

П. П. Попель, Л. С. Крикля

# ХІМІЯ

Підручник

для загальноосвітніх  
навчальних закладів

Академічний рівень  
Рівень стандарту

10<sup>клас</sup>



Рекомендовано  
Міністерством освіти і науки України



Київ  
Видавничий центр «Академія»  
2010

**Рекомендовано Міністерством освіти і науки України**

(Наказ Міністерства освіти і науки України від 03.03.2010 р. № 177)

Видано за державні кошти  
Продаж заборонено

Психолого-педагогічну експертизу проводив  
Інститут педагогіки НАПН України

Експерти, які рекомендували підручник до видання:

учитель Тульчинської спеціалізованої школи-інтернату I—  
III ступенів — ліцею Вінницької області, учитель-методист  
*Л. П. Барановська;*

кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри хімії  
Кіровоградського державного педагогічного університету імені  
Володимира Винниченка *Ю. В. Бохан;*

методист Канівського міського методичного кабінету, учитель-  
методист *Л. І. Гнед;*

учитель Луганського ліцею іноземних мов, учитель-методист  
*Т. І. Єніна;*

кандидат педагогічних наук, завідувач лабораторії дидактики  
Інституту педагогіки АПН України *В. І. Кизенко*

# Дорогі десятикласники!

Навчаючись у 9 класі, ви дізналися багато нового й цікавого зі світу хімії. Тепер ви маєте уявлення про те, що відбувається під час розчинення речовин у воді, чому з'являються в розчині йони. Стала зрозумілою суть реакцій обміну за участю неорганічних сполук у розчинах. Ви розширили і поглибили свої знання про типи хімічних реакцій, особливості їх перебігу. Розпочалося ваше ознайомлення з органічними сполуками, у тому числі й тими, які містяться в живих організмах.

На уроках хімії в 10 класі ви вивчатимете найважливіші металічні та неметалічні елементи, їх прості та складні речовини, дізнаєтесь про поширеність елементів у природі. Вам стануть відомі причини кислотних опадів, особливості живлення рослин, значення озонового шару в атмосфері для живих організмів. Довідаєтесь про загальні способи добування металів, а також про хімічні реакції, які відбуваються під час виробництва чавуну і сталі.

Як і раніше, ви проводитимете різні хімічні досліди на уроках, а також удома, отримавши дозвіл батьків.

При здійсненні хімічного експерименту дуже важливо занотувувати всі дії та спостереження. Намагайтесь завжди знайти пояснення побаченому під час дослідів і робити відповідні висновки.

Нагадуємо, що до практичних робіт слід готуватися заздалегідь. Варіант практичної роботи, завдання і досліди, які вам належить виконати, визначить учитель. Ви маєте дотримуватися правил роботи і техніки безпеки під час хімічного експерименту.

Цей підручник допоможе вам вивчати хімію. На початку кожного параграфа вказано, яке значення має для вас викладений матеріал, а в кінці — сформульовано висновки. Основні означення виділено кольором, а нові терміни, важливі твердження і слова з логічним наголосом — курсивом. Дрібнішим шрифтом подано матеріал, призначений для учнів, які бажають поглибити свої знання з хімії. Додаткову інформацію

і цікаві факти вміщено на полях, а також під рубрикою «Для допитливих». Після параграфів наведено завдання, вправи і задачі різних типів; вони розміщені переважно за зростанням складності. У підручнику виокремлено фрагменти тексту, що стосуються лабораторних дослідів і практичних робіт.

Для учнів, які навчаються в гуманітарних класах, опрацювання матеріалу параграфів із розв'язування задач не обов'язкове. Сподіваємося, що учні класів фізико-математичного профілю з цікавістю розв'язуватимуть комбіновані розрахункові задачі, вміщені в § 16.

У додатку наведено схеми із класифікації неорганічних сполук, їх хімічних властивостей і способів добування. Вони знадобляться вам під час повторення відповідного матеріалу, підготовки до уроків і виконання домашніх завдань.

У кінці підручника містяться відповіді до деяких задач і вправ, словничок основних термінів, а також предметний покажчик, що допоможе швидко знайти сторінку підручника, на якій ідеться про певний термін, речовину, явище тощо. Крім того, для учнів, які цікавляться хімією, подано список рекомендованої літератури та інтернет-сайтів.

Бажаємо вам успіхів у вивченні хімії.

*Автори*



# 1 розділ

# Неметалічні елементи, їх прості речовини і сполуки

Неметалічні елементи розміщені в головних підгрупах III—VIII груп періодичної системи Д. І. Менделєєва<sup>1</sup> і займають праву частину її довгого варіанта:

[illegible]

На початку цього розділу подано загальну характеристику неметалічних елементів, їх атомів і іонів. Прочитавши матеріал, викладений у параграфах, ви дізнаєтесь або згадаєте про властивості найважливіших неметалів, сполук неметалічних елементів, їх добування, використання та екологічне значення.

<sup>1</sup> Гідроген розміщують не тільки в VII, а й у I групі.

# 1

## Неметалічні елементи

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

- скласти уявлення про поширеність неметалічних елементів у природі;
- пригадати особливості будови їх атомів і йонів;
- характеризувати й передбачати деякі властивості атомів неметалічних елементів.

**Поширеність у природі.** На нашій планеті неметалічні елементи більш поширені, ніж металічні.

Атмосфера складається переважно з азоту і кисню — простих речовин Нітрогену й Оксигену. У повітрі є домішки інертних газів, водяної пари, вуглекислого газу, деяких інших сполук неметалічних елементів.

Основна речовина гідросфери — вода. У ній розчинені гази, які входять до складу повітря, а також солі хлоридної, карбонатної, сульфатної кислот.

У літосфері міститься майже 90 хімічних елементів, однак і в ній більш поширені неметалічні елементи. Вони утворюють велику кількість мінералів (мал. 1).

### Цікаво знати

Найпоширеніші елементи у Всесвіті — Гідроген (92 % усіх атомів) і Гелій (7 %).



флюорит  $\text{CaF}_2$



гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



халькозин  $\text{Cu}_2\text{S}$

**Мал. 1.**  
Мінерали

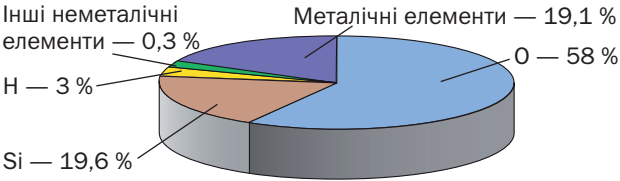
У живих організмах переважають органічні речовини і вода, а це — також сполуки неметалічних елементів.

Поширеність хімічних елементів оцінюють, зіставляючи кількості їхніх атомів.

**Відношення кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі називають атомною часткою елемента.**

Атомні частки виражають у відсотках (мал. 2).

**Мал. 2.**  
Атомні частки елементів у літосфері



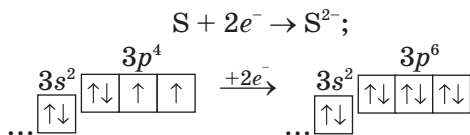
**Атоми і йони.** За електронною будовою зовнішнього енергетичного рівня атомів більшість неметалічних елементів є *p*-елементами, а Гідроген і Гелій — *s*-елементами (табл. 1).

Таблиця 1

**Електронні формули зовнішнього енергетичного рівня атомів неметалічних елементів та значення їх електронегативності**

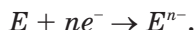
Періоди	Групи					
	III	IV	V	VI	VII	VIII
1					( <sub>1</sub> H) 1s <sup>1</sup> 2,1	<sub>2</sub> He 1s <sup>2</sup>
2	<sub>5</sub> B ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> 2,0	<sub>6</sub> C ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> 2,5	<sub>7</sub> N ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 3,0	<sub>8</sub> O ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 3,5	<sub>9</sub> F ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> 4,0	<sub>10</sub> Ne ...2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
3		<sub>14</sub> Si ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup> 1,8	<sub>15</sub> P ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> 2,1	<sub>16</sub> S ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> 2,5	<sub>17</sub> Cl ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> 3,0	<sub>18</sub> Ar ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
4			<sub>33</sub> As ...4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup> 2,0	<sub>34</sub> Se ...4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup> 2,4	<sub>35</sub> Br ...4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup> 2,8	<sub>36</sub> Kr ...4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>
5				<sub>52</sub> Te ...5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup> 2,1	<sub>53</sub> I ...5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup> 2,5	<sub>54</sub> Xe ...5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
6					<sub>85</sub> At ...6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup> 2,2	<sub>86</sub> Rn ...6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>

Атоми неметалічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні мають, як правило, від 4 до 8 електронів. Майже всі вони можуть приєднувати певну кількість електронів і перетворюватися на негативно заряджені йони — аніони<sup>1</sup>. Приклад перетворення атома Сульфуру на сульфід-іон:



На зовнішньому енергетичному рівні нової частинки (аніона) перебуває 8 електронів, тобто електронний октет.

Проілюструємо розглянуту властивість атомів неметалічних елементів загальною схемою:



Отже, такі атоми здатні бути окисниками; під час відповідних хімічних реакцій вони зазнають відновлення.

► Запишіть схему перетворення атома Хлору на йон, використавши електронні формули частинок.

Аніони неметалічних елементів разом із катіонами металічних елементів входять до складу бінарних йонних сполук — оксидів (наприклад,  $Li_2O$ ,  $BaO$ ,  $Al_2O_3$ ), солей ( $NaF$ ,  $K_2S$  тощо), деяких інших сполук (наприклад,  $CaH_2$ ,  $Mg_3N_2$ ).

► Назвіть неметалічний елемент, який утворює не тільки аніон, а й катіон.

У молекулах багатьох речовин ( $H_2$ ,  $HF$ ,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $C_2H_5OH$  та ін.) містяться атоми неметалічних елементів, сполучені ковалентними

---

<sup>1</sup> Атоми інертних елементів дуже стійкі; вони не приєднують і не втрачають електронів.

зв'язками. Хімічний зв'язок такого типу реалізується завдяки утворенню спільних електронних пар із неспарених електронів двох атомів. Ділянки перекривання орбіталей можуть бути рівновіддаленими від ядер атомів (наприклад, у молекулі  $\text{H} : \text{H}$ ) або зміщеними в бік одного з них ( $\text{H} : \text{Br}$ ). У першому випадку ковалентний зв'язок є неполярним, а в другому — полярним. Зміщення спільної електронної пари позначають стрілкою або записом зарядів над символами елементів:



Величину, яка характеризує здатність атома притягувати електрони, називають електронегативністю. Зіставляючи її значення для різних елементів (табл. 1), можна з'ясувати, чи зміщується спільна електронна пара, а якщо зміщується, то до якого атома.

► Порівняйте хімічні зв'язки в таких молекулах: а)  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{OF}_2$ ; б)  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{PH}_3$ .

Здатність атомів неметалічних елементів приєднувати електрони або зміщувати їх у свій бік зростає у періоді зліва направо, а в групі — знизу догори<sup>1</sup>. Тому найтипівіший неметалічний елемент перебуває у правому верхньому куті періодичної системи. Це — Флуор.

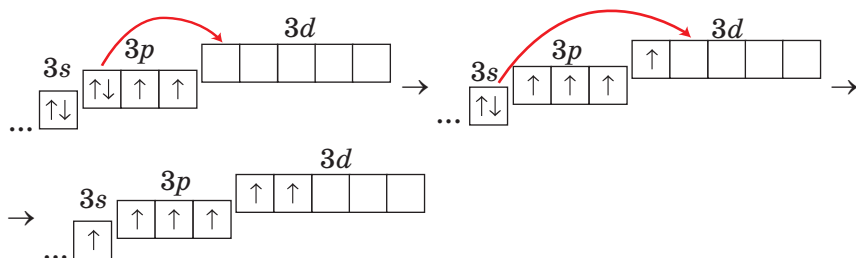
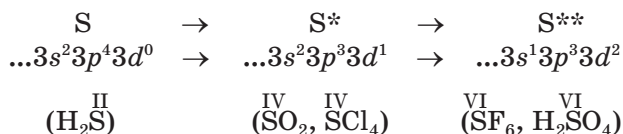
**Валентність.** Значення валентності хімічного елемента визначається кількістю спільних електронних пар, які утворює його атом з іншими атомами. Вам відомо, що валентні можливості елемента можна передбачити за кількістю неспарених електронів в атомі. Наприклад, в атомі Оксигену — два неспарені електрони, тому він має бути двовалентним.

За наявності вакантних орбіталей зовнішнього енергетичного рівня атоми можуть

<sup>1</sup> У таких самих напрямках у періодах і групах зменшуються радіуси атомів.

переходити у збуджений стан. Його позначають зірочками справа від символу елемента. Для атома Бору існує один збуджений стан, для атома Сульфуру можливі два такі стани, а для атома Хлору — три.

Покажемо процес збудження атома Сульфуру за допомогою електронних формул та їх графічних варіантів (у дужках — формули сполук із відповідною валентністю елемента):



Елементи, атоми яких не бувають у збудженому стані, — Флуор, Оксиген (вони мають сталу валентність), Нітроген.

**Ступені окиснення.** Вам відомо, що ступінь окиснення елемента — це умовний цілочисельний заряд його атома в речовині. Значення ступенів окиснення неметалічного елемента можна передбачити, враховуючи заряд його простого йона, можливі значення валентності атома і зіставляючи цей елемент з іншими за електронегативністю. При визначенні ступеня окиснення елемента в речовині користуються правилом електронейтральності: *сума ступенів окиснення всіх атомів у речовині дорівнює нулю.*

Значення ступеня окиснення елемента (без урахування знака) в речовині часто збігається зі значенням його валентності:



Існують речовини, у яких ступені окиснення елементів відрізняються від значень валентності. Це — прості речовини (крім інертних газів), деякі неорганічні сполуки, багато органічних сполук.

## ВИСНОВКИ

**Неметалічні елементи поширеніші за металічні.**

**Поширеність хімічного елемента визначають за його атомною часткою, тобто відношенням кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі.**

**Атоми неметалічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні від 4 до 8 електронів і здатні приєднувати електрони, перетворюючись на аніони. Ця властивість посилюється в періодах зліва направо, а в групах — знизу догори.**

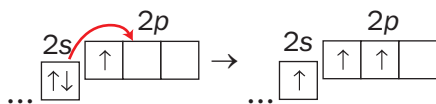
**Значення валентності неметалічного елемента визначається кількістю неспарених електронів у його атомі, що взяли участь в утворенні ковалентних зв'язків з іншими атомами.**

**Ступені окиснення неметалічних елементів у сполуках можуть бути від'ємними або додатними числами.**



1. У якій групі (групах) періодичної системи міститься найбільше неметалічних елементів, а в якій (яких) — найменше?
2. За матеріалами Інтернету та іншими джерелами інформації підготуйте стисле повідомлення про роль Флуору, Йоду і Фосфору в організмі людини.
3. Використавши уявлення про збуджений стан атома, спрогнозуйте можливі значення валентності: а) Силіцію; б) Хлору.
4. Яку будову — молекулярну чи йонну — має кожна з речовин із такими формулами:  $\text{LiCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaN}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{CaF}_2$ ?

- Визначте ступені окиснення галогенів у таких сполуках:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{I}_2\text{O}_5$ ,  $\text{IF}_7$ ,  $\text{CBr}_4$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{AlBr}_3$ .
- Зіставте значення валентності й ступеня окиснення кожного елемента: а) у водні; б) у кисні; в) в азоті; г) у гідроген пероксиді  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- Укажіть, який зі зв'язків найбільш полярний, а який — найменш полярний:  $\text{C-H}$ ,  $\text{S-Cl}$ ,  $\text{P-F}$ ,  $\text{N-H}$ . Використайте дані, наведені в таблиці 1.
- Елемент Гідроген має два природні ізотопи — Протій і Дейтерій. Які частинки містяться в атомі кожного нукліда?
- Сформулюйте кілька запитань, використавши наведену схему, і дайте на них відповіді:



- Елемент утворює дві сполуки із Сульфуром, у яких виявляє валентність 3 і 5. Масові частки Сульфуру в цих сполуках відносяться як 1 : 1,323. Визначте елемент і напишіть формули сполук.
- Масова частка Гідрогену в гідросфері становить 10,8 %. Припустивши, що гідросфера складається лише з морів та океанів і є розчином натрій хлориду, обчисліть масову частку йонів Хлору в цьому розчині.

## 2 Неметали

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

- розширити свої уявлення про будову неметалів;
- дізнатися про явище алотропії та його причини;
- пригадати деякі властивості неметалів;
- з'ясувати сфери застосування неметалів.

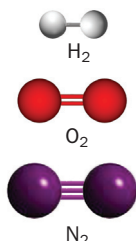
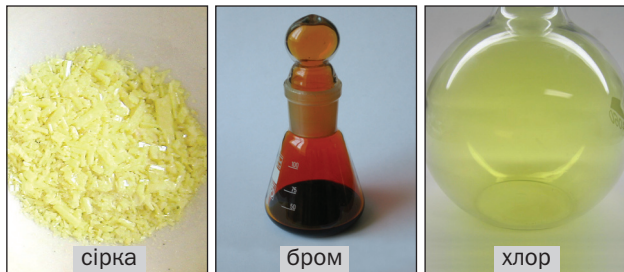
$\text{H}_2$   
 $\text{F}_2$   
 $\text{Cl}_2$   
 $\text{Br}_2$   
 $\text{I}_2$   
 $\text{O}_2$   
 $\text{N}_2$

Прості речовини неметалічних елементів називають неметалами (мал. 3).

**Будова.** Частина неметалів має атомну будову. Із окремих атомів складаються інертні гази — гелій, неон, аргон, криптон, ксенон і радон. У графіті, алмазі, силіції, борі, червоному фосфорі всі атоми сполучені один з одним.



**Мал. 3.**  
Неметали



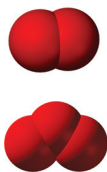
**Мал. 4.**  
Кулестержневі  
моделі деяких  
молекул

Решта неметалів — молекулярні речовини. Вам відомо, що існують неметали, які складаються із двохатомних молекул. (Назвіть ці речовини.) Більшу кількість атомів містять молекули озону  $\text{O}_3$ , білого фосфору  $\text{P}_4$ , сірки  $\text{S}_8$ . У 1985 р. учені відкрили просту речовину Карбону із 60 атомами в молекулі —  $\text{C}_{60}$ . Її назва — фулерен. Пізніше було добуто подібні речовини, молекули яких містять 70 і більше атомів Карбону.

Атоми в неметалах сполучені ковалентними неполярними зв'язками — простими, подвійними, потрійними (мал. 4).

**Алотропія.** Із викладеного вище випливає, що для деяких неметалічних елементів відомо по дві або більше простих речовин.

**Явище утворення елементом кількох простих речовин називають алотропією<sup>1</sup>.**

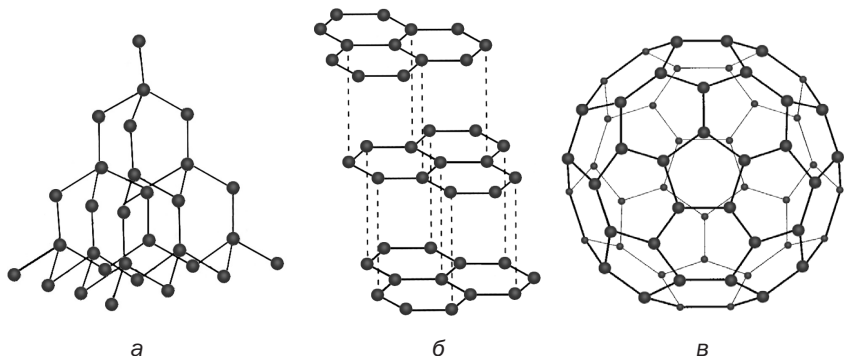


**Мал. 5.**  
Масштабні  
моделі  
молекул  $\text{O}_2$  і  $\text{O}_3$

Прості речовини елемента можуть відрізнятися за будовою, кількістю атомів у молекулах, способом їх сполучення. Це впливає на фізичні властивості речовин, а часто і на їх активність у хімічних реакціях.

Для Оксигену існує дві прості речовини — кисень  $\text{O}_2$  і озон  $\text{O}_3$  (мал. 5). Озон має запах, є отруйним; його температури плавлення і кипіння вищі, ніж кисню. Він виявляє значно більшу хімічну активність.

<sup>1</sup> Термін походить від грецьких слів *allos* — інший і *tropos* — властивість.



**Мал. 6.**  
Будова простих речовин Карбону:  
а — фрагмент кристалічних ґраток алмазу;  
б — фрагмент кристалічних ґраток графіту;  
в — модель молекули фулерену

Загальна назва простих речовин Карбону — *вуглець*. Серед них є речовини атомної будови — *алмаз* і *графіт*, а також молекулярна речовина *фулерен* (мал. 6).

Алмаз — безбарвна кристалічна речовина, яка не проводить електричного струму і є найтвердішою серед природних речовин. В алмазі кожний атом Карбону сполучений простими ковалентними зв'язками із чотирма іншими (мал. 6, а).

Графіт — темно-сіра речовина зі слабким металевим блиском, електропровідна і тугоплавка. Графіт має шарувату будову (мал. 6, б). Зв'язки між атомами реалізуються лише в шарі, який нагадує бджолиний стільник. Кожний атом Карбону сполучений із трьома іншими атомами простими ковалентними зв'язками за рахунок трьох валентних електронів. Четвертий електрон переходить від одного атома до іншого в шарі. Такі електрони зумовлюють електропровідність графіту. Завдяки шаруватій будові графіт досить м'який. Коли ми пишемо олівцем, шари атомів легко відокремлюються один від одного і залишаються на папері.

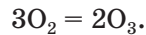
Молекула фулерену  $C_{60}$  нагадує футбольний м'яч, зшитий із 20 шестикутників і 12 п'ятикутників (мал. 6, в).

**Поширеність у природі.** Вам відомо, що азот і кисень — основні складові повітря. Воно

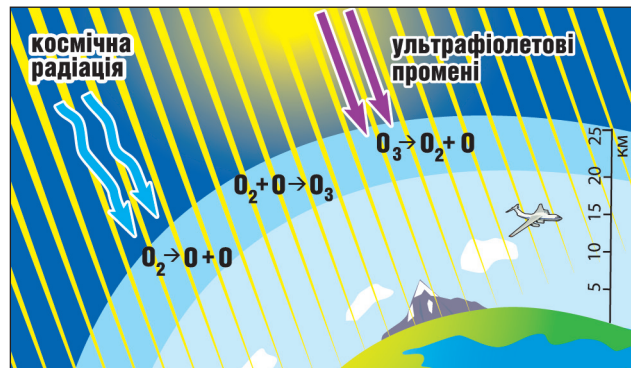
містить також невеликі кількості інертних газів, серед яких найбільше аргону. У верхніх шарах атмосфери переважають найлегші гази — водень і гелій.

У повітрі є й озон. Він зосереджений у шарі атмосфери, нижня межа якого проходить на висоті приблизно 20 км, а верхня — 25 км. Це так званий озоновий шар. Об'ємна частка озону в ньому не перевищує 0,0003 %. Якби можна було зібрати в атмосфері весь озон разом, то його шар був би завтовшки всього 2—3 мм.

Озон утворюється із кисню під впливом космічної радіації або електричних розрядів (коли виникає блискавка)<sup>1</sup>:



Він є нестійким і швидко перетворюється на кисень, поглинаючи при цьому частину ультрафіолетових променів сонячного світла (мал. 7), шкідливих для живих організмів. Отже, розкладаючись, озон захищає людину, тварин, рослини.



**Мал. 7.**  
Озоновий шар

У природі процеси утворення і розкладу озону компенсують один одного. Проте останнім часом учені виявляють періодичне руйнування озонового шару, фіксують появу в атмосфері озонових «дірок». Однією з причин цього явища

<sup>1</sup> У лабораторному досліді ступінь перетворення кисню на озон звичайно не перевищує 10 %.

є хімічні реакції між озоном і речовинами промислового походження. Нині у світі здійснюють заходи, спрямовані на збереження озонового шару в атмосфері.

У літосфері трапляються три прості речовини — сірка, графіт і алмаз. В Україні є поклади сірки (у Львівській, Івано-Франківській і Тернопільській областях) і графіту (у Кіровоградській і Запорізькій областях).

Вугілля нерідко приймають за просту речовину Карбону. Проте у ньому крім атомів Карбону є атоми інших елементів. Докладно про вугілля йтиметься в матеріалі, вміщеному під заголовком «Для допитливих» після цього параграфа.

► Чому, на вашу думку, в природі немає галогенів — фтору, хлору, бром, йоду?

**Фізичні властивості.** Неметали відрізняються один від одного за фізичними властивостями більшою мірою, ніж метали. Для них характерні невисокі температури плавлення і кипіння. Прості речовини інертних елементів, азот, кисень, озон, водень, фтор і хлор за звичайних умов є газами, бром — рідиною, а інші перебувають у твердому стані. Майже всі неметали не проводять електричного струму, не розчиняються або слабо розчиняються у воді.

**Хімічні властивості.** Неметали мають багато спільних хімічних властивостей. Вони взаємодіють із металами, між собою, а найактивніші реагують ще й з водою, деякими кислотами, лугами, іншими сполуками. У цьому параграфі розглянемо лише реакції між простими речовинами.

Ви знаєте, що кожна реакція за участю простої речовини є окисно-відновною. Оскільки атоми неметалічних елементів здатні приєднувати електрони, то *для неметалів характерна*

### Цікаво знати

За добування й дослідження «найагресивнішого» неметалу фтору французький учений А. Муассан у 1906 р. отримав Нобелівську премію з хімії.

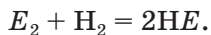
*роль окисника.* Найактивнішими окисниками є прості речовини найбільш електронегативних елементів — фтор, кисень, озон, хлор.

*Реакції з металами.* Більшість реакцій неметалів з металами відбувається досить швидко, із виділенням теплоти, а іноді з'являється полум'я.

► Напишіть рівняння реакції сірки з алюмінієм.

*Реакції з воднем.* Гідроген — один із найменш електронегативних неметалічних елементів. Тому в реакціях водню з неметалами атоми Гідрогену, як правило, віддають електрони і виконують роль відновників, а атоми інших неметалічних елементів приєднують електрони, тобто є окисниками.

Чим електронегативніший елемент, тим активніше його проста речовина реагує з воднем. Яскравий приклад цієї закономірності — взаємодія галогенів із воднем. Загальне рівняння такої реакції:



#### Цікаво знати

Бор і силіцій не взаємодіють із воднем.

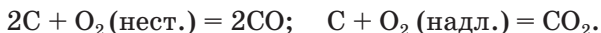
Проте сполуки відповідних елементів із Гідрогеном відомі.

Фтор реагує з воднем із вибухом, хлор — із таким самим ефектом, але при освітленні (у темряві хлор і водень не взаємодіють). Реакції бром у і йоду з воднем відбуваються лише при нагріванні й не приводять до повного витрачання речовин.

*Реакції з киснем.* Роль кисню в реакціях із неметалами протилежна щойно розглянутій ролі водню. Атоми Оксигену є окисниками й відновлюються, атоми іншого неметалічного елемента — відновниками й окиснюються. Чим менш електронегативний елемент, тим активніше його проста речовина взаємодіє з киснем. З іншого боку, галогени — фтор, хлор, бром і йод — із киснем не реагують.

Чимало неметалів здатні горіти у кисні (або на повітрі). Продуктами таких реакцій є оксиди. Якщо неметалічний елемент має змінну

валентність, то за нестачі кисню часто утворюється оксид із нижчим ступенем окиснення елемента, а за надлишку кисню — вищий оксид:



**Застосування.** Більшість неметалів є важливими для практики. Про галузі використання кисню ви довідалися у 7 класі. Озон і хлор з огляду на їх бактерицидні властивості застосовують для знезараження води. Крім того, хлор є вихідною речовиною у виробництві хлорного вапна, органічних розчинників, засобів захисту рослин від хвороб і шкідників тощо. Обробляючи прозорі алмази, виготовляють діаманти. Алмазний порошок використовують у шліфувальних і різальних інструментах (мал. 8). Завдяки шаруватій будові графіт слугує змащувальним матеріалом, а його електропровідність дає змогу виготовляти електричні контакти й електроди. Стержні із графіту застосовують у ядерних реакторах. Водень є сировиною для хімічної і нафтопереробної промисловості. Силіцій як напівпровідник використовують в електронній техніці, сонячних батареях (мал. 9), різноманітних приладах. Хімічно пасивним газом азотом наповнюють колби електричних ламп. Із азоту і водню добувають амоніак, а з нього — нітратну кислоту, добрива. Азот, аргон і гелій використовують у техніці й наукових дослідженнях як інертне газове середовище для запобігання окисненню речовин киснем повітря.

### Цікаво знати

Масова частка домішок у силіції, який використовують у мікроелектроніці, не перевищує  $10^{-7} \%$ .



**Мал. 8.**  
Різальна машина



**Мал. 9.**  
Сонячні батареї

Неметали — прості речовини неметалічних елементів.

Деякі неметалічні елементи утворюють по кілька простих речовин. Таке явище називають алотропією.

Неметали мають атомну або молекулярну будову. Для них характерні невисокі температури плавлення і кипіння, нездатність проводити електричний струм.

Неметали вступають у реакції з металами, воднем, киснем і переважно є окисниками.

Більшість неметалів використовують у техніці, хімічній промисловості.



12. У яких твердженнях ідеться про галогени-елементи, а в яких — про галогени як прості речовини?
  - А. Усі галогени забарвлені.
  - Б. Галогени входять до складу сполук, загальна назва яких — галогеніди.
  - В. Галогени є активними неметалами.
  - Г. Електронегативність галогенів досить висока.
13. Чим різняться прості речовини: а) Оксигену; б) Карбону?
14. Які фізичні властивості графіту зумовлюють його використання на практиці? Поясніть ці властивості, виходячи з будови речовини.
15. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
 

а) $\text{As} + \text{Na} \xrightarrow{t} \dots;$	б) $\text{P}_4 + \dots \xrightarrow[t, p]{} \text{PH}_3;$
$\dots + \text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si};$	$\text{B} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots;$
$\text{N}_2 + \text{Al} \xrightarrow{t} \dots;$	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}.$
16. Сірка вступає в реакції з воднем і киснем. Напишіть відповідні хімічні рівняння, складіть схеми окиснення і відновлення. Яку роль виконує Сульфур у кожній реакції?
17. Вуглець за високої температури реагує з водяною парою. Які речовини мають бути продуктами цієї реакції —  $\text{CO}$  і  $\text{H}_2$  чи  $\text{CH}_4$  і  $\text{O}_2$ ? Відповідь обґрунтуйте, наведіть відповідне хімічне рівняння.
18. Складіть рівняння реакцій хлору з калієм, цинком, алюмінієм, силіцієм, фосфором. Зважте на те, що Силіцій і Фосфор у продуктах відповідних реакцій мають найвищі ступені окиснення.

19. Між двома найактивнішими галогенами можуть відбуватися реакції з утворенням сполук  $AB$ ,  $AB_3$  і  $AB_5$ . Розшифруйте формули сполук, записавши в них символи елементів. Візьміть до уваги, що кожна літера відповідає певному галогену. Поясніть свій вибір.
20. Яка кількість речовини міститься: а) в 0,48 г озону; б) в 4,48 л аргону (н. у.)? (Усно.)
21. Масова частка озону в суміші з киснем становить 7,2 %. Обчисліть об'ємну частку озону в суміші.
22. У двох закритих посудинах, заповнених киснем, спалили фосфор і сірку. Чи змінився тиск у кожній посудині? Якщо так, то збільшився чи зменшився? Відповіді обґрунтуйте.

для допитливих

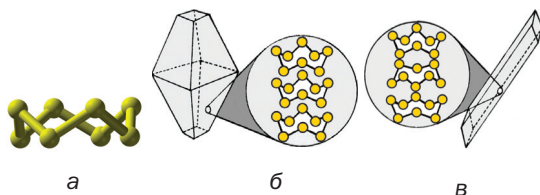
### Прості речовини Сульфур і Фосфор

Сульфур і Фосфор утворюють по кілька простих речовин.

У ромбічній і моноклінній сірці містяться однакові молекули  $S_8$ , але порядок їх розташування у кристалі кожної речовини різний (мал. 10). Ці речовини мало різняться за властивостями.

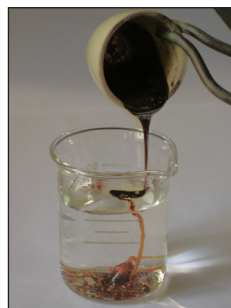
#### Мал. 10.

Кулестержнева модель молекули  $S_8$  (а). Будова кристалів ромбічної (б) і моноклінної (в) сірки



Якщо сірку розплавити, нагріти майже до кипіння, а потім вилити в холодну воду, то вона застигне в масу, що нагадує пластилін. Це — пластична сірка (мал. 11), яка складається із ланцюгових молекул  $S_4$ ,  $S_6$  та ін. Із часом такі молекули перетворюються на циклічні молекули  $S_8$ , а пластична сірка — на тверду й крихку ромбічну.

Фосфор утворює кілька простих речовин. Найважливішими є білий і червоний фосфор. Білий фосфор складається з молекул  $P_4$ , а червоний — із атомів, сполучених один з одним (мал. 12). Білий фосфор, на відміну від червоного, має часниковий запах, дуже отруйний і хімічно активніший. При нагріванні на повітрі до 50 °C він



**Мал. 11.**  
Утворення пластичної сірки



займається, а за звичайних умов повільно окиснюється з виділенням енергії у вигляді світла (тому його зберігають під водою).



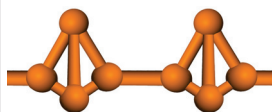
Білий фосфор



Модель молекули  $P_4$



Червоний фосфор



Модель фрагмента будови червоного фосфору

**Мал. 12.**  
Прості речовини  
Фосфору

## Історія сірника

Перші сірники з'явилися на рубежі XVIII—XIX ст. У них було використано добуту відомим хіміком К.-Л. Бертолле сіль — калій хлорат  $KClO_3$  (тривіальна назва сполуки — бертолетова сіль), що є сильним окисником. Нанесена на дерев'яну паличку суміш калій хлорату, сірки, смоли і цукру при контакті з концентрованою сульфатною кислотою займалася. Однак іноді реакція відбувалася досить бурхливо, навіть із маленьким вибухом. Крім того, носити із собою пляшечку з кислотою було незручно й небезпечно.

Досконаліші сірники, уже без кислоти, було винайдено в 1832 р. Їх голівки складалися з бертолетової солі, сірки і клею. Такий сірник загорявся, якщо ним чиркали по наждачному паперу. Проте ймовірність вибухів та опіків усе ж існувала.

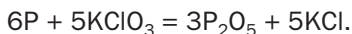
У 1831 р. француз Ш. Сорія, а через рік німець Й. Каммерер добавили до суміші бертолетової солі із сіркою білий фосфор. Тепер, щоб запалити сірник, було достатньо провести ним по будь-якій поверхні (наприклад, дерев'яній). Вибухів уже не траплялося. Однак нові сірники мали інші недоліки: вони містили отруйний білий фосфор і могли самозайматися за температури вище  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Безпечні сірники (мал. 13) було винайдено в 1855 р. у Швеції (тому їх називали шведськими). Вони загорялися лише після тертя об тверду поверхню, покриту сумішшю із червоного фосфору,



**Мал. 13.**  
Сірники

манган(IV) оксиду, скляного порошку і клею. Отже, білий фосфор вдалося замінити на неотруйний і безпечніший червоний фосфор. Голівка шведського сірника містила суміш бертолетової солі, сірки, товченого скла, клею, деяких інших речовин. Під час її тертя об бічну поверхню коробки з відповідним покриттям червоний фосфор загорявся внаслідок екзотермічної реакції з бертолетовою сіллю:



За мить загорялися сірка і дерев'яна паличка.

Шведськими сірниками користується кожний із нас.

## Вугілля

Горіння вуглинок звичайно описують хімічним рівнянням  $C + O_2 = CO_2$ , вважаючи, що вугілля — проста речовина Карбону. Однак це не зовсім так.

Вугілля — тверда горюча копалина, яка утворилася багато мільйонів років тому в надрах нашої планети внаслідок тривалого розкладання величезних мас рослинних залишків. У вугіллі переважають атоми Карбону; крім них у невеликій кількості містяться атоми Гідрогену, Оксигену, деяких інших елементів. Розрізняють три види вугілля: антрацит (мал. 14), кам'яне і буре вугілля. Масова



**Мал. 14.**  
**Антрацит**

частка Карбону в антрациті найбільша (94—97 %), а в бурому вугіллі найменша (після видалення з нього води — 64—80 %).

Україна має великі поклади вугілля. Найбільше родовище кам'яного вугілля — у Донецькій і Луганській областях. Значно менше його видобувають у Львівсько-Волинському басейні. Буре вугілля зосереджене переважно у Дніпровському басейні, а поклади антрациту — у Донецькому.

Процес утворення вугілля в природі можна зімітувати, нагріваючи в пробірці шматочок деревини. Він поступово обвуглюється, а з пробірки виділяється водяна пара і газоподібні речовини, що мають неприємний запах. У пробірці залишається порувата речовина чорного кольору — так зване деревне вугілля. Воно майже повністю складається з атомів Карбону, які розміщені в цій речовині хаотично (тому її часто називають аморфним<sup>1</sup> вуглецем).

<sup>1</sup> Термін походить від грецького слова *amorphos* — безформний.

Деревне вугілля може поглинати різні речовини. Їх атоми, молекули заходять у пори вугілля і залишаються там. *Явище поглинання атомів, молекул, йонів поверхнею твердої речовини називають адсорбцією*<sup>1</sup>. Для збільшення кількості пор деревне вугілля обробляють гарячою водяною парою. Отриману в такий спосіб речовину називають активованим вугіллям. Його використовують для очищення води, промислових газових викидів, а також як лікарський засіб при отруєнні.

Під час Першої світової війни німецькі війська застосували проти англійських військ дуже отруйний газ хлор. Для захисту від хлору та інших небезпечних для здоров'я газів російський хімік М. Д. Зелінський у 1915 р. винайшов протигаз (мал. 15). Повітря, яким дихає людина у протигазі, проходить крізь шар активованого вугілля, що міститься у спеціальній коробці, й очищується.

Якщо нагріти активоване вугілля після адсорбції, відбудеться протилежний процес — виділення поглинутих атомів і молекул із речовини.



**Мал. 15.**  
Сучасний протигаз

## ЕКСПЕРИМЕНТУЄМО ВДОМА

### Адсорбція речовин

У три невеликі аптечні пляшечки помістіть по одній пігулці активованого вугілля. У дві пляшечки налейте води. В одну з них додайте кілька крапель йодної настоянки, у другу — 1—2 краплі розчину брильянтового зеленого (медичний препарат із назвою «зеленка»). У третю пляшечку налейте дуже розбавлений розчин калій перманганату (мал. 16). Вміст кожної посудини періодично перемішуйте. Чи змінюється колір розчинів? Якщо так, то наскільки швидко?



**Мал. 16.**  
Початок дослідів з виявлення поглинальної здатності активованого вугілля

<sup>1</sup> Термін походить від латинських слів *ad* — на, біля, поблизу і *sorbere* — поглинати, вбирати.

# 3

## Сполуки неметалічних елементів із Гідроеном

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати склад і назви сполук неметалічних елементів із Гідроеном;
- зіставити властивості цих сполук.

**Склад і назви сполук.** Сполуки з Гідроеном відомі для більшості неметалічних елементів; їх не утворюють лише інертні елементи.

Скласти формулу сполуки неметалічного елемента з Гідроеном досить легко. Щоб з'ясувати значення валентності елемента в такій сполуці, потрібно від числа 8 відняти номер групи періодичної системи, в якій міститься елемент<sup>1</sup>.

У таблиці 2 наведено формули найважливіших сполук неметалічних елементів із Гідроеном.

Таблиця 2

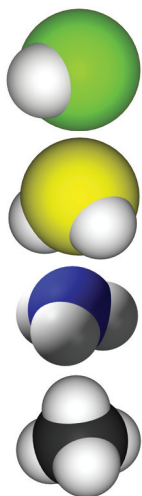
**Формули сполук неметалічних елементів із Гідроеном<sup>2</sup> у клітинках періодичної системи**

Періоди	Групи			
	IV	V	VI	VII
2	C CH <sub>4</sub>	N NH <sub>3</sub>	O H <sub>2</sub> O	F HF
3	Si SiH <sub>4</sub>	P PH <sub>3</sub>	S H <sub>2</sub> S	Cl HCl
4		As AsH <sub>3</sub>	Se H <sub>2</sub> Se	Br HBr
5			Te H <sub>2</sub> Te	I HI

<sup>1</sup> Винятком є Бор, який міститься в III групі й має сталу валентність 3.

<sup>2</sup> Для Карбону існує багато сполук із Гідроеном; їх загальна назва — вуглеводні.

**Сполуки  
неметалічних  
елементів  
із Гідрогеном**



**Мал. 17.**  
Масштабні  
моделі молекул  
 $HCl$ ,  $H_2S$ ,  
 $NH_3$  і  $CH_4$

- Визначте ступені окиснення елементів у сполуках неметалічних елементів 3-го періоду з Гідрогеном.

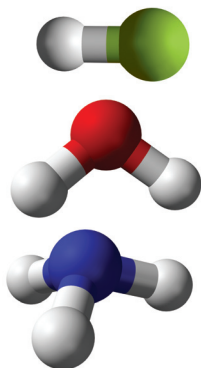
Загальна формула сполук елементів із Гідрогеном має два варіанти написання —  $H_nE$  і  $EH_n$ . Послідовність запису елементів у формулах цих сполук зумовлена традицією: символи елементів VI і VII груп розміщують після символу Гідрогену, а символи елементів інших груп — перед ним. Загальні формули сполук неметалічних елементів кожної групи з Гідрогеном указують у деяких варіантах періодичної системи в окремому рядку (див. форзац I).

Для сполук неметалічних елементів із Гідрогеном частіше використовують тривіальні назви (амоніак, метан, вода, хлороводень, сірководень та ін.), іноді — хімічні (гідроген хлорид, гідроген сульфід тощо).

**Будова.** Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном складаються з молекул (мал. 17). Атоми в них сполучені ковалентними зв'язками. Якщо електронегативності елемента і Гідрогену однакові, то ці зв'язки неполярні (наприклад, у молекулі  $RH_3$ ), а якщо різні — зв'язки полярні.

- Зобразіть електронні та графічні формули молекул  $HF$  і  $SiH_4$ . Покажіть у графічних формулах зміщення спільних електронних пар до відповідних атомів.

Якщо позитивні й негативні заряди, що виникли на атомах унаслідок зміщення спільних електронних пар, рівномірно розподілені в молекулі, то вона є неполярною (наприклад, молекула  $CH_4$ ). В іншому разі в одній частині молекули зосереджується невеликий негативний заряд, а в протилежній — позитивний заряд. Така молекула полярна; вона має два електричні полюси і називається диполем.



**Мал. 18.**  
Кулестержневі  
моделі  
молекул HF,  
H<sub>2</sub>O і NH<sub>3</sub>

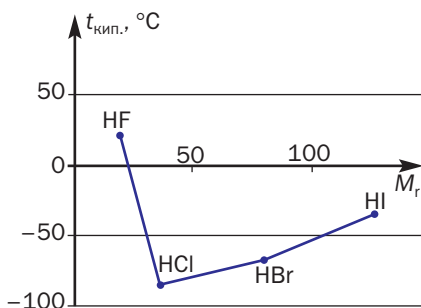
Полярними є молекули HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> (мал. 18) та деякі інші.

► Доведіть, що молекула води полярна.

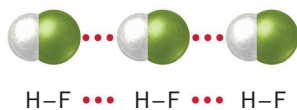
**Фізичні властивості.** Більшість сполук неметалічних елементів із Гідрогеном за звичайних умов є газами, а гідроген фторид HF (за температури нижче 19,5 °C) і вода — рідинами. Усі ці сполуки безбарвні; чимало їх можна виявити за характерним запахом — неприємним, іноді різким.

Температури плавлення і кипіння сполук із Гідрогеном неметалічних елементів кожної групи періодичної системи зростають зі збільшенням відносних молекулярних мас<sup>1</sup>. Проте сполуки елементів 2-го періоду — вода, амоніак і фтороводень — «випадають» із цієї залежності (мал. 19). Аномально високі температури їх плавлення і кипіння зумовлені існуванням водневих зв'язків між молекулами (мал. 20).

**Мал. 19.**  
Залежність  
температур  
кипіння сполук  
елементів  
VII групи  
із Гідрогеном  
від значень  
їх відносних  
молекулярних  
мас



**Мал. 20.**  
Водневі зв'язки  
в рідкому гідроген фториді



Найбільшу розчинність у воді мають сполуки галогенів із Гідрогеном та амоніак. Напри-

<sup>1</sup> Вам відома аналогічна залежність для алканів C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>.

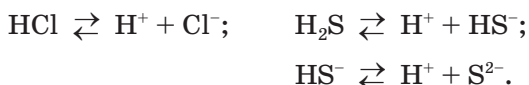
### Цікаво знати

Більшість сполук неметалічних елементів з Гідроеном отруйні.

клад, в 1 л води за нормального тиску розчиняється 534 л газу бромоводню  $\text{HBr}$  (за 25 °C) або 702 л газу амоніаку  $\text{NH}_3$  (за 20 °C). Це пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами води і галогеноводню або амоніаку, а також дисоціацією молекул  $\text{HBr}$  у водному розчині.

Метан дуже слабо розчиняється у воді через неполярність молекул  $\text{CH}_4$ , неможливість утворення ними водневих зв'язків і нездатність до дисоціації.

Розчини сполук галогенів із Гідроеном і Сульфур<sup>1</sup> з Гідроеном у воді виявляють властивості кислот. Досить полярні зв'язки  $\text{H}-\text{E}$  зумовлюють дисоціацію молекул цих сполук у водному розчині з утворенням катіонів Гідрогену:



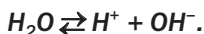
Водні розчини  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  і  $\text{HI}$  поведуться як сильні одноосновні кислоти,  $\text{HF}$  — як кислота середньої сили, а  $\text{H}_2\text{S}$  — як слабка двоосновна кислота.

► Яку назву має розчин кожної сполуки?

Метан  $\text{CH}_4$  інертний щодо води (за звичайних умов).

Водний розчин амоніаку  $\text{NH}_3$ , на відміну від розчинів інших сполук неметалічних елементів із Гідроеном, має лужну реакцію (§ 5).

*Вам відомо, що вода є слабким електролітом. Мізерна частка її молекул дисоціює з утворенням йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ :*



*Отже, воду можна вважати дуже слабкою кислотою і водночас дуже слабкою основою.*

<sup>1</sup> А також Селену і Телуру.

## ВИСНОВКИ

Майже всі неметалічні елементи, крім інертних, утворюють сполуки з Гідрогеном. Їх загальна формула —  $H_nE$  або  $EH_n$ . Для цих сполук найчастіше використовують тривіальні назви.

Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном мають молекулярну будову. Майже всі вони є газами. Водні розчини сполук галогенів із Гідрогеном і Сульфуру з Гідрогеном виявляють властивості кислот.



23. Яких значень може набувати індекс  $n$  у загальній формулі сполук неметалічних елементів із Гідрогеном?
24. Чому галогеноводні мають високу розчинність у воді?
25. Впишіть у таблицю відомості про сполуку  $HBr$  (використайте додаткову літературу):

Формула молекули (електронна, графічна)	
Назва сполуки (тривіальна, хімічна)	
Фізичні властивості	

26. Складіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:  
а)  $CH_4 + O_2 \rightarrow$   
 $HBr + Al \rightarrow$   
 $H_2S + BaO \rightarrow$   
б)  $H_2Se + KOH \rightarrow$   
 $HF + Na_2S \rightarrow$   
 $HI + CaCO_3 \rightarrow$
27. Напишіть рівняння реакцій йодидної кислоти із цинком, літій оксидом, алюміній гідроксидом, аргентум нітратом.
28. Скільки сполук неметалічних елементів із Гідрогеном мають молярні маси 34 г/моль? Напишіть їх формули.
29. Яку масу 10 %-го розчину бромоводню потрібно взяти для реакції з магній оксидом масою 4 г?
30. В 1 л води за нормальних умов розчинили 2 л сірководню. Обчисліть масову частку цієї сполуки у розчині, який утворився.
31. Сполуки елементів  $A$  і  $B$  з Гідрогеном містять, відповідно, 12,5 і 2,74 % Гідрогену за масою. Назвіть елементи  $A$  і  $B$ , запишіть формули їх сполук із Гідрогеном.



# 4 Гідроген хлорид. Хлоридна кислота. Хлориди

Матеріал параграфа допоможе вам:

- закріпити свої знання про будову молекули гідроген хлориду;
- дізнатися про фізичні властивості та методи добування гідроген хлориду;
- повторити хімічні властивості хлоридної кислоти;
- з'ясувати сфери використання гідроген хлориду, хлоридної кислоти та її солей.

**Гідроген хлорид.** Гідроген хлорид, або хлороводень,  $\text{HCl}$  є однією з найважливіших неорганічних сполук. Він слугує реагентом у різних процесах у хімічній технології. Водний розчин хлороводню — хлоридну кислоту — широко використовують у промисловості, наукових дослідженнях, хімічних лабораторіях.

Гідроген хлорид, як і інші аналогічні сполуки неметалічних елементів, має молекулярну будову. Електронна і графічна формули молекули хлороводню:



Ковалентний зв'язок між атомами Гідрогену і Хлору є полярним; атом більш електронегативного Хлору зміщує у свій бік спільну електронну пару:



На атомі Хлору зосереджується невеликий негативний заряд, а на атомі Гідрогену — такий самий за значенням, але позитивний заряд:  $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$  ( $\delta < 1$ ). Молекула гідроген хлориду є полярною.

Хлороводень — безбарвний газ із різким запахом, важчий за повітря, добре розчинний

у воді. За температури 20 °С і нормального тиску в 1 л води розчиняється 445 л цього газу. У вологому повітрі гідроген хлорид «димить» унаслідок утворення дрібних краплинок його водного розчину.

Хлороводень сильно подразнює дихальні шляхи. Тому досліди із цим газом та його концентрованим водним розчином (концентрованою хлоридною кислотою) проводять у витяжній шафі.

**Хлоридна кислота.** Водний розчин гідроген хлориду називають хлоридною кислотою. Тривіальна назва цього розчину — соляна кислота. Вона зумовлена тим, що раніше для добування кислоти використовували природну сіль (натрій хлорид).

*Для підтвердження високої розчинності хлороводню у воді й кислотних властивостей водного розчину цієї сполуки демонструють ефективний дослід. У посудину з водою додають кілька крапель розчину лакмусу або метилоранжу. Хлороводнем наповнюють колбу, додають у неї 1—2 краплі води, швидко закривають пробкою, в яку вставлена скляна трубка, і занурюють кінець трубки в розчин індикатора у посудині (мал. 21). Під час розчинення газу тиск у колбі знижується; рідина заповнює колбу, створюючи фонтан, і набуває червоного забарвлення.*



**Мал. 21.**  
Розчинення  
хлороводню у воді  
(дослід «Фонтан»)

Майже насичений водний розчин гідроген хлориду (масова частка  $\text{HCl}$  у ньому становить 34—36 %) називають концентрованою хлоридною кислотою. Із цього розчину постійно виділяється хлороводень.

