

П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХІМІЯ

Підручник 10 клас

для загальноосвітніх
навчальних закладів

10



Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України



Київ
Видавничий центр «Академія»
2010

ББК 24. 1я 721
П57

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*

Відповідальні за підготовку підручника до видання:

головний спеціаліст МОН України *С. С. Фіцайло;*

начальник відділу Інституту інноваційних технологій
і змісту освіти *О. А. Дубовик*

ISBN 978-966-580-330-0

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2010
© ВЦ «Академія», оригінал-макет, 2010

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 проведитимете 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 досліді, 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

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 CaF_2



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



халькозин Cu_2S

Мал. 1.
Мінерали

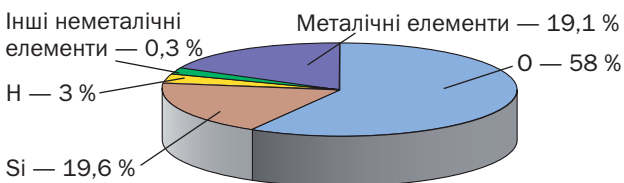
У живих організмах переважають органічні речовини і вода, а це — також сполуки неметалічних елементів.

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



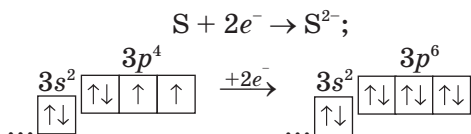
Атоми і йони. За електронною будовою зовнішнього енергетичного рівня атомів більшість неметалічних елементів є *p*-елементами, а Гідроген і Гелій — *s*-елементами (табл. 1).

Таблиця 1

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

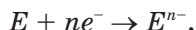
Періоди	Групи					
	III	IV	V	VI	VII	VIII
1					(₁ H) $1s^1$ 2,1	₂ He $1s^2$
2	₅ B $\dots 2s^2 2p^1$ 2,0	₆ C $\dots 2s^2 2p^2$ 2,5	₇ N $\dots 2s^2 2p^3$ 3,0	₈ O $\dots 2s^2 2p^4$ 3,5	₉ F $\dots 2s^2 2p^5$ 4,0	₁₀ Ne $\dots 2s^2 2p^6$
3		₁₄ Si $\dots 3s^2 3p^2$ 1,8	₁₅ P $\dots 3s^2 3p^3$ 2,1	₁₆ S $\dots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

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 — аніони¹. 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

¹ 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 Н : Н) або зміщеними в бік одного з них (Н :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) O_2 , H_2O і OF_2 ; б) H_2 , H_2S і PH_3 .

Здатність атомів неметалічних елементів приєднувати електрони або зміщувати їх у свій бік зростає у періоді зліва направо, а в групі — знизу догори¹. Тому найтипівіший неметалічний елемент перебуває у правому верхньому куті періодичної системи. Це — Флуор.

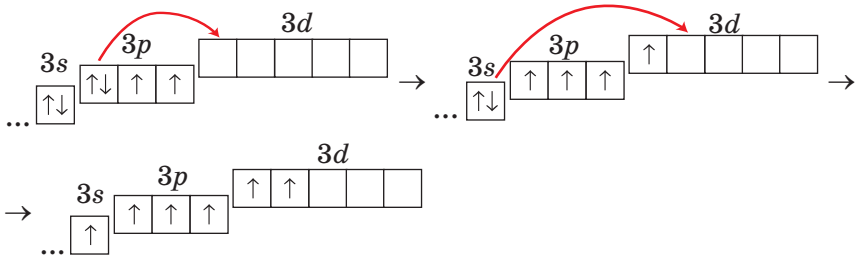
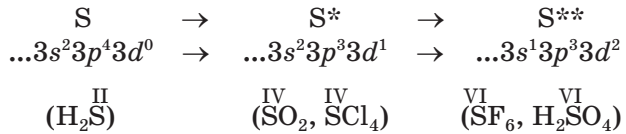
Валентність. Значення валентності хімічного елемента визначається кількістю спільних електронних пар, які утворює його атом з іншими атомами. Вам відомо, що валентні можливості елемента можна передбачити за кількістю неспарених електронів в атомі. Наприклад, в атомі Оксигену — два неспарені електрони,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

За наявності вакантних орбіталей зовнішнього енергетичного рівня атоми можуть

¹ 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 електронегативність. 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.

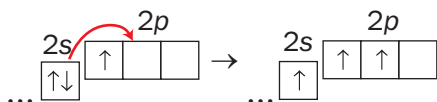
Значення валентності неметалічного елемента визначається кількістю неспарених електронів у його атомі, що взяли участь в утворенні ковалентних зв'язків з іншими атомами.

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: LiCl , HCl , NaN , Na_2S , MgO , CO , NF_3 , CaF_2 ?

- Визначте ступені окиснення галогенів у таких сполуках: Cl_2O , I_2O_5 , IF_7 , CBr_4 , KBrO_3 , HClO_4 , AlBr_3 .
- Зіставте значення валентності й ступеня окиснення кожного елемента: а) у водні; б) у кисні; в) в азоті; г) у гідроген пероксиді H_2O_2 .
- Укажіть, який зі зв'язків найбільш полярний, а який — найменш полярний: C-H , S-Cl , P-F , 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 параграфу допоможе вам:

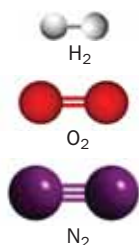
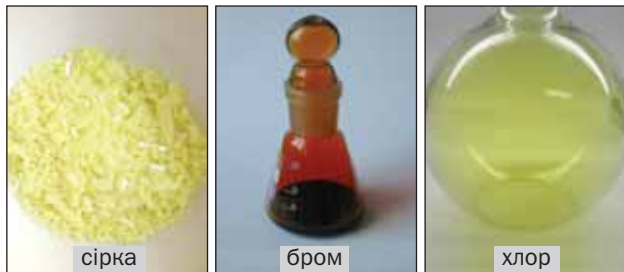
- розширити свої уявлення про будову неметалів;
- дізнатися про явище алотропії та його причини;
- пригадати деякі властивості неметалів;
- з'ясувати сфери застосування неметалів.

H_2
 F_2
 Cl_2
 Br_2
 I_2
 O_2
 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



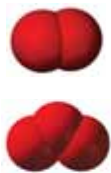
Мал. 4.
Кулестержневі моделі деяких молекул

Решта неметалів — молекулярні речовини. Вам відомо, що існують неметали, які складаються із двохатомних молекул. (Назвіть ці речовини.) Більшу кількість атомів містять молекули озону O_3 , білого фосфору P_4 , сірки S_8 . У 1985 р. учені відкрили просту речовину Карбону із 60 атомами в молекулі — 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 алотропією¹.

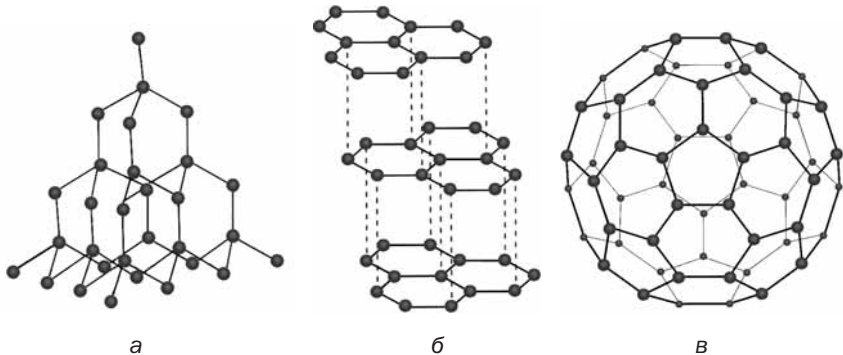


Мал. 5.
Масштабні моделі молекул O_2 і O_3

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 O_2 і озон O_3 (мал. 5). Озон має запах, є отруйним; його температури плавлення і кипіння вищі, ніж кисню. Він виявляє значно більшу хімічну активність.

¹ 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

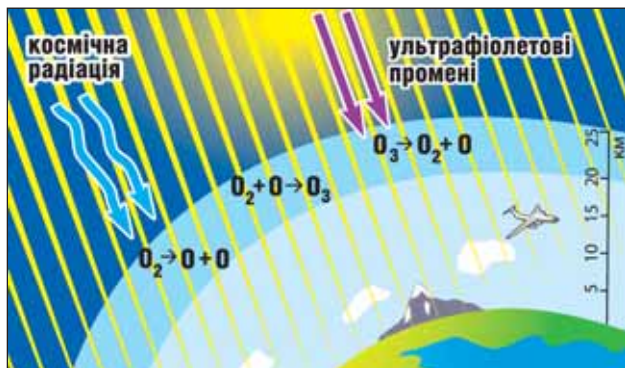
містить також невеликі кількості інертних газів, серед яких найбільше аргону. У верхніх шарах атмосфери переважають найлегші гази — водень і гелій.

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)¹:



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

¹ 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.

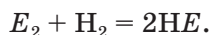
роль окисника. Найактивнішими окисниками є прості речовини найбільш електронегативних елементів — фтор, кисень, озон, хлор.

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:



Фтор реагує з воднем із вибухом, хлор — із таким самим ефектом, але при освітленні (у темряві хлор і водень не взаємодіють). Реакції бромю 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.

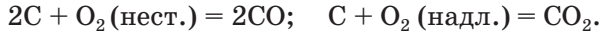
Чимало неметалів здатні горіти у кисні (або на повітрі). Продуктами таких реакцій є оксиди. Якщо неметалічний елемент має змінну

Цікаво знати

Бор і силіцій не взаємодіють із воднем.

Проте сполуки відповідних елементів із Гідрогеном відомі.

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?
- Усі галогени забарвлені.
 - Галогени входять до складу сполук, загальна назва яких — галогеніди.
 - Галогени є активними неметалами.
 - 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) $\text{P}_4 + \dots \xrightarrow{t, p} \text{PH}_3;$ |
| $\dots + \text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si};$ | $\text{V} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots;$ |
| $\text{N}_2 + \text{Al} \xrightarrow{t} \dots;$ | $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}.$ |
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 — CO і H₂ чи CH₄ і O₂? Відповідь обгрунтуйте, 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

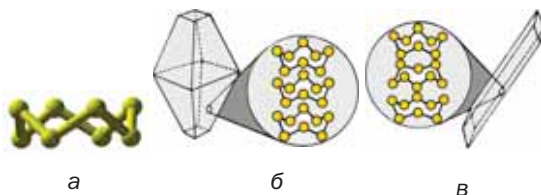
Прості речовини Сульфору і Фосфору

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 $50\text{ }^\circ\text{C}$ 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 P₄



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 склалися з бертолетової солі, сірки і клею. Такий сірник загорявся, якщо ним чиркали по наждачному паперу. Проте ймовірність вибухів та опіків усе ж існувала.

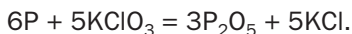
У 1831 р. француз Ш. Сорія, а через рік німець Й. Каммерер добавили до суміші бертолетової солі із сіркою білий фосфор. Тепер, щоб запалити сірник, було достатньо провести ним по будь-якій поверхні (наприклад, дерев'яній). Вибухів уже не траплялося. Однак нові сірники мали інші недоліки: вони містили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

Безпечні сірники (мал. 13) було винайдено в 1855 р. у Швеції (тому їх назвали 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 неутруйний 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 загорялася 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 аморфним¹ вуглицем).

¹ 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*¹. 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 досліду з виявлення поглинальної здатності активованого вугілля

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

3 Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном

Матеріал параграфу допоможе вам:

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

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

Скласти формулу сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном досить легко. Щоб з'ясувати значення валентності елемента в такій сполуці, потрібно від числа 8 відняти номер групи періодичної системи, в якій міститься елемент¹.

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

Таблиця 2

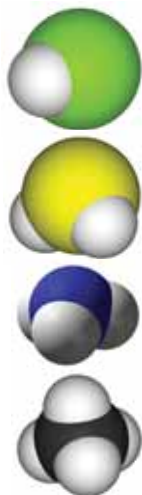
Формули сполук неметалічних елементів із Гідрогеном² у клітинках періодичної системи

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

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

² Для Карбону існує багато сполук із Гідрогеном; 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 PH_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,
H₂O і NH₃

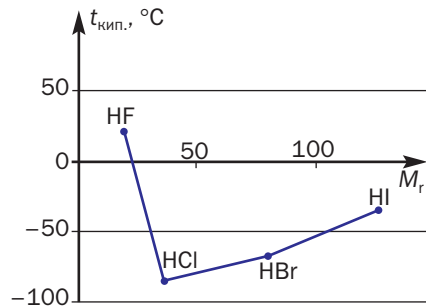
Полярними є молекули HF, H₂O, NH₃ (мал. 18) та деякі інші.

► Доведіть, що молекула води полярна.

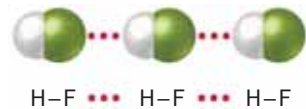
Фізичні властивості. Більшість сполук неметалічних елементів із Гідрогеном за звичайних умов є газами, а гідроген фторид HF (за температури нижче 19,5 °С) і вода — рідинами. Усі ці сполуки безбарвні; чимало їх можна виявити за характерним запахом — неприємним, іноді різким.

Температури плавлення і кипіння сполук із Гідрогеном неметалічних елементів кожної групи періодичної системи зростають зі збільшенням відносних молекулярних мас¹. 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-

¹ Вам відома аналогічна залежність для алканів C_nH_{2n+2}.

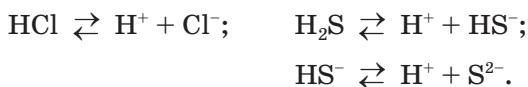
Цікаво знати

Більшість сполук неметалічних елементів з Гідроеном отруйні.

клад, в 1 л води за нормального тиску розчиняється 534 л газу бромоводню HBr (за $25\text{ }^\circ\text{C}$) або 702 л газу амоніаку NH_3 (за $20\text{ }^\circ\text{C}$). Це пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами води і галогеноводню або амоніаку, а також дисоціацією молекул HBr у водному розчині.

Метан дуже слабо розчиняється у воді через неполярність молекул CH_4 , неможливість утворення ними водневих зв'язків і нездатність до дисоціації.

Розчини сполук галогенів із Гідроеном і Сульфуром¹ 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:



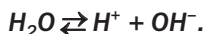
Водні розчини HCl , HBr і HI поведуться як сильні одноосновні кислоти, HF — як кислота середньої сили, а H_2S — як слабка двоосновна кислота.

► Яку назву має розчин кожної сполуки?

Метан CH_4 інертний щодо води (за звичайних умов).

Водний розчин амоніаку 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 H^+ і OH^- :



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

¹ 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 Сульфур 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 параграфу 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, 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 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 %.

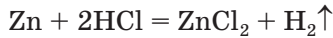
► Поясніть, чому і як молекула HCl розпадається на йони у водному розчині.

Цікаво знати

Невелика кількість хлоридної кислоти є в шлунковому соку.

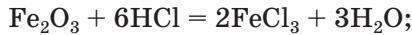
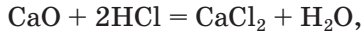
Хімічні властивості. Хлоридна кислота, як і інші кислоти, реагує:

- з металами з виділенням водню

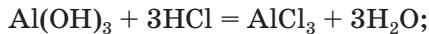
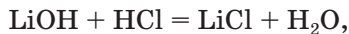


(метали, розміщені в ряду активності справа від водню, із хлоридною кислотою не взаємодіють);

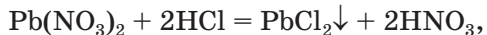
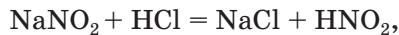
- з основними й амфотерними оксидами



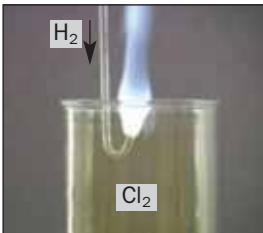
- з основами й амфотерними гідроксидами



- із більшістю солей

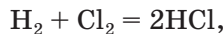


- Для трьох останніх реакцій складіть йонно-молекулярні рівняння.



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)



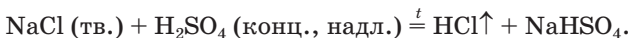
а в лабораторії — за реакцією обміну між твердою сіллю (натрій хлоридом) і концентрованою сульфатною кислотою:



Таким способом раніше добували хлороводень і в промисловості.

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

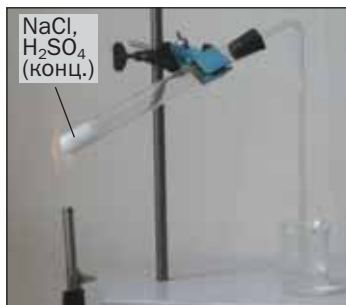
¹ У разі надлишку сульфатної кислоти утворюється так звана кисла сіль:



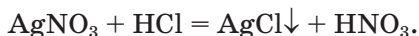
Хлороводень розчиняють у воді й отримують хлоридну кислоту.

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.

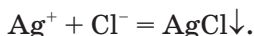
Мал. 23.
Добування
гідроген
хлориду
і хлоридної
кислоти
в лабораторії



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 PbCl_2 має незначну розчинність. Аргентум хлорид AgCl практично не розчиняється у воді; цю властивість сполуки використовують для виявлення йонів Cl^- у розчині. Якщо розчин містить хлорид-іони, то при добавлянні до нього розчину солі Аргентуму, наприклад 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

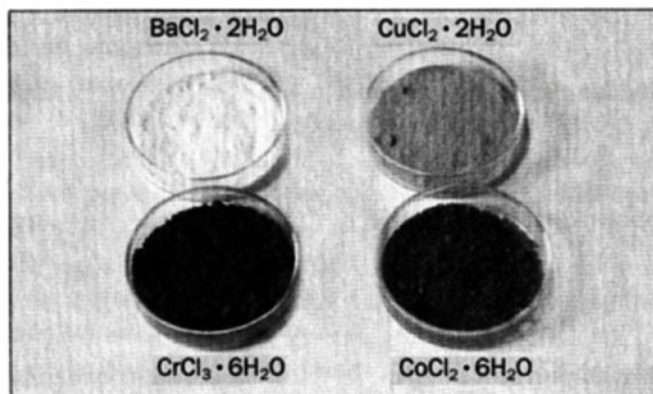
В одну пробірку налийте 1—2 мл розчину натрій хлориду, в іншу — стільки ж розбавленої хлоридної кислоти. В обидві пробірки додайте по 1—2 краплі розчину аргентум нітрату. Що відбувається? Яка сполука випала в осад? Який колір і характер осаду?

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 °С) набагато вища, ніж хлороводню (-114 °С)?
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.

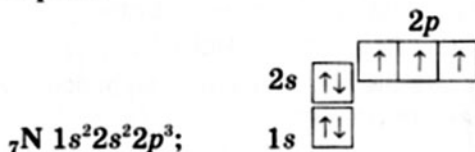
5 Амоніак

Матеріал параграфа допоможе вам:

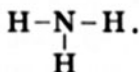
- скласти уявлення про будову молекули амоніаку;
- зрозуміти, як утворюється катіон NH_4^+ ;
- з'ясувати властивості водного розчину амоніаку;
- дізнатися про методи добування амоніаку і сфери його використання.

Амоніак 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.

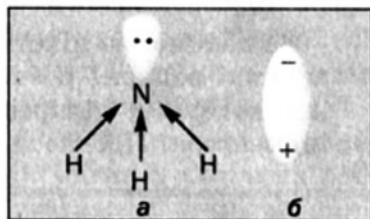
Оскільки три p -орбіталі направлені вздовж осей координат — x , y і z , то молекула NH_3 має форму трикутної піраміди (мал. 25). На її вершині перебуває атом Нітрогену, а в кутах основи (правильного трикутника) — атоми Гідрогену.

Зв'язки 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 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 NH_4^+

У водному розчині амоніаку містяться йони 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

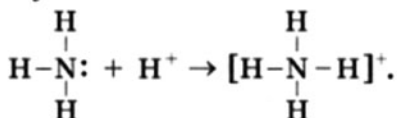
$\overset{\delta-}{\text{N}}\text{H}_3 \cdots \overset{\delta+}{\text{O}}\text{H}_2$. Частина таких зв'язків сприяє відокремленню катіонів H^+ від молекул води, тобто дисоціації цих молекул: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Катіони Гідрогену відразу сполучаються з молекулами амоніаку з утворенням *йонів амонію* (мал. 27)



а аніони OH^- залишаються в розчині, створюючи в ньому лужне середовище.

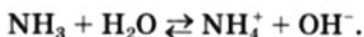
Пояснимо, чому йон H^+ приєднується до молекули NH_3 . Йон H^+ не має електронів; $1s$ -орбіталь у ньому вакантна. При контакті частинок H^+ і NH_3 у цю орбіталь переходить

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.

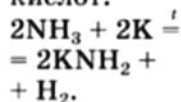
У хімічних реакціях розчин амоніаку поводить себе як сильно розбавлений розчин лугу. Тому його іноді називають розчином амонійної основи. Виділити цю основу не вдається; вона повністю розкладається на амоніак і воду.

Формулу амонійної основи правильно записувати так: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Однак у хімічних рівняннях використовуватимемо іншу формулу — NH_4OH . Такий запис указує на схожість водного розчину амоніаку з розчинами лугів за хімічними властивостями. Крім формули NH_4OH 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:



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

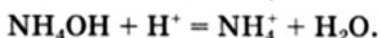
Взаємодія водного розчину амоніаку з кислотою

У пробірку налийте 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:



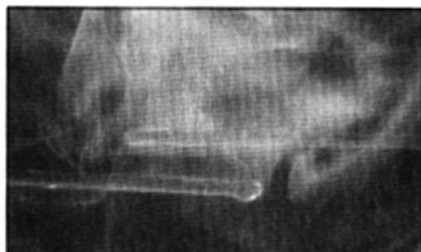
Перетворимо молекулярне рівняння на йонно-молекулярне, враховуючи, що амонійна основа є слабкою (кількість йонів NH_4^+ і OH^- у розчині незначна), а амоній хлорид — розчинною у воді йонною сполукою:



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):

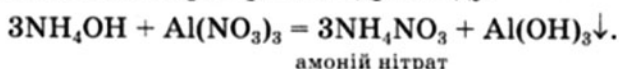


Такий самий ефект можна спостерігати, якщо поставити склянки із вказаними розчинами поряд.



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:

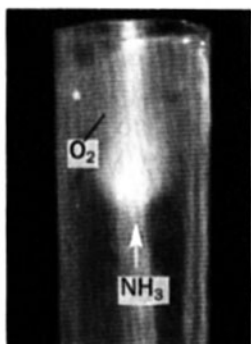


ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

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

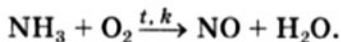


Мал. 30.
Добування
амоніаку
в лабораторії

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 луку 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 синтезом¹ амоніаку.

¹ Термін походить від грецького слова synthesis — сполучення.

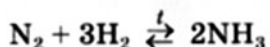
Азот для виробництва амоніаку добувають із повітря, яке спочатку сильно охолоджують до перетворення на рідину, а потім поступово підвищують температуру. Азот починає виділятися із рідкого повітря раніше за кисень, оскільки має нижчу температуру кипіння.

Водень добувають взаємодією природного газу з водяною парою:



Мал. 31.
Завод
із виробництва амоніаку

Азот і водень очищають і осушують. Співвідношення об'ємів цих газів у суміші, яка подається в колону 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 газів азот і водень повертають у технологічний процес, добавляючи 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 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.

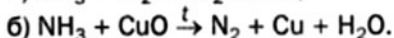
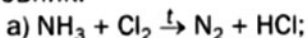
Амоніак широко використовують на практиці.

?

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:



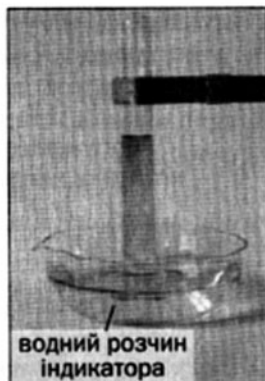
48. Обчисліть густину амоніаку за нормальних умов і його відносну густину за воднем.

49. Який об'єм амоніаку (н. у.) необхідно розчинити у 100 г води, щоб утворився розчин із масовою часткою NH_3 5%?

50. Обчисліть об'єм розчину амоніаку з масовою часткою 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

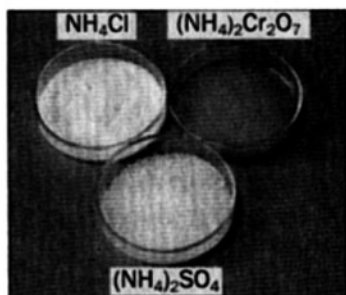
6 Солі амонію

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 NH_4^+ . Це кристалічні, розчинні у воді сполуки

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



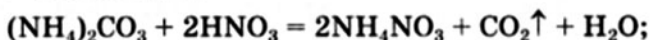
Більшість солей амонію безбарвні, а забарвлення деяких, наприклад амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, зумовлене аніонами (мал. 34).

Кілька солей амонію за слабого нагрівання плавиться (амоній нітрат NH_4NO_3 — за температури 170°C), а більшість — розкладається ще до плавлення.

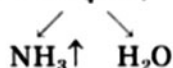
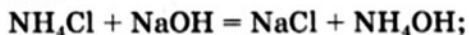
Мал. 34.
Солі амонію

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

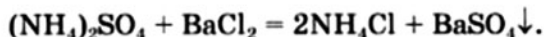
- з кислотами



- з лугами



- із солями



- Напишіть відповідні йонно-молекулярні рівняння.

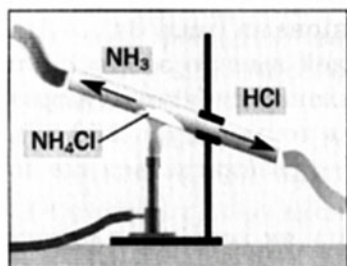
Реакції солей амонію з лугами використовують для добування амоніаку в лабораторії. Крім того, така реакція є *якісною на йони амонію*: амоніак, що виділяється, легко виявити за запахом (самі солі — хлорид, сульфат чи нітрат амонію — запаху не мають).

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

Якісна реакція на йони амонію

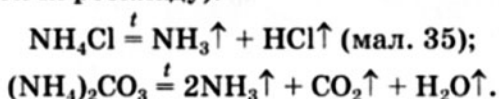
У пробірку налийте трохи води і розчиніть у ній невелику порцію солі амонію (хлориду, сульфату або нітрату). Додайте до виготовленого розчину 1—2 мл розчину лугу. Чи з'являється характерний запах амоніаку?

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

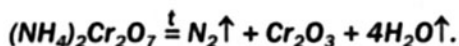


Мал. 35.
Розклад
амоній
хлориду

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

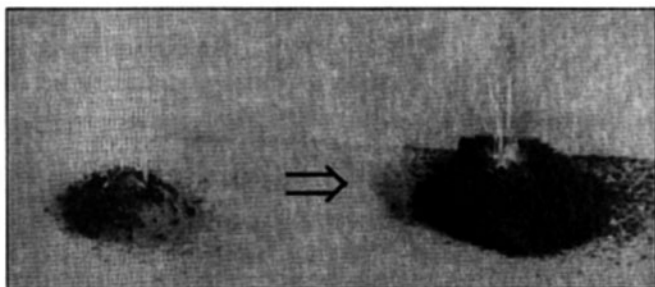


Розклад амоній дихромату є окисно-відновною реакцією:



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 NH_4NO_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 NH_4Cl 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 слабкого нагрівання повністю розкладається з утворенням лише газуватих речовин.

ВИСНОВКИ

Солі амонію містять складні катіони NH_4^+ . Це кристалічні речовини, розчинні у воді. Майже всі вони безбарвні, а забарвлення деяких сполук зумовлене аніонами.

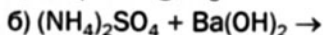
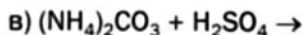
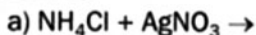
Солі амонію вступають у реакції обміну з кислотами, лугами, іншими солями, а при нагріванні розкладаються.

Деякі солі амонію набули практичного використання.

?

53. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації амоній нітрату й амоній сульфід.

54. Складіть хімічні рівняння (у молекулярній та йонно-молекулярній формах):



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



56. Як експериментально розрізнити розчини:

а) калій сульфату і амоній сульфату;

б) амоній сульфату і амоній нітрату?

57. Напишіть по одному рівнянню реакцій, у результаті яких утворюється амоній бромід, якщо реагентами є:

а) основа і кислота;

в) дві солі.

б) основа і сіль;

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 броміду 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;
- визначити, чи повністю реагент вступить 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 здійснюються 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 η (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 кількості речовини, маса чи об'єм речовини A ; $n_{\text{теор.}}$, $m_{\text{теор.}}$ і $V_{\text{теор.}}$ — кількості 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:

$$m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ г}$$

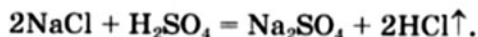
$$m_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = 21,9 \text{ г}$$

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

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:

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

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

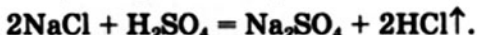
4. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

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

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

2-й спосіб

1. Записуємо рівняння реакції:

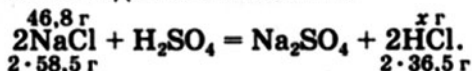


2. Обчислюємо масу гідроген хлориду, яка має утворитися із 46,8 г NaCl (за відсутності втрат).

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

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

Робимо підготовчий запис:



За хімічним рівнянням

із $2 \cdot 58,5$ г NaCl утворюється $2 \cdot 36,5$ г HCl,
із 46,8 г NaCl — — — x 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 NH_3 з відносним виходом $20 \%.$

Дано:

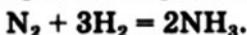
$$V(\text{NH}_3) = 5,6 \text{ м}^3$$

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

$$V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції:



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

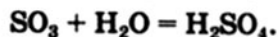
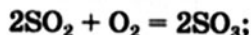
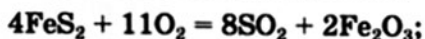
Згідно з рівнянням реакції,
 із кожних $3 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ утворюється $2 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$,
 $x \text{ м}^3 \text{ H}_2$ — $5,6 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$;
 $x = V(\text{H}_2, \text{прореаг.}) = \frac{3 \text{ м}^3 \cdot 5,6 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = 8,4 \text{ м}^3$.

3. Розраховуємо об'єм водню, який містився в суміші з азотом.
 Оскільки відносний вихід амоніаку становив 20% , то прореагувало 20% узятого водню. Звідси

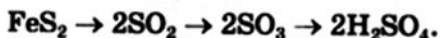
$8,4 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ становлять 20% ,
 $x \text{ м}^3 \text{ H}_2$ — 100% ;
 $x = V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = \frac{8,4 \text{ м}^3 \cdot 100\%}{20\%} = 42 \text{ м}^3$.

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

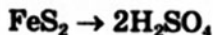
Деякі технологічні процеси є багатостадійними. Так, виробництво сульфатної кислоти складається із трьох стадій. Якщо сировиною є пірит, то відбуваються такі реакції:



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 FeS_2 має утворитися 2 моль SO_2 , потім — 2 моль SO_3 і після третьої стадії — 2 моль H_2SO_4 :



Якщо потрібно з'ясувати, скільки кислоти може утворитися із певної маси піриту, то обчислення простіше здійснити за одну математичну дію, використавши стехіометричну¹ схему



¹ Слово походить від грецьких слів stoicheion — основа і metreo — 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

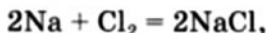
1. З'ясуємо, чи повністю вступить у реакцію кожна речовина.

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:

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

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:

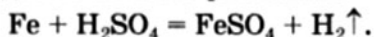
$$m(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ г}$$

надл. H_2SO_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 H_2SO_4 утворюється 152 г FeSO_4 ,
а за умовою задачі

із x г H_2SO_4 — 20 г 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:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ заг.}) = m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) + \\ + 0,1 m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) = \\ = 12,9 \text{ г} + 0,1 \cdot 12,9 \text{ г} = 14,19 \text{ г.}$$

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 NO_2 об'ємом 4 л утворився оксид 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 параграфу 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 ₂	N NO, NO ₂	
3	Si SiO ₂	P P ₂ O ₅	S SO ₂ , SO ₃

Оксиди CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , 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.

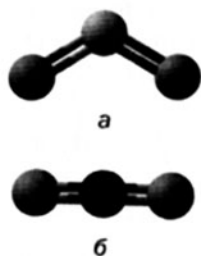
► Дайте хімічні назви вищим оксидам Карбону, Фосфору і Сульфуру.

Деякі оксиди мають ще й тривіальні назви. Серед них — сполуки із формулами CO (чадний газ), CO_2 (вуглекислий газ), 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.

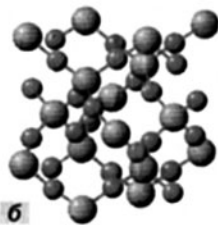
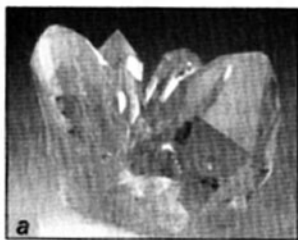
► Доведіть, що молекула SO_2 полярна, а CO_2 — неполярна. Скористайтеся моделями молекул, наведеними на малюнку 37.

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



Мал. 37.
Кулестержневі моделі молекул SO_2 (а) і CO_2 (б)

Мал. 38.
Мінерал кварц SiO_2 (а) і модель будови його кристала (б)



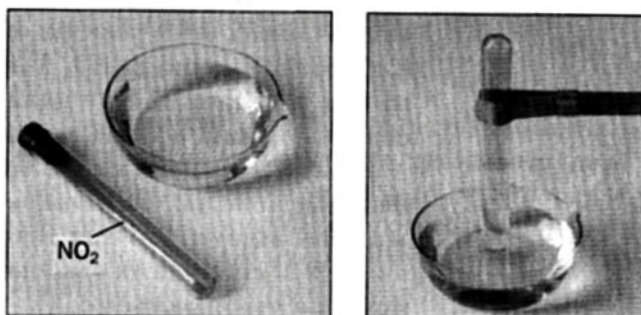
Фізичні властивості. Оксиди неметалічних елементів за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах. Так, сполуки SO_2 ,

NO_2 , NO , CO_2 , CO є газами (перші два мають характерні запахи), N_2O_4 — рідина, а оксиди P_2O_5 , SiO_2 — тверді речовини.

Цікавий факт пов'язаний з існуванням двох оксидів Нітрогену(IV). Один оксид має формулу NO_2 (бурий газ), другий — N_2O_4 (безбарвна рідина або біла тверда речовина). При охолодженні сполука NO_2 перетворюється на N_2O_4 , а при нагріванні відбувається зворотна реакція.

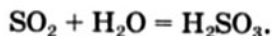
Сполуки SO_2 , SO_3 , NO_2 , CO_2 , P_2O_5 і багато інших оксидів неметалічних елементів розчиняються у воді (мал. 39), взаємодіючи з нею і перетворюючись на кислоти.

Мал. 39.
Розчинення
кислотного
оксиду
у воді

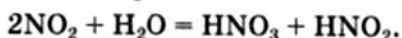


Хімічні властивості. Майже всі оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів. Оксиди H_2O , CO , N_2O і NO є несолеутворюючими. Вони не реагують із лугами і кислотами з утворенням солей.

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



Оксид 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 HNO_3), а решта знижує його від +4 до +3 (у сполуці 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 SiO_2 не взаємодіє з водою, а P_2O_5 активно вступає в реакцію з нею; кислота H_2SiO_3 є дуже слабкою, а H_3PO_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 SO_2 з водою є оборотною, а оксид SO_3 взаємодіє з нею повністю; кислота H_2SO_3 належить до кислот середньої сили, а H_2SO_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 мармуру, 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:

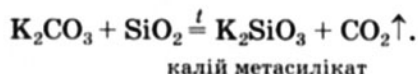


Інші реакції. Деякі оксиди можуть взаємодіяти з киснем або розкладатися з утворенням інших оксидів:



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

Оксид SiO_2 , будучи нелетким, при нагріванні реагує із солями, утвореними леткими кислотними оксидами:



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 CO_2 (іноді — з домішкою чадного газу CO), а продуктом горіння сірки — сірчистий газ SO_2 (із домішкою оксиду SO_3). Взаємодія азоту і кисню, яка відбувається за дуже високої температури, приводить до утворення нітроген(II) оксиду 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. Додавання 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)



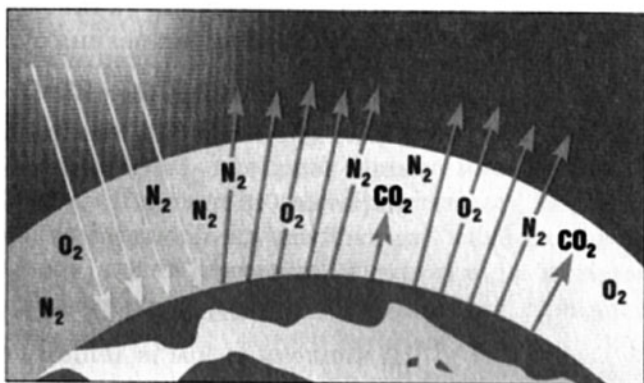
Пісок, який складається переважно із силіцій(IV) оксиду, застосовують у будівництві, для виробництва скла, бетону.

Оксиди NO і NO_2 є проміжними продуктами у виробництві нітратної кислоти, а SO_2 — сульфатної. Карбон(II) оксид CO входить до складу горючих газових сумішей і слугує вихідною речовиною для синтезу метанолу. Із фосфор(V) оксиду P_2O_5 виробляють частину ортофосфатної кислоти H_3PO_4 .

Оксиди неметалічних елементів і доквілля. 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 промені¹ і, незважаючи на малий вміст в атмосфері ($\varphi(\text{CO}_2) \approx 0,04\%$), 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.

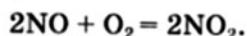


Мал. 42.
Плакат про можливе глобальне потепління

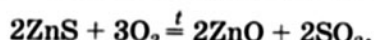
Кислотні опади. Оксиди Нітрогену і Сульфуру є одними з основних забрудників

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

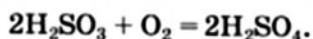
повітря. За високої температури, яка досягається під час горіння палива і пального, азот починає взаємодіяти з киснем. Нітроген(II) оксид, що утворюється, реагує з киснем за звичайних умов:



Сульфур(IV) оксид потрапляє в повітря при спалюванні вугілля¹, а також із газовими викидами під час випалювання сульфідних руд:



Оксиди NO_2 і SO_2 взаємодіють з атмосферною вологою. Продуктами цих реакцій є нітратна, нітритна і сульфитна кислоти, а сульфитна 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 NO , NO_2 і SO_2 беруть участь в утворенні смогу над великими містами і промисловими центрами.



Мал. 43.
Наслідки
кислотних
опадів

¹ 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 сульфїту 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 м³ 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 H_2O , CO , N_2O і NO є несолетворними.

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

Оксиди неметалічних елементів широко використовують на практиці.

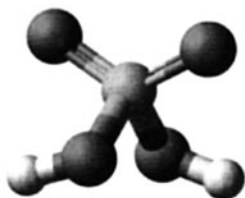


69. Напишіть по одній формулі оксидів неметалічних елементів різного складу.
70. Яких значень можуть набувати індекси у загальній формулі оксидів?
71. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | | |
|--|--|--|
| а) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ | б) $\text{CO}_2 + \text{MgO} \rightarrow$ | 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 Сульфору 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 CO . За який час у гаражі 4 м × 5 м × 3 м вміст чадного газу в повітрі досягне 0,03 мг/л?
78. На спалювання 3,8 г суміші метану і чадного газу витрачено 10,4 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 раз менша за відносну молекулярну масу іншого оксиду. Виведіть формули оксидів.

9 Сульфатна кислота. Сульфати

Матеріал параграфа допоможе вам:

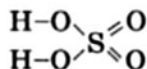
- дізнатися про фізичні властивості сульфатної кислоти;
- зіставити хімічні властивості концентрованої і розбавленої сульфатної кислоти;
- розширити свої знання про сульфати;
- з'ясувати сфери використання сульфатної кислоти та її солей.



Мал. 44.
Кулестержнева
модель молекули
сульфатної кислоти

Сульфатна кислота. Сульфатна, або сірчана, кислота є в кожному шкільному хімічному кабінеті. Вам добре відома її формула — H_2SO_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.

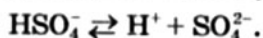
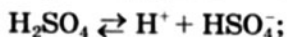
Фізичні властивості. За звичайних умов чиста сульфатна кислота — безбарвна оліїста рідина без запаху, майже удвічі важча за воду ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$). Температура плавлення сполуки становить $+10,3 \text{ }^\circ\text{C}$, а кипіння $+280 \text{ }^\circ\text{C}$. Під час кипіння кислота починає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

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

Цікаво знати
Сульфатну
кислоту
раніше
називали
купоросним
маслом.

виготовити її розбавлений розчин, кислоти 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:

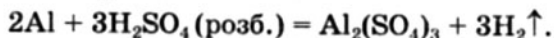


Проте у йонно-молекулярних рівняннях сульфатну кислоту записують такою сукупністю йонів: $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

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.

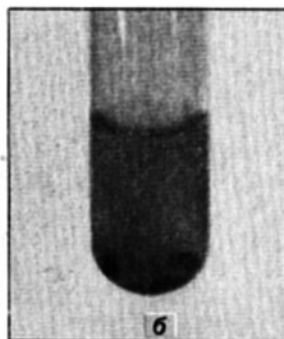
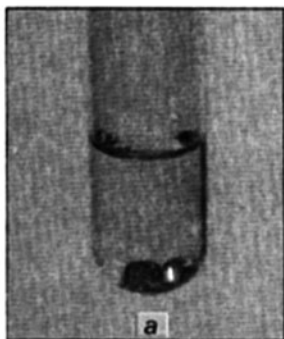
Якщо з металом взаємодіє розбавлена сульфатна кислота, то відновлюється Гідроген. Продукти реакції — сульфат металічного елемента і водень:



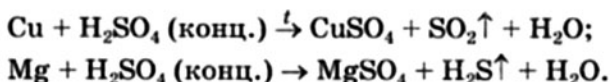
Нагадуємо, що «витіснити» водень із кислот здатні метали, розміщені в ряду активності перед ним. Із розбавленою сульфатною кислотою не реагують мідь (мал. 45, а), ртуть, золото, платина, інші хімічно пасивні метали.

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



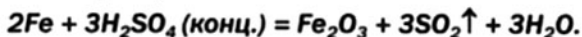
ший метал, тим сильніше відновлюється Сульфур. Малоактивні метали відновлюють кислоту до SO_2^{+4} (мал. 45, б), а дуже активні — до H_2S^{-2} :



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

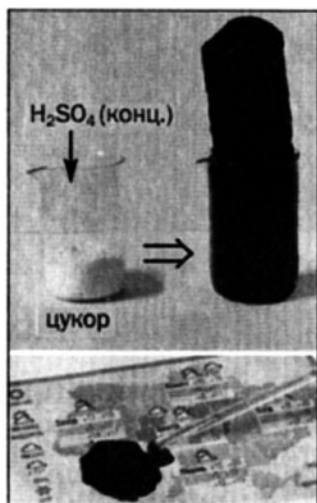
У разі участі в реакції металу середньої активності утворюється сірка або одночасно відбуваються дві реакції — з утворенням H_2S і S чи S та SO_2 .

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 поводитьься 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: Li_2O , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_3PO_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).

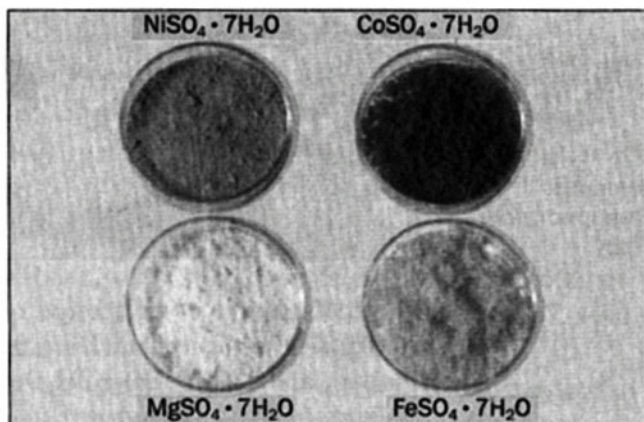
Схема 4

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 CaSO_4 і Ag_2SO_4 , а практично нерозчинними — BaSO_4 і PbSO_4 . Утворення осаду барій сульфату використовують як *якісну реакцію на йони SO_4^{2-}* .



Мал. 47.
Сульфати

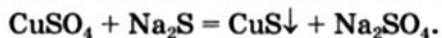
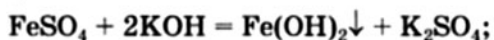
ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7 Якісна реакція на сульфат-іони

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

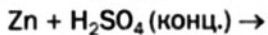
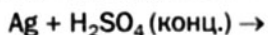
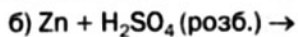
Сульфатна кислота H_2SO_4 — безбарвна олійста рідина без запаху, яка необмежено розчиняється у воді. Це сильна й нелетка двоосновна кислота. Вона реагує з металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, а також солями з утворенням сульфатів.

Сульфатну кислоту та її солі широко використовують у різних галузях.

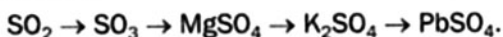
?

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 — H_2SO_4 чи H_2O — більше в концентрованій сульфатній кислоті з масовою часткою H_2SO_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 H_2SO_4 98 %, щоб утворився розчин із масовою часткою H_2SO_4 20 %?

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

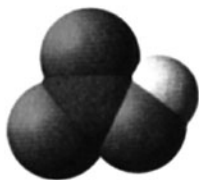
89. На підприємстві із 1000 м^3 сульфур(IV) оксиду (н. у.) вироблено 2352 л концентрованої сульфатної кислоти із масовою часткою H_2SO_4 95 % і густиною $1,835 \text{ г/см}^3$. Обчисліть відносний вихід кислоти.

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 HNO_3 — одна із найважливіших



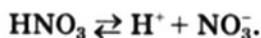
Мал. 49.
Масштабна
модель
молекули HNO_3

Цікаво знати
Нітратну
кислоту
добували
і вико-
ристовували
ще алхіміки
у XVII ст.

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

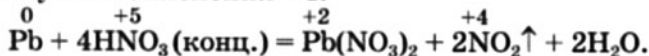
Фізичні властивості. Чиста нітратна кислота за звичайних умов — безбарвна рідина з неприємним запахом, важча за воду ($\rho = 1,513 \text{ г/см}^3$). Вона є леткою; температура кипіння нітратної кислоти за нормального тиску становить $+83 \text{ }^\circ\text{C}$. Сполука змішується з водою в будь-яких 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 HNO_3 , виявляє більшу здатність приєднувати електрони, ніж атом Гідрогену в ступені окиснення +1. Отже, окисником у нітратній кислоті є Нітроген, а не Гідроген.

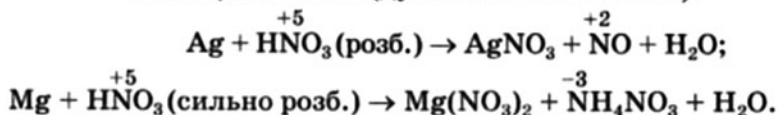
Відновлення кислоти HNO_3 може відбуватися до оксидів $\overset{+4}{\text{NO}_2}$, $\overset{+2}{\text{NO}}$, $\overset{+1}{\text{N}_2\text{O}}$, азоту $\overset{0}{\text{N}_2}$ і амоній нітрату¹ $\overset{-3}{\text{NH}_4}\overset{+5}{\text{NO}_3}$. Якщо реагентом є концентрований розчин кислоти, то Нітроген незалежно від активності металу відновлюється до ступеня окиснення +4:



У розбавленому розчині кислота відновлюється як мінімум до нітроген(II) оксиду ($\overset{+5}{\text{HNO}_3} \rightarrow \overset{+2}{\text{NO}}$). Чим активніший метал і чим

¹ Амоніак 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):



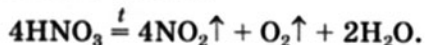
- ▶ Напишіть схеми окиснення, відновлення і доберіть коефіцієнти.

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 N_2O_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).

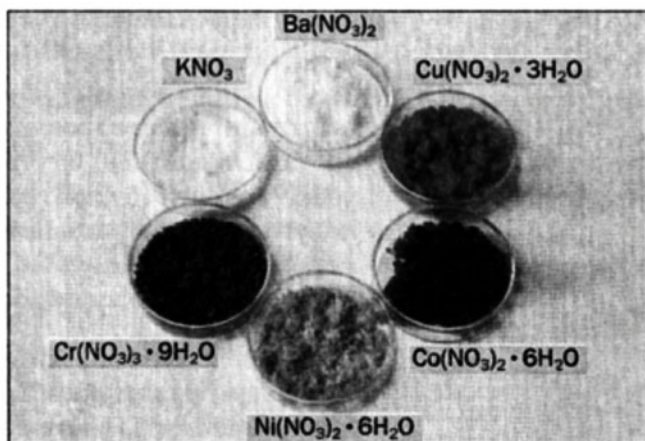
Схема 5

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.

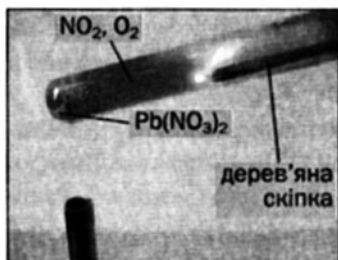
1. Солі лужних і лужноземельних елементів (крім Магнію) розкладаються на нітрити (солі нітритної кислоти HNO_2) та кисень:



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



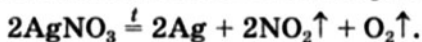
Ця реакція подібна до реакції розкладу нітратної кислоти (с. 73).



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.

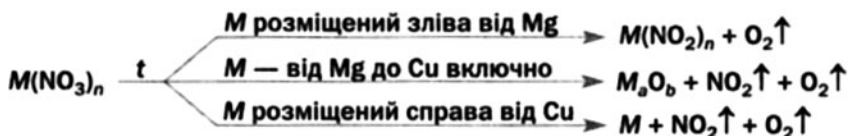
3. Солі Аргентуму і Меркурію розкладаються з утворенням відповідних металів (оксиди цих елементів недостатньо стійкі до нагрівання):



Варіанти термічного розкладу нітратів узагальнює схема 6.

Схема 6

Термічний розклад нітратів



Деякі нітрати широко використовують на практиці. Солі NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ і NH_4NO_3 є азотними добривами, а 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) N₂O₅;

б) N₂O₃;

г) N₂O.

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

1) Гідроген;

а) окисник;

2) Нітроген;

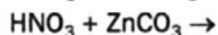
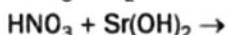
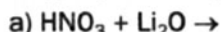
б) відновник;

3) Оксиген;

в) не змінює ступеня окиснення.

4) металічний елемент;

92. Складіть рівняння реакцій:



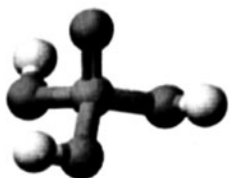
93. Допишіть схеми реакцій і складіть відповідні хімічні рівняння (коефіцієнти доберіть методом електронного балансу):
- а) $Zn + HNO_3$ (конц.) \rightarrow б) $Ag + HNO_3$ (конц.) \rightarrow
 $Zn + HNO_3$ (розб.) \rightarrow $Cu + HNO_3$ (розб.) \rightarrow
94. Напишіть рівняння реакцій вуглецю з концентрованою нітратною кислотою і фосфору з розбавленою нітратною кислотою. (У другій реакції бере участь вода.) Зважте на те, що Карбон і Фосфор зазнають максимального окиснення, Нітроген у першій реакції знижує ступінь окиснення до +4, а в другій — до +2.
95. Складіть схеми реакцій термічного розкладу нітратів Літію, Алюмінію, Меркурію(II) і перетворіть їх на хімічні рівняння.
96. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- $$KNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow Al(NO_3)_3.$$
97. До порції кальцій гідроксиду масою 3,7 г добавили 8,4 г нітратної кислоти. Яка сполука прореагувала неповністю? Обчисліть масу її залишку.
98. У результаті взаємодії 5,3 г натрій карбонату з достатньою кількістю нітратної кислоти добуто 8,1 г натрій нітрату. Визначте відносний вихід цього продукту реакції.
99. Яку масу води необхідно додати до 20 г розчину з масовою часткою нітратної кислоти 60 %, щоб виготовити розчин із масовою часткою кислоти 10 %?
100. Обчисліть сумарний об'єм газів (у перерахунку на нормальні умови), які виділяються під час повного термічного розкладу 7,4 г магній нітрату.
101. При прожарюванні 12,1 г кристалогідрату купрум(II) нітрату утворилося 4 г купрум(II) оксиду. Виведіть формулу кристалогідрату.
102. Калій нітрат при нагріванні втратив 10 % своєї маси. Які речовини містяться у твердому залишку після реакції? Обчисліть їх масові частки.

11

Ортофосфатна кислота. Ортофосфати

Матеріал параграфу допоможе вам:

- розширити свої знання про ортофосфатну кислоту та ортофосфати;



Мал. 53.
Кулестержнева
модель молекули
ортофосфатної
кислоти

- дізнатися про кислі солі, їх склад і назви;
- з'ясувати сфери використання ортофосфатної кислоти та її солей.

Ортофосфатна кислота. Це одна із найважливіших неорганічних кислот. Її формула — H_3PO_4 . Раніше цю кислоту називали ортофосфорною.

Ортофосфатна кислота — біла гігроскопічна тверда речовина з температурою плавлення $+42,5\text{ }^\circ\text{C}$. Сполука необмежено розчиняється у воді.

Хімічні властивості. У молекулі ортофосфатної кислоти містяться три гідроксогрупи (мал. 53). Тому ця кислота є трьохосновною.

Ортофосфатна кислота належить до кислот середньої сили.

- Напишіть рівняння всіх стадій дисоціації сполуки. Яких йонів у розчині ортофосфатної кислоти найбільше, а яких — найменше?

У йонно-молекулярних рівняннях кислоту H_3PO_4 записують у недисоційованій формі, яка в розчині переважає.

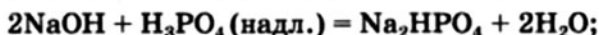
Реакції зі складними речовинами. Ортофосфатна кислота взаємодіє зі сполуками основної та амфотерної природи (оксидами, гідроксидами) з утворенням солей — ортофосфатів.

- Напишіть рівняння реакцій кислоти H_3PO_4 з літій оксидом і барій гідроксидом.

У результаті подібних реакцій можуть утворюватися не тільки *середні* («нормальні») солі

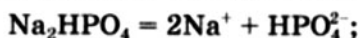


а й *кислі солі* (за умови надлишку кислоти):



Кисла сіль — продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі багатооснóвної кислоти на атоми (точніше — йони) металічного елемента¹.

Кислі солі мають у своєму складі гідрогеновмісні аніони кислотних залишків. Ці йони існують і у водних розчинах солей такого типу. Наводимо схеми електролітичної дисоціації кислих ортофосфатів Натрію:

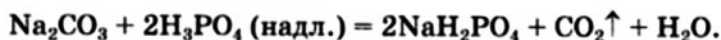


Назва кислóї солі складається із двох слів. Перше слово є назвою металічного елемента, який утворює сіль, а друге — назвою аніона, яка починається із зазначення в ньому кількості атомів Гідрогену (якщо їх два або більше):

Na_2HPO_4 — натрій гідрогенортофосфат;

NaH_2PO_4 — натрій дигідрогенортофосфат.

Оскільки H_3PO_4 — нелетка кислота середньої сили, то з нею реагують солі слабких, летких, нестійких кислот:



Ортофосфатна кислота взаємодіє зі своїми середніми солями, перетворюючи їх на кислі солі:

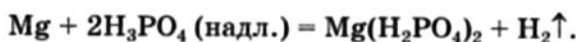


► Напишіть йонно-молекулярні рівняння двох останніх реакцій, які відбуваються в розчині.

Реакції з металами. Ступінь окиснення +5 для Фосфору найхарактерніший. Тому цей елемент в ортофосфатній кислоті не виявляє окиснювальних властивостей (на відміну від

¹ Або на йони амонію.

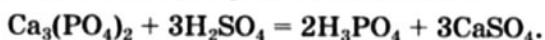
Нітрогену в нітратній кислоті). Під час реакцій кислоти H_3PO_4 з металами окисником є Гідроген. Сполука взаємодіє лише з тими металами, які розміщені в ряду активності зліва від водню, і водень є одним із продуктів реакцій. Для здійснення реакції металу з ортофосфатною кислотою беруть її надлишок, щоб утворювався розчинний дигідрогенортофосфат:



Добування. Один із методів добування ортофосфатної кислоти ґрунтується на реакції фосфор(V) оксиду з водою



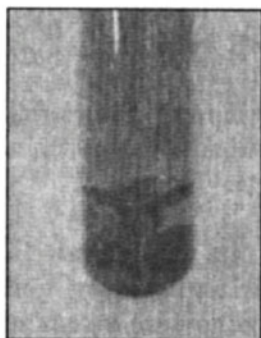
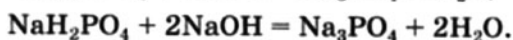
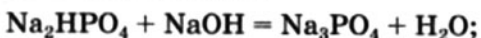
а другий — на реакції обміну між кальцій ортофосфатом і сульфатною кислотою:



Застосування. Ортофосфатну кислоту використовують у виробництві добрив, кормових фосфатів для тваринництва, у харчовій промисловості (її невелика кількість міститься в кока-колі, деяких інших напоях), для очищення металевих поверхонь і створення антикорозійних покриттів.

Ортофосфати. Більшість середніх ортофосфатів не розчиняється у воді; розчинними є солі Натрію, Калію, амонію. Кислі солі ортофосфатної кислоти мають, як правило, більшу розчинність, ніж середні. Утворення жовтого осаду аргентум ортофосфату Ag_3PO_4 (мал. 54) використовують для виявлення йонів PO_4^{3-} у розчині.

Вище зазначалося, що середні ортофосфати можна перетворити на кислі, подіявши на них ортофосфатною кислотою. Протилежні перетворення відбуваються за участю основ:



Мал. 54.
Осад аргентум ортофосфату

Серед солей ортофосфатної кислоти найчастіше використовують сполуки Кальцію та амонію (як фосфорні добрива, § 12), а також Натрію (як мийні та водопом'якшувальні засоби). Кислі ортофосфати Кальцію, Натрію, амонію слугують кормовими добавками у тваринництві. Деякі із цих солей входять до складу зубних паст, оскільки сприяють видаленню зубного нальоту.

ВИСНОВКИ

Ортофосфатна кислота — біла тверда речовина, яка необмежено розчиняється у воді. Це трьохосновна нелетка кислота середньої сили.

Ортофосфатна кислота взаємодіє з активними металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами і деякими солями з утворенням ортофосфатів. За надлишку цієї кислоти утворюються кислі солі — продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми (йони) металічного елемента.

Ортофосфатну кислоту та її солі використовують у виробництві мінеральних добрив, тваринництві, харчовій промисловості.



103. Зобразіть графічну формулу молекули ортофосфатної кислоти.
104. Що таке кислі солі? Чи можуть утворювати солі цього типу хлоридна, сульфатна, нітратна кислоти? У разі позитивної відповіді запишіть формули відповідних кислих солей Натрію та Кальцію.
105. Складіть формули ферум(II) ортофосфату, амоній гідрогенортофосфату, алюміній дигідрогенортофосфату.
106. Напишіть рівняння реакцій кальцій гідроксиду з ортофосфатною кислотою, під час яких утворюються кислі солі. Дайте назви цим солям.

107. Напишіть рівняння реакцій (у йонно-молекулярній та молекулярній формах), за допомогою яких можна здійснити такі перетворення у водному розчині:
- а) $\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$; в) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$.
б) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$;
108. Які солі й у якій послідовності утворюються при повільному добавлянні:
- а) розчину ортофосфатної кислоти до розчину калій гідроксиду;
б) розчину калій гідроксиду до розчину ортофосфатної кислоти?
109. У склянках без етикеток містяться розчини натрій нітрату і натрій ортофосфату. Чи можна їх розпізнати, використавши: а) розчин солі Барію; б) хлоридну кислоту? Відповіді обґрунтуйте.
110. Продукт спалювання 0,1 моль фосфору в достатній кількості кисню розчинили у 100 г води. Обчисліть масову частку ортофосфатної кислоти в добутому розчині.
111. Розчин, який містив 17,1 г барій гідроксиду, змішали із розчином, який містив 29,4 г ортофосфатної кислоти. Назвіть сіль, що утворилася, та обчисліть її масу.
112. Маса купрум(II) ортофосфату, добутого за реакцією між мідним купоросом $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і достатньою кількістю натрій ортофосфату, виявилась удвічі меншою за взяту масу мідного купоросу. Який відносний вихід купрум(II) ортофосфату?

12 Мінеральні добрива

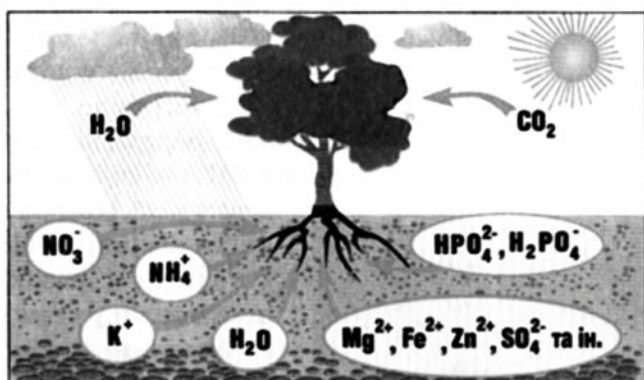
Матеріал параграфа допоможе вам:

- отримати відомості про елементи, яких потребують рослини;
- дізнатися про науку агрохімію;
- з'ясувати, які речовини можуть слугувати добривами;
- сформувати уявлення про види мінеральних добрив та їх виробництво;
- розв'язувати задачі, у яких ідеться про добрива.

Хімічні елементи для рослин. Люди давно помітили, що рослини краще розвиваються і

дають більші врожаї, якщо у ґрунт добавляти гній, пташиний послід. Учені з'ясували, що рослинам для їх повноцінного розвитку необхідні певні елементи.

У найбільших кількостях рослини засвоюють Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор і Калій. Ці елементи було названо *макроелементами*. Вуглекислий газ, наявний у повітрі, «постачає» рослині Карбон і Оксиген, а вода — Оксиген і Гідроген. Нітроген, Фосфор і Калій рослина вбирає із ґрунтового розчину, де містяться йони NO_3^- , NH_4^+ , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , K^+ (мал. 55). За участю атомів і йонів макроелементів у рослині утворюються вуглеводи, білки, жири, нуклеїнові кислоти, вітаміни, інші сполуки.



Мал. 55.
Живлення
рослини

Бор, Манган, Ферум, Купрум, Цинк, Кобальт та деякі інші елементи також необхідні рослинам, але у значно меншій кількості; це — *мікроелементи*.

Добрива. Ґрунти, на яких вирощують сільськогосподарські культури, поступово збіднюються на елементи, потрібні рослинам. Крім того, вода вимиває із ґрунту розчинні сполуки Нітрогену, Фосфору і Калію. Ці втрати компенсують внесенням *добрив*.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин.

Юстус Лібіх
(1803—1873)

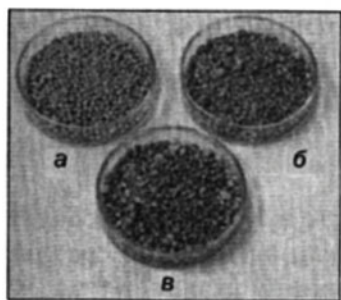


Видатний німецький хімік. Основні дослідження здійснив у галузі органічної хімії. Виділив багато органічних сполук, уперше добув хлороформ, оцтовий альдегід, відкрив молочну та деякі інші органічні кислоти. Автор першої теорії каталізу. Вивчав хімію фізіологічних процесів. Висунув хімічну теорію бродіння та гниття, теорію мінерального живлення рослин (1840). Один із засновників агрохімії. Сприяв упровадженню мінеральних добрив у землеробство.

Розрізняють мінеральні та органічні добрива. Основою мінеральних добрив є неорганічні сполуки, серед яких переважають солі. До органічних добрив належать гній, птишиний послід, торф, перегній (залишки після гниття і розкладу рослин) тощо.

Мінеральні добрива почали свідомо використовувати у XIX ст. Тоді виникла нова наука — агрохімія¹. Предметом її досліджень стали хімічні та біохімічні процеси у ґрунтах і рослинах. Найвагоміший внесок у становлення агрохімії зробив німецький хімік Ю. Лібіх.

Добривом не може бути будь-яка речовина, що містить необхідний для рослини елемент. Вона має відповідати певним вимогам. Серед них — достатня розчинність у воді й нетоксичність.



Мал. 56.

Мінеральні добрива:

а — вапняно-аміачна селітра;

б — комбіноване добриво;

в — простий суперфосфат

► Чи можна використовувати нітратну кислоту як добриво? Чому?

Промисловість випускає різні мінеральні добрива (мал. 56). Їх поділяють

¹ Назва походить від грецького слова agros — поле.

на азотні, фосфорні, калійні та комбіновані, які містять кілька потрібних рослинам елементів. Найважливіші добрива наведено в таблиці 4.

Таблиця 4

Мінеральні добрива

Назва	Склад
Азотні	
Амоній сульфат	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Амоній нітрат	NH_4NO_3
Карбамід (сечовина)	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Аміачна вода	Водний розчин NH_3
Фосфорні	
Простий суперфосфат	Суміш $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Подвійний суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Фосфоритне борошно	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Преципітат ¹	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Калійні	
Калій хлорид	KCl
Калій сульфат	K_2SO_4
Комбіновані (комплексні)	
Калій нітрат	KNO_3
Амофос	Суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
Нітрофоска	Суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, NH_4NO_3 і KCl (або K_2SO_4)

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 8

Ознайомлення

зі зразками мінеральних добрив

Вам видано кілька баночок із мінеральними добривами. Уважно розгляньте ці речовини. За назвами або формулами на етикетках з'ясуйте, азотним, фосфорним, калійним чи комбінованим є кожне добриво.

Відсипте невеликі порції добрив в окремі пробірки. Долийте в ці пробірки по 4—5 мл води і перемішайте

¹ Назва походить від латинського слова *praecipitatio* — скидання або англійського *precipitation* — осадження.

суміші. Зробіть висновок про розчинність добрив у воді.

Результати спостережень запишіть у таблицю:

Назва добрива	Хімічна формула	Зовнішній вигляд	Розчинність у воді

Норми внесення добрив залежать від виду рослини, складу і властивостей ґрунту, інших чинників і становлять (на 1 га поля):

- для азотних добрив — від 30 до 100 кг Нітрогену;
- для фосфорних — від 60 до 100 кг у перерахунку на фосфор(V) оксид;
- для калійних — від 45 до 90 кг у перерахунку на калій оксид.

Зауважимо, що оксиди P_2O_5 і K_2O містяться у відповідних добривах у «хімічно зв'язаному» стані (наприклад, формули $Ca(H_2PO_4)_2$ і K_2SO_4 можна записати як $CaO \cdot P_2O_5 \cdot 2H_2O$ і $K_2O \cdot SO_3$). Винятком є калій хлорид KCl ; говорити про вміст у ньому калій оксиду можна лише умовно.

Добрива вносять, як правило, навесні, а малорозчинні (наприклад, преципітат) — здебільшого восени.

Фосфоритне борошно (ретельно подрібнений фосфорит) майже не розчиняється у воді. Його використовують на кислих ґрунтах. Ґрунтові кислоти поступово перетворюють нерозчинну сіль $Ca_3(PO_4)_2$ на малорозчинну $CaHPO_4$ і розчинну $Ca(H_2PO_4)_2$, аніони яких надходять до рослин.

Надлишок добрива не збільшує врожаю, а накопичується в рослинах, потрапляє в питну воду і може зашкодити здоров'ю людей. Ранні овочі, вирощені в парниках, рекомендують уживати в помірній кількості. Вони містять

більше залишків добрив (насамперед нітратів), ніж овочі, що росли в полі. (ґрунт у парнику швидко виснажується, тому в нього вносять більшу кількість добрив.)

Розв'язування задач. Розглянемо приклади розрахунків масових часток оксидів Фосфору і Калію у відповідних добривах.

ЗАДАЧА 1. Масова частка Фосфору в добриві становить 15,5 %. Обчислити масову частку фосфор(V) оксиду в добриві.

Дано:

$$w(\text{P}) = 15,5 \%$$

$$w(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

Розв'язання

1. Згідно з умовою задачі, в кожних 100 г добрива міститься 15,5 г Фосфору.

Обчислюємо, якій масі P_2O_5 відповідає 15,5 г Фосфору:

в 1 моль, або 142 г, P_2O_5 міститься 2 моль, або 62 г, Фосфору,
в x г P_2O_5 — 15,5 г Фосфору;

$$x = m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142 \cdot 15,5}{62} = 35,5 \text{ (г)}.$$

2. Розраховуємо масову частку P_2O_5 у добриві:

$$w(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{m(\text{добрива})} = \frac{35,5}{100} = 0,355, \text{ або } 35,5 \%$$

Відповідь: $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 35,5 \%$.

ЗАДАЧА 2. Обчислити умовну масову частку калій оксиду в калій хлориді, який не містить домішок.

Дано:

KCl

$$w_{\text{ум.}}(\text{K}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання

1. В 1 моль калій оксиду K_2O , або 94 г сполуки, міститься 2 моль Калію.

Визначаємо, яка маса калій хлориду містить 2 моль Калію:

74,5 г KCl містить 1 моль К,
 x г KCl — 2 моль К;
 $x = m(\text{KCl}) = 149$ г.

2. Обчислюємо масу калій оксиду, в якій міститься стільки Калію, скільки його в 100 г калій хлориду:

у 149 г KCl міститься 2 моль К,
що відповідає 94 г K_2O ,
у 100 г KCl — z г K_2O ;

$$z = m(\text{K}_2\text{O}) = \frac{94}{149} \cdot 100 = 63,1 \text{ (г)}.$$

Звідси $w_{\text{ум.}}(\text{K}_2\text{O}) = 63,1 \%$.

Відповідь: $w_{\text{ум.}}(\text{K}_2\text{O}) = 63,1 \%$.

Виробництво мінеральних добрив. Амоній сульфат і амоній нітрат виробляють, здійснюючи реакції амоніаку з відповідними кислотами, а сечовину — із амоніаку і вуглекислого газу, нагріваючи їх суміш за підвищеного тиску.

Для добування подвійного суперфосфату використовують реакцію природного фосфату з ортофосфатною кислотою:



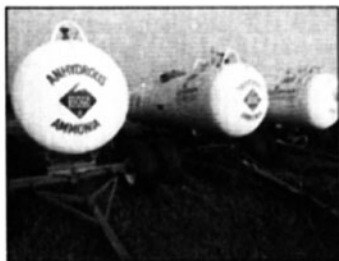
Взаємодією цієї кислоти з крейдою, вапняком чи вапном добувають преципітат, а за реакцією кислоти з амоніаком — амофос.

- Напишіть рівняння реакції добування преципітату із крейди.

Калій хлорид виробляють із мінералу сильвініту $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, розділяючи солі завдяки їх різній розчинності у воді. Добривом слугує також природний калій хлорид.

Більшість добрив випускають у гранульованому вигляді. Гранули під час зберігання не злежуються, й добриво не перетворюється на брилу, що нерідко трапляється з порошком або дрібними кристалами. Амоніак (один із видів азотних добрив) використовують у зрідженому стані (мал. 57) або у вигляді водного розчину — аміачної води.

Щорічний обсяг світового виробництва азотних добрив становить понад 70 млн т (у перерахунку на Нітроген), фосфорних — понад 35 млн т (у перерахунку на P_2O_5), а



Мал. 57.
Рідкий амоніак перед
внесенням у ґрунт

калійних — понад 30 млн т (у перерахунку на K_2O).

В Україні азотні добрива випускають ВАТ «Азот» (Черкаси), ВАТ «Концерн Стирол» (Горлівка), ВАТ «Одеський припортовий завод», ЗАТ «Севєродонецьке об'єднання "Азот"», ВАТ «Рівнеазот», ВАТ «Дніпроазот». Лідерами з виробництва фосфорних добрив є ВАТ «Суміхімпром» і ЗАТ «Кримський Титан», а калійних — ВАТ «Суміхімпром».

ВИСНОВКИ

Елементи, необхідні рослинам у найбільшій кількості, називають макроелементами. Це Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор і Калій.

Хімічні та біохімічні процеси у ґрунтах і рослинах вивчає наука агрохімія.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин.

Мінеральні добрива є неорганічними сполуками.

Добривом може слугувати речовина, яка містить поживний елемент, є достатньо розчинною і нетоксичною.

Добрива вносять у ґрунт із дотриманням певних норм, які залежать від виду рослини, складу і властивостей ґрунту, інших чинників.

Промисловість випускає азотні, фосфорні, калійні та комбіновані мінеральні добрива. Для них указують масові частки Нітрогену, оксидів Фосфору(V) і Калію.

?

113. Виберіть правильні відповіді.

Добривом можуть слугувати:

- | | |
|-------------------------------|----------------------------|
| а) нітроген(IV) оксид; | г) калій гідрогенкарбонат; |
| б) кальцій нітрат; | г) калій оксид. |
| в) натрій гідрогенортофосфат; | |

114. За матеріалами Інтернету підготуйте стисле повідомлення про використання добрив для кімнатних рослин.
115. У двох склянках без етикеток містяться амофос і преципітат. Як би ви розпізнали добрива: а) за фізичними властивостями; б) за допомогою хімічних реакцій?
116. Напишіть рівняння реакцій добування складових амофосу — амоній гідрогенортофосфату і амоній дигідрогенортофосфату.
117. У якій речовині масова частка Нітрогену більша — у сечовині чи аміачній селітрі?
118. Обчисліть масову частку фосфор(V) оксиду: а) в гідроксиапатиті $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$; б) у кальцій гідрогенортофосфаті, дигідраті.
119. Масова частка Фосфору у зразку амофосу становить 20 %. Якій масовій частці фосфор(V) оксиду вона відповідає?
120. За результатами хімічного аналізу масова частка оксиду P_2O_5 у добриві становить 42,6 %. Обчисліть масову частку Фосфору в добриві.
121. На поле площею 4 га внесено 500 кг калій хлориду. Чи відповідає це нормам внесення калійних добрив?
122. Якою масою амоній сульфату можна замінити 1 т амоній нітрату під час внесення азотних добрив у ґрунт?
123. Обчисліть масу преципітату, яка містить стільки Фосфору, скільки його в 1 т подвійного суперфосфату. Вважайте, що добрива є кристалогідратами і не містять домішок.

для допитливих

Нітрати в харчових продуктах

Залишки нітратних добрив у харчових продуктах, передусім в овочах, можуть завдати серйозної шкоди здоров'ю. Потрапивши в організм, йони NO_3^- відновлюються до нітрит-іонів NO_2^- , які діють на гемоглобін. Унаслідок цього порушується надходження кисню до органів і тканин. Крім того, за участю нітрит-іонів в організмі відбуваються реакції з утворенням токсичних сполук.

Для овочів кожного виду, які надходять у торговельну мережу, встановлено максимально допустимий вміст нітратів. Його визначено з урахуванням маси і частки різних овочів у нашому харчуванні, а також того, в якому вигляді ми їх споживаємо — сирому чи після кулінарної обробки. Відварювання, соління, квашення, маринування овочів знижують вміст у них нітратів (наприклад, відварювання — на 40—70 %). Щоправда, при кулінарній обробці втрачається частина поживних речовин і вітамінів.

13

Карбонатна кислота. Карбонати

Матеріал параграфу допоможе вам:

- закріпити знання про карбонатну кислоту та її солі;
- дізнатися про сфери використання карбонатів.

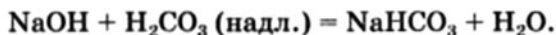
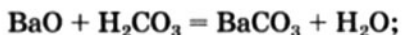
Карбонатна кислота. Вам відомо, що незначна частина вуглекислого газу¹, розчиненого у воді, взаємодіє з нею і перетворюється на слабку й нестійку карбонатну кислоту (її тривіальна назва — вугільна кислота):



Чисту кислоту не добуто; вона існує лише у водному розчині. У хімічних рівняннях можна записувати формулу кислоти або формули продуктів її розкладу.

- ▶ Яку основність має карбонатна кислота? Напишіть рівняння кожної стадії дисоціації сполуки.

Карбонатна кислота (водний розчин вуглекислого газу) реагує з оксидами лужних і лужноземельних елементів, лугами, амоніаком. При цьому утворюються середні солі (карбонати), а в разі надлишку кислоти — кислі солі (гідрогенкарбонати):



Карбонати і гідрогенкарбонати. До складу середніх і кислих солей карбонатної кислоти входять аніони CO_3^{2-} або HCO_3^- відповідно. Майже всі середні карбонати є нерозчинними у воді (винятки — солі лужних елементів і амонію). Гідрогенкарбонати розчинні, але добути їх із

¹ Приблизно 1 %.

розчинів випарюванням води не вдається (крім сполук лужних елементів і амонію), бо вони розкладаються з утворенням середніх солей:



- Напишіть рівняння електролітичної дисоціації амоній карбонату, натрій гідрогенкарбонату.

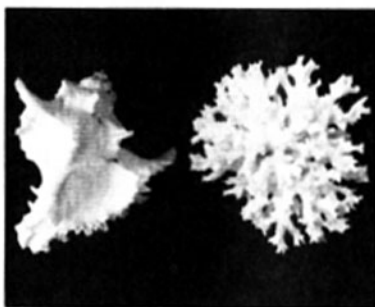
Середні солі карбонатної кислоти досить поширені в природі. Серед них є численні мінерали (мал. 58).

Мал. 58.
Карбонатні
мінерали

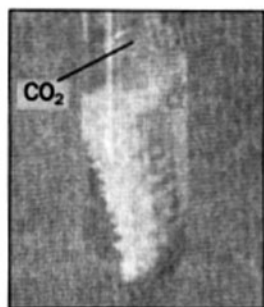


Кальцій карбонат входить до складу черепашок, коралів (мал. 59), ячної шкаралупи. Йони HCO_3^- містяться у прісній та морській воді. Вони разом із катіонами Ca^{2+} і Mg^{2+} зумовлюють тимчасову (карбонатну) твердість води (§ 21).

Хімічні властивості. Усі карбонати і гідрогенкарбонати реагують із кислотами (мал. 60).

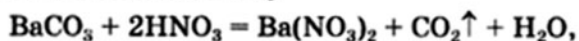


Мал. 59.
Кальцій карбонат
у живій природі



Мал. 60.
Дія кислоти
на корал

Ця реакція є якісною на йони CO_3^{2-} і HCO_3^- . У разі їх наявності в речовині або розчині виділяється газ без запаху



який при пропусканні у вапняну воду спричиняє її помутніння:



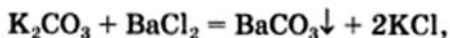
ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 9

Якісна реакція на карбонат- і гідрогенкарбонат-іони

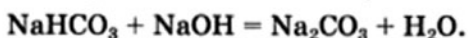
В одну пробірку помістіть шматочок крейди, у другу налейте 1—2 мл розчину кальцинованої соди (натрій карбонату), а в третю — стільки само розчину питної соди (натрій гідрогенкарбонату). У кожену пробірку додайте 1—2 мл хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

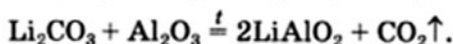
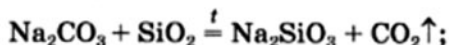
Розчинні карбонати реагують у розчинах із солями



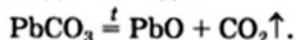
а гідрогенкарбонати — ще й із лугами:



Солі карбонатної кислоти за високої температури взаємодіють із кислотними та амфотерними оксидами:



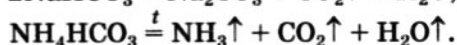
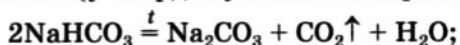
Термічний розклад. Карбонати, крім солей Натрію і Калію, під час нагрівання розкладаються на відповідні оксиди:



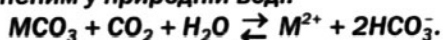
Сіль амонію повільно виділяє амоніак уже за звичайних умов:



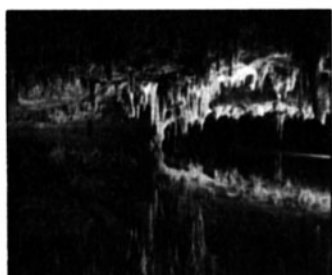
Кислі солі розкладаються при слабкому нагріванні (у твердому стані або в розчині):



Гідрогенкарбонати Кальцію і Магнію постійно утворюються під час взаємодії карбонатних мінералів (CaCO_3 , MgCO_3) із вуглекислим газом, розчиненим у природній воді:



За певної зміни зовнішніх умов (наприклад, при підвищенні температури) відбуваються зворотні реакції. Середні солі, виділяючись із води, нерідко утворюють у вапнякових печерах карбонатні «бурульки» — сталактити — і баштоподібні нарости — сталагміти (мал. 61).



Мал. 61.
Сталактити (вгорі)
і сталагміти (внизу)

Карбонатна кислота та її солі не виявляють окиснювальних властивостей.

Застосування. Найважливішими для практики солями карбонатної кислоти є кальцій карбонат, натрій карбонат (кальцинована сода) і натрій гідрогенкарбонат (питна, або харчова, сода). Їх використання ілюструє схема 7. Солі Na_2CO_3 і NaHCO_3 добувають у промисловості у великих кількостях.

Схема 7

Застосування найважливіших карбонатів





ВИСНОВКИ

Розчинення вуглекислого газу у воді супроводжується утворенням невеликої кількості карбонатної кислоти. Це слабка двоосновна кислота, яка розкладається за звичайних умов.

Карбонатна кислота реагує з оксидами лужних і лужноземельних елементів, лугами, амоніаком. При цьому утворюються середні солі (карбонати), а в разі надлишку кислоти — кислі солі (гідрогенкарбонати).

Карбонати вступають у реакції обміну з кислотами, а розчинні — ще й із солями. Гідрогенкарбонати взаємодіють із кислотами і лугами. Солі карбонатної кислоти (крім середніх карбонатів Натрію і Калію) розкладаються при нагріванні.

Найбільшого використання набули кальцій карбонат, а також карбонат і гідрогенкарбонат Натрію.



124. Чому, на ваш погляд, у параграфі не розглянуто фізичних властивостей карбонатної кислоти?

125. Укажіть правильну послідовність утворення сполук Карбону при поступовому добавлянні водного розчину карбон(IV) оксиду до розчину луку:
- Середня сіль → кисла сіль.
 - Кисла сіль → середня сіль.
 - Кисла сіль → вуглекислий газ → середня сіль.
 - Середня сіль → вуглекислий газ → кисла сіль.
126. Як добути калій карбонат із калій гідрогенкарбонату двома способами? Наведіть рівняння реакцій.
127. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- $\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$.
128. Допишіть йонно-молекулярні рівняння і складіть відповідні молекулярні рівняння:
- $\text{Pb}^{2+} + \dots = \text{PbCO}_3 \downarrow$; в) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \dots + \dots$;
 - $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \dots + \dots$; г) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \dots + \dots$.
129. В 1 л води за нормальних умов розчиняється 1,7 л вуглекислого газу. Яка масова частка цього газу в його насиченому розчині?
130. Під час розкладу 25 г кальцій карбонату поглинулося 44,5 кДж теплоти. Запишіть відповідне термохімічне рівняння.
131. Виведіть формулу кристалічної соди (кристалогідрат натрій карбонату), якщо при повному термічному розкладі 7,15 г сполуки виділяється 4,50 г водяної пари.
132. Після нагрівання 20 г суміші карбонату та гідрогенкарбонату Натрію і завершення реакції маса суміші зменшилась на 1,55 г. Яка маса натрій карбонату містилась у суміші?
133. У результаті взаємодії 15,3 г суміші карбонатів Калію і Магнію з надлишком хлоридної кислоти виділилося 3,36 л газу (н. у.). Обчисліть масові частки карбонатів у суміші.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Добування карбон(IV) оксиду. Взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів

ДОСЛІД 1

Добування карбон(IV) оксиду

У велику пробірку обережно помістіть кілька шматочків мармуру. Додайте до них 3—5 мл розбавленої хлорид-

ної кислоти й відразу закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. До вільного отвору трубки піднесіть зволожений універсальний індикаторний папірець. Поясніть, чому він змінює свій колір.

ДОСЛІД 2

Реакція карбон(IV) оксиду з кальцій гідроксидом

У пробірку налейте розчин кальцій гідроксиду (вапняну воду) і занурте в нього трубку, по якій виділяється вуглекислий газ (із досліду 1). Що спостерігаєте? Який колір і характер утворюваного осаду?

ДОСЛІД 3

Перетворення кальцій карбонату на кальцій гідрогенкарбонат

У пробірку з осадом кальцій карбонату, який утворився в досліді 2, продовжуйте пропускати вуглекислий газ протягом 1—2 хв. Що відбувається з осадом?

ДОСЛІД 4

Перетворення кальцій гідроген- карбонату на кальцій карбонат

Половину розчину, добутого в досліді 3, перелийте в порожню пробірку. До однієї частини розчину додайте трохи розчину кальцій гідроксиду або натрій гідроксиду, а другу частину розчину нагрійте. Що спостерігаєте?

Свої дії, спостереження, висновки і відповідні хімічні рівняння запишіть у таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
Дослід 1. ...		
...
Рівняння реакцій (у молекулярній та йонно-молекулярній формах):		

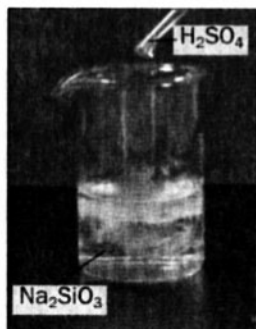


134. Чи можна у досліді 1 використати: а) сухий (не зволожений) універсальний індикаторний папірець; б) смужку паперу, змочену розчином фенолфталеїну? Чому?
135. Як розрізнити двома способами білі порошки солей у кожній парі: а) Na_2CO_3 і NaHCO_3 ; б) K_2CO_3 і $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; в) BaCO_3 і BaSO_4 ?
Відповіді обгрунтуйте, наведіть рівняння реакцій.

14 Силікатна кислота. Силікати

Матеріал параграфа допоможе вам:

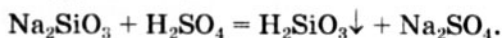
- з'ясувати склад і властивості силікатної кислоти;
- розширити свої знання про силікати;
- дізнатися про поширеність силікатів у природі та їх використання.



Мал. 62.
Утворення
силікатної кислоти

Силікатна кислота. Ця сполука¹ має формулу H_2SiO_3 й істотно відрізняється від інших відомих вам кислот. Вона являє собою білу тверду речовину, нерозчинну у воді.

Силікатну кислоту можна добути із водорозчинних силікатів за реакцією обміну (мал. 62):

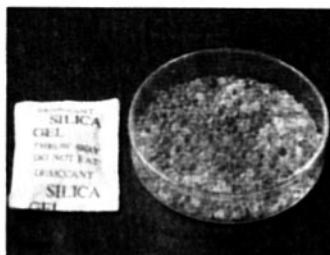


Якщо взяти дуже розбавлені розчини реагентів, то утворюється об'ємний аморфний осад кислоти, а якщо помірно концентровані — реакційна суміш гусне і стає такою, як крохмальний клейстер.

¹ Точна назва сполуки — метасилікатна кислота.

Силікатна кислота вже за звичайних умов (краще — при нагріванні) поступово розкладається на два оксиди.

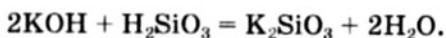
► Напишіть відповідне хімічне рівняння.



Мал. 63.
Силікагель

Висушуванням осаду силікатної кислоти добувають силікагель. Це — порувата речовина, яка має високу поглинальну здатність, зокрема щодо водяної пари. Гранули силікагелю (мал. 63) вміщують у різноманітне устаткування, прилади, вироби зі шкіри для поглинання вологи і запаху. Силікагель також використовують як носій для каталізаторів — платини, нікелю та ін.

Силікатна кислота не виявляє більшості хімічних властивостей, характерних для кислот. Будучи нерозчинною у воді, вона не діє на індикатори, не реагує з металами, багатьма основними оксидами, нерозчинними основами, солями, але взаємодіє з лугами:



Силікати. Відомо багато солей силікатної кислоти — силікатів. Серед них є природні (мал. 64) і штучні. Ці сполуки нерозчинні у воді (за винятком солей лужних елементів), термічно стійкі й тугоплавкі. Мінерал каолінит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ є основою глини.



Мал. 64.
Силікатні
мінерали

діоптаз
 $\text{CuO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

ортоклаз
 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

тальк
 $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 10

Ознайомлення зі зразками природних силікатів

Розгляньте видані вам зразки природних силікатів. Опишіть їх зовнішній вигляд. Чим схожі ці речовини і чим вони різняться?

Спробуйте шматочком кожного силікату провести лінії на скляній, мідній, алюмінієвій пластинках. Який силікат твердіший за скло, мідь, алюміній? Порівняйте силікати за твердістю.

Результати експерименту запишіть у зошит.

Більшість силікатів — хімічно пасивні сполуки. Лише водорозчинні солі Натрію і Калію вступають у реакції обміну з кислотами, іншими солями.

Розчини силікатів Na_2SiO_3 і K_2SiO_3 називають рідким склом. Розчин солі Na_2SiO_3 — це відомий силікатний клей. Рідке скло використовують для просочування деревини з метою надання їй вогнетривкості.

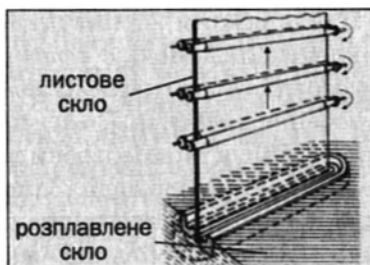
Використовуючи силікатний клей, можна провести цікавий дослід. Якщо у розбавлений розчин клею помістити по кілька кристаликів забарвлених, розчинних у воді солей, наприклад ферум(III) хлориду, купрум(II) сульфату, манган(II) сульфату, нікель(II) сульфату, то із них повільно виростатимуть різнобарвні «хімічні водорості» (мал. 65). Це — суміші нерозчинних силікатів, гідроксидів і силікатної кислоти.

Силікатні матеріали. Силікати широко використовують на практиці, насамперед у будівництві. Найважливішими силікатними матеріалами є скло, кераміка, цемент.

Скло (звичайне, або віконне) — це однорідна суміш (твердий розчин) силікатів Натрію, Кальцію і силіцій(IV) оксиду. Його склад найчастіше виражають за допомогою формул оксидів: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.



Мал. 65.
Хімічні
водорості

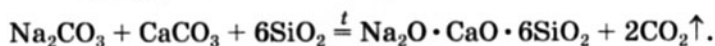


Мал. 66.
Схема вироблення
віконного скла



Мал. 67.
Конвеєр
склозаводу

Скло виробляють, здійснюючи реакцію соди й вапняку із кварцовим піском за температури 1400—1500 °С:



Утворюється в'язкий розплав скла. Його пропускають між вальцями (мал. 66), і він швидко застигає у вигляді листа. Посуд, інші предмети виробляють із розплавленої скломаси видуванням або формуванням.

Цікаво знати
Скло почали виробляти в Єгипті й Месопотамії у IV тис. до н. е. Його використовували лише для прикрас.

Зелене і коричневе скло, із якого роблять пляшки (мал. 67), містить домішки оксидів Феруму. Компонентами скла для хімічного посуду є силіцій(IV) оксид, силікати і борати Натрію, Калію і Кальцію. Воно відрізняється від звичайного скла більшою хімічною і термічною стійкістю.

Кришталь — скло, яке замість силікатів Натрію і Кальцію містить силікати і борати Калію та Плюмбуму(II). Кришталь сильно заломлює світло і грає всіма кольорами веселки.

Існує ще й кварцове скло — чистий переплавлений силіцій(IV) оксид. Це скло майже не змінює свого об'єму за зміни температури. Тому при зануренні розжареної кварцевої склянки у холодну воду вона не тріскає. На відміну від звичайного скла кварцове пропускає ультрафіолетові промені; із нього виготовляють лампи для медицини.

Найдавнішим силікатним матеріалом, ви-
найденим людиною, є *кераміка*¹. Цей матеріал
виготовляють із глини. Її замішують з водою й
утвореній пластичній масі надають необхідної
форми. Після термообробки вона твердне і набу-
ває стійкості щодо води. Залежно від хімічного
складу і технології розрізняють такі види кера-
міки: фаянс, порцеляна, майоліка, теракота.
Керамічну основу мають цегла, черепиця,
облицювальна плитка, сантехнічні вироби,
кухонний і лабораторний посуд (мал. 68).

Мал. 68.
Вироби із
силікатних
матеріалів



Цемент являє собою суміш алюмінатів і
силікатів Кальцію, зокрема сполук $2\text{CaO} \cdot$
 SiO_2 (або Ca_2SiO_4) і $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (або Ca_3SiO_5).
При добавлянні води до цементу його складо-
ві повільно взаємодіють із нею і суміш посту-
пово твердне.

Цемент є в'язучою складовою бетону. Бетон
готують змішуванням цементу і піску з водою.
Заливаючи такою сумішшю залізну арматуру,
дріт, рейки, отримують залізобетон.

ВИСНОВКИ

Силікатна кислота — біла тверда речовина,
нерозчинна у воді. Це — слабка двоосновна
кислота. Вона не діє на індикатори, не реагує з
металами, багатьма основними оксидами,
нерозчинними основами, солями, але взаємодіє
з лугами і розкладається при нагріванні.

¹ Назва походить від грецького слова *keramos* — глина.

Соли силікатної кислоти називають силікатами. Вони нерозчинні у воді (крім солей лужних елементів), термічно стійкі й тугоплавкі.

Найважливішими силікатними матеріалами є скло, кераміка, цемент. Їх використовують у будівництві, а скло і кераміку — ще й для виготовлення посуду різного призначення, художніх виробів, предметів домашнього вжитку.



136. Поясніть, чому силікатна кислота не змінює забарвлення індикаторів.
137. Укажіть формули речовин, із якими реагує калій силікат: HNO_3 , NaCl , MgSO_4 , O_2 . Напишіть рівняння відповідних реакцій.
138. Як розпізнати карбонат і силікат Кальцію?
139. Знайдіть відповідність:
- | Назва матеріалу (речовини) | Хімічна формула |
|----------------------------|---|
| 1) звичайне скло; | а) Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 (розчини); |
| 2) рідке скло; | б) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$; |
| 3) кристаль; | в) $a\text{Na}_2\text{O} \cdot b\text{K}_2\text{O} \cdot c\text{CaO} \cdot d\text{B}_2\text{O}_3 \cdot e\text{SiO}_2$; |
| 4) хімічне скло; | г) $a\text{K}_2\text{O} \cdot b\text{PbO} \cdot c\text{B}_2\text{O}_3 \cdot d\text{SiO}_2$. |
140. Чому для хімічних дослідів використовують, як правило, посуд зі скла, а не з прозорої пластмаси?
141. Запишіть рівняння реакцій, які необхідно здійснити, щоб добути силікатну кислоту із силіцій(IV) оксиду.
142. Масові частки оксидів в оптичному склі становлять (у відсотках): PbO — 65,3; SiO_2 — 31,6 (решта — домішки). Виведіть формулу цього скла і запишіть її за допомогою формул оксидів.

15

Колообіги речовин і елементів у природі

Матеріал параграфа допоможе вам:

- розрізняти колообіги речовини й елемента;
- пригадати основні ланки колообігів води й Оксигену;

- отримати уявлення про колообіги Карбону і Нітрогену;
- з'ясувати, що таке міграція хімічних елементів.

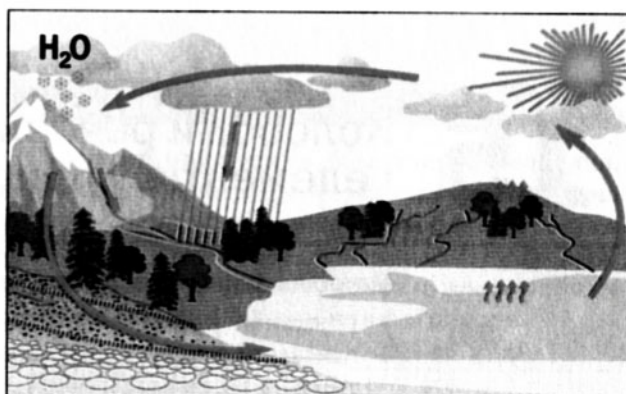
Щомиті на нашій планеті відбуваються фізичні й хімічні перетворення речовин. Багато із цих перетворень періодично повторюється.

Колообіги речовин. У природі можна спостерігати явища, під час яких речовина змінює свій агрегатний стан, змішується з іншою речовиною або виділяється із суміші.

Сукупність природних фізичних процесів за участю речовини називають *колообігом речовини*.

На уроках природознавства у 5 класі ви ознайомилися з колообігом води (мал. 69). Він охоплює величезні маси цієї речовини. Потрапляючи на земну поверхню із дощем, снігом, градом, вода поглинається ґрунтом, стікає в озера, річки, моря, океани, випаровується в атмосферу. Ці процеси багаторазово повторюються.

У природний колообіг води дедалі активніше втручається людина. Вона здійснює меліорацію ґрунтів, змінює русла річок, створює штучні моря і канали. Такі дії, як правило, негативно впливають на природу, порушують екологічну рівновагу.



Мал. 69.
Колообіг
води
на Землі

Природного колообігу зазнає й карбон(IV) оксид. Переважна частина вуглекислого газу, що міститься в атмосфері, розчиняється у воді річок, морів, океанів. Водночас відбувається протилежний процес — виділення цієї сполуки із води.

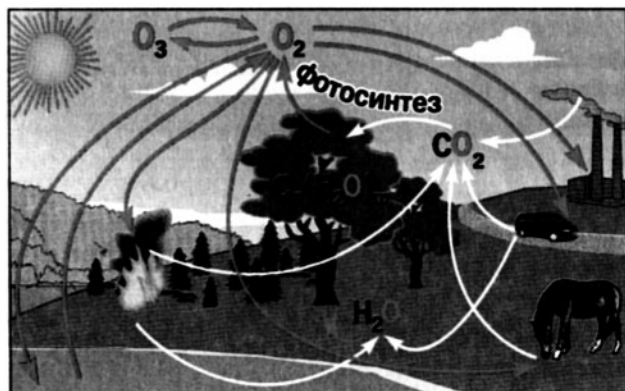
Колообіги елементів. Частина змін, що відбуваються з речовинами на планеті, зумовлена хімічними реакціями.

Сукупність процесів у природі, під час яких атоми або йони елемента внаслідок хімічних реакцій переходять від одних речовин до інших, називають *колообігом елемента*.

Розглянемо колообіги неметалічних елементів, які мають найбільше значення для живих організмів.

Колообіг Оксигену ви вивчали в 7 класі (мал. 70). Його основні ланки пов'язані з реакціями за участю атмосферного кисню (горіння, окиснення) і реакціями, під час яких він утворюється. Невелика частина колообігу Оксигену припадає на взаємоперетворення простих речовин — кисню й озону.

► Наведіть приклади двох-трьох хімічних реакцій, які відбуваються в природі за участю кисню повітря.



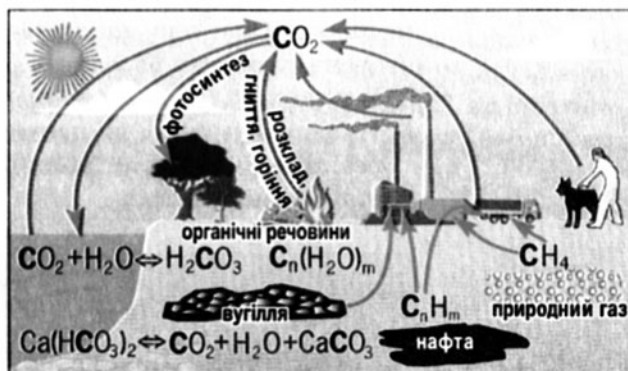
Мал. 70.
Колообіг
Оксигену

Цікаво знати

Щодня доросла людина отримує із їжею приблизно 300 г Карбону. Масова частка цього елемента в організмі становить 21 %.

Колообіг Карбону. Карбон — найважливіший біоелемент на Землі. Багато органічних сполук міститься в рослинах, організмах тварин і людини. Вуглекислий газ є в атмосфері, а в розчиненому стані — у гідросфері разом із аніонами карбонатної кислоти. Серед мінералів трапляються карбонати багатьох металічних елементів. Крім них літосфера містить вугілля, вуглеводні, прості речовини Карбону — графіт і алмаз.

У природному колообігу Карбону (мал. 71) беруть участь неорганічні й органічні сполуки, а завдяки діяльності людини — ще й вугілля, природний газ, нафта, продукти переробки цих речовин. Основними ланками колообігу Карбону є процеси окиснення і горіння органічних сполук з утворенням вуглекислого газу та перетворення цього оксиду в рослинах на органічні сполуки завдяки фотосинтезу. Крім того, атоми Карбону, наявні в молекулах білків, жирів, вуглеводів, переходять по харчових ланцюгах від рослин до тварин і людини.

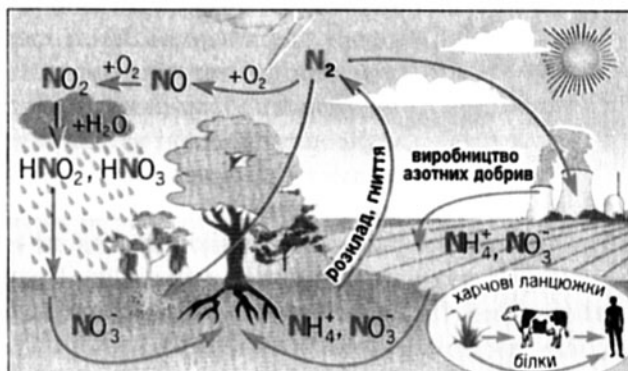


Мал. 71.
Колообіг
Карбону

Баланс у природному колообігу Карбону у ХХ ст. порушився. Унаслідок інтенсивного використання людством палива і пального частка вуглекислого газу в атмосфері повільно зростає, хоча й незначною мірою, і збільшується ймовірність глобального потепління (с. 61).

Колообіг Нітрогену. Нітроген — біоелемент, атоми якого входять до складу молекул амінокислот, білків, нуклеїнових кислот. Взаємоперетворення сполук Нітрогену в природі дуже важливі для існування живих організмів.

У колообігу Нітрогену (мал. 72) беруть участь азот, деякі оксиди Нітрогену, солі амонію, нітратна й нітритна кислоти, нітрогеновмісні органічні речовини.



Мал. 72.
Колообіг
Нітрогену

Незначна частина атмосферного азоту за певних умов реагує з киснем, утворюючи оксид NO , який швидко окиснюється до оксиду NO_2 . Ця сполука реагує з водою, наявною в повітрі. Продуктами реакції є кислоти — нітратна HNO_3 і нітритна HNO_2 , які разом із дощем і снігом потрапляють на земну поверхню.

Молекули і йони нітрогеновмісних сполук, що містяться в ґрунті, переходять у природні розчини, звідки їх вбирають рослини. У кожній рослині відбуваються численні хімічні реакції за участю або з утворенням амінокислот, білків, інших речовин. Із рослин по харчових ланцюгах Нітроген потрапляє в організми тварин і людини.

При розкладі й гнитті органічних сполук, що містились у живих організмах, утворюється азот, який потрапляє в атмосферу, а також амоніак. Ця сполука переважно залишається

у ґрунтовому розчині й перетворюється на амонійні солі.

Інтенсивне використання людиною палива і пального призводить до збільшення внеску реакції азоту з киснем у колообіг Нітрогену, зростання вмісту оксидів Нітрогену в повітрі, а отже, і вмісту нітратної й нітритної кислот в атмосферних опадах.

Міграція¹ хімічних елементів. Атоми, молекули, йони, прості та складні речовини постійно переміщуються в атмосфері, гідросфері, на поверхні Землі, переходять із однієї «оболонки» нашої планети в іншу. Таке явище називають *міграцією хімічних елементів*.

Десятки й сотні мільйонів років тому відбувалися процеси кристалізації численних неорганічних сполук із розплавленої магми, їх осадження із природних водойм, утворювалися руди й мінерали. Водночас із тим елементи постійно розсіюються по планеті внаслідок розчинення речовин у воді, рознесення їх вітром.

Розрізняють кілька видів міграції елементів. *Механічна міграція* — це перенесення елементів із речовинами, їх частинками (молекулами, йонами) водою і вітрами. Переважно в такий спосіб «мандрує» планетою Силіцій. *Фізико-хімічна міграція* пов'язана з участю природних речовин у хімічних реакціях, процесах розчинення, осадження, а також зі зміною їх агрегатного стану. Цей вид міграції властивий Карбону. *Техногенна міграція* елементів є наслідком споживання людиною природних ресурсів, переробки корисних копалин, виробництва різних речовин і матеріалів, використання їх на практиці, потрапляння в навколишнє середовище відходів промисловості, сільського господарства тощо.

¹ Термін походить від латинського слова *migratio* — переселення.

Одним із видів міграції елементів є *біогенна міграція*. Відомо, що в живій природі міститься до 80 елементів. Вони накопичуються в рослинах, тваринах, виділяються з них у водойми, повітря і ґрунт завдяки процесам обміну речовин, потрапляють у довкілля після відмирання організмів, переходять в інші організми.

Людина в останні 150—200 років дедалі активніше залучає до глобального колообігу такі елементи, як Ферум, Алюміній, Нітроген, Фосфор, Сульфур, Купрум, Цинк і багато інших. Різко зростають масштаби використання і переробки природних ресурсів, виробництво металів, добрив, будівельних матеріалів, полімерів та інших сполук, яких немає в природі.

Проаналізувавши процеси, що відбуваються на нашій планеті, видатний вітчизняний учений В. І. Вернадський відкрив і сформулював закон біогенної міграції елементів: *міграція хімічних елементів у біосфері відбувається переважно за участю і під впливом живих організмів*.

ВИСНОВКИ

Сукупність природних фізичних процесів за участю речовини називають колообігом речовини.

Сукупність процесів у природі, під час яких атоми або йони елемента внаслідок хімічних реакцій переходять від одних речовин до інших, називають колообігом елемента.

Міграція хімічних елементів — це переміщення атомів, молекул, йонів, речовин у природі. Розрізняють механічну, фізико-хімічну, техногенну і біогенну міграції елементів. Міграція хімічних елементів у біосфері відбувається переважно за участю і під впливом живих організмів (закон Вернадського).



143. Як ви розумієте термін «колообіг»?
144. Яка різниця між колообігом речовини і колообігом елемента?
145. Чи пов'язані колообіги елементів один з одним? Відповідь аргументуйте.
146. Поясніть твердження: «Природний колообіг води приводить до її самоочищення».
147. Назвіть кілька сполук Сульфуру, які беруть участь у колообігу цього елемента. Наведіть приклади відповідних реакцій, що відбуваються в атмосфері та гідросфері.
148. Що таке міграція хімічного елемента? Які види міграції елементів мають бути характерними для Гідрогену? Дайте необхідні пояснення.
149. Масові частки Карбону й Нітрогену в рослині після повного видалення з неї води становлять, відповідно, 45 % і 1,5 %. Атомів якого елемента в рослині більше й у скільки разів?

16 Розв'язування комбінованих розрахункових задач¹

Матеріал параграфа допоможе вам:

- навчитися розв'язувати комбіновані задачі.

Одне із ваших завдань на уроках хімії — навчитися розв'язувати розрахункові задачі. У цьому параграфі розглянуто задачі, складніші за ті, що траплялися вам раніше. Проте кожна із них передбачає втілення ідей і виконання розрахунків, які використовують у простих задачах різних типів.

ЗАДАЧА 1. Амоніак об'ємом 11,2 л (н. у.) поглинули 200 г розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою H_3PO_4 14,7 %. Ви-

¹ Параграф не обов'язковий для опрацювання.

значити, які солі містяться в розчині після взаємодії сполук, та обчислити їх масові частки у ньому.

Дано:

$$V(\text{NH}_3) = 11,2 \text{ л (н. у.)}$$

$$m(\text{р-ну } \text{H}_3\text{PO}_4) = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 14,7 \%$$

Продукти

реакцій — ?

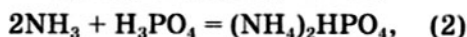
$w(\text{солей у р-ні})$ — ?

Розв'язання

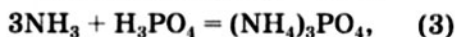
1. Записуємо рівняння можливих реакцій між амоніаком та ортофосфатною кислотою:



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 : 1;$$



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 : 1;$$



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 : 1.$$

2. Обчислюємо кількість речовини амоніаку:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_M} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

3. Знаходимо масу і кількість речовини ортофосфатної кислоти в розчині:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{р-ну } \text{H}_3\text{PO}_4) \cdot w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \\ = 200 \cdot 0,147 = 29,4 \text{ (г)};$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{29,4}{98} = \\ = 0,3 \text{ (моль)}.$$

4. Визначаємо, які сполуки утворюються.

Згідно з виконаними розрахунками:

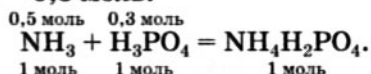
$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5 : 0,3 = 1,67 : 1.$$

Амоніаку маємо більше, ніж потрібно для реакції (1), але менше, ніж потрібно для реакції (2). Отже, утворюються дві кислі солі — амоній дигідрогенортофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і амоній гідрогенортофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

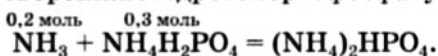
5. З'ясуємо суть і послідовність хімічних перетворень.

На початку поглинання амоніаку ортофосфатна кислота наявна у значному надлишку. Тому відбувається реакція (1). Згідно з рівнянням, у реакцію вступають однакові кількості речовини реагентів і утворюється

така сама кількість речовини продукту. Амоніаку маємо 0,5 моль, а кислоти — 0,3 моль:



Очевидно, що кислота витратиться цілком, утвориться 0,3 моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і залишиться $0,5 - 0,3 = 0,2$ моль NH_3 . Ця кількість речовини амоніаку реагуватиме з продуктом реакції (1) з утворенням гідрогенортофосфату:



Перед початком цієї реакції кількість речовини амоніаку становить 0,2 моль, а солі $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — 0,3 моль. Взаємодіятимуть однакові кількості речовини сполук, тобто весь амоніак і 0,2 моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$. При цьому утвориться 0,2 моль $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ і залишиться $0,3 - 0,2 = 0,1$ моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

6. Обчислюємо маси кислих солей:

$$\begin{aligned} m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) &= n((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) \cdot \\ &\cdot M((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 0,2 \cdot 132 = 26,4 \text{ (г)}; \\ m(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) &= n(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) \cdot \\ &\cdot M(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 0,1 \cdot 115 = 11,5 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

7. Знаходимо масу розчину, в якому містяться солі:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ну}) &= m(\text{NH}_3) + m(\text{р-ну H}_3\text{PO}_4) = \\ &= n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) + m(\text{р-ну H}_3\text{PO}_4) = \\ &= 0,5 \cdot 17 + 200 = 208,5 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

8. Розраховуємо масові частки солей у розчині:

$$\begin{aligned} w((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) &= \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4)}{m(\text{р-ну})} = \\ &= \frac{26,4}{208,5} = 0,127, \text{ або } 12,7 \% ; \\ w(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) &= \frac{m(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4)}{m(\text{р-ну})} = \frac{11,5}{208,5} = \\ &= 0,055, \text{ або } 5,5 \% . \end{aligned}$$

Відповідь: $w((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 12,7 \% ;$

$w(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 5,5 \% .$

ЗАДАЧА 2. За звичайних умов до 30 мл суміші газів N_2O і NO добавили 50 мл водню. Суміш речовин нагріли. Відбулися реакції з утворенням азоту і водяної пари. Після встановлення початкових умов сумарний об'єм речовин становив 40 мл. Розрахувати об'єми оксидів Нітрогену у вихідній суміші.

Дано:

$$V(N_2O, NO) = 30 \text{ мл}$$

$$V(H_2) = 50 \text{ мл}$$

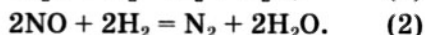
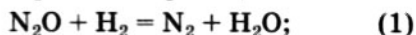
$$V(\text{газів після реакцій}) = 40 \text{ мл}$$

$$V(N_2O) - ?$$

$$V(NO) - ?$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакцій:



2. Після експерименту (за звичайних умов) вода перебуватиме в рідкому стані. Оскільки об'єм її набагато менший, ніж такої самої кількості водяної пари, ним можна знехтувати.

3. З'ясуємо, чи є надлишок якогось реагенту.

Згідно з хімічними рівняннями, кожний оксид Нітрогену реагує з рівним об'ємом водню. Тому із 30 мл суміші N_2O і NO мають прореагувати 30 мл водню. Оскільки водню було взято 50 мл, то він наявний у надлишку. Об'єм водню, який залишився після реакції:

$$V(H_2, \text{ зал.}) = 50 - 30 = 20 \text{ (мл)}.$$

4. Знаходимо об'єм азоту, що утворився:

$$V(N_2, \text{ утв.}) = V(\text{газів після реакцій}) - V(H_2, \text{ зал.}) = 40 - 20 = 20 \text{ (мл)}.$$

5. Виражаємо загальний об'єм азоту через об'єми оксидів Нітрогену, які прореагували. Для цього позначимо $V(N_2O)$ через x (мл). Тоді $V(NO) = 30 - x$. Згідно з хімічними рівняннями (1) і (2):

$$V_1(N_2) = V(N_2O) = x;$$

$$V_2(N_2) = 1/2 V(NO) = 1/2 (30 - x).$$

$$V(N_2, \text{ утв.}) = V_1(N_2) + V_2(N_2) = x + 1/2 (30 - x) = 15 + x/2.$$

6. Складаємо рівняння з одним невідомим і обчислюємо об'єми оксидів Нітрогену:

$$V(N_2, \text{ утв.}) = 15 + x/2 = 20.$$

$$\begin{aligned} \text{Звідси: } x &= V(\text{N}_2\text{O}) = 10 \text{ мл}; \\ V(\text{NO}) &= 30 \text{ мл} - V(\text{N}_2\text{O}) = \\ &= 30 \text{ мл} - 10 \text{ мл} = 20 \text{ мл}. \end{aligned}$$

Відповідь: $V(\text{N}_2\text{O}) = 10 \text{ мл}$; $V(\text{NO}) = 20 \text{ мл}$.

ЗАДАЧА 3. Суміш купрум(II) нітрату й аргентум нітрату загальною кількістю речовини 0,06 моль прожарили за температури 600 °С. Сумарний об'єм газів, які виділилися, становив у перерахунку на нормальні умови 2,464 л. Обчислити кількість речовини кожного нітрату в суміші.

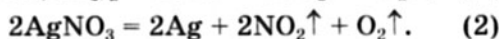
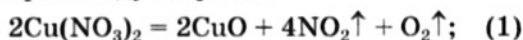
Дано:

$$\begin{aligned} n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2), \\ n(\text{AgNO}_3) &= 0,06 \text{ моль} \\ V(\text{газів}) &= \\ &= 2,464 \text{ л (н. у.)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) &= ? \\ n(\text{AgNO}_3) &= ? \end{aligned}$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакцій термічного розкладу нітратів:



2. Розраховуємо сумарну кількість речовини газів — продуктів розкладу солей:

$$n(\text{газів}) = \frac{V(\text{газів})}{V_M} = \frac{2,464}{22,4} = 0,11 \text{ (моль)}.$$

3. Обчислюємо кількість речовини газів — продуктів розкладу $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Нехай у суміші міститься x моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Тоді кількість речовини AgNO_3 становить $(0,06 - x)$ моль.

Згідно з хімічним рівнянням (1), із 2 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ утворюється 5 моль газів (4 моль NO_2 і 1 моль O_2), із x моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — n_1 моль газів;
 $n_1(\text{газів}) = x \cdot 5/2 = 2,5x$.

4. Обчислюємо кількість речовини газів — продуктів розкладу AgNO_3 .

Згідно з хімічним рівнянням (2), із 2 моль AgNO_3 утворюється 3 моль газів (2 моль NO_2 і 1 моль O_2), із $(0,06 - x)$ моль AgNO_3 — n_2 моль газів;
 $n_2(\text{газів}) = (0,06 - x) \cdot 3/2 = 0,09 - 1,5x$.

5. Складаємо рівняння з одним невідомим, розв'язуємо його і знаходимо кількість речовини нітратів у суміші:

$$n_1(\text{газів}) + n_2(\text{газів}) = n(\text{газів});$$

$$2,5x + 0,09 - 1,5x = 0,11;$$

$$x = n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,06 \text{ моль} - 0,02 \text{ моль} =$$

$$= 0,04 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль};$
 $n(\text{AgNO}_3) = 0,04 \text{ моль}.$

?

150. Фосфор кількістю речовини 1 моль прореагував із хлором. За якої кількості речовини хлору утвориться: а) лише фосфор(III) хлорид; б) лише фосфор(V) хлорид; в) суміш двох хлоридів? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
151. Розчином, який містив 22,4 г калій гідроксиду, поглинули 5,6 л сірководню (н. у.). Які солі утворилися? Обчисліть масу кожної з них.
152. У 172 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 20 % і густиною $1,14 \text{ г/см}^3$ добавили натрій гідроксид масою 20 г. Із добутого розчину повністю випарили воду. Обчисліть масові частки солей у сухому залишку.
153. При згорянні 112 л (н. у.) суміші водню й амоніаку утворилося 5,5 моль води. Яка маса водню була в суміші?
154. Після повного розкладу 56 мл суміші газів NO і NO_2 за високої температури та наявності каталізатора утворилося 78,4 мл суміші азоту і кисню. Обчисліть об'ємні частки оксидів Нітрогену в суміші.
155. У результаті взаємодії 250 мл суміші газів N_2O , NO і NO_2 з надлишком водню утворилося 200 мл азоту, а також водяна пара. Якою була об'ємна частка нітроген(I) оксиду в суміші?
156. При повному термічному розкладі суміші нітратів Калію та Цинку утворився твердий залишок масою 41,3 г. Після добавлення води його маса зменшилась на 17,0 г. Обчисліть масові частки нітратів у суміші.
157. Під час реакції міді з розчином нітратної кислоти виділилося 2,24 л суміші нітроген(II) оксиду і нітроген(IV) оксиду, яка мала густину $1,875 \text{ г/л}$ (об'єм і густина відповідають нормальним умовам). Яка маса металу прореагувала з кислотою?
158. У розчин, який містив 0,1 моль барій гідроксиду і 0,3 моль калій гідроксиду, поступово добавили сульфатну кислоту кількістю речовини 0,3 моль. Із добутої суміші речовин повністю випарили воду. Які сполуки містяться у твердому залишку? Обчисліть їх маси.

2 розділ

Металічні елементи, їх прості речовини і сполуки

Металічних елементів існує значно більше, ніж неметалічних. До них належать усі *d*- і *f*-елементи, а також *s*-елементи (крім Гідрогену і Гелію) та кілька *p*-елементів (форзац I, зворотний бік форзацу II). У довгому варіанті періодичної системи металічні елементи займають ліву і центральну частини¹:

<i>s</i> -елементи		<i>d</i> -елементи										<i>p</i> -елементи						
Li	Be																	
Na	Mg											Al						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po			
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub							

f-елементи

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Цей розділ розпочинається загальною характеристикою металічних елементів, їх атомів і йонів. У ньому крім відомих фактів ви

¹ Германій, Стийбій і Полоній, що перебувають біля діагональної ламаної лінії, за деякими характеристиками схожі на металічні елементи, а за іншими — на неметалічні.

знайдете нові дані про фізичні та хімічні властивості найважливіших металів, оксидів, гідроксидів і солей відповідних металічних елементів. Звернемо вашу увагу й на те, як добувають і використовують ці сполуки. У кінці підручника розглянуто загальні методи добування металів і хімічні основи чорної металургії.

17

Металічні елементи. Метали

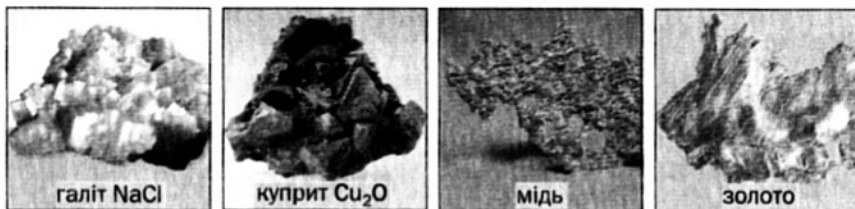
Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про поширеність металічних елементів у природі;
- зрозуміти особливості будови атомів і йонів цих елементів;
- скласти уявлення про металічний зв'язок;
- пригадати загальні фізичні властивості металів;
- з'ясувати склад і властивості деяких сплавів.

Металічні елементи. У природі металічні елементи трапляються досить часто. Найбільше металічних елементів містить літосфера. Найпоширенішим серед них є Алюміній (мал. 73).



Елементи, які утворюють активні метали, містяться переважно в хлоридних, карбонатних, сульфатних і силікатних мінералах, інші — в оксидних і сульфідних мінералах; дуже рідко трапляються самородні мідь, срібло, золото, платина (мал. 74).

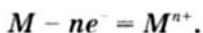


Мал. 74.
Природні речовини, утворені металічними елементами

У гідросфері також багато металічних елементів, але у значно менших кількостях. У воді морів і океанів переважає Натрій, а у прісній воді — Кальцій.

Металічні елементи містяться і в живих організмах. Натрій і Калій входять до складу усіх клітин, Магній є у хлорофілі, а Ферум — у гемоглобіні. Сполуки Кальцію становлять неорганічну основу кісток, зубів, яєчної шкаралупи, черепашок.

Атоми і йони. В атомі будь-якого металічного елемента на зовнішньому енергетичному рівні перебуває невелика кількість електронів (як правило, від одного до трьох). Такий атом може віддавати ці електрони й перетворюватися на позитивно заряджений йон (катіон):



► Запишіть схему утворення йона Літію із атома, використавши електронні формули частинок.

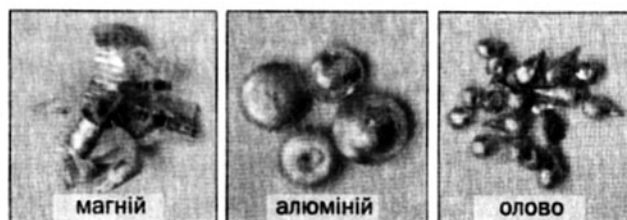
Здатність атомів металічних елементів втрачати електрони зростає зі збільшенням радіусів атомів: у періоді — справа наліво, а в групі — згори донизу. Типові металічні елементи розміщені в лівому нижньому куті періодичної системи. Серед них — Цезій; його атом найлегше втрачає електрон.

Прості катіони металічних елементів входять до складу відповідних оксидів, основ, солей. Значення зарядів таких йонів для елементів головних підгруп I—III груп збігаються з номерами груп: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} . Подібної закономірності для елементів побічних підгруп немає. Наприклад, елемент I групи Купрум утворює катіони Cu^+ і Cu^{2+} , а елемент VIII групи Ферум — катіони Fe^{2+} і Fe^{3+} .

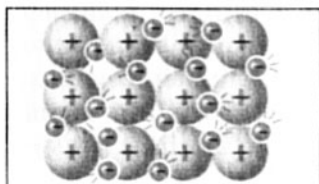
Атоми деяких металічних елементів здатні утворювати ковалентні зв'язки з атомами неметалічних елементів. Результатом цього є існування відповідних складних аніонів (наприклад, MnO_4^-) або молекул (CrO_3).

Метали. Металічні елементи утворюють прості речовини — метали. За звичайних умов вони перебувають у твердому стані (крім ртуті) і є кристалічними речовинами.

За зовнішнім виглядом (мал. 75) і властивостями метали дуже схожі. Це зумовлено наявністю в них хімічного зв'язку особливого типу.



Мал. 75.
Метали



Мал. 76
Спрощена модель
будови металу

Металічний зв'язок. Атоми в кожному металі розміщені дуже щільно. Унаслідок цього зовнішні орбіталі сусідніх атомів перекриваються. Електрони, що перебувають у таких орбіталах, відокремлюються від «своїх» атомів і починають хаотично рухатись у речовині (мал. 76). Ці електрони називають

*делокалізованими*¹, або усупільненими. Атоми, втрачаючи електрони, перетворюються на катіони.

Зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за допомогою делокалізованих електронів, називають *металічним зв'язком*.

Фізичні властивості. Метали мають особливий, металевий, блиск, здатні проводити електричний струм. Ці властивості спричинені наявністю в них усупільнених електронів, які також зумовлюють високу теплопровідність металів.

Цікаво знати
Найвищу електро- і тепло-провідність мають срібло, мідь, золото, алюміній.

Більшість металів є пластичними; їх можна кувати, витягувати з них дріт. При механічному обробленні металу шари катіонів зсуваються один щодо одного. Проте металічний зв'язок при цьому не руйнується, оскільки його забезпечують делокалізовані електрони, що є своєрідним «мастилом» між катіонами.

Температури плавлення більшості металів перевищують 1000 °С. Метали, які плавляться за нижчої температури (наприклад, свинець, олово, цинк, алюміній), називають легкоплавкими. Найтугоплавкіший метал — вольфрам (т. пл. 3420 °С). Найнижчу температуру плавлення має ртуть (-38,9 °С).

Значення густини металів перебувають у широкому інтервалі — від 0,534 (літій) до 22,5 г/см³ (осмій).

Цікаво знати
Найпластичніший метал — золото.

Метали різняться й за твердістю. Найтвердішим є хром; ним можна різати скло. Найм'якші метали — натрій, калій, свинець.

Колір металів звичайно білий або сірий. Золото і цезій мають жовтий колір, а мідь — червоний (мал. 74).

¹ Термін походить від латинських префікса de, який позначає відділення, відміну, і слова localis — місцевий.



Мал. 77.
Срібна монета

Залізо, кобальт і нікель є феромагнетиками — речовинами, які здатні намагнічуватися в зовнішньому магнітному полі і зберігати такий стан.

Застосування. Найважливішими для практики металами є залізо, алюміній, мідь, цинк. Золото, срібло, платина — коштовні метали. Із них виготовляють ювелірні вироби, прикраси, іноді карбують монети (мал. 77). Ці метали також застосовують у хімічній промисловості, приладобудуванні, електронній техніці.

Сплави металів. Значно частіше за метали використовують їх сплави (табл. 5). Кожний сплав зазвичай є однорідною сумішшю (твердим розчином), яку виготовляють шляхом сумісного розплавлення металів із подальшим охолодженням.

Таблиця 5

Деякі металічні сплави

Назва	Склад (масові частки, %)	Назва	Склад (масові частки, %)
Нержавіюча сталь (звичайна)	Fe — 74; Cr — 18; Ni — 8	Дуралюмін	Al — 71—90; Cu — до 13; Zn, Si, Mg — решта
Бронза (звичайна)	Cu — 70—96; Sn — решта	Ніхром	Ni — 77—85; Cr — 15—20; Al — решта
Латунь	Cu — 54—90; Zn — решта	Мельхіор	Cu — 70—80; Ni — решта

За фізичними властивостями сплави відрізняються від металів, що входять до їх складу. Вони мають, як правило, нижчі температури плавлення порівняно з відповідними металами, а також інші твердість і густину. Однак сплавам, як і чистим металам, властивий металевий блиск, висока електропровідність.

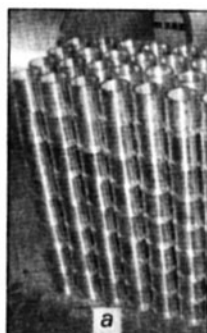
У хімічних реакціях сплави зазвичай поведуться як суміші відповідних металів.

Учені добувають і досліджують сплави з метою поліпшення властивостей металів. Так, звичайне залізо швидко ржавіє, а сплави цього металу із хромом і нікелем дуже стійкі у природних умовах. Для виготовлення ювелірних прикрас використовують не чисті коштовні метали, що є м'якими і швидко стираються, а їх твердіші сплави із міддю і сріблом. За допомогою припою — сплаву олова зі свинцем — легше паяти (т. пл. припою 180 °С), ніж чистими металами — оловом (т. пл. 232 °С) чи свинцем (т. пл. 327 °С).

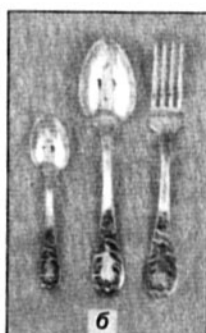
Сплави різних металів використовують у хімічній промисловості, літако- і машинобудуванні, техніці, будівництві, монументальному мистецтві, побуті (мал. 78, 79).



Мал. 78.
Пам'ятник
із бронзи¹



Мал. 79.
Вироби з латуні (а)
і мельхіору (б)



ВИСНОВКИ

До металічних елементів належать усі *d*- та *f*-елементи, *s*-елементи (крім Гідрогену і Гелію) та кілька *p*-елементів.

¹ Скульптурна композиція «Планета Альфреда Нобеля», м. Дніпропетровськ.

Металічні елементи досить поширені у природі.

Атоми металічних елементів здатні втрачати електрони й перетворюватися на катіони. Така їх здатність зростає зі збільшенням радіусів атомів: у періоді — справа наліво, а в групі — згори донизу.

Металічні елементи утворюють прості речовини — метали. Кожний атом у металі втрачає один або кілька зовнішніх електронів і перетворюється на катіон. Такі електрони починають хаотично рухатись у речовині, тобто стають делокалізованими.

Зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за допомогою делокалізованих електронів, називають металічним зв'язком.

Метали проводять електричний струм, мають характерний блиск, високу теплопровідність, більшість є пластичними.

Метали та їх сплави широко використовують у різних галузях.

?

159. Яких елементів — металічних чи неметалічних — більше у 3-му періоді, 4-му періоді?
160. Назвіть групу періодичної системи, в якій розміщені лише металічні елементи.
161. Запишіть електронні формули атома і йона Берилію.
162. Які фізичні властивості є типовими для металів? Поясніть, чому метали проводять електричний струм.
163. Чому найчастіше використовують не самі метали, а їх сплави?
164. За матеріалами Інтернету або іншими джерелами інформації підготуйте стисле повідомлення про метал або сплав із особливими властивостями та його застосування.
165. Зразок спеціальної бронзи має такі масові частки металів (у відсотках): Cu — 85; Sn — 9; Zn — 6. Атомів якого елемента у бронзі найменша кількість? Скільки атомів Купруму припадає у сплаві на кожні 10 атомів цього елемента?
166. Порошок силуміну (сплав алюмінію із силіцієм) масою 5,0 г із масовою часткою силіцію 14 % спалили в надлишку кисню. Обчисліть масові частки оксидів у добутій суміші сполук.

для допитливих

Кристалічні ґратки металів

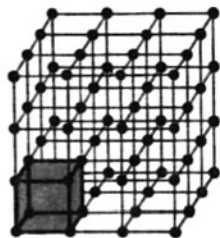
Порядок розміщення частинок у кристалі будь-якої речовини описують за допомогою моделі, яку називають кристалічними ґратками. У такій моделі є найменший тривимірний фрагмент, що повторюється в різних напрямках. За його допомогою можна «побудувати» весь кристал (мал. 80).

Катіони в кристалі металу «упаковані» досить щільно. Модель будови металу можна виготовити із кульок, які імітуватимуть катіони. Частину їх розміщують на площині впритул одна до одної, а потім кожен нову кульку кладуть на іншу або в заглиблення між кульками.

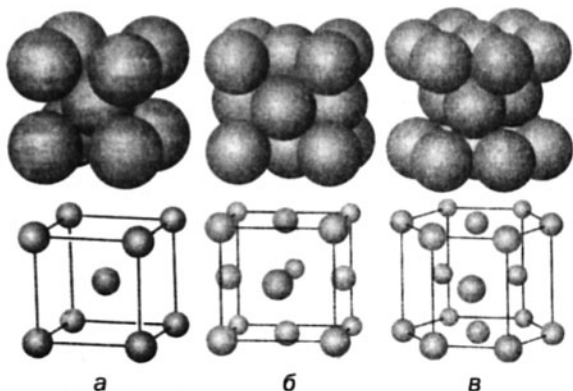
Найменші фрагменти кристалічних ґраток металів мають форму куба чи шестикутної призми (мал. 81). Існують три основні варіанти розміщення в них катіонів:

- 1) у вершинах і центрі куба (лужні метали, барій, хром, вольфрам та ін.) — мал. 81, а;
- 2) у вершинах і центрах граней куба (алюміній, мідь, срібло, золото, платина та ін.) — мал. 81, б;
- 3) у вершинах і центрах верхньої та нижньої граней шестикутної призми, а також у трьох позиціях усередині призми (магній, берилій та ін.) — мал. 81, в.

Розміщення катіонів у кристалічних ґратках заліза і деяких інших металів залежить від температури.



Мал. 80.
Кристалічні ґратки із виділеним найменшим фрагментом



Мал. 81.
Фрагменти кристалічних ґраток:
а — натрію;
б — алюмінію;
в — магнію

18 Хімічні властивості металів

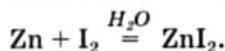
Матеріал параграфа допоможе вам:

- повторити хімічні властивості металів;
- експериментально визначати й порівнювати хімічну активність металів;
- пригадати суть корозії та дізнатися про способи захисту від неї.

Атоми металічних елементів у хімічних реакціях завжди віддають електрони. Тому метали, взаємодіючи з різними речовинами, є відновниками.

Реакції з неметалами. Активні метали реагують із багатьма неметалами за звичайних умов, а менш активні — за підвищеної температури¹. Золото взаємодіє лише з галогенами й не реагує з киснем та іншими неметалами.

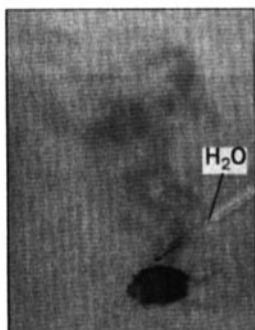
Приклад реакції металу із неметалом за наявності каталізатