

**О. Г. Ярошенко**

# **ХІМІЯ**

**Підручник для 10 класу  
загальноосвітніх навчальних закладів**  
(рівень стандарту, академічний рівень)

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України*

Київ  
«Грамота»  
2010

УДК 373.5:54+54](075.3)

ББК 24я721

Я77

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

**Психолого-педагогічну експертизу проведено в Інституті педагогіки НАПН України.**

**Експерти, які здійснювали експертизу:**

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

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

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

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

**Ярошенко О. Г.**

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

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

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

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

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

**УДК 373.5:54+54](075.3)**


**ББК 24я721**

**ISBN 978-966-349-258-2**


© Ярошенко О. Г., 2010


© Видавництво «Грамота», 2010


## ДОРОГІ ДЕСЯТИКЛАСНИКИ!

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

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

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

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


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

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

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

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

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

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

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

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

Успішного вам навчального року!

*Автор*

# ПОВТОРЕННЯ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ ОСНОВНОЇ ШКОЛИ

Групи елементів I II III IV V VI VII VIII

Період	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
1	H Гідроген 1,008	He Гелій 4,00																
2	Li Літій 6,94	Be Берилій 9,01	B Бор 10,81	C Вуглець 12,01	N Азот 14,01	O Кисень 15,99	F Флуор 18,99	Ne Неон 20,18										
3	Na Натрій 22,99	Mg Магній 24,31	Al Алюміній 26,98	Si Силіцій 28,09	P Фосфор 30,97	S Сульфур 32,06	Cl Хлор 35,45	Ar Аргон 39,95										
4	K Калій 39,10	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,96	Ti Титан 47,88	V Ванадій 50,94	Cr Хроменієвий 51,99	Mn Манган 54,94	Fe Залізо 55,85	Co Кобальт 58,93	Ni Нікель 58,69								
5	Rb Рубідій 85,47	Sr Стронцій 87,62	Y Йттрій 88,91	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,91	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій (99)	Ru Руденій 101,07	Rh Родій 101,07	Pd Паладій 106,42								
6	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	La Лантан (138,91)	Hf Гафній 178,49	Ta Танталь 180,95	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,21	Os Осмій 190,23	Ir Ірідій 192,22	Pt Платина 195,08								
7	Fr Францій (223)	Ra Радій (226)	Ac Актиній (227)	Rf Ріфеній (261)	Rh Рейнелій (262)	Db Дубній (262)	Sg Сейбгорій (263)	Bh Бергій (264)	Hs Гасій (265)	Mt Майтнерій (266)	Uun Уунній (267)							
				RO	RO <sub>2</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>4</sub>	R <sub>2</sub> O	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	HR						
				Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb						
				Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb			
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		



## § 1. Загальні відомості про найважливіші класи неорганічних сполук

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

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

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

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

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

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

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

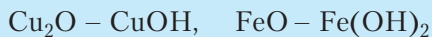
З-поміж різних класифікацій неорганічних речовин найуживанішою є класифікація за *хімічними властивостями*.

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

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

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

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



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

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

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

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

Наприклад:



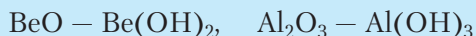
Щодо кислотних оксидів і відповідних їм гідратів оксидів (оксигеновмісних кислот), то для них також справджується закономірність, виявлена для основ: атоми кислототвірних елементів у кислотному оксиді й відповідній йому кислоті мають однаковий ступінь окиснення.

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

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

До них належить невелика кількість оксидів металічних елементів:  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  та деякі ін.

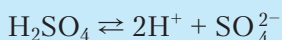
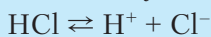
**Гідратами оксидів** (гідратними формами), що відповідають амфотерним оксидам, є **амфотерні гідроксиди**. Наприклад:



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



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



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

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

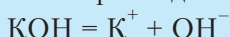
Катіони Гідрогену зумовлюють загальні, кислотні залишки — специфічні властивості кислот.

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



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

Наприклад:



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



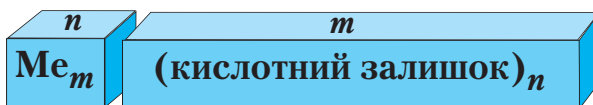
один із продуктів реакції випадає в осад або виділяється в газоподібному стані.

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

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

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

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



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



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

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

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

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

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

*Таблиця 1*

**Номенклатура неорганічних сполук різних класів**

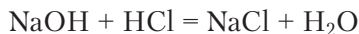
Клас	Складові назви	Приклади
<b>Оксиди</b>	назва хімічного елемента в називному відмінку + оксид	CaO – кальцій оксид NO <sub>2</sub> – нітроген(IV) оксид
<b>Основи</b>	назва металічного елемента + гідроксид	Ca(OH) <sub>2</sub> – кальцій гідроксид Cu(OH) <sub>2</sub> – купрум(II) гідроксид
<b>Кислоти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

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

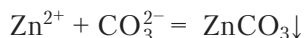
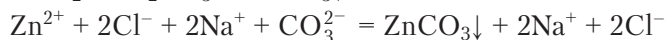
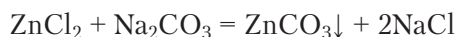
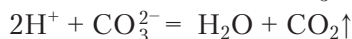
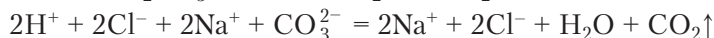
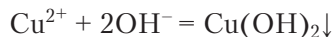
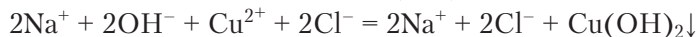
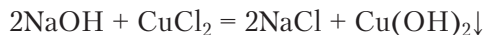
До якого б класу не належала неорганічна сполука, у водному розчині її хімічні властивості визначають йони, на які вона дисоціює.

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

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



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



### Запитання і завдання для самоконтролю знань

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



Здійсніть класифікацію речовин у межах класу, назвіть сполуки.

2. Формули речовин якого класу переважають у наведеному переліку:



Назвіть речовини за сучасною науковою номенклатурою.

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

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

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

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

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



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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

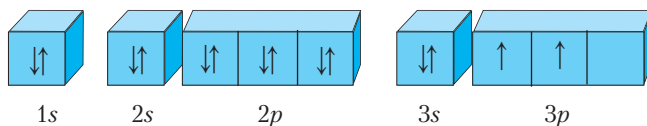


Рис. 1. Об'ємне зображення графічної електронної формули атома Силіцію

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

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

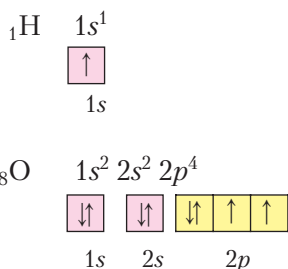
Зовнішній енергетичний рівень вважається **завершеним**, якщо він містить 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — 2). При утворенні хімічних зв'язків ядра атомів не змінюються; зміни відбуваються лише в електронних оболонках.

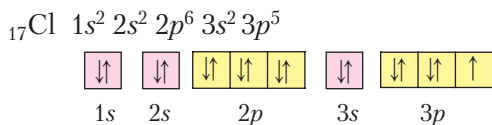
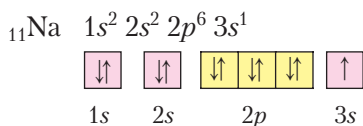
**Хімічним зв'язком** називають взаємодію між атомами, що зумовлює утворення молекул і кристалів.

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

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

Спочатку запишемо електронні й графічні електронні формули атомів зазначених елементів:





Ви вже знаєте про існування двохатомних молекул простих речовин водню  $\text{H}_2$  і кисню  $\text{O}_2$ , молекул води  $\text{H}_2\text{O}$  та речовини немолекулярної будови натрій хлориду  $\text{NaCl}$ . Пригадаємо, яким способом атоми Гідрогену, Оксигену, Хлору та Натрію досягали *завершеної будови* зовнішнього енергетичного рівня в кожній з цих речовин.

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

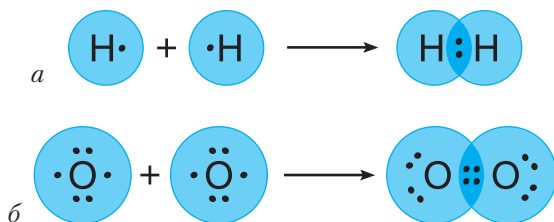


Рис. 2. Схеми утворення хімічного зв'язку між атомами одного хімічного елемента: Гідрогену (а); Оксигену (б)

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

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



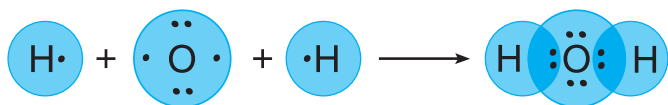


Рис. 3. Схеми утворення хімічного зв'язку в молекулі води

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

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

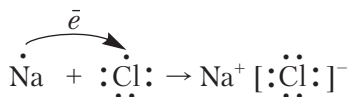
Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар називається **ковалентним**. Якщо спільні електронні пари рівновіддалені від ядер обох атомів, він — *неполярний*, а якщо зміщені в бік більш електронегативного атома — *полярний*.



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

Поясніть, який вид ковалентного зв'язку утворюється між атомами: а) Гідрогену і Броду в гідроген броміді HBr; б) між атомами Броду в молекулі броду Br<sub>2</sub>.

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



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

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

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



### Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

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

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

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

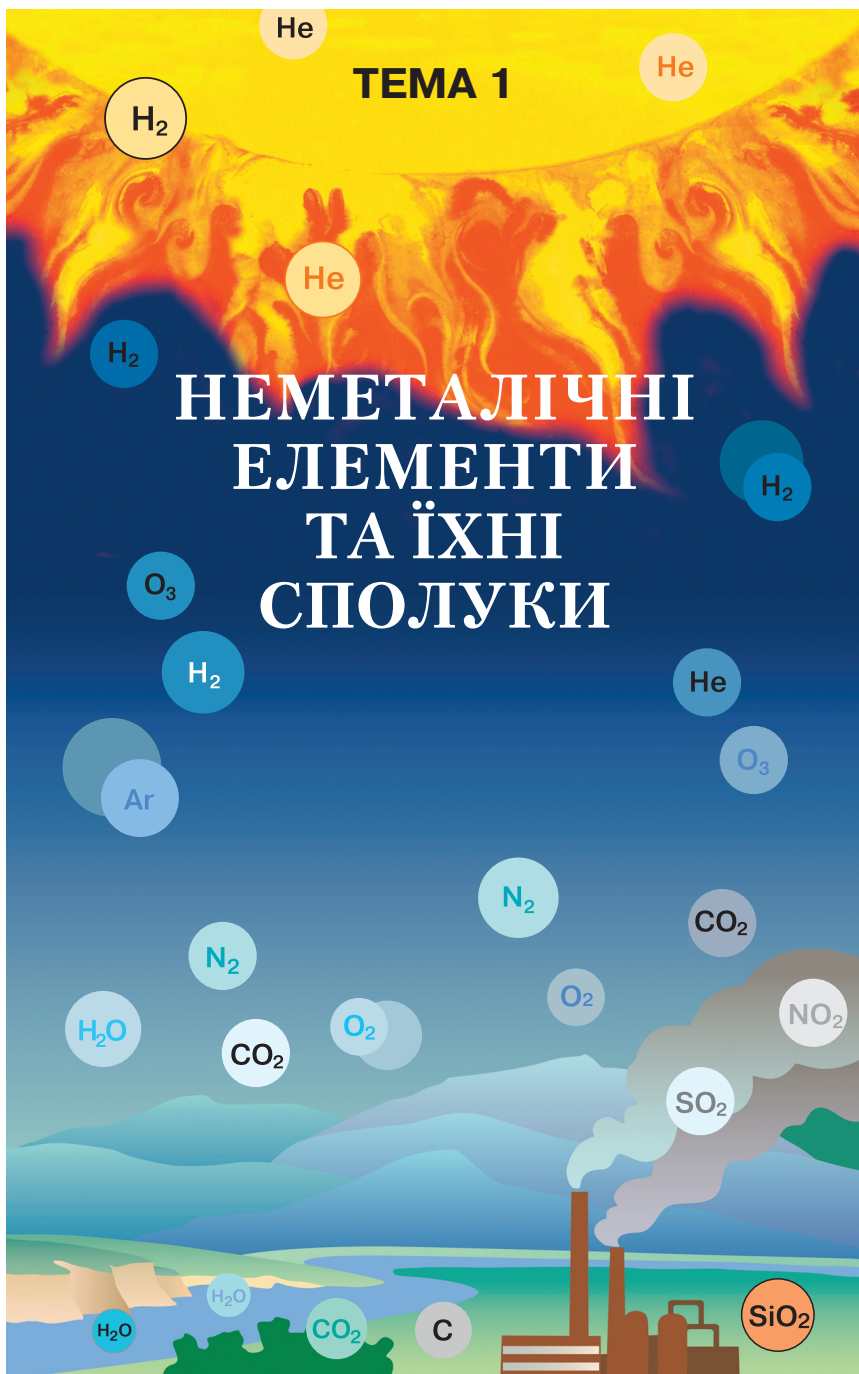


### Запитання і завдання для самоконтролю знань

1. Класифікуйте хімічні елементи з порядковими номерами в періодичній системі 5, 8, 13, 18, 25, 35 за такими ознаками: а) елементи одного періоду; б) елементи однієї групи; в) елементи однієї підгрупи.
2. Напишіть електронну та графічну електронну формули атомів хімічних елементів Нітрогену й Фосфору. Що спільного в будові електронних оболонок атомів цих елементів?
3. Напишіть електронну та графічну електронну формули атомів хімічних елементів Магнію і Сульфуру. Що спільного в будові електронних оболонок їх атомів?
4. Поясніть утворення хімічних зв'язків на прикладі речовин: фтору  $\text{F}_2$ , гідроген фториду  $\text{HF}$ , літій фториду  $\text{LiF}$ .

# ТЕМА 1

## НЕМЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ



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

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

**РОЗВИТКУ ВАШИХ ЗАГАЛЬНОНАВЧАЛЬНИХ УМІНЬ  
СПРИЯТИМУТЬ:**

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

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

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



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

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

Періоди	Групи елементів																						
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII															
1	<b>H</b> <sup>1</sup> 1,00794 Гідроген									<b>He</b> <sup>2</sup> 4,00 Гелій	Періодичний номер Назва елемента систематично												
2	<b>Li</b> <sup>3</sup> 6,94 Літій	<b>Be</b> <sup>4</sup> 9,01 Берилій	<b>B</b> <sup>5</sup> 10,81 Бор	<b>C</b> <sup>6</sup> 12,01 Карбон	<b>N</b> <sup>7</sup> 14,00 Нітроген	<b>O</b> <sup>8</sup> 15,99 Оксиген	<b>F</b> <sup>9</sup> 18,99 Флуор	<b>Ne</b> <sup>10</sup> 20,18 Неон			26 55,85 <b>Fe</b> 26 Ферум												
3	<b>Na</b> <sup>11</sup> 22,99 Натрій	<b>Mg</b> <sup>12</sup> 24,30 Магній	<b>Al</b> <sup>13</sup> 26,98 Алюміній	<b>Si</b> <sup>14</sup> 28,08 Силіцій	<b>P</b> <sup>15</sup> 30,97 Фосфор	<b>S</b> <sup>16</sup> 32,06 Сулфур	<b>Cl</b> <sup>17</sup> 34,453 Хлор	<b>Ar</b> <sup>18</sup> 39,95 Аргон			Атомна маса Символ												
4	<b>K</b> <sup>19</sup> 39,09 Калій	<b>Ca</b> <sup>20</sup> 40,08 Кальцій	<b>Sc</b> <sup>21</sup> 44,95 Скандій	<b>Ti</b> <sup>22</sup> 47,88 Титан	<b>V</b> <sup>23</sup> 50,94 Ванадій	<b>Cr</b> <sup>24</sup> 51,99 Хром	<b>Mn</b> <sup>25</sup> 54,94 Манган	<b>Fe</b> <sup>26</sup> 55,85 Ферум	<b>Co</b> <sup>27</sup> 58,93 Кобальт	<b>Ni</b> <sup>28</sup> 58,69 Нікел													
5	<b>Rb</b> <sup>37</sup> 85,46 Рубідій	<b>Sr</b> <sup>38</sup> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> <sup>39</sup> 88,90 Іттрій	<b>Zr</b> <sup>40</sup> 91,22 Цирконій	<b>Nb</b> <sup>41</sup> 92,90 Ніобій	<b>Mo</b> <sup>42</sup> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> <sup>43</sup> (99) Технецій	<b>Ru</b> <sup>44</sup> 101,07 Рутеній	<b>Rh</b> <sup>45</sup> 102,90 Родій	<b>Pd</b> <sup>46</sup> 106,42 Паладій													
6	<b>Cs</b> <sup>55</sup> 132,90 Цезій	<b>Ba</b> <sup>56</sup> 137,33 Барій	<b>La</b> <sup>57</sup> 138,90 Лантан	<b>Hf</b> <sup>72</sup> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> <sup>73</sup> 180,95 Тантал	<b>W</b> <sup>74</sup> 183,85 Вольфрам	<b>Re</b> <sup>75</sup> 186,21 Реній	<b>Os</b> <sup>76</sup> 190,21 Осмій	<b>Ir</b> <sup>77</sup> 192,22 Ірідій	<b>Pt</b> <sup>78</sup> 195,08 Платина													
7	<b>Fr</b> <sup>87</sup> (223) Францій	<b>Ra</b> <sup>88</sup> 226,02 Радій	<b>Ac</b> <sup>89</sup> (227) Актиній	<b>Rf</b> <sup>104</sup> (261) Резерфордій	<b>Db</b> <sup>105</sup> (262) Дубній	<b>Sg</b> <sup>106</sup> (263) Сибгортій	<b>Bh</b> <sup>107</sup> (262) Берій	<b>Hs</b> <sup>108</sup> (265) Гасій	<b>Mt</b> <sup>109</sup> (266) Майтнерій	<b>Uun</b> <sup>110</sup> (267) Унунівій													
	Висші оксиди		<b>R<sub>2</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	<b>RO<sub>3</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	<b>RO<sub>4</sub></b>													
	Легші водні сполуки		<b>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>R</b>	<b>HR</b>																	
	<b>* 88</b> 140,12 Цезій	<b>89</b> 140,90 Протекцій	<b>90</b> 144,24 Нобелій	<b>91</b> (147) Прометій	<b>92</b> 150,36 Самарій	<b>93</b> 151,96 Європій	<b>94</b> 157,25 Гафній	<b>95</b> 162,50 Терцій	<b>96</b> 164,93 Диспроцій	<b>97</b> 167,26 Гольмій	<b>98</b> 168,93 Єрбий	<b>99</b> 173,04 Тулій	<b>100</b> 174,96 Іттерцій	<b>101</b> 175,05 Люцій									
	<b>** 88</b> 232,04 Торий	<b>89</b> (231) Протактиній	<b>90</b> 238,03 Уран	<b>91</b> (237) Пафній	<b>92</b> (244) Торій	<b>93</b> (242) Міптерій	<b>94</b> (247) Актиній	<b>95</b> (247) Торій	<b>96</b> (249) Беркелій	<b>97</b> (252) Каліфорній	<b>98</b> (252) Єнштейн	<b>99</b> (257) Фермій	<b>100</b> (258) Менделєєв	<b>101</b> (259) Нобелій	<b>102</b> (260) Лоренцій								

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

Користуючись рисунком 4, установіть:

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

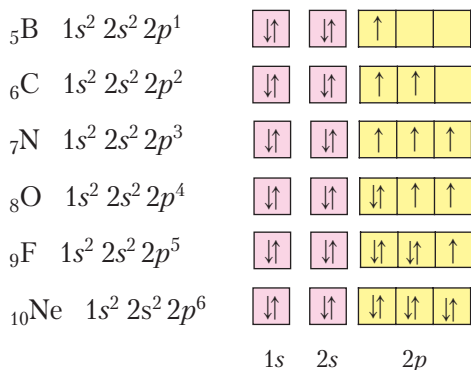
Після проведеної пошукової діяльності сформулюйте загальний висновок про місце неметалічних елементів у групах, підгрупах, періодах і рядах.

### Особливості будови атомів неметалічних хімічних елементів.

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

#### Приклад 1. Неметалічні елементи одного періоду.

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



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

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

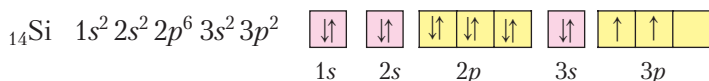
Особливістю атомів неметалічних елементів є те, що кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи. Тому без запису електронної формули атома, наприклад, неметалічного елемента VII групи Астату можна з упевненістю сказати, що з 85 електронів його електронної оболонки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

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

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

**Приклад 2. Неметалічні елементи однієї підгрупи.**

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



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

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

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

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

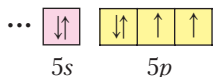
Розгляньте будову електронної оболонки атома Гідрогену й доведіть, що виявлена вами залежність справджується для цього хімічного елемента.

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

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

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

Відносна атомна маса 128. Ядро атома має заряд +52 і складається з 52 протонів і 76 нейтронів ( $128 - 52 = 76$ ). Електронна оболонка атома налічує 52 електрони, які розташовані на п'ятьох енергетичних рівнях. На зовнішньому енергетичному рівні є 6 електронів, тому максимальна валентність Телуру 6, максимальний ступінь окиснення +6. Формула вищого оксиду —  $\text{TeO}_3$ . Оскільки Телур — аналог (так називають елементи однієї підгрупи) Оксигену і Сульфуру, то це дає змогу записати електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня як  $\dots 5s^2 5p^4$  і скласти його графічну електронну формулу:



З графічної електронної формули зовнішнього енергетичного рівня бачимо, що для його завершення не вистачає 2 електронів, тому з Гідрогеном Телур утворює сполуку  $\text{H}_2\text{Te}$ .



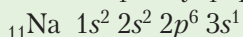
### Для тих, хто вивчає хімію на академічному рівні

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

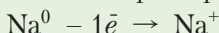
**Задача 1.** Атом хімічного елемента має на 7 електронів більше, ніж йон Натрію. Назвіть елемент, складіть електронні формули його атома та йона.

Розв'язання

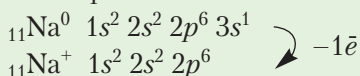
1. Запишемо електронну формулу атома Натрію:



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



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





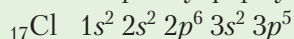
Як бачимо, кількість електронів у йоні Натрію дорівнює 10.

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

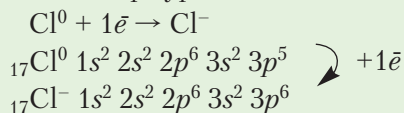
$$10\bar{e} + 7\bar{e} = 17\bar{e}$$

Така кількість електронів входить до складу електронної оболонки атома Хлору.

3. Запишемо електронну формулу атома Хлору:



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



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

Назвіть неметалічний елемент, якщо відомо, що він знаходиться в четвертому періоді періодичної системи, утворює летку сполуку з Гідрогеном, а його вищий оксид відповідає загальній формулі  $\text{E}_2\text{O}_5$ .

#### Р о з в' я з а н н я

Вищі оксиди із загальною формулою  $\text{E}_2\text{O}_5$  утворюють елементи V групи. У четвертому періоді розташовані два елементи цієї групи — Ванадій і Арсен. Ванадій — елемент побічної підгрупи, а побічні підгрупи утворені лише з металічних елементів, у яких леткі сполуки з Гідрогеном відсутні. Отже, шуканий хімічний елемент — Арсен.



#### Запитання і завдання для самоконтролю знань

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

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

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

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

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

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



## § 4. Прості речовини неметали. Явище алотропії

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

Таблиця 2

Назви неметалічних елементів і неметалів за сучасною українською хімічною номенклатурою

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

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

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

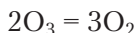
**Алотропні видозміни Оксигену.** *Кисень* і *озон* відомі вам з уроків природознавства та хімії в основній школі. Порівняємо склад і властивості цих простих речовин (табл. 3).

Таблиця 3

Склад і властивості кисню й озону

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

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



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

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

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

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

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

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

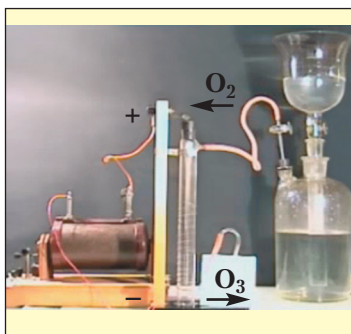
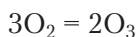


Рис. 5. Озонатор — прилад для добування озону



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

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

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

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

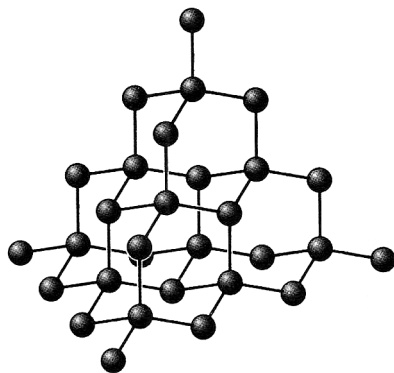
Уперше виявивши в 1985 р. озонову дірку великих розмірів над Антарктидою, учені забили на сполох. У 1987 р. з метою збереження озонового шару шляхом зняття з виробництва речовин, що його руйнують, був прийнятий Монреальський протокол, до якого приєднався й СРСР. У 1991 р. Україна підтвердила свою правонаступність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

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

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



а



б

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

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

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

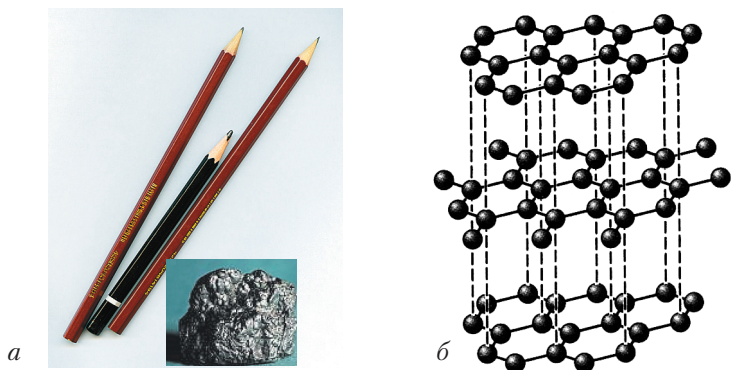


Рис. 7. Графіт і вироби з нього (а), модель кристалічної ґратки графіту (б)

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

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

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

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

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

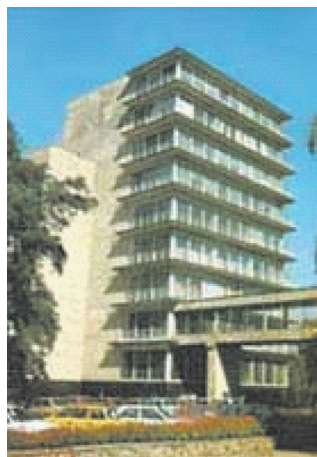
Так званий **аморфний вуглець** (сажа, деревне вугілля) не належить до самостійних алотропних видозмін Карбону, а є дуже дрібними різнозорієнтованими кристаликами графіту.

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

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

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

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



*Інститут надтвердих матеріалів імені В. М. Бакуля НАН України*



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

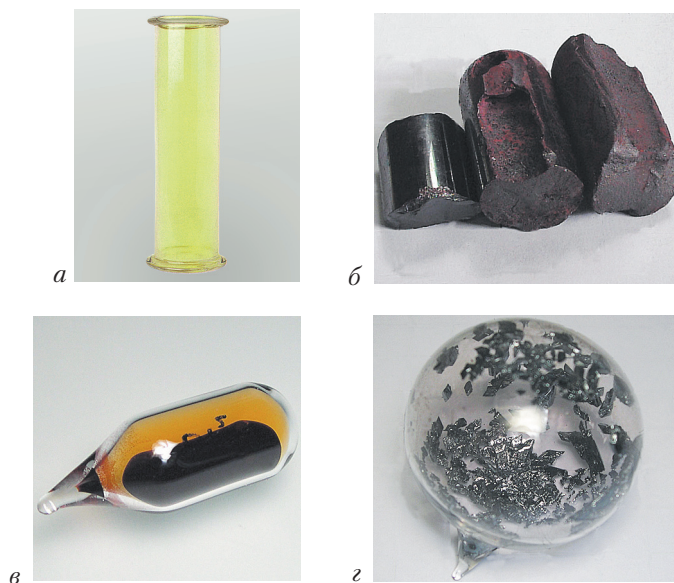


Рис. 8. Зразки неметалів: а) хлор; б) фосфор; в) бром; г) йод

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

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

Чимало газоподібних неметалів легші за повітря.