Хлоридна кислота належить до сильних кислот; ступінь її дисоціації в розбавлених розчинах перевищує 90 %.

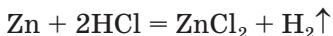
► Поясніть, чому і як молекула  $\text{HCl}$  розпадається на йони у водному розчині.

## Цікаво знати

Невелика кількість хлоридної кислоти є в шлунковому соку.

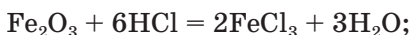
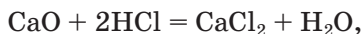
**Хімічні властивості.** Хлоридна кислота, як і інші кислоти, реагує:

- з металами з виділенням водню

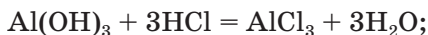
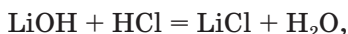


(метали, розміщені в ряду активності справа від водню, із хлоридною кислотою не взаємодіють);

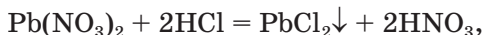
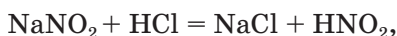
- з основними й амфотерними оксидами



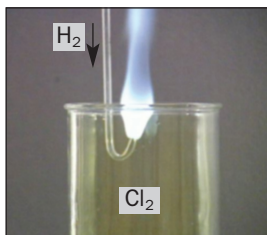
- з основами й амфотерними гідроксидами



- із більшістю солей

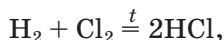


- Для трьох останніх реакцій складіть йонно-молекулярні рівняння.



**Мал. 22.**  
Горіння водню в атмосфері хлору

**Добування гідроген хлориду і хлоридної кислоти.** У промисловості гідроген хлорид добувають спалюванням водню в атмосфері хлору (мал. 22)



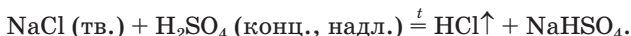
а в лабораторії — за реакцією обміну між твердою сіллю (натрій хлоридом) і концентрованою сульфатною кислотою:



Таким способом раніше добували хлороводень і в промисловості.

- Чи можна замість твердої солі використати її водний розчин, а замість концентрованої кислоти — розбавлену? Відповідь аргументуйте.

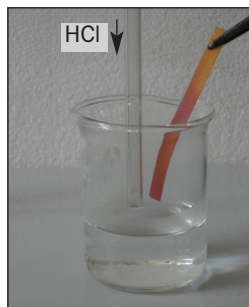
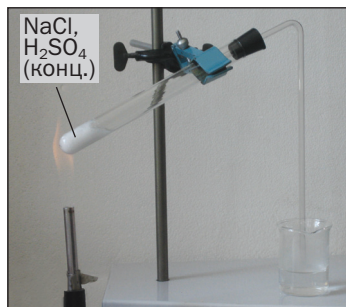
<sup>1</sup> У разі надлишку сульфатної кислоти утворюється так звана кисла сіль:



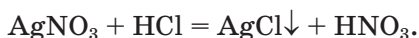
Хлороводень розчиняють у воді й отримують хлоридну кислоту.

Прилад для добування гідроген хлориду і хлоридної кислоти в лабораторії зображено на малюнку 23. Хлороводень, будучи важчим за повітря, витісняє його зі склянки і розчиняється у воді. Зверніть увагу: вільний кінець газовідвідної трубки не повинен торкатися води. Інакше вода внаслідок швидкого розчинення в ній гідроген хлориду потрапить у трубку, а відтак — у концентровану сульфатну кислоту. Відбудеться сильне розігрівання, пробірка може тріснути, а кислота — потрапити на шкіру і спричинити опіки.

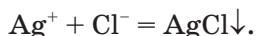
**Мал. 23.**  
Добування  
гідроген  
хлориду  
і хлоридної  
кислоти  
в лабораторії



**Хлориди.** Для всіх металічних елементів відомі солі хлоридної кислоти — хлориди. Більшість цих сполук розчинна у воді (див. таблицю розчинності, вміщену на форзаці II). Плюмбум(II) хлорид  $\text{PbCl}_2$  має незначну розчинність. Аргентум хлорид  $\text{AgCl}$  практично не розчиняється у воді; цю властивість сполуки використовують для виявлення йонів  $\text{Cl}^-$  у розчині. Якщо розчин містить хлорид-іони, то при добавлянні до нього розчину солі Аргентуму, наприклад  $\text{AgNO}_3$ , випадає білий сирнистий осад, який не розчиняється і в кислотах:



Реакції, характерні для певних йонів, називають *якісними реакціями*. Для них здебільшого записують йонно-молекулярні рівняння:



## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

### Якісна реакція на хлорид-іони

В одну пробірку налейте 1—2 мл розчину натрій хлориду, в іншу — стільки ж розбавленої хлоридної кислоти. В обидві пробірки додайте по 1—2 краплі розчину аргентум нітрату. Що відбувається? Яка сполука випала в осад? Який колір і характер осаду?

Чи можна за результатами досліду стверджувати, що осад аргентум хлориду не розчиняється в кислотах?

Хлориди можуть реагувати з лугами, кислотами, солями.

► Напишіть рівняння реакцій магній хлориду з натрій гідроксидом, сульфатною кислотою, натрій карбонатом. Укажіть, за яких умов відбувається кожна реакція.

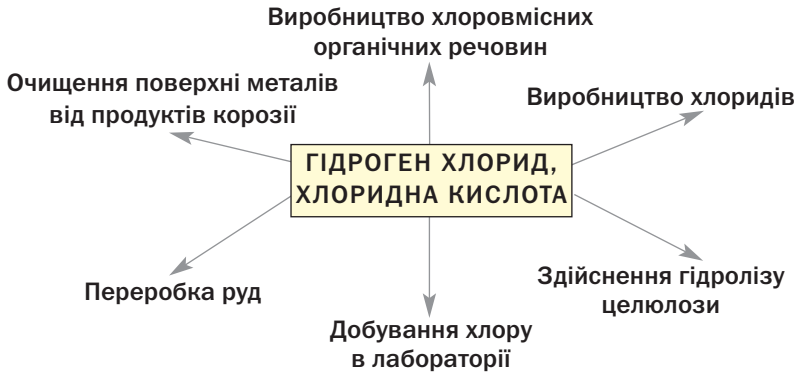
Хлориди — найуживаніша група солей. Серед них є безводні солі та кристалогідрати (мал. 24). Колір кристалогідратів зумовлений кольором гідратованих катіонів.



**Мал. 24.**  
Хлориди

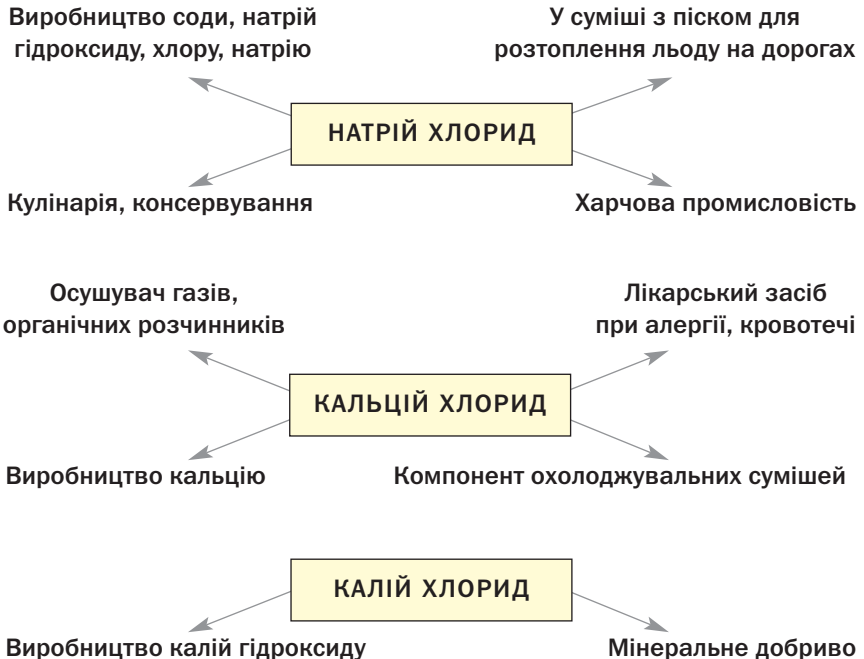
**Застосування гідроген хлориду, хлоридної кислоти і хлоридів.** Практичне значення гідроген хлориду та його водного розчину ілюструє схема 1.

## Застосування гідроген хлориду і хлоридної кислоти



Серед хлоридів найбільше використовують сполуки Натрію, Калію і Кальцію (схема 2). У лабораторії з хлоридів добувають інші солі, а також нерозчинні гідроксиди.

## Застосування найважливіших хлоридів



Гідроген хлорид (хлороводень) — безбарвний газ із різким запахом, добре розчинний у воді. Сполука складається із полярних молекул.

У промисловості гідроген хлорид добувають за реакцією між воднем і хлором, а в лабораторії — взаємодією твердої солі (натрій хлориду) з концентрованою сульфатною кислотою.

Водний розчин гідроген хлориду виявляє кислотні властивості; його називають хлоридною кислотою. Хлоридна кислота реагує з металами, основними й амфотерними оксидами, основами й амфотерними гідроксидами, більшістю солей. Хлориди можуть вступати в реакції з лугами, деякими кислотами, солями.

Гідроген хлорид, хлоридну кислоту та її солі широко використовують у різних галузях.



32. Хлор і гідроген хлорид істотно різняться за розчинністю у воді. Як це пояснити?
33. Чому хлоридною кислотою називають не гідроген хлорид, а його водний розчин?
34. Як пояснити те, що температура плавлення натрій хлориду (+801 °C) набагато вища, ніж хлороводню (–114 °C)?
35. Складіть рівняння таких реакцій:
 

а) $\text{HCl} + \text{Ca} \rightarrow$	б) $\text{HCl} + \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow$	в) $\text{HCl} + \text{MgCO}_3 \rightarrow$
$\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow$	$\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
36. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 
$$\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}.$$
37. Який об'єм хлору вступив у реакцію з воднем, якщо утворилося 2,8 л хлороводню? (Усно.)
38. Густина хлороводню за нормальних умов становить 1,63 г/л. Обчисліть за цими даними молярну масу сполуки.
39. Який об'єм газу (н. у.) виділиться під час взаємодії достатньої кількості хлоридної кислоти з кальцій карбонатом масою 10 г? (Усно.)
40. У розчині гідроген хлориду на кожну молекулу цієї сполуки припадає 14 йонів. Обчисліть ступінь дисоціації гідроген хлориду в цьому розчині. (Усно.)

41. Елемент утворює два хлориди, у яких виявляє ступені окиснення +2 і +3. Масові частки Хлору в цих солях відносяться як 1,172 : 1. Визначте елемент і напишіть формули хлоридів.
42. Масова частка Хлору в кристалогідраті  $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  становить 29,1 %. Виведіть формулу сполуки.

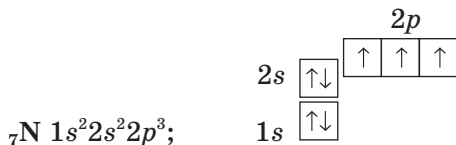
## 5 Амоніак

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

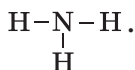
- скласти уявлення про будову молекули амоніаку;
- зрозуміти, як утворюється катіон  $\text{NH}_4^+$ ;
- з'ясувати властивості водного розчину амоніаку;
- дізнатися про методи добування амоніаку і сфери його використання.

Амоніак  $\text{NH}_3$  — одна з найважливіших сполук Нітрогену. Цей газ використовують у хімічній промисловості. Його водний розчин є досить уживаним хімічним реактивом, а також слугує добривом.

**Будова молекули.** Амоніак складається з молекул. Атом Нітрогену, маючи три неспарені електрони



утворює три ковалентні зв'язки з атомами Гідрогену:



- Запишіть електронну формулу молекули амоніаку.

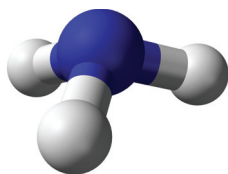
Наведена графічна формула не відображає реального розміщення атомів у молекулі.



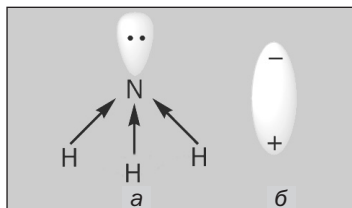
Оскільки три  $p$ -орбіталі направлені вздовж осей координат —  $x, y$  і  $z$ , то молекула  $\text{NH}_3$  має форму трикутної піраміди (мал. 25). На її вершині перебуває атом Нітрогену, а в кутах основи (правильного трикутника) — атоми Гідрогену.

Зв'язки  $\text{N-H}$  є полярними; спільні електронні пари зміщені в бік більш електронегативного атома Нітрогену, який має ще й «неподілену» електронну пару ( $2s$ -електрони). На цьому атомі зосереджується невеликий негативний заряд, а на атомах Гідрогену — позитивні заряди.

На підставі викладеного можна зробити висновок: молекула амоніаку є полярною, тобто являє собою диполь (мал. 26).



**Мал. 25.**  
Кулестержнева  
модель молекули  
амоніаку



**Мал. 26.**  
Зміщення спільних  
електронних пар  
у молекулі амоніаку (а)  
і зображення диполя (б)

**Фізичні властивості.** Амоніак — безбарвний газ із різким запахом. Цей запах має і водний розчин сполуки; його технічна назва — аміачна вода, а побутова — нашатирний спирт. Розчинність амоніаку у воді досить висока: в 1 л води за температури  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  і тиску 760 мм рт. ст. розчиняється майже 700 л цього газу. Таку властивість сполуки можна продемонструвати, виконавши дослід, аналогічний описаному на с. 30.

Амоніак легший за повітря (обчисліть, у скільки разів). При охолодженні до температури  $-33,4\text{ }^{\circ}\text{C}$  за нормального тиску він перетворюється на рідину.

### Цікаво знати

Рідкий амоніак розчиняє лужні метали, сірку, деякі солі, багато органічних сполук.

Амоніак — токсична речовина. Він подразнює слизову оболонку очей, викликає задуху, запаморочення, біль у шлунку. Досліди з амоніаком і його концентрованим розчином необхідно проводити у витяжній шафі й дуже обережно.

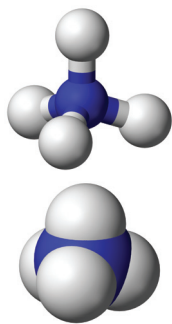
**Хімічні властивості.** Розглянемо кілька важливих реакцій за участю амоніаку.

**Реакція з водою.** Водний розчин амоніаку  $\text{NH}_3$ , на відміну від розчинів галогеноводнів і сірководню, виявляє основні властивості.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

### Дія водного розчину амоніаку на індикатор

За допомогою піпетки або скляної палички нанесіть краплю водного розчину амоніаку на універсальний індикаторний папірець. Як змінюється забарвлення індикатора? Про що це свідчить?



**Мал. 27.**  
Моделі йона амонію  $\text{NH}_4^+$

У водному розчині амоніаку містяться йони  $\text{OH}^-$ , причому в значно більшій кількості, ніж у чистій воді. З'ясуємо причину їх появи.

Між молекулами амоніаку і води утворюються різні водневі зв'язки, зокрема

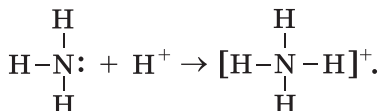
$\text{H}_3\text{N}^{\delta-} \cdots \text{HOH}^{\delta+}$ . Частина таких зв'язків сприяє відокремленню катіонів  $\text{H}^+$  від молекул води, тобто дисоціації цих молекул:  $\text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . Катіони Гідрогену відразу сполучаються з молекулами амоніаку з утворенням *йонів амонію* (мал. 27)



а аніони  $\text{OH}^-$  залишаються в розчині, створюючи в ньому лужне середовище.

Пояснимо, чому йон  $\text{H}^+$  приєднується до молекули  $\text{NH}_3$ . Йон  $\text{H}^+$  не має електронів; 1s-орбіталь у ньому вакантна. При контакті частинок  $\text{H}^+$  і  $\text{NH}_3$  у цю орбіталь переходить

пара 2s-електронів атома Нітрогену, і частинки сполучаються:



Отже, атом Нітрогену утворює четвертий зв'язок. Цей зв'язок зумовлений парою електронів; він ковалентний, як і три інші зв'язки.

Реакція амоніаку з водою є оборотною:



Встановлено, що за звичайних умов у реакцію вступає менше 1 % розчиненого амоніаку. Частина газу поступово виділяється з розчину і зумовлює його характерний запах.

У хімічних реакціях розчин амоніаку поводить як сильно розбавлений розчин лугу. Тому його іноді називають розчином амонійної основи. Виділити цю основу не вдається; вона повністю розкладається на амоніак і воду.

Формулу амонійної основи правильно записувати так:  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Однак у хімічних рівняннях використовуватимемо іншу формулу —  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Такий запис указує на схожість водного розчину амоніаку з розчинами лугів за хімічними властивостями. Крім формули  $\text{NH}_4\text{OH}$  вживають і назву гіпотетичної сполуки — амоній гідроксид.

**Реакції з кислотами.** Розчин амоніаку завдяки основним властивостям взаємодіє майже з усіма кислотами. Це — реакції нейтралізації, у результаті яких утворюються *солі амонію*.

### Цікаво знати

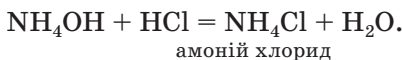
Амоніак реагує з активними металами подібно до кислот:  
$$2\text{NH}_3 + 2\text{K} \xrightarrow{t} 2\text{KNH}_2 + \text{H}_2$$

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

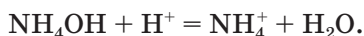
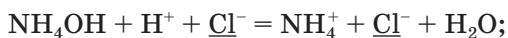
### Взаємодія водного розчину амоніаку з кислотою

У пробірку налейте 1—2 мл водного розчину амоніаку, додайте 1—2 краплі розчину фенолфталеїну і поступово, невеликими порціями, добавляйте розбавлену хлоридну кислоту. Що спостерігаєте?

Хімічне рівняння здійсненої реакції:



Перетворимо молекулярне рівняння на йонно-молекулярне, враховуючи, що амонійна основа є слабкою (кількість йонів  $\text{NH}_4^+$  і  $\text{OH}^-$  у розчині незначна), а амоній хлорид — розчинною у воді йонною сполукою:



Амоніак може взаємодіяти з хлороводнем і за відсутності води. Часто проводять відповідний дослід, відомий під назвою «Дим без вогню». Одну скляну паличку занурюють у концентрований розчин амоніаку, іншу — в концентровану хлоридну кислоту. Потім палички зближують. З'являється білий дим (мал. 28). Його утворюють дуже дрібні кристалики амоній хлориду — продукту реакції між газами (амоніак і хлороводень постійно виділяються із крапель розчинів, які залишилися на паличках):

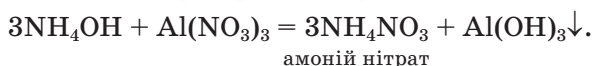


Такий самий ефект можна спостерігати, якщо поставити склянки із вказаними розчинами поряд.

**Мал. 28.**  
Дослід  
«Дим без вогню»



**Реакції із солями.** Амоніак у водному розчині взаємодіє з багатьма солями. Реакції відбуваються в разі утворення нерозчинної у воді основи або амфотерного гідроксиду:

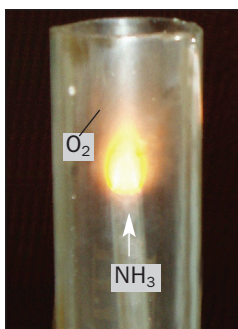


## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

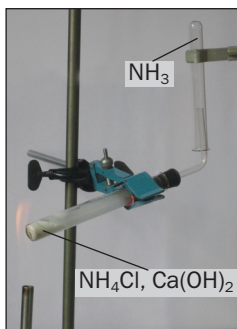
### Реакція амоніаку із сіллю у водному розчині

У пробірку налейте 1—2 мл розчину ферум(III) хлориду і додайте 1—2 мл водного розчину амоніаку. Що спостерігаєте?

Напишіть рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

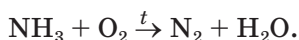


**Мал. 29.**  
Горіння  
амоніаку в кисні

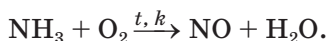


**Мал. 30.**  
Добування  
амоніаку  
в лабораторії

**Окисно-відновні реакції.** Нітроген в амоніаку має свій мінімальний ступінь окиснення, який дорівнює  $-3$ . Тому ця сполука може бути відновником. В атмосфері кисню (але не на повітрі) амоніак горить з утворенням азоту і водяної пари (мал. 29):



Якщо реакція відбувається за наявності каталізатора (платини), то замість азоту утворюється нітроген(II) оксид:



► Складіть для цих реакцій схеми окиснення та відновлення і доберіть коефіцієнти.

**Добування.** У лабораторії амоніак добувають, нагріваючи суміш солі амонію з надлишком лугу або кальцій гідроксиду:



Оскільки амоніак легший за повітря, його збирають у посудину, перевернуту догори дном (мал. 30).

У промисловості амоніак виробляють у великій кількості за реакцією між простими речовинами — азотом і воднем. Цей процес називають синтезом<sup>1</sup> амоніаку.

<sup>1</sup> Термін походить від грецького слова synthesis — сполучення.

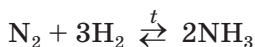
Азот для виробництва амоніаку добувають із повітря, яке спочатку сильно охолоджують до перетворення на рідину, а потім поступово підвищують температуру. Азот починає виділятися із рідкого повітря раніше за кисень, оскільки має нижчу температуру кипіння.

Водень добувають взаємодією природного газу з водяною парою:



**Мал. 31.**  
Завод  
із виробництва амоніаку

Азот і водень очищують і осушують. Співвідношення об'ємів цих газів у суміші, яка подається в колонну синтезу амоніаку (мал. 31), відповідає хімічному рівнянню



і становить 1 : 3.

Реакцію між азотом і воднем здійснюють за температури 450—500 °С, тиску 200—300 атм. і наявності каталізатора.

За вказаних умов на амоніак перетворюється лише 20—25 % від узятій кількості реагентів. Із промислової установки разом з амоніаком виходять азот і водень, що не прореагували. Суміш цих трьох газів охолоджують. Амоніак зріджується, а гази азот і водень повертають у технологічний процес, додаючи до вихідної азотоводневої суміші. У такий спосіб досягають максимального використання речовин.

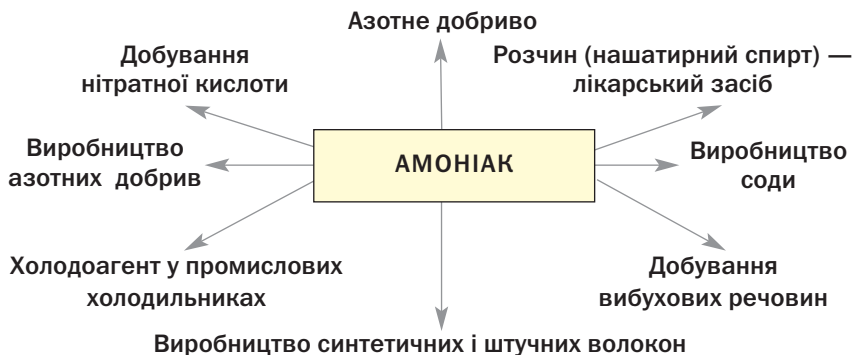
Добутий амоніак зріджують під тиском і завантажують у цистерни (мал. 32).

**Мал. 32.**  
Цистерна для  
транспортування  
рідкого амоніаку



**Застосування.** Амоніак широко використовують у різних галузях (схема 3).

## Застосування амоніаку



## ВИСНОВКИ

Амоніак  $\text{NH}_3$  — газ із різким запахом, добре розчинний у воді. Сполука складається з полярних молекул.

Водний розчин амоніаку виявляє основні властивості. Він взаємодіє з кислотами з утворенням солей амонію, а також реагує із солями.

Виробництво амоніаку здійснюють за реакцією між азотом і воднем. У лабораторії цю сполуку добувають нагріванням суміші солі амонію з лугом або кальцій гідроксидом.

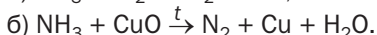
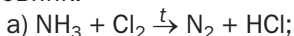
Амоніак широко використовують на практиці.



43. Як можна пояснити те, що азот погано розчиняється у воді, а амоніак — добре?
44. Опишіть дослід, зображений на малюнку 33, і поясніть спостереження.
45. Складіть рівняння реакцій (у молекулярній та йонно-молекулярній формах) водного розчину амоніаку:
  - а) з нітратною кислотою;
  - б) із хром(III) хлоридом;
  - в) з манган(II) сульфатом.

46. Укажіть речовини, з якими реагує водний розчин амоніаку: водень, сульфур(IV) оксид, калій гідроксид, сульфатна кислота, барій карбонат, плюмбум(II) нітрат. Відповіді поясніть і проілюструйте хімічними рівняннями.

47. Перетворіть наведені схеми реакцій на хімічні рівняння, вкажіть у кожному випадку елемент-окисник і елемент-відновник:



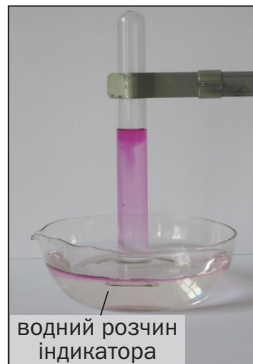
48. Обчисліть густину амоніаку за нормальних умов і його відносну густину за воднем.

49. Який об'єм амоніаку (н. у.) необхідно розчинити у 100 г води, щоб утворився розчин із масовою часткою  $\text{NH}_3$  5 %?

50. Обчисліть об'єм розчину амоніаку з масовою часткою  $\text{NH}_3$  10 % і густиною  $0,96 \text{ г/см}^3$ , необхідний для осадження 26 г алюміній гідроксиду із розчину солі Алюмінію.

51. За певної температури половина амоніаку розклалася на азот і водень. Обчисліть об'ємні частки газів у добутій суміші.

52. Змішали 2 л амоніаку і 8 л хлору. Збільшиться чи зменшиться об'єм суміші після завершення взаємодії речовин? У скільки разів? Схему реакції наведено в завданні 47, а.



**Мал. 33.**  
**Експеримент**  
**з амоніаком**

---

## 6 Солі амонію

---

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

- дізнатися про властивості солей амонію;
- з'ясувати сфери їх використання.

Солі амонію (мал. 34) відрізняються від інших солей тим, що містять складні катіони  $\text{NH}_4^+$ . Це кристалічні, розчинні у воді сполуки



(див. форзац II); вони дисоціюють на йони, якими утворені:



Більшість солей амонію безбарвні, а забарвлення деяких, наприклад амоній дихромату  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , зумовлене аніонами (мал. 34).

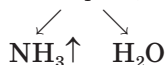
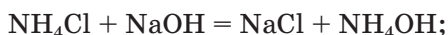
Кілька солей амонію за слабого нагрівання плавиться (амоній нітрат  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — за температури  $170^\circ\text{C}$ ), а більшість — розкладається ще до плавлення.

Солі амонію, як і солі металічних елементів, вступають у реакції обміну:

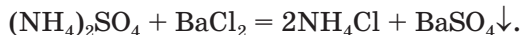
- з кислотами



- з лугами



- із солями



► Напишіть відповідні йонно-молекулярні рівняння.

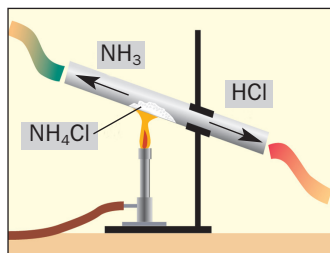
Реакції солей амонію з лугами використовують для добування амоніаку в лабораторії. Крім того, така реакція є *якісною на йони амонію*: амоніак, що виділяється, легко виявити за запахом (самі солі — хлорид, сульфат чи нітрат амонію — запаху не мають).

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

### Якісна реакція на йони амонію

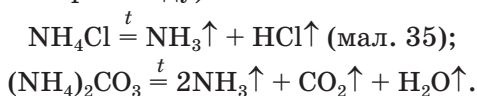
У пробірку налейте трохи води і розчиніть у ній невелику порцію солі амонію (хлориду, сульфату або нітрату). Додайте до виготовленого розчину 1—2 мл розчину лугу. Чи з'являється характерний запах амоніаку?

Нагрійте вміст пробірки, але не до кипіння, і піднесіть до її отвору зволожений універсальний індикаторний папірець. Як змінюється колір папірця?

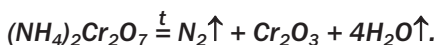


**Мал. 35.**  
Розклад  
амоній  
хлориду

Усі солі амонію при нагріванні розкладаються. При цьому в більшості випадків утворюються амоніак і відповідні кислоти (або продукти їх розкладу):

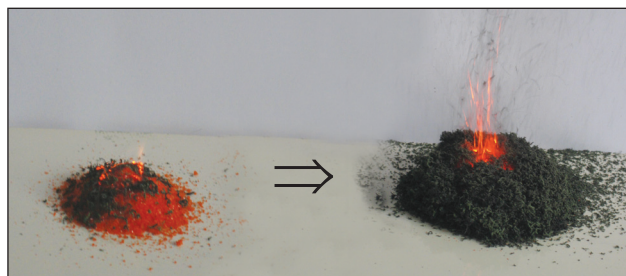


Розклад амоній дихромату є окисно-відновною реакцією:



Відповідний дослід має назву «Хімічний вулкан». На керамічну плитку насипають гіркою невелику кількість амоній дихромату (оранжева кристалічна речовина). До сполуки підносять запалений сірник і тримають кілька секунд, поки не розпочнеться реакція. Її перебіг нагадує виверження вулкана (мал. 36): оранжеві кристалики речовини, розжарюючись, перетворюються на темно-зелений «попіл» — хром(III) оксид, а з-поміж твердих часточок речовин виділяються гази — азот і водяна пара.

**Мал. 36.**  
Розклад  
амоній  
дихромату



Деякі солі амонію використовують на практиці. Амоній нітрат  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (тривіальна назва — аміачна селітра), амоній сульфат

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , а також амонійні кислі солі ортофосфатної кислоти (§ 12) є ефективними мінеральними добривами. Амоній хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$  використовують у сухих гальванічних елементах. Сіль  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  додавають на хлібокомбінатах і кондитерських фабриках у тісто для його розпушування під час випікання. Ця сполука вже за слабого нагрівання повністю розкладається з утворенням лише газуватих речовин.

## ВИСНОВКИ

Солі амонію містять складні катіони  $\text{NH}_4^+$ . Це кристалічні речовини, розчинні у воді. Майже всі вони безбарвні, а забарвлення деяких сполук зумовлене аніонами.

Солі амонію вступають у реакції обміну з кислотами, лугами, іншими солями, а при нагріванні розкладаються.

**Деякі солі амонію набули практичного використання.**



53. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації амоній нітрату й амоній сульфїду.
54. Складїть хїмічні рївняння (у молекулярній та йонно-молекулярній формах):
  - а)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
  - б)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
  - в)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
55. Напишіть рївняння реакцїй, за допомогою яких можна здїйснити такі перетворення:
$$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3.$$
56. Як експериментально розрїзнити розчини:
  - а) калїй сульфату і амонїй сульфату;
  - б) амонїй сульфату і амонїй нїтрату?
57. Напишіть по одному рївнянню реакцїй, у результатї яких утворюється амонїй бромїд, якщо реагентами є:
  - а) основа і кислота;
  - б) основа і сїль;
  - в) двї солї.

58. Який об'єм амоніаку (н. у.) має вступити в реакцію із сульфатною кислотою, щоб утворилося 33 г амоній сульфату?
59. У результаті реакції 20,5 г суміші хлориду і бромиду амонію з достатньою кількістю кальцій гідроксиду добуто 0,3 моль амоніаку. Обчисліть масові частки солей у вихідній суміші.

---

## 7 Розрахунки за хімічними рівняннями (I)

---

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

- з'ясувати, що називають відносним виходом продукту реакції;
- визначати, чи повністю реагент вступає у певну реакцію;
- обчислювати або використовувати в задачах відносний вихід продукту реакції;
- здійснювати розрахунки за хімічними рівняннями за умови надлишку одного із реагентів.

**Відносний вихід продукту реакції.** Здійснення будь-якого технологічного процесу неможливе без певних втрат речовин. Втрати відбуваються вже при транспортуванні сировини, її подрібненні, розчиненні, завантаженні в реактори. Багато реакцій, які здійснюють на хімічних заводах, є оборотними. Тому досягти повного перетворення вихідних речовин на цільові продукти не вдається. Крім того, іноді водночас із основною реакцією відбувається інша (побічна), і частина реагентів витрачається на утворення сторонніх речовин. Якщо виробництво складається з кількох стадій, втрати речовин збільшуються. Отже, продукту завжди утворюється менше, ніж розраховано за хімічним рівнянням.

Величину, яка характеризує повноту перебігу хімічної реакції або ступінь перетворення речовини на іншу, називають *відносним вихо-*

дом продукту реакції. Цю величину позначають грецькою літерою  $\eta$  (ета) і обчислюють за формулами

$$\eta(A) = \frac{n_{\text{практ.}}(A)}{n_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ; \quad \eta(A) = \frac{m_{\text{практ.}}(A)}{m_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ,$$

а якщо в результаті реакції утворюється газ — ще й за формулою

$$\eta(A) = \frac{V_{\text{практ.}}(A)}{V_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ,$$

де  $n_{\text{практ.}}$ ,  $m_{\text{практ.}}$  і  $V_{\text{практ.}}$  — добути кількість речовини, маса чи об'єм речовини  $A$ ;  $n_{\text{теор.}}$ ,  $m_{\text{теор.}}$  і  $V_{\text{теор.}}$  — кількість речовини, маса чи об'єм речовини  $A$ , розраховані за хімічним рівнянням.

Покажемо, як розв'язують задачі на обчислення відносного виходу продукту реакції і як використовують цю величину в хімічних розрахунках.

**ЗАДАЧА 1.** Із 46,8 г натрій хлориду в результаті реакції з достатньою кількістю концентрованої сульфатної кислоти добуто 21,9 г гідроген хлориду. Знайти відносний вихід продукту реакції.

**Дано:**

$$m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ г}$$

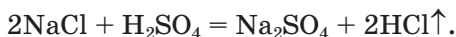
$$m_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = 21,9 \text{ г}$$

$$\eta(\text{HCl}) = ?$$

**Розв'язання**

*1-й спосіб*

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо кількість речовини гідроген хлориду, яка має утворитися із 46,8 г NaCl (за відсутності втрат).

Згідно з рівнянням реакції, із 2 моль NaCl утворюється 2 моль HCl, тобто така сама кількість речовини гідроген хлориду:

$$\begin{aligned} n_{\text{теор.}}(\text{HCl}) &= n(\text{NaCl}) = \\ &= \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{46,8 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль}. \end{aligned}$$

3. Знаходимо кількість речовини добутого гідроген хлориду:

$$n_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} =$$

$$= \frac{21,9 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль.}$$

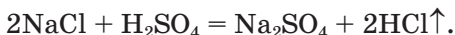
4. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{n_{\text{теор.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{0,6 \text{ моль}}{0,8 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

*2-й спосіб*

1. Записуємо рівняння реакції:

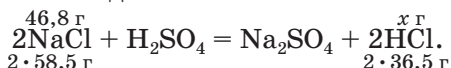


2. Обчислюємо масу гідроген хлориду, яка має утворитися із 46,8 г NaCl (за відсутності втрат).

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль.}$$

Робимо підготовчий запис:



За хімічним рівнянням

із  $2 \cdot 58,5 \text{ г NaCl}$  утворюється  $2 \cdot 36,5 \text{ г HCl}$ ,  
із  $46,8 \text{ г NaCl}$  —  $x \text{ г HCl}$ ;

$$x = m_{\text{теор.}}(\text{HCl}) = \frac{46,8 \text{ г} \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ г}}{2 \cdot 58,5 \text{ г}} = 29,2 \text{ г.}$$

3. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{m_{\text{теор.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{21,9 \text{ г}}{29,2 \text{ г}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

*Відповідь:*  $\eta(\text{HCl}) = 75 \%$ .

**ЗАДАЧА 2.** Обчислити об'єм водню, який містився в суміші з азотом, якщо в результаті реакції між речовинами утворилося  $5,6 \text{ м}^3$  амоніаку  $\text{NH}_3$  з відносним виходом  $20 \%$ .

*Дано:*

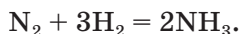
$$V(\text{NH}_3) = 5,6 \text{ м}^3$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \%$$

$$V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = ?$$

*Розв'язання*

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо об'єм водню, який вступив у реакцію, використавши закон об'ємних співвідношень газів.

Згідно з рівнянням реакції,

із кожних  $3 \text{ м}^3 \text{ H}_2$  утворюється  $2 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$ ,  
 $x \text{ м}^3 \text{ H}_2$  —  $5,6 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$ ;

$$x = V(\text{H}_2, \text{прореаг.}) = \frac{3 \text{ м}^3 \cdot 5,6 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = 8,4 \text{ м}^3.$$

3. Розраховуємо об'єм водню, який містився в суміші з азотом.

Оскільки відносний вихід амоніаку становив 20 %, то прореагувало 20 % узятого водню. Звідси

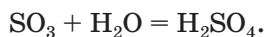
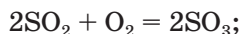
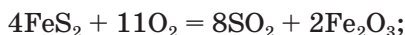
$8,4 \text{ м}^3 \text{ H}_2$  становлять 20 %,

$x \text{ м}^3 \text{ H}_2$  — 100 %;

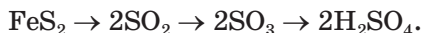
$$x = V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = \frac{8,4 \text{ м}^3 \cdot 100 \%}{20 \%} = 42 \text{ м}^3.$$

**Відповідь:**  $V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = 42 \text{ м}^3$ .

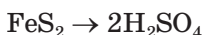
Деякі технологічні процеси є багатостадійними. Так, виробництво сульфатної кислоти складається із трьох стадій. Якщо сировиною є пірит, то відбуваються такі реакції:



На кожній стадії одна сульфуровмісна сполука перетворюється на іншу. Атоми Сульфуру «переходять» від піриту спочатку до сульфур(IV) оксиду, далі — до сульфур(VI) оксиду і нарешті — до сульфатної кислоти. Зіставляючи формули цих сполук, доходимо висновку, що з 1 моль  $\text{FeS}_2$  має утворитися 2 моль  $\text{SO}_2$ , потім — 2 моль  $\text{SO}_3$  і після третьої стадії — 2 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Якщо потрібно з'ясувати, скільки кислоти може утворитися із певної маси піриту, то обчислення простіше здійснити за одну математичну дію, використавши стехіометричну<sup>1</sup> схему



---

<sup>1</sup> Слово походить від грецьких слів stoicheion — основа і metreō — вимірюю.

замість послідовного проведення розрахунків за трьома рівняннями реакцій.

**Розрахунки за хімічними рівняннями в разі надлишку одного з реагентів.** Для здійснення деяких реакцій учені або технологи беруть одного із реагентів більше, ніж потрібно за хімічним рівнянням, тобто в надлишку. Це забезпечує достатню швидкість реакції не тільки на її початку, а й при завершенні.

Іноді потрібно здійснити реакцію в суміші речовин, кількісний склад якої відомий. Тоді за допомогою розрахунку за хімічним рівнянням перевіряють, чи достатньо кожної речовини для взаємодії з іншою. Якщо виявиться, що один із реагентів наявний у надлишку, то за масою іншого реагенту (він повністю вступить у реакцію), його кількістю речовини або об'ємом обчислюють масу, кількість речовини чи об'єм продукту, що має утворитися.

Розв'яжемо задачі на розрахунки за хімічними рівняннями для випадку, коли один із реагентів наявний у надлишку.

**ЗАДАЧА 3.** Для здійснення реакції взяли 9,2 г натрію і 35,5 г хлору. Обчислити масу натрій хлориду, що утвориться.

**Дано:**

$$m(\text{Na}) = 9,2 \text{ г}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 35,5 \text{ г}$$

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

**Розв'язання**

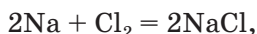
1. З'ясуємо, чи повністю вступить у реакцію кожна речовина.

Визначаємо кількості речовини натрію і хлору:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{9,2 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{35,5 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Згідно з хімічним рівнянням



із кожними 2 моль натрію взаємодіє 1 моль хлору. Із 0,4 моль натрію має прореагувати 0,2 моль хлору, але взято 0,5 моль хлору. Отже, не весь хлор вступить у реакцію (залишиться 0,3 моль цієї речовини).



2. Обчислюємо кількість речовини натрій хлориду за кількістю речовини натрію (метал прореагує повністю):

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{Na}) = 0,4 \text{ моль.}$$

3. Знаходимо масу натрій хлориду:

$$\begin{aligned} m(\text{NaCl}) &= n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = \\ &= 0,4 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 23,4 \text{ г.} \end{aligned}$$

**Відповідь:**  $m(\text{NaCl}) = 23,4 \text{ г.}$

**ЗАДАЧА 4.** Для добування ферум(II) сульфату за реакцією заліза із розбавленою сульфатною кислотою рекомендують використовувати 10 %-й надлишок кислоти. Обчислити масу сульфатної кислоти, яка має бути в розчині, необхідному для добування 20 г ферум(II) сульфату.

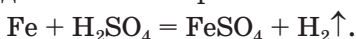
**Дано:**

$m(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ г}$   
надл.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — 10 %

$m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ заг.}) = ?$

**Розв'язання**

1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Обчислюємо масу сульфатної кислоти, яка реагує із залізом з утворенням 20 г ферум(II) сульфату.

За хімічним рівнянням

із 98 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворюється 152 г  $\text{FeSO}_4$ ,

а за умовою задачі

із  $x$  г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — 20 г  $\text{FeSO}_4$ ;

$$x = m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) =$$

$$= \frac{98 \text{ г} \cdot 20 \text{ г}}{152 \text{ г}} = 12,9 \text{ г.}$$

3. Знаходимо загальну масу сульфатної кислоти, яка має бути в розчині для досліду з урахуванням її 10 %-го надлишку:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ заг.}) = m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) +$$

$$+ 0,1m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) =$$

$$= 12,9 \text{ г} + 0,1 \cdot 12,9 \text{ г} = 14,19 \text{ г.}$$

**Відповідь:**  $m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ заг.}) = 14,19 \text{ г.}$

## ВИСНОВКИ

Повноту хімічного перетворення характеризують відносним виходом продукту реакції. Його розраховують діленням добутої кількості

речовини або маси продукту реакції на кількість речовини або масу продукту, що має утворитися згідно з хімічним рівнянням.

Для здійснення деяких реакцій беруть надлишок одного з реагентів. Цим забезпечують достатню швидкість реакції і максимально можливий вихід її продукту.

Задачі на обчислення або використання відносного виходу продукту реакції, а також на виявлення надлишку одного з реагентів розв'язують із залученням відповідних хімічних рівнянь.



60. Із 400 г кальцій броміду добуто 280 г бром. Обчисліть відносний вихід бром.
61. Яку масу хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 35 % добуто в результаті реакції 1,17 кг натрій хлориду з надлишком концентрованої сульфатної кислоти, якщо відносний вихід хлороводню становив 80 %?
62. Чи достатньо взяти для реакції з киснем 20 г алюмінію, щоб добути алюміній оксид масою 25,5 г?
63. Магній масою 10 г спалили в кисні масою 12 г. Яка маса магній оксиду утворилася? Чи залишилася після реакції одна із вихідних речовин? Якщо так, то яка саме? Обчисліть масу її залишку.
64. У результаті реакції деякої маси алюмінію з хлором масою 7,1 г утворилося 8,9 г алюміній хлориду. Чи весь хлор вступив у реакцію? Якщо ні, то яка маса цієї речовини залишилася?
65. Під час нагрівання оксиду  $\text{NO}_2$  об'ємом 4 л утворився оксид  $\text{NO}$  об'ємом 2 л і кисень. Обчисліть об'єм кисню. Чи відбулося повне перетворення нітроген(IV) оксиду? Якщо ні, то знайдіть об'єм його залишку.
66. Після змішування негашеного вапна масою 130 г з водою масою 100 г утворився кальцій гідроксид (головна складова гашеного вапна) масою 148 г. Яка маса кальцій оксиду містилась у негашеному вапні?
67. Після реакції амоніаку з киснем за наявності каталізатора об'єм газової суміші збільшився на 100 мл і було виявлено 600 мл кисню, що не прореагував. Обчисліть масові частки газів у вихідній суміші.
68. Суміш 10 мл водню та 15 мл метану спалили в надлишку повітря. Обчисліть сумарний об'єм газуватих продуктів реакцій, якщо умови до і після досліду були однаковими. Розгляньте випадки утворення водяної пари і рідкої води.

# 8

## Оксиди неметалічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати склад і назви оксидів;
- поглибити свої знання про будову і властивості оксидів неметалічних елементів;
- з'ясувати сфери використання цих сполук;
- дізнатися про вплив на довкілля деяких оксидів.

**Склад і назви сполук.** Зі сполуками, які називають оксидами, ви докладно ознайомились у 8 класі. Оксиди є бінарними сполуками Оксигену, в яких цей елемент виявляє ступінь окиснення  $-2$ .

*Гідроген пероксид  $H_2O_2$  і оксиген фторид  $OF_2$  не належать до оксидів. У першій сполуці Оксиген має ступінь окиснення  $-1$ , а в другій  $+2$ .*

Загальна формула оксидів —  $E_mO_n$ . Майже всі неметалічні елементи утворюють оксиди. Винятками є Флуор і три інертні елементи — Гелій, Неон, Аргон.

Для більшості неметалічних елементів існує по кілька оксидів, а для Бору й Гідрогену — по одному. Найбільше оксидів утворює Нітроген; їх формули —  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_4$ ,  $N_2O_5$ .

Формули важливих оксидів неметалічних елементів (крім води) наведено в таблиці 3.

Таблиця 3

**Формули деяких оксидів у клітинках періодичної системи**

Періоди	Групи		
	IV	V	VI
2	C CO, CO <sub>2</sub>	N NO, NO <sub>2</sub>	
3	Si SiO <sub>2</sub>	P P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub>

Оксиди  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$  називають вищими. У такому оксиді ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, в якій він розміщений. Загальні формули вищих оксидів для елементів кожної групи вміщено в допоміжному рядку періодичної системи (форзац I).

Для оксидів використовують переважно хімічні назви. Якщо елемент утворює кілька оксидів, то після назви елемента в дужках указують римською цифрою ступінь його окиснення, причому без знака «плюс»: сульфур(IV) оксид, карбон(II) оксид.

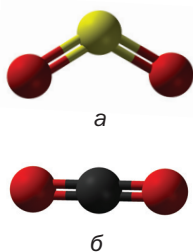
► Дайте хімічні назви вищим оксидам Карбону, Фосфору і Сульфуру.

Деякі оксиди мають ще й тривіальні назви. Серед них — сполуки із формулами  $\text{CO}$  (чадний газ),  $\text{CO}_2$  (вуглекислий газ),  $\text{SO}_2$  (сірчистий газ).

**Будова сполук.** Майже всі оксиди неметалічних елементів складаються з молекул. У них ковалентні зв'язки між атомами є полярними, а самі молекули можуть бути полярними і неполярними.

► Доведіть, що молекула  $\text{SO}_2$  полярна, а  $\text{CO}_2$  — неполярна. Скористайтеся моделями молекул, наведеними на малюнку 37.

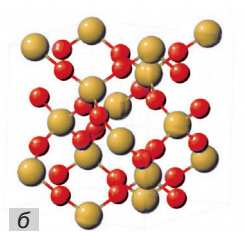
Силіцій(IV) оксид має атомну будову (мал. 38).



**Мал. 37.**  
Кулестержневі  
моделі молекул  
 $\text{SO}_2$  (а) і  $\text{CO}_2$  (б)



**Мал. 38.**  
Мінерал кварц  
 $\text{SiO}_2$  (а)  
і модель  
будови його  
кристала (б)



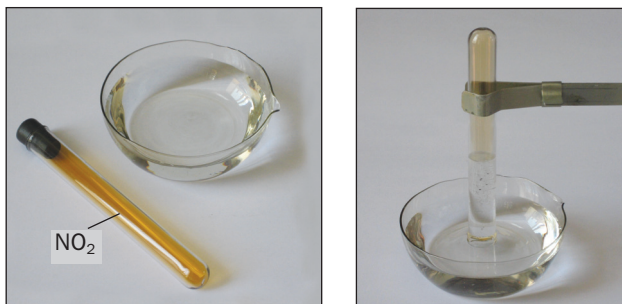
**Фізичні властивості.** Оксиди неметалічних елементів за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах. Так, сполуки  $\text{SO}_2$ ,

$\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$  є газами (перші два мають характерні запахи),  $\text{N}_2\text{O}_4$  — рідина, а оксиди  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$  — тверді речовини.

*Цікавий факт пов'язаний з існуванням двох оксидів Нітрогену(IV). Один оксид має формулу  $\text{NO}_2$  (бурий газ), другий —  $\text{N}_2\text{O}_4$  (безбарвна рідина або біла тверда речовина). При охолодженні сполука  $\text{NO}_2$  перетворюється на  $\text{N}_2\text{O}_4$ , а при нагріванні відбувається зворотна реакція.*

Сполуки  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  і багато інших оксидів неметалічних елементів розчиняються у воді (мал. 39), взаємодіючи з нею і перетворюючись на кислоти.

**Мал. 39.**  
Розчинення  
кислотного  
оксиду  
у воді

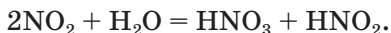


**Хімічні властивості.** Майже всі оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів. Оксиди  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  і  $\text{NO}$  є несолеутворними. Вони не реагують із лугами і кислотами з утворенням солей.

**Реакції з водою.** Ви знаєте, що кислотні оксиди взаємодіють із водою з утворенням кислот:



Оксид  $\text{NO}_2$  відрізняється від інших кислотних оксидів тим, що не має «власної» кислоти. Продуктами його реакції з водою є дві кислоти — нітратна і нітритна:



Ця реакція є окисно-відновною, у ній окиснюється і відновлюється один елемент —

Нітроген. Частина його атомів підвищує ступінь окиснення від +4 до +5 (у сполуці  $\text{HNO}_3$ ), а решта знижує його від +4 до +3 (у сполуці  $\text{HNO}_2$ ).

Кислотні властивості вищих оксидів неметалічних елементів у кожному періоді посилюються зліва направо. У такому самому напрямку збільшується і сила відповідних кислот. Наприклад, оксид  $\text{SiO}_2$  не взаємодіє з водою, а  $\text{P}_2\text{O}_5$  активно вступає в реакцію з нею; кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  є дуже слабкою, а  $\text{H}_3\text{PO}_4$  належить до кислот середньої сили.

Існує ще одна закономірність: чим вища валентність неметалічного елемента в оксиді, тим більшою мірою виражені кислотні властивості в оксиду і відповідної кислоти. Так, за звичайних умов реакція оксиду  $\text{SO}_2$  з водою є оборотною, а оксид  $\text{SO}_3$  взаємодіє з нею повністю; кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  належить до кислот середньої сили, а  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сильна.

**Реакції з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами.** Вам відомо, що при взаємодії кислотних оксидів зі сполуками основної або амфотерної природи утворюються солі.

► Складіть рівняння реакції сульфур(IV) оксиду з літій оксидом.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

### Взаємодія карбон(IV) оксиду з розчином кальцій гідроксиду

Налийте в пробірку розчин кальцій гідроксиду (вапняну воду). В іншу пробірку обережно помістіть кілька шматочків мармuru, додайте 3—5 мл розбавленої хлоридної кислоти і закрийте цю пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Трубку швидко занурте в розчин кальцій гідроксиду. Що спостерігаєте? Який колір і характер осаду?

Напишіть рівняння реакції карбон(IV) оксиду з кальцій гідроксидом.

Нітроген(IV) оксид, реагуючи з лугами, утворює солі нітратної і нітритної кислот:

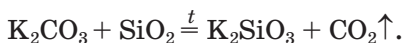


**Інші реакції.** Деякі оксиди можуть взаємодіяти з киснем або розкладатися з утворенням інших оксидів:



► Як змінюються ступені окиснення Карбону і Сульфуру в цих реакціях?

Оксид  $\text{SiO}_2$ , будучи нелетким, при нагріванні реагує із солями, утвореними леткими кислотними оксидами:



калій метасилікат

**Добування оксидів.** Багато оксидів неметалічних елементів можна добути, здійснивши реакцію між неметалом і киснем. Ці перетворення, як правило, супроводжуються виділенням теплоти, а нерідко й горінням речовин. Не взаємодіють із киснем галогени та інертні гази. Відповідні оксиди добувають, здійснюючи інші реакції.

Якщо для елемента існує кілька оксидів, то передбачити, який із них утвориться в результаті реакції неметалу з киснем, не завжди вдається. Продуктом горіння вуглецю на повітрі є вуглекислий газ  $\text{CO}_2$  (іноді — з домішкою чадного газу  $\text{CO}$ ), а продуктом горіння сірки — сірчистий газ  $\text{SO}_2$  (із домішкою оксиду  $\text{SO}_3$ ). Взаємодія азоту і кисню, яка відбувається за дуже високої температури, приводить до утворення нітроген(II) оксиду  $\text{NO}$ , хоча існують інші оксиди Нітрогену.

**Застосування.** Оксиди багатьох неметалічних елементів набули практичного використання.

Вуглекислий газ застосовують у засобах для гасіння пожеж. Він не підтримує горіння і,

будучи важчим за повітря, ізолює від нього предмет або речовину, що горить. Сучасні вогнегасники (мал. 40) містять зріджений карбон(IV) оксид, а в старих вуглекислий газ утворювався під час реакції соди із сульфатною кислотою. Добавляння вуглекислого газу в повітря теплиць прискорює ріст і досягання ранніх овочів. Цей газ використовують для приготування газованих напоїв.

**Мал. 40.**

Вогнегасник (а)  
і його  
застосування (б)



Пісок, який складається переважно із силіцій(IV) оксиду, застосовують у будівництві, для виробництва скла, бетону.

Оксиди  $\text{NO}$  і  $\text{NO}_2$  є проміжними продуктами у виробництві нітратної кислоти, а  $\text{SO}_2$  — сульфатної. Карбон(II) оксид  $\text{CO}$  входить до складу горючих газових сумішей і слугує вихідною речовиною для синтезу метанолу. Із фосфор(V) оксиду  $\text{P}_2\text{O}_5$  виробляють частину ортофосфатної кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

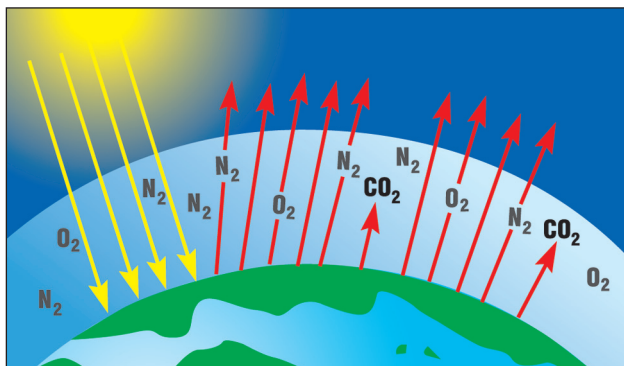
**Оксиди неметалічних елементів і довкілля.** Особливе значення серед усіх оксидів для навколишнього середовища має вода. Ця речовина бере участь у геологічних процесах, змінює рельєф планети, впливає на клімат і погоду. Усі процеси в живих організмах відбуваються у водних розчинах.

Роль карбон(IV) оксиду, або вуглекислого газу, не менш важлива. Ця сполука разом із водою бере участь у фотосинтезі, регулює тепловий баланс на Землі.



**Парниковий ефект.** Нагріта Сонцем поверхня нашої планети віддає в космічний простір частину отриманої теплової енергії у вигляді інфрачервоних променів. Вуглекислий газ здатний поглинати ці промені<sup>1</sup> і, незважаючи на малий вміст в атмосфері ( $\phi(\text{CO}_2) \approx 0,04 \%$ ), затримує частину теплоти на Землі (мал. 41).

**Мал. 41.**  
Парниковий ефект



Таке явище називають парниковим ефектом. Нині рослини не встигають поглинати у процесі фотосинтезу вуглекислий газ, який виділяють промислові й теплоенергетичні підприємства, а також автотранспорт. Учені припускають, що на планеті скоро може потеплішати на кілька градусів. Розтане значна кількість льоду в Арктиці й Антарктиді (мал. 42), підвищиться рівень Світового океану, і буде затоплено багато територій. Щоб запобігти цьому, потрібно обмежити надходження вуглекислого газу в атмосферу, поступово замінюючи теплову енергетику на іншу, у тому числі альтернативну, зменшуючи споживання палива і пального, а також збільшувати площі зелених насаджень.

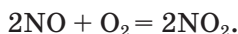


**Мал. 42.**  
Плакат про  
можливе  
глобальне  
потепління

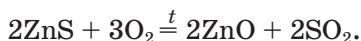
**Кислотні опади.** Оксиди Нітрогену і Сульфуру є одними з основних забрудників

<sup>1</sup> Цю властивість мають також метан і деякі інші гази (вони є серед домішок у повітрі).

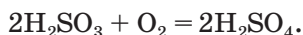
повітря. За високої температури, яка досягається під час горіння палива і пального, азот починає взаємодіяти з киснем. Нітроген(II) оксид, що утворюється, реагує з киснем за звичайних умов:



Сульфур(IV) оксид потрапляє в повітря при спалюванні вугілля<sup>1</sup>, а також із газовими викидами під час випалювання сульфідних руд:



Оксиди  $\text{NO}_2$  і  $\text{SO}_2$  взаємодіють з атмосферою вологою. Продуктами цих реакцій є нітратна, нітритна і сульфідна кислоти, а сульфідна ще й окиснюється киснем у сульфатну кислоту:



Ці кислоти разом із дощем і снігом потрапляють на земну поверхню.

Кислотні опади завдають великої шкоди довкіллю. Вони знижують урожаї сільськогосподарських культур, спричиняють різні захворювання у тварин і людей, руйнують будівлі й пам'ятники з мармуру, вапняку (мал. 43), посилюють корозію металевих виробів. Крім того, оксиди  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$  і  $\text{SO}_2$  беруть участь в утворенні смогу над великими містами і промисловими центрами.

**Мал. 43.**  
Наслідки  
кислотних  
опадів



<sup>1</sup> Вугілля містить домішки сполук Сульфуру.

Запобігти утворенню оксидів Нітрогену можна, знизивши температуру згоряння палива і пального. З метою зменшення викидів сірчастого газу в атмосферу теплоенергетичні підприємства надають перевагу паливу з меншим вмістом Сульфуру, а відпрацьовані гази очищають від сульфур(IV) оксиду пропусканням крізь водну суспензію кальцій гідроксиду чи розчин натрій сульфіту або розпилюють у них крейду, негашене вапно.

**Фізіологічна дія оксидів.** Більшість оксидів неметалічних елементів токсичні. Чадний газ CO дуже отруйний. Він не має запаху, і людина його не відчуває. Трапляються випадки смертельного отруєння людей чадним газом через погану тягу в будинках із пічним опаленням, а також у гаражах за тривалої роботи автомобільного двигуна.

*За одну годину двигун автомобіля може «виробити» від 3 до 6 м<sup>3</sup> чадного газу. У сучасних автомобілях вихлопні гази проходять через каталізатори. Завдяки їм відбуваються реакції карбон(II) оксиду і залишків пального з киснем повітря. Продуктами таких реакцій є вуглекислий газ і вода.*

Вуглекислий газ не вважають токсичною речовиною. Однак якщо об'ємна частка цього газу в повітрі досягає 0,25 %, людина починає відчувати задуху. Висока концентрація карбон(IV) оксиду може спричинити смерть через зупинку дихання.

## ВИСНОВКИ

Майже всі неметалічні елементи утворюють оксиди.

Більшість оксидів неметалічних елементів належить до кислотних оксидів. Вони взаємодіють із водою з утворенням кислот, а також з основними й амфотерними оксидами, основами,

амфотерними гідроксидами з утворенням солей.

Оксиди  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  і  $\text{NO}$  є несолетворними.

Вода і вуглекислий газ беруть участь у геологічних і біохімічних процесах, а оксиди Нітрогену і Сульфуру спричиняють кислотні опади.

Оксиди неметалічних елементів широко використовують на практиці.

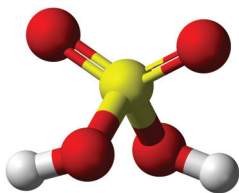


69. Напишіть по одній формулі оксидів неметалічних елементів різного складу.
70. Яких значень можуть набувати індекси у загальній формулі оксидів?
71. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- а)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$       б)  $\text{CO}_2 + \text{MgO} \rightarrow$       в)  $\text{CO}_2 + \text{LiOH} \rightarrow$   
     $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$        $\text{BaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$        $\text{CaCO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
72. Напишіть формули продуктів реакцій і доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:
- а)  $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow$   
б)  $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
73. За матеріалами Інтернету або іншими джерелами інформації підготуйте повідомлення про вплив оксидів Нітрогену і Сульфуру на організм людини.
74. Який із газів важчий — вуглекислий або чадний? У скільки разів?
75. Обчисліть середню молярну масу та густину за воднем суміші оксидів Карбону, якщо об'єм чадного газу в ній утричі більший за об'єм вуглекислого газу.
76. Суміш оксидів Карбону об'ємом 22 мл спалили в надлишку повітря. Об'єм кисню, що вступив у реакцію, становив 9 мл. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду у вихідній суміші.
77. Двигун автомобіля, працюючи вхолосту, виділяє щохвилини 80 мг  $\text{CO}$ . За який час у гаражі  $4 \text{ м} \times 5 \text{ м} \times 3 \text{ м}$  вміст чадного газу в повітрі досягне  $0,03 \text{ мг/л}$ ?
78. На спалювання  $3,8 \text{ г}$  суміші метану і чадного газу витрачено  $10,4 \text{ г}$  кисню. Обчисліть маси газів у суміші.
79. Елемент VI групи утворює два оксиди. Один із них містить 50 % Оксигену за масою і має відносну молекулярну масу, що в 1,25 раза менша за відносну молекулярну масу іншого оксиду. Виведіть формули оксидів.

## 9 Сульфатна кислота. Сульфати

Матеріал параграфа допоможе вам:

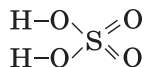
- дізнатися про фізичні властивості сульфатної кислоти;
- зіставити хімічні властивості концентрованої і розбавленої сульфатної кислоти;
- розширити свої знання про сульфати;
- з'ясувати сфери використання сульфатної кислоти та її солей.



**Мал. 44.**  
Кулестержнева  
модель молекули  
сульфатної кислоти

**Сульфатна кислота.** Сульфатна, або сірчана, кислота є в кожному шкільному хімічному кабінеті. Вам добре відома її формула —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Будова молекули.** Сульфатна кислота, як і всі інші кислоти, — молекулярна сполука (мал. 44). Графічна формула молекули:



- Укажіть значення валентності та ступеня окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті.

**Фізичні властивості.** За звичайних умов чиста сульфатна кислота — безбарвна оліїста рідина без запаху, майже удвічі важча за воду ( $\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$ ). Температура плавлення сполуки становить  $+10,3^\circ\text{C}$ , а кипіння  $+280^\circ\text{C}$ . Під час кипіння кислота починає розкладатися на сульфур(VI) оксид і воду.

### Цікаво знати

Сульфатну кислоту раніше називали купоросним маслом.

Сульфатна кислота необмежено розчиняється у воді, тобто змішується з нею в будь-яких співвідношеннях з утворенням розчину. Розчинення кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти. Для того щоб із концентрованої сульфатної кислоти

виготовити її розбавлений розчин, кислоту доливають у воду, а не навпаки. Тоді температура рідини зростає повільніше, і вдається запобігти її закипанню й розбризкуванню.

**Хімічні властивості.** Сульфатна кислота завдяки наявності в молекулі двох ковалентних полярних зв'язків O–H є двохосновною. Її дисоціація за першою стадією в розбавленому розчині відбувається майже повністю (це сильна кислота), а за другою — частково:

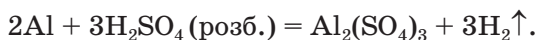


Проте у йонно-молекулярних рівняннях сульфатну кислоту записують такою сукупністю йонів:  $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ .

**Реакції з металами.** Сульфатна кислота взаємодіє майже з усіма металами. Можливість цих реакцій, а також склад їх продуктів залежать від концентрації кислоти і хімічної активності металу. Метал завжди є відновником. Тому сульфатна кислота, реагуючи з ним, буде окисником і відновлюватиметься.

У молекулі  $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$  можуть відновлюватися (зменшувати ступінь окиснення) два елементи — Гідроген і Сульфур.

*Якщо з металом взаємодіє розбавлена сульфатна кислота, то відновлюється Гідроген. Продукти реакції — сульфат металічного елемента і водень:*



Нагадаємо, що «витіснити» водень із кислот здатні метали, розміщені в ряду активності перед ним. Із розбавленою сульфатною кислотою не реагують мідь (мал. 45, а), ртуть, золото, платина, інші хімічно пасивні метали.

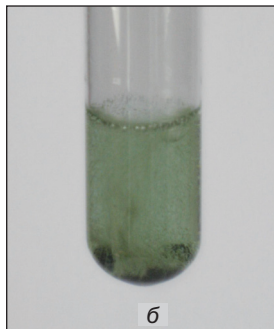
*Якщо реагентом є концентрована сульфатна кислота, то відновлюється Сульфур.* Із концентрованою кислотою реагують також метали, розміщені в ряду активності після водню (крім золота і платини). Чим активні-

**Мал. 45.**

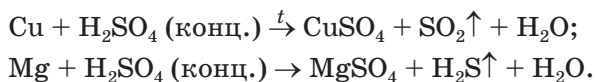
Відношення міді до сульфатної кислоти:

*а* — розбавленої;

*б* — концентрованої



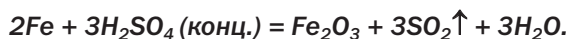
ший метал, тим сильніше відновлюється Сульфур. Малоактивні метали відновлюють кислоту до  $\text{SO}_2$  (мал. 45, *б*), а дуже активні — до  $\text{H}_2\text{S}$ :



- Складіть схеми окиснення, відновлення й доберіть коефіцієнти методом електронного балансу.

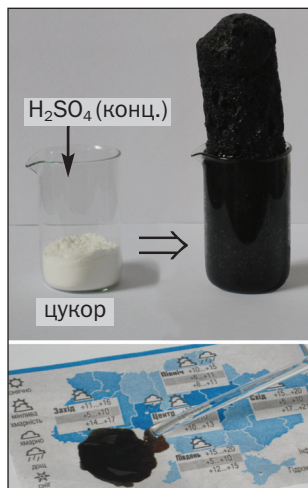
У разі участі в реакції металу середньої активності утворюється сірка або одночасно відбуваються дві реакції — з утворенням  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{S}$  чи  $\text{S}$  та  $\text{SO}_2$ .

*Якщо в холодну концентровану сульфатну кислоту занурити кусочок заліза, то ми не помітимо взаємодії речовин. Насправді кислота починає реагувати з металом:*



*Однак реакція відразу припиняється, бо на поверхні металу утворюється тонка плівка ферум(III) оксиду, інертна щодо кислоти (оксид реагує з кислотою тільки при нагріванні). Таке явище називають пасивацією. Аналогічно поводить себе щодо цієї кислоти алюміній.*

*Реакції зі складними речовинами.* Сульфатна кислота взаємодіє з основними й амфотерними



**Мал. 46.**  
Розклад цукру і  
целюлози під дією  
концентрованої  
сульфатної  
кислоти

оксидами, основами, амфотерними гідроксидами з утворенням у кожному випадку солі (сульфату) і води. Будучи нелеткою і сильною кислотою, вона вступає в реакції обміну з більшістю солей.

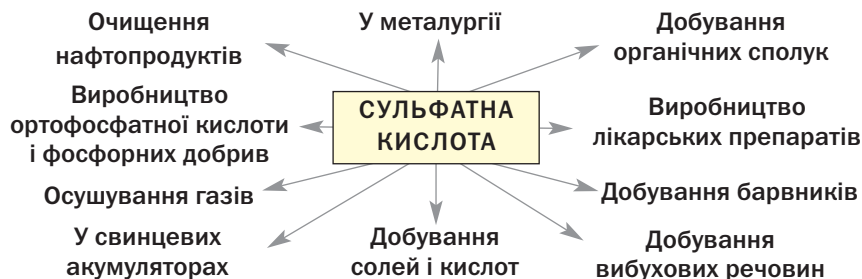
► Напишіть рівняння реакцій сульфатної кислоти зі сполуками, що мають такі формули:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

Чиста сульфатна кислота, а також її концентрований розчин руйнують папір, тканини, деревину, полімерні матеріали (мал. 46). Однією з причин таких явищ є *водовідбірні властивості* цієї кислоти. Вона добре поглинає і водяну пару.

**Застосування.** Сульфатну кислоту широко використовують на практиці (схема 4).

*Схема 4*

#### Застосування сульфатної кислоти

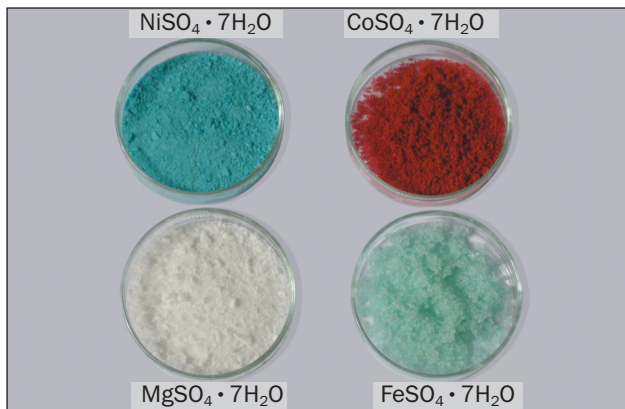


**Сульфати.** Сульфатна кислота утворює солі, загальна назва яких — сульфати (мал. 47). Більшість сульфатів розчиняється у воді. При випарюванні їх розчинів часто виділяються кристалогідрати, наприклад  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ .

Малорозчинними є солі  $\text{CaSO}_4$  і  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , а практично нерозчинними —  $\text{BaSO}_4$  і  $\text{PbSO}_4$ . Утворення осаду барій сульфату використовують як *якісну реакцію на йони  $\text{SO}_4^{2-}$* .



**Мал. 47.**  
**Сульфати**



### ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

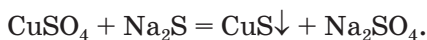
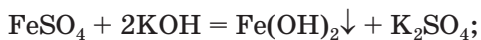
#### Якісна реакція на сульфат-іони

В одну пробірку налейте трохи розчину натрій сульфату, в іншу — розбавленого розчину сульфатної кислоти. В обидві пробірки додайте по 1—2 мл розчину барій хлориду (або барій нітрату). Що відбувається? Яка сполука випала в осад? Який колір і характер осаду?

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Чи можна без проведення додаткового дослідів зробити висновок про нерозчинність осаду барій сульфату в сильних кислотах? Відповідь обґрунтуйте.

Водорозчинні сульфати виявляють властивості, притаманні солям, і можуть реагувати з лугами, іншими солями:



► Укажіть, чому ці реакції відбуваються.

Оскільки сульфатна кислота є сильною й нелеткою, то сульфати, як правило, не взаємодіють з іншими кислотами.

Солі сульфатної кислоти застосовують на практиці. Натрій сульфат використовують

**Мал. 48.**  
Використання  
гіпсу



у виробництві соди і скла. Калій сульфат є калійним добривом. Кальцій сульфат, дигідрат, або гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , використовують у будівництві, монументальному мистецтві, медицині (мал. 48). Купрум(II) сульфат, пентагідрат, або мідний купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , застосовують у сільському господарстві як засіб проти хвороб і шкідників рослин.

## ВИСНОВКИ

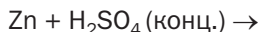
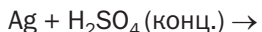
Сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — безбарвна олійста рідина без запаху, яка необмежено розчиняється у воді. Це сильна й нелетка двохосновна кислота. Вона реагує з металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, а також солями з утворенням сульфатів.

Сульфатну кислоту та її солі широко використовують у різних галузях.

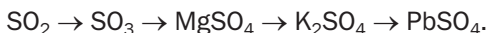


80. Як пояснити те, що при тривалому пропусканні повітря крізь концентровану сульфатну кислоту її маса трохи збільшується?
81. Чи можна застосувати для нейтралізації концентрованої сульфатної кислоти, бризки якої потрапили на шкіру, розчин натрій гідроксиду? Чому?
82. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- |  |   |
|--|---|
| а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO} \rightarrow$          | б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ |
| $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow$ | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaF} \rightarrow$                  |

83. Складіть рівняння лише тих реакцій, які можливі:



84. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



85. Яких молекул —  $\text{H}_2\text{SO}_4$  чи  $\text{H}_2\text{O}$  — більше в концентрованій сульфатній кислоті з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  98 %? У скільки разів? (Усно.) Електролітичною дисоціацією кислоти знехтувати.

86. Співвідношення мас сульфатної кислоти і води в деякому розчині становить 1 : 7. Обчисліть масову частку кислоти в розчині. (Усно.)

87. У яку масу води потрібно додати 60 г концентрованої сульфатної кислоти з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  98 %, щоб утворився розчин із масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  20 %?

88. Виведіть формулу кристалогідрату натрій сульфату, якщо масова частка Сульфуру в кристалогідраті становить 9,94 %.

89. На підприємстві із  $1000 \text{ м}^3$  сульфур(IV) оксиду (н. у.) вироблено 2352 л концентрованої сульфатної кислоти із масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  95 % і густиною  $1,835 \text{ г/см}^3$ . Обчисліть відносний вихід кислоти.

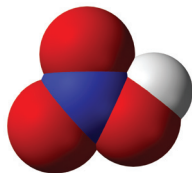
# 10

## Нітратна кислота. Нітрати

**Матеріал параграфа допоможе вам:**

- дізнатися про фізичні властивості нітратної кислоти;
- зіставити властивості концентрованої і розбавленої нітратної кислоти;
- розширити свої знання про нітрати;
- з'ясувати сфери використання нітратної кислоти та її солей.

**Нітратна кислота.** Нітратна, або азотна, кислота  $\text{HNO}_3$  — одна із найважливіших



**Мал. 49.**  
Масштабна  
модель  
молекули  $\text{HNO}_3$

### Цікаво знати

Нітратну кислоту добували і використовували ще алхіміки у XVII ст.

кислот (мал. 49). Ступінь окиснення Нітрогену в ній становить  $+5$  і є найвищим для цього елемента.

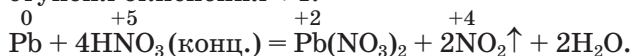
**Фізичні властивості.** Чиста нітратна кислота за звичайних умов — безбарвна рідина з неприємним запахом, важча за воду ( $\rho = 1,513 \text{ г/см}^3$ ). Вона є леткою; температура кипіння нітратної кислоти за нормального тиску становить  $+83^\circ\text{C}$ . Сполука змішується з водою в будь-яких співвідношеннях, утворюючи розчин.

**Хімічні властивості.** Нітратна кислота належить до сильних кислот. У розбавлених розчинах вона майже повністю дисоціює на йони:



**Реакції з металами.** Нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами, за винятком найпасивніших — золота, платини. Під час цих реакцій *водень не виділяється*. Причина полягає в тому, що атом Нітрогену в ступені окиснення  $+5$ , який міститься в молекулі  $\text{HNO}_3$ , виявляє більшу здатність приєднувати електрони, ніж атом Гідрогену в ступені окиснення  $+1$ . Отже, окисником у нітратній кислоті є Нітроген, а не Гідроген.

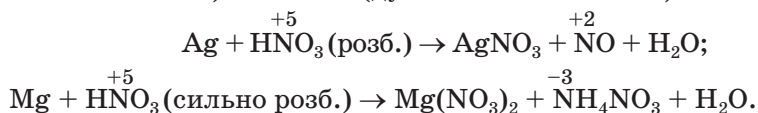
Відновлення кислоти  $\text{HNO}_3$  може відбуватися до оксидів  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ , азоту  $\text{N}_2$  і амоній нітрату<sup>1</sup>  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Якщо реагентом є концентрований розчин кислоти, то Нітроген незалежно від активності металу відновлюється до ступеня окиснення  $+4$ :



У розбавленому розчині кислота відновлюється як мінімум до нітроген(II) оксиду ( $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$ ). Чим активніший метал і чим

<sup>1</sup> Амоніак  $\text{NH}_3$  не утворюється, бо реагує з нітратною кислотою:  $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$ .

менша концентрація кислоти в розчині, тим істотніше знижується ступінь окиснення Нітрогену. Проілюструємо два крайні випадки реакціями зі сріблом (дуже пасивний метал) і магнієм (дуже активний метал):



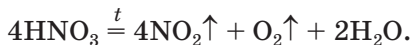
- Напишіть схеми окиснення, відновлення і доберіть коефіцієнти.

*Холодна концентрована нітратна кислота, як і концентрована сульфатна кислота, пасивує алюміній, залізо (с. 67, 156, 165), деякі інші метали.*

*Реакції зі складними речовинами.* Нітратна кислота реагує з основними та амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, багатьма солями. Серед продуктів усіх цих реакцій є солі нітратної кислоти — нітрати.

- Напишіть рівняння реакцій нітратної кислоти з магній оксидом, алюміній гідроксидом, кальцій карбонатом.

*Термічний розклад.* При нагріванні або освітленні концентрована нітратна кислота розкладається з утворенням нітроген(IV) оксиду (бурий газ), завдяки якому набуває жовтого забарвлення (мал. 50) і неприємного запаху:



Можна було б чекати, що продуктами розкладу будуть вода і оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$ , від якого походить кислота. Однак нітроген(V) оксид нестійкий навіть за звичайних умов ( $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ ) і тому не утворюється.

Нітратна кислота є токсичною. Вона спричиняє опіки, пожовтіння шкіри.

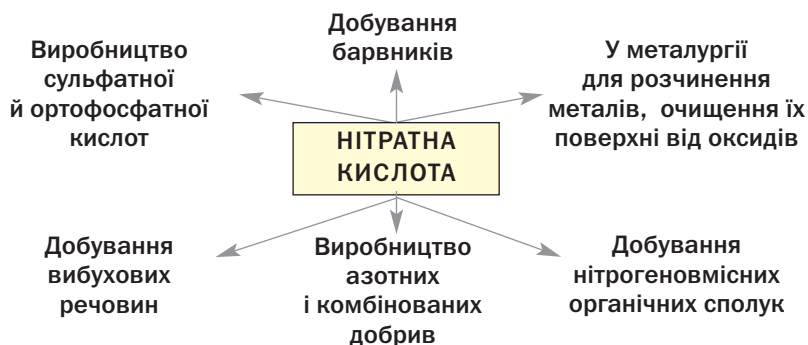


**Мал. 50.**  
Нітратна  
кислота

**Застосування.** Нітратну кислоту використовують у багатьох галузях (схема 5).

Схема 5

### Застосування нітратної кислоти



**Нітрати.** Нітратна кислота утворює солі — нітрати (мал. 51). Це кристалічні, розчинні у воді сполуки. При випарюванні їх розчинів у більшості випадків утворюються кристалогідрати.

Нітрати виявляють усі характерні властивості солей. Вони вступають у реакції обміну з лугами, іншими солями, деякими кислотами.



**Мал. 51.**  
Нітрати

- Напишіть рівняння реакцій магній нітрату з барій гідроксидом, амоній карбонатом, сульфатною кислотою. Укажіть, за яких умов відбувається кожна реакція.

Нітрати, як і нітратна кислота, розкладаються при нагріванні. Відомі три варіанти таких перетворень.

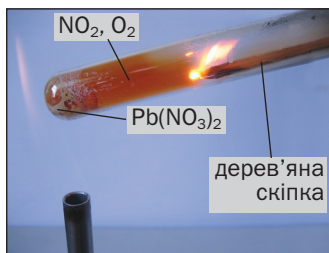
1. Солі лужних і лужноземельних елементів (крім Магнію) розкладаються на нітрити (солі нітритної кислоти  $\text{HNO}_2$ ) та кисень:



2. Нітрати більшості металічних елементів (ім відповідають метали в ряду активності від магнію до міді включно) розкладаються на оксиди цих елементів, нітроген(IV) оксид і кисень (мал. 52):



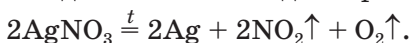
Ця реакція подібна до реакції розкладу нітратної кислоти (с. 73).



**Мал. 52.**  
Термічний  
розклад  
плюмбум(II)  
нітрату

► Які елементи у двох останніх реакціях змінюють ступені окиснення і як саме? Напишіть схеми окиснення і відновлення, складіть хімічні рівняння.

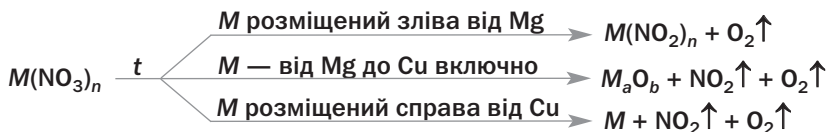
3. Солі Аргентуму і Меркурію розкладаються з утворенням відповідних металів (оксиди цих елементів недостатньо стійкі до нагрівання):



Варіанти термічного розкладу нітратів узагальнює схема 6.

*Схема 6*

#### Термічний розклад нітратів



Деякі нітрати широко використовують на практиці. Солі  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  є азотними добривами, а  $\text{KNO}_3$  — комбінованим, азотно-калійним добривом. Нітрати Калію, Натрію й амонію застосовують у виробництві вибухових речовин, а Літію, Стронцію і Барію — як компоненти піротехнічних сумішей.

Нітратна кислота — безбарвна рідина з неприємним запахом, яка необмежено розчиняється у воді, а при нагріванні розкладається. Це сильна й летка кислота.

Нітратна кислота взаємодіє з металами. Під час цих реакцій водень не виділяється, а відбувається відновлення атомів Нітрогену, яке залежить від концентрації кислоти й активності металу.

Нітратна кислота вступає в реакції з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, а також солями з утворенням нітратів.

Солі нітратної кислоти — кристалічні речовини, розчинні у воді. Вони вступають у реакції обміну з лугами, іншими солями, деякими кислотами, розкладаються при нагріванні. Продукти термічного розкладу нітратів залежать від розміщення відповідних металів у ряду активності.

Нітратну кислоту та деякі її солі широко використовують у різних галузях.



90. Укажіть правильну відповідь.

Нітратній кислоті відповідає оксид:

а) NO;

в) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;

б) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>;

г) N<sub>2</sub>O.

91. Знайдіть відповідність між елементом і його функцією в реакції нітратної кислоти з металом:

1) Гідроген;

а) окисник;

2) Нітроген;

б) відновник;

3) Оксиген;

в) не змінює ступеня окиснення.

4) металічний елемент;

92. Складіть рівняння реакцій:

а)  $\text{HNO}_3 + \text{Li}_2\text{O} \rightarrow$

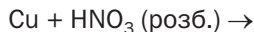
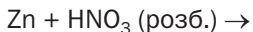
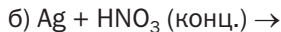
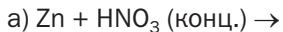
б)  $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$

$\text{HNO}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$

$\text{HNO}_3 + \text{ZnCO}_3 \rightarrow$



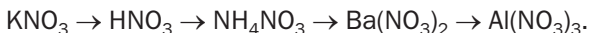
93. Дopiшiть схеми реакцiй i складiть вiдповiднi хiмiчнi рiвняння (коефiцiєнти доберiть методом електронного балансу):



94. Напишiть рiвняння реакцiй вуглецю з концентрованою нiтратною кислотою i фосфору з розбавленою нiтратною кислотою. (У другiй реакцiї бере участь вода.) Зважте на те, що Карбон i Фосфор зазнають максимального окиснення, Нiтроген у першiй реакцiї знижує ступiнь окиснення до +4, а в другiй — до +2.

95. Складiть схеми реакцiй термiчного розкладу нiтратiв Лiтiю, Алюмiнiю, Меркурiю(II) i перетворiть їх на хiмiчнi рiвняння.

96. Напишiть рiвняння реакцiй, за допомогою яких можна здiйснити такi перетворення:



97. До порцiї кальцiй гiдроксиду масою 3,7 г добавили 8,4 г нiтратної кислоти. Яка сполука прореагувала неповнiстю? Обчислiть масу її залишку.

98. У результатi взаємодiї 5,3 г натрiй карбонату з достатньою кiлькiстю нiтратної кислоти добуто 8,1 г натрiй нiтрату. Визначте вiдносний вихiд цього продукту реакцiї.

99. Яку масу води необхідно добавити до 20 г розчину з масовою часткою нiтратної кислоти 60 %, щоб виготовити розчин iз масовою часткою кислоти 10 %?

100. Обчислiть сумарний об'єм газiв (у перерахунку на нормальнi умови), якi видiляються пiд час повного термiчного розкладу 7,4 г магнiй нiтрату.

101. При прожарюваннi 12,1 г кристалогiдрату купрум(II) нiтрату утворилося 4 г купрум(II) оксиду. Виведiть формулу кристалогiдрату.

102. Калiй нiтрат при нагрiваннi втратив 10 % своєї маси. Якi речовини мiстяться у твердому залишку пiсля реакцiї? Обчислiть їх масовi частки.