлічні покриття, будівництві для покриття підлог, як ущільнювальні та з'єднувальні елементи
Інститут загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського	Феромагнітні наночастинки для гіпертермії	Призначені для використання як індуктори магнітної наногіпертермії для контрольованого локального нагрівання зляжисних пухлин. У результаті введення магнітної рідини (дисперсії феромагнітних наночастинок) ріст глибоко розташованих зляжисних пухлин зупиняється

Як ви зрозуміли, щоб здійснювати сучасні хімічні дослідження й отримувати результати світового рівня, вченим і хімікам-технологам необхідна ґрунтовна спеціальна підготовка. В Україні її здійснюють багато закладів вищої освіти, зокрема Національний університет «Львівська політехніка», який готує майбутніх фахівців хімічних спеціальностей ще з 1872 р. Зараз в Інституті хімії та хімічних технологій цього університету вищу освіту здобувають майбутні фахівці з: хімічних технологій органічних речовин; хімічної технології палива та вуглецевих матеріалів; хімічних технологій неорганічних речовин; технічної електрохімії; хімічної технології високомолекулярних сполук; хімічних технологій переробки полімерних і композиційних матеріалів; хімічних технологій тугоплавких неметалевих і силікатних матеріалів; хімічних технологій харчових добавок і косметичних засобів; комп'ютерної хімічної інженерії; технології продуктів бродіння і виноробства; технології фармацевтичних препаратів; фармацевтичної біотехнології.

У Київському національному університеті імені Тараса Шевченка у 2009 р. створено Інститут високих технологій для підготовки науковців нового покоління. Тут учать розв'язувати проблеми сучасних природничих наук, проводити наукові дослідження, для здійснення яких необхідні

фундаментальні міждисциплінарні знання, творче мислення, уміння працювати на найсучаснішому дослідницькому та технологічному обладнанні.



Працюємо з медійними джерелами

1. Відділення хімії НАН України налічує дванадцять науково-дослідних інститутів. Дізнайтеся, дослідження яких галузей хімічної науки здійснюється в них, яких успіхів було досягнуто за роки існування наукової установи та незалежності України, з іменами яких відомих учених пов'язана діяльність конкретного інституту.

2. Історія науки сповнена іменами видатних хіміків — учених, які на рівні з чоловіками самовіддано розвивали хімічну науку й хімічну технологію. На знак поваги до їхньої праці 11 лютого визнано Міжнародним днем жінок і дівчат у науці.

Користуючись різними інформаційними джерелами, зберіть і поширте інформацію про жінок, які зробили вагомий вклад у розвиток хімічної науки, серед однокласників й однокласниць, учнів інших класів або підготуйте дайджест.



Сторінка ерудита

Наукові досягнення біохімії, генетики, молекулярної біології та хімічної технології стали підґрунтям для розвитку біотехнології.

Біотехнологія — сукупність промислових способів добування корисних продуктів із використанням живих організмів і біохімічних процесів, сучасний напрямок у синтезі органічних сполук.

Сам термін «біотехнологія» з'явився в 70-х роках ХХ ст. (*bios* — життя, *techne* — мистецтво, майстерність, *logos* — слово, вчення), хоча біотехнологічні процеси людина здійснювала давно — випікала хліб, займалася виноробством, виготовленням сиру, інших молочних продуктів тощо. Нині на основі відходів промислової переробки вуглеводнів нафти, природного газу, деревини тощо за допомогою мікроорганізмів біотехнологічна промисловість виробляє такі цінні продукти, як кормові білки, антибіотики, ферменти, гормони, амінокислоти, вітаміни, бактеріальні добрива, засоби захисту рослин, метанол, органічні кислоти (етанову, лимонну, молочну) та багато іншої продукції.

Порівняно з традиційним органічним синтезом біохімічні процеси відбуваються у природних умовах — без використання високих температур і тиску. Висока продуктивність мікроорганізмів дає можливість здійснювати технологічні процеси безперервно. Окрім того, добута продукція не токсична для людини і тварин. Ці та багато інших факторів сприяють стрімкому розвитку біотехнологічної промисловості.

Біотехнологія дає можливість одержувати цінну продукцію, сприяє розв'язанню екологічних проблем шляхом переробки сільськогосподарських, промислових і побутових відходів.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть приклади синтетичних високомолекулярних речовин та основні галузі їх застосування.
2. Які нові технології створюють і використовують у хімічних дослідженнях?
3. Що вам відомо про досягнення сучасних вітчизняних учених-хіміків, їхній внесок у створення нових матеріалів?

1. Складіть схеми рівнянь реакцій полімеризації з одержання наведених в інформаційній довідці полімерів. За однією з них обчисліть масу практично добутого полімеру, якщо відносний вихід дорівнює 92 %. Розрахунки проведіть для 1 т мономера.



Роль хімії у розв'язанні сировинної і продовольчої проблем

Донедавна людина не замислювалася над тим, що природної сировини може не вистачити для її різноманітних потреб. Нині науково-технічний прогрес спонукає науку й виробництво шукати нові джерела сировини для виробництва різноманітних речовин і матеріалів.

Сировинною базою для добування неорганічних речовин більшою мірою є наявні природні корисні копалини, а також вода й складові повітря.

Майже до середини ХХ ст. сировиною для органічного синтезу були речовини, виділені з кам'яновугільної смоли, що утворюється в результаті коксування кам'яного вугілля, та сировина рослинного і тваринного походження. Проте з 20-х років минулого століття досягнення нафтохімії спричинили поступову заміну кам'яновугільної сировини нафтовою. З метою розв'язання сировинної проблеми почали використовувати й речовини, виділені з природного газу.

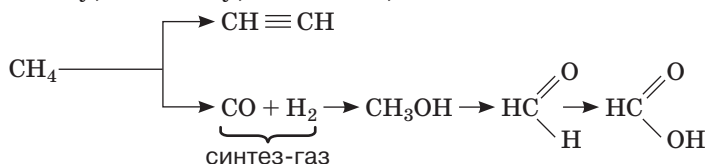


Пригадайте відомі вам руди, з яких добувають метали, солі, природні поклади яких використовують у виробництві неорганічних речовин.

Сировиною для виробництва багатьох речовин і матеріалів служать органічні речовини, що входять до складу нафти, природного газу, кам'яного вугілля, а також речовини, виділені з них шляхом первинної переробки (наприклад, продукти прямої перегонки нафти).



Метан як цінну сировину у великих кількостях використовують для добування етину, метанолу, метаналу, метанової кислоти:



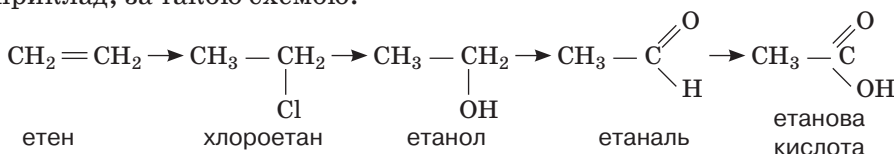
Кожна з розглянутих речовин є сировиною для одержання нових не менш важливих речовин. Наприклад, метаналь разом з іншими речовинами використовують у виробництві пластмас, лаків, клеїв тощо.



Перепишіть схему в зошит у вигляді назв речовин.

З парафінів (твердих насичених вуглеводнів) нерозгалуженої будови добувають вищі спирти та вищі жирні кислоти (містять понад 10 атомів Карбону). Так вирішується сировинна проблема виробництва поверхнево-активних речовин, синтетичних мийних засобів тощо.

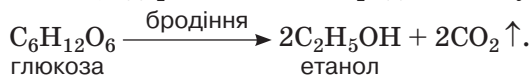
З етену C_2H_4 добувають етанол, етанову кислоту, поліетилен. Щоб добути етанову кислоту, необхідно провести кілька реакцій (стадій), наприклад, за такою схемою:



Ви вже знаєте, що одну й ту саму сполуку можна добувати з різних речовин і різними способами. Проілюструємо це на прикладі синтезу етанолу C_2H_5OH . За температури $300^\circ C$ його можна синтезувати з етену в одну стадію, здійснивши реакцію гідратації з використанням ортофосфатної кислоти як каталізатора.

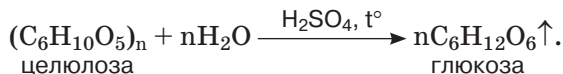


У промисловості цей спосіб має широке використання. Одержаний етанол (його ще називають *технічним* етиловим спиртом) є сировиною для синтезу каучуків, барвників, лікарських препаратів тощо. Для медичних цілей і виготовлення спиртних напоїв етанол добувають спиртовим бродінням глюкози, одержаної з виноградного соку або крохмалю:



Реакція відбувається з використанням дріжджів. Спирт, добутий цим методом, називають *винним*.

Ще один спосіб промислового добування етанолу ґрунтується на використанні природної сировини — деревини, що на 50 % складається з целюлози $(C_6H_{10}O_5)_n$. Відходи деревини у вигляді тирси піддають гідролізу з використанням розбавленої сульфатної кислоти як каталізатора за температури $150\text{--}170^\circ C$:

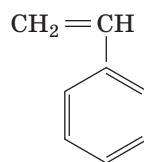


З одержаної глюкози добувають етанол, який називають *гідролізним*.

Етен використовують як вуглеводневу сировину у виробництві стирену — мономера полістирену.

Із вуглеводнів, галогенів, гідроген галогенідів синтезують багато розчинників, інсектицидів й інших речовин.

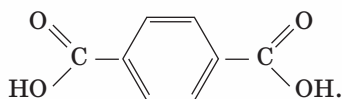
Цінною вуглеводневою сировиною органічного синтезу є етин C_2H_2 .



Окисненням аренів одержують мономер для виробництва волокна лавсану і компонент термостійких пластмас — терефталеву кислоту:



Пригадайте, які речовини добувають з етену, складіть рівняння реакцій.



Із хлоропохідних аренів виробляють ефективні гербіциди, розчинники та ізоляційні масла для трансформаторів.

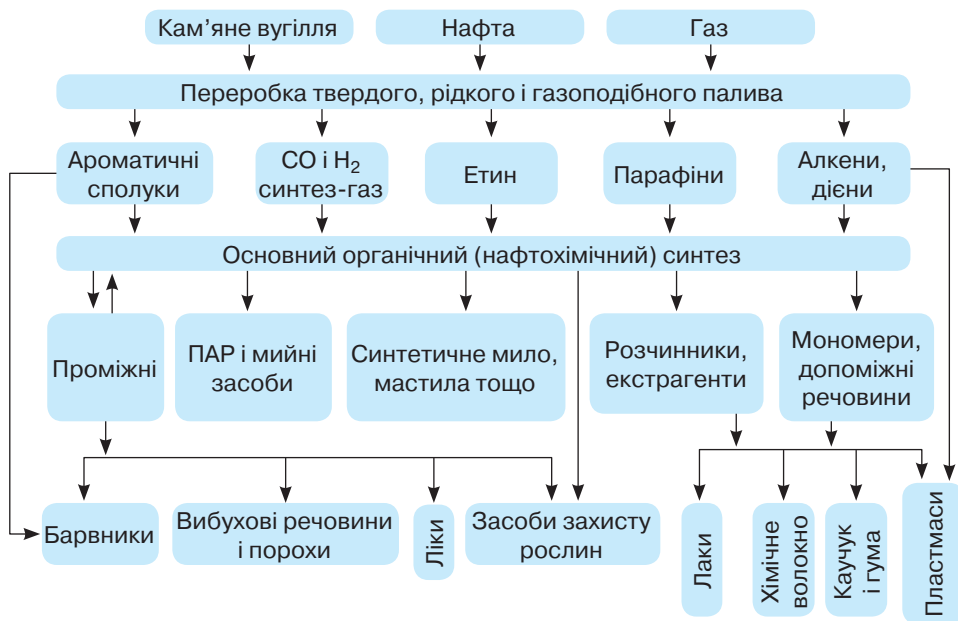
Як бачимо, здійснюючи різноманітні синтези, хімія відіграє величезну роль у розв'язанні сировинної проблеми.

Працюйте зупами

Завдання 1. Ілюструйте наведені в параграфі схеми перетворень рівняннями хімічних реакцій.

Завдання 2. Складіть таблицю з інформацією про: назви і формули речовин, які є сировиною конкретних виробництв, і назви продукції, яку з них одержують.

Завдання 3. Зробіть висновок про роль хімії у розв'язанні сировинної проблеми. У цьому вам допоможе схема (мал. 92).



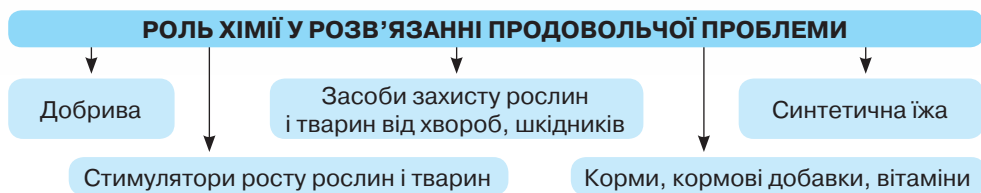
Мал. 92

Схема використання вуглеводневої сировини для синтезу органічних сполук і матеріалів

Звичайно, розглянутими прикладами не обмежується асортимент продукції, що виробляється з вуглеводневої сировини. Нині він налічує декілька мільйонів сполук.

РОЛЬ ХІМІЇ У РОЗВ'ЯЗАННІ ПРОДОВОЛЬЧОЇ ПРОБЛЕМИ. Продовольча проблема є глобальною проблемою людства. Зменшення посівних площ і збільшення населення на планеті роблять її актуальною для всього світу. Один із способів вирішення цієї проблеми — збільшення виробництва рослинної і тваринної їжі. Також у лабораторіях різних країн досліджують способи отримання їжі з різної сировини, розробляються

технології виробництва синтетичних харчових продуктів. Роль хімії у вирішенні продовольчої проблеми ілюструє схема (мал. 93).



Мал. 93

Роль хімії у розв'язанні продовольчої проблеми

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1.

Запропонуйте якомога більше способів добування із гептану сполук інших класів. Складіть схеми відповідних реакцій.

Завдання 2.

Перевірте наявність маркування доступних вам виробів із пластмас, інших синтетичних матеріалів. З'ясуйте, який тип синтетичного матеріалу використано для їхнього виробництва.

Зробіть для себе **ВИСНОВОК**, яким з них варто надавати перевагу в конкретних випадках.

Завдання 3.

З різних інформаційних джерел дізнайтесь, які підприємства органічного синтезу працюють у вашому регіоні, і з'ясуйте асортимент їх продукції. Презентуйте результати свого дослідження.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте роль хімії у розв'язанні: а) сировинної проблеми; б) продовольчої проблеми.
2. Назвіть відомі вам способи добування органічних речовин.
3. Висловіть судження про значення синтетичних методів добування органічних речовин.



Значення хімії у розв'язанні енергетичної й екологічної проблем. «Зелена» хімія

Значну кількість електричної енергії виробляють теплові електростанції, що працюють на невідновних природних ресурсах — вугіллі, нафті, природному газі, торфі, сланцях. З роками потреби в електроенергії зростають, водночас запаси зазначених невідновних джерел енергії безповоротно зменшуються. Тому науковці й конструктори працюють над розвитком *вітроенергетики, геліоенергетики, біоенергетики, водневої енергетики*, досліджують інші види відновної енергії.

ЗНАЧЕННЯ ХІМІЇ У РОЗРОБЛЕННІ ВІДНОВНИХ ДЖЕРЕЛ ЕЛЕКТРОЕНЕРГІЇ.

Хіміки й технологи розробляють необхідні матеріали для виготовлення вітряків і сонячних батарей, вивчають технологічні процеси одержання біогазу й водню в енергетичних цілях.

Цінність **водневої енергетики** полягає в тому, що при спалюванні водню не виділяються шкідливі речовини, а добувають його з дешевої сировини — води. Сонячні батареї вже давно застосовують у навігаційних спорудах і на космічних кораблях. Нині їх можна бачити навіть на приватних житлових будинках, вуличних електричних стовпах (мал. 94).

Геліоенергетика — так називають одержання електричної або теплової енергії за рахунок сонячної. Хіміки встановили, що для виготовлення фотогальванічних елементів сонячних батарей, які перетворюють сонячну енергію в електричну, головним напівпровідниковим матеріалом є силіцій та сполуки Силіцію. Технологія їх виготовлення базується на використанні в якості сировини поширеного у природі кварцового піску SiO_2 .

У новому тисячолітті приріст виробництва електроенергії буде відбуватися за рахунок розвитку сонячної енергетики, а також метанового бродіння побутових відходів та інших нетрадиційних джерел добування енергії.



Мал. 94

Сонячна батарея на приватному будинку і вуличних електричних стовпах

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ЕНЕРГЕТИЧНОЇ ПРОБЛЕМИ В УКРАЇНІ.

Українська вітроенергетика бере початок зі створення у Донецькій області Новоазовської ВЕС, турбіну для якої виготовлено на заводі «Південмаш» у м. Дніпро. У м. Токмак Запорізької області введено в експлуатацію першу чергу найбільшої в Україні сонячної електростанції Токмак Solar Energy. Завдяки її роботі викидів вуглекислого газу в атмосферу стало менше майже на 24 тис. тонн на рік, що дорівнює кількості викидів в атмосферу близько 15 тис. автомобілів за цей самий час. У м. Боярка Київської області запущено в експлуатацію сонячну електростанцію, що складається з 1140 сонячних панелей загальною площею 1850 м².

Ботієвська ВЕС, що поблизу села Приморський Посад Приазовського району Запорізької області — найбільша вітрова електростанція України (мал. 95).

На момент введення в експлуатацію Ботієвська ВЕС входила до п'ятірки найбільших вітроелектростанцій Центральної та Східної Європи.



Мал. 95

Ботієвська ВЕС



Сторінка ґрудита

Довжина найбільшого компонента вітроагрегату — його лопаті — може становити 55 м, а вага — 12 т, висота вежі — 94 м, а загальна висота конструкції — 149 м. Площа поверхні, яку описують лопаті такої турбіни, становить майже 1 га. Сумарна вага агрегату без фундаменту становить 400 т, вага найважчої частини — нижньої секції башти — 78 т. Лопать здійснює до 13 об/хв.

Біо ТЕС (біотеплоелектростанції) працюють на відходах сільського та лісового господарства (солома, кукурудза, деревна тирса тощо). Ці компактні станції будуть у різних куточках України лише за однієї умови — наявності достатньої кількості сировини, тобто біомаси.

У геліо-, вітро-, біоенергетики відсутня паливна складова, а значить і токсичні викиди та золошлакові відходи, що робить виробництво енергії екологічно безпечним. Ці види енергії сприяють сталому розвитку суспільства.

РОЛЬ ХІМІЇ У РОЗВ'ЯЗАННІ ЕКОЛОГІЧНИХ ПРОБЛЕМ. Цей вид проблем значною мірою зумовлений діяльністю людей, які, дбаючи про свій комфорт і вигоду, не переймаються негативними наслідками їхньої діяльності для довкілля.

Екологічні проблеми — негативні зміни, що настають у природі під впливом забруднення води, повітря, ґрунту, зменшення біорізноманіття тощо.

Екологічні проблеми можуть виникати як на етапі виробництва, так і на етапі використання хімічної продукції. З метою їх запобігання, зведенню до мінімуму негативного впливу на довкілля, на заводах хіміки-технологи опікуються точністю перебігу хіміко-технологічного процесу, стежать, аби не відбувався витік реагентів чи відходів у навколишнє середовище. Хіміки-дослідники весь час працюють над удосконаленням існуючих, а також над синтезом нових безпечних в екологічному сенсі синтетичних матеріалів. На ліквідацію екологічних проблем, пов'язаних з виробництвом і використанням речовин і матеріалів, спрямовані заходи міжнародної спільноти та кожної держави окремо.

Полімери створюють комфорт і водночас є забруднювачами. З інформаційних джерел відомо, що у 2016 р. українці відправили на сміттєві полігони близько 11 млн тонн побутових відходів. Приблизно двадцята частина від усіх відходів — пластик та інші полімери. Щороку у світі виробляється близько 400 млн тонн пластмас, і приблизно 80 % з них в кінці експлуатації потрапляють в ліси, парки, водойми як сміття.

Термін розкладання пластмас величезний. Будь-який пластмасовий виріб, як-от пакет, пляшка чи продуктовий контейнер, залишаються без змін як мінімум 180 років.

Тому перед хімічною наукою і хімічною технологією поставили невідкладні завдання з розроблення технологій повторної переробки відходів.

Вирішувати екологічні проблеми, пов'язані з пластмасовими відходами, під силу кожному. Варто лише бути елементарно обізнаними з маркуванням та способами утилізації і взяти за правило здавати відпрацьовані пластмаси, папір, металеві вироби на повторну переробку.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. Укладіть переліки виробів із синтетичних матеріалів, якими ви користуєтесь у побуті (побутова хімія, пакувальні матеріали, вироби з тканин і пластмас тощо).

Завдання 2. Поділіться з однокласниками й однокласницями, яким чином вчиняєте з виробами із синтетичних матеріалів, паперу, скла, тканин тощо після того, як вони стають непотрібними чи непридатними для подальшого використання.

Завдання 3. З'ясуйте, до яких заходів вдаються у найближчому вашому оточенні (сім'я, будинок, населений пункт), щоб позбутися побутових відходів, не допускати екологічно шкідливого впливу побутових відходів на довкілля.

ДРУГЕ ЖИТТЯ СМІТТЯ В ЄС, АБО ЯК РОЗВ'ЯЗАННЯ ЕКОЛОГІЧНОЇ ПРОБЛЕМИ СТАЄ ПРИБУТКОВИМ БІЗНЕСОМ.

У багатьох країнах переробку сміття зробили прибутковою справою. Існують різні способи переробки й утилізації використаної продукції хімічних виробництв, зокрема, найперше, пластмасової тари. Деякі з них не лише допомагають у вирішенні проблем довкілля, а й здатні приносити прибуток.

Світовою тенденцією стало виготовлення пакувальних матеріалів із паперу, тканини і скла (їх можна використовувати повторно), а також виробництво біопластиків (мал. 96).



Мал. 96 Екологічно безпечні вироби ужиткового призначення

Біопластики — це полімери, виготовлені на основі відновлюваних ресурсів (крохмалю, рослинних олій, целюлози) або повторної переробки матеріалів з використанням мікроорганізмів (з цим видом переробки пов'язані біотехнології).



Мал. 97

Контейнери для сортування сміття

Одним із лідерів переробки сміття є Швеція. Тут переробляють 99 % усіх відходів країни і навіть імпортують сміття з інших країн. За допомогою вторинної сировини опалюють будинки, забезпечують їх електроенергією. Зникли полігони зі сміттям у Німеччині, Швейцарії та Австрії, адже 97 % відходів тут також переробляються. Уся цементна промисловість цих держав працює на спалюванні сміття й автопокришок. Завдяки спеціальній обробці відпрацьованих шин, одержані матеріали використовують для виготовлення килимків, підошов до взуття, покриття тенісних кортів, у будівництві доріг тощо.

В Україні ситуація з переробкою сміття не така успішна, як у зазначених країнах, але на вулицях і в спеціально відведених місцях все більше з'являється контейнерів для пластмасових і паперових відходів.

ПОНЯТТЯ «ЗЕЛЕНА» ХІМІЯ. «Зелена» хімія (Green Chemistry) — новий науковий напрямок, що виник у 90-і роки ХХ ст. Термін означає, щонайперше, свого роду філософію хімічних досліджень та інженерії, що закликає до створення продуктів і процесів, які дають змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин. За цією філософією нові схеми хімічних реакцій і процесів, які розробляються в багатьох лабораторіях світу, покликані кардинально скоротити шкідливий вплив великотоннажних хімічних виробництв на довкілля.

Метою «зеленої» хімії є зменшення та запобігання забрудненню довкілля вже на початку розроблення хімічних технологій, тобто, унеможливлення появи негативних екологічних наслідків після її запуску у виробництво. З огляду на це, «зелена» хімія як хімічна філософія, стосується різних галузей хімічної науки.

«Зелена» хімія (екологічна хімія) — філософія хімічних досліджень та інженерії, що займається створенням продуктів і процесів, які дадуть змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин.

До завдань «зеленої» хімії належать не лише зменшення шкідливого впливу хімічних виробництв на природу, а й пошук шляхів збільшення ефективності кожного з хіміко-технологічних процесів.

Як приклад «зеленої» хімії можна навести водневу енергетику.

«Зелена» хімія стосується всього життєвого циклу хімічної продукції: проектування, виробництва, використання та кінцевої утилізації. За «зеленою» хімією майбутній добробут нашої планети.

Усю широту та філософську концептуальність «зеленої» хімії ілюструють її принципи:

1. Запобігання утворенню відходів.
2. Максимальний практичний вихід продукції з мінімальною кількістю відходів або без них.
3. Розробка менш небезпечних хімічних синтезів.
4. Створення безпечних хімічних речовин і продуктів.
5. Використання безпечних розчинників та умов реакції.
6. Підвищення енергоефективності.
7. Використання відновлюваної сировини.
8. Уникнення утворення побічних продуктів.
9. Використання каталізаторів.
10. Створення матеріалів, що після використання розкладаються до нешкідливих для довкілля речовин.
11. Моніторинг і контроль синтезу хімічної продукції з метою мінімізувати або усунути утворення побічних продуктів.
12. Зведення до мінімуму можливості нещасних випадків.

Як бачите, «зелена» хімія — це відкриття, розробка і застосування хімічних продуктів і процесів, що зменшують або виключають використання і утворення шкідливих речовин.

«Зелену» хімію характеризують хімічні процеси, які здійснюються у сприятливих для навколишнього середовища умовах, вдумливий відбір реагентів і схем процесів, які виключають використання шкідливих речовин і забезпечують отримання нешкідливої навколишньому середовищу продукції. У наш час основними технологіями «зеленої» хімії стають біотехнологія та біоінженерія, які вивчають і реалізують синтез з високим відсотком практичного виходу речовин за допомогою біологічних агентів (мікроорганізмів, вірусів, трансгенних рослин і тварин).

Працюємо з медійними джерелами

Проведіть пошукову роботу і з'ясуйте, яка законодавча база державного і світового рівня регламентує екологічну безпеку людей і довкілля, які вітчизняні установи (організації) опікуються розв'язанням екологічних проблем в Україні. Поцікавтесь професіями працівників цих установ і закладами, де їх можна набути.

Застосовуємо

1. Висловте судження щодо значення хімічних знань як складника загальної культури людини.
2. Оцініть значення хімії у розв'язанні енергетичної та екологічної проблем.
3. Виконайте один із навчальних проектів, що стосується розв'язання екологічних проблем за участю хімії й відповідає вашій громадянській позиції щодо збереження довкілля.
4. Підготуйте розповідь про роль хімії у розв'язанні важливих проблем людства для популяризації здобутків цієї науки серед молодших школярів.



Узагальнення

- ✓ У створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямків технологій, розв'язанні продовольчої, сировинної, енергетичної, екологічної проблем хімії належить провідна роль. Наукові пошуки вчених спрямовані на розв'язання зазначених проблем, а також на створення нових речовин і технологій їх виробництва, безпечних для довкілля і важливих для сталого розвитку суспільства.
- ✓ Створення нових речовин і розроблення нових технологій однаковою мірою необхідне як для багатотоннажного хімічного виробництва, так і для нанотехнологічних процесів.
- ✓ Головне завдання хіміків сьогодні полягає у створенні виробництв, де відходи використовуються для виготовлення необхідних продуктів, придатних до використання.
- ✓ В Україні все більше уваги приділяють екологічно нешкідливим альтернативним джерелам енергії (енергія Сонця і вітру, водень, біогаз), використання яких не потребує палива, і вони не продукують шкідливих для довкілля відходів.
- ✓ Невичерпним джерелом сировини для хімічних виробництв є промислові й побутові відходи. Досвід доводить, що вони можуть бути не лише причиною екологічних бід, а й сировиною для одержання цінних матеріалів. У багатьох країнах світу переробка відходів стала прибутковою справою.
- ✓ З-поміж багатьох проблем людства в усьому світі увагу привертає екологічна проблема, а саме ті зміни природного середовища, що відбуваються під впливом антропогенних дій і ведуть до порушення структури і функціонування екосистем, мають негативні соціальні, економічні й інші наслідки.
- ✓ «Зелена» хімія (екологічна хімія) — науковий напрям, що виник у 90-х рр. минулого століття і швидко здобуває прихильників в усьому світі завдяки своїм прогресивним принципам. Вона стосується створення продуктів і процесів, які дають змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин. «Зелена» хімія найбільше концентрується на вирішенні промислових задач, а тому стосується вибору хімічних процесів, що використовуються в хімічній технології.
- ✓ «Зелена» хімія є філософією хімічних досліджень та інженерії, в основу якої закладена ідея: не допускати створення шкідливих речовин і матеріалів, щоб не було потреби знищувати, утилізувати їх та наслідки їхнього використання.
- ✓ Однією з важливих рис громадянської позиції кожного свідомого громадянина є його відповідальність за недопущення загострення екологічних проблем з його вини.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

- А**
Агрохімія 159
Адсорбція 79
Алмаз 84
Алотропія 82
Алотропні модифікації 82
Алюміній 122
Алюмотермія 125
Амоній-катіон 96
Аморфний стан твердих речовин 39
- Б**
Бетон 168
- В**
Валентні стани елементів 18
Вапнування 162
Вапняк 144
Відносний вихід продукту реакції 60
- Г**
Гальванічний елемент 69
Генетичний зв'язок 179
Гідроген нітрид 93
Гідроген сульфід 93
Гідроген хлорид 93
Гідроксиди
— кальцію 138
— натрію 138
— феруму(II) 131
— феруму(III) 131
Гідроліз солей 64
Графіт 85
- Д**
Добрива 158
- Ж**
Жорсткість води 149
— постійна 151
— тимчасова 151
- З**
Зв'язки 26
— водневий 36
— йонний 29
— ковалентний 32
— ковалентний неполярний 32
— ковалентний полярний 33
— донорно-акцепторний 35
— металічний 30
«Зелена» хімія 204
- К**
Карбонати 144
Кераміка 168
Кисень 82
Кислоти 104
Кислотні дощі 106
Кристалічний стан твердих речовин 38
Кристалічні ґратки
— атомна 39
— йонна 39
— молекулярна 39
- М**
Метали 117
Мінеральні добрива
— азотні 160
— калійні 160
— фосфорні 160
- Н**
Неметали 77
Необоротні реакції 51
Нітратна кислота 111
- О**
Оборотні реакції 52
Озон 82
Озоновий шар 83
Оксиди 99
Основи 138
- П**
Парниковий ефект 102
Практичний вихід 59
Принцип Ле Шательє 56
- Принцип «мінімальної енергії» 9
- С**
Силікати 164
Скло 164
Соли
— середні 141
— кислі 142
Сплави 132
Сталь 133
Сульфатна кислота 111
Сульфур 87
- Т**
Теоретичний вихід 60
- Ф**
Ферум 127
Формули атомів
— електронні 7
— графічні 8
Фосфор 86
Фулерен 87
- Х**
Хімічна рівновага 53
Хлориди 145
- Ц**
Цемент 167
- Ч**
Чавун 133
- Я**
Якісні реакції на амоній-катіон 98
— йони Барію 131
— йони Феруму(II) 130
— йони Феруму(III) 130

ВІДПОВІДІ ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

§ 11

1. 93,15 %
 2. а) 102,4 г; б) 93,75 %
 5. 79,7 %

§ 14

15. 22,7 г
 16. 89,3 %
 17. 80 %
 18. 29,3 г
 19. 95 %

§ 15

3. у хлорі
 4. а) 4,48 л;
 б) 67,2 л

§ 17

4. 1024 г
 5. Не вистачить

§ 18

3. 8,96 л, $24,08 \cdot 10^{22}$, $96,32 \cdot 10^{22}$
 4. Порівню
 6. 80 %
 7*. 10 л
 8*. 44,9 %

§ 19

4. Вистачить
 5. 4,2 г

§ 21

7. Не вистачить

§ 23

5. 72 % алюмінію, 28 % міді
 6. 88 %

§ 24

4. а) < б)
 5. 325 г
 6*. 2 %

§ 26

3. 60 г луку, 340 г води
 4. 0,2 моль
 5. 7 л вуглекислого газу, 23,125 г кальцій гідроксиду

§ 27

- 5*. 26,4 г

§ 29

1. 13,2 г
 2. NaH_2PO_4
 3. Прозорим
 4*. 14,85 г

§ 31

2. 1 моль натрій оксиду, 5,8 моль силіцій(IV) оксиду

§ 32

4. а) 0,022 моль;
 б) 32 моль;
 в) 11732 моль

§ 36

18. 11,65 г
 38. 30 г
 39. 9 г
 40. 3 моль
 41. 8,4 г
 42. 12,8 г

Періодична система хімічних елементів (довга форма)

ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																																																																															
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																																																																
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																														
1,0 H Гідроген 1	9,0 Li Літій 3	23,0 Na Натрій 11	24,3 Mg Магній 12	39,1 K Калій 19	40,1 Ca Кальцій 20	50,9 V Ванадій 23	52,0 Cr Хром 24	54,9 Mn Манган 25	55,9 Fe Ферум 26	58,9 Co Кобальт 27	58,7 Ni Нікел 28	63,5 Cu Купрум 29	65,4 Zn Цинк 30	69,7 Ga Галій 31	72,6 Ge Германій 32	74,9 As Арсен 33	79,0 Se Селен 34	79,9 Br Бром 35	83,8 Kr Криптон 36																																																												
85,5 Rb Рубідій 37	87,6 Sr Стронцій 38	88,9 Y Ітрій 39	88,9 Zr Цирконій 40	91,2 Nb Ніобій 41	92,9 Mo Молибден 42	95,9 Tc Технецій 43	101,1 Ru Рутеній 44	102,9 Rh Родій 45	106,4 Pd Паладій 46	107,9 Ag Аргентум 47	108,1 Cd Кадмій 48	107,9 In Індій 49	112,4 Sn Станум 50	114,8 Sb Стелій 51	118,7 Te Телур 52	121,8 I Йод 53	126,9 Xe Ксенон 54	127,6 Cs Цезій 55	127,6 Ba Барій 56	137,3 La* Лантан 57	138,9 Ce Церій 58	140,1 Pr Прометій 59	144,2 Nd Неодим 60	150,4 Pm Прометій 61	152,0 Sm Самарій 62	157,3 Eu Євродій 63	162,5 Gd Гадоліній 64	164,9 Tb Тербій 65	167,3 Dy Диспроцій 66	168,9 Ho Гольмій 67	173,0 Er Ербий 68	175,0 Lu Лютецій 69	175,0 Hf Гафній 70	178,5 Ta Тантал 71	180,9 W Вольфрам 72	183,9 Re Реній 73	186,2 Os Осній 74	190,2 Ir Ірідій 75	192,2 Pt Платина 76	195,1 Au Аурум 77	197,0 Hg Меркурій 80	200,0 Tl Талій 81	207,2 Pb Плюмбум 82	209,0 Bi Бісмут 83	209,0 Po Полоній 84	210,0 At Астат 85	210,0 Rn Радон 86	223,0 Fr Францій 87	226,0 Ra Радій 88	227,0 Ac** Актиній 89	227,0 Th Торій 90	232,0 Pa Протактіній 91	238,0 U Уран 92	238,0 Np Нептуній 93	244,0 Pu Плутоній 94	244,0 Am Америцій 95	247,0 Cm Кюріцій 96	251,0 Bk Беркелій 97	252,0 Cf Каліфорній 98	257,0 Es Ейнштейній 99	258,0 Fm Фермій 100	262,0 Md Менделєєв 101	268,0 No Нобелій 102	269,0 Lr Лоренцій 103	270,0 Uuo Уупу 104	270,0 Lv Лівенбергерій 105	270,0 Uus Уупу 106	270,0 Uuq Уупу 107	270,0 Uuo Уупу 108	270,0 Uuq Уупу 109	270,0 Uuo Уупу 110	270,0 Uuq Уупу 111	270,0 Uuo Уупу 112	270,0 Uuq Уупу 113	270,0 Uuo Уупу 114	270,0 Uuq Уупу 115	270,0 Uuo Уупу 116	270,0 Uuq Уупу 117	270,0 Uuo Уупу 118

Таблиця розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей

ІОНІ	КАТІОНИ																						
	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Х	Н	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F ⁻	Р	М	М	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	—	М	—	М
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х
CO ₃ ²⁻	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х
PO ₄ ³⁻	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н

Умовні позначення:

- Р** — речовина розчинна (> 1 г на 100 г води);
- М** — речовина малорозчинна (від 0,1 до 1 г на 100 г води);
- Н** — речовина нерозчинна (< 0,1 г на 100 г води);
- Х** — речовина невідома;
- — речовина розкладається водою.



ISBN 978-617-7712-54-0



9 786177 712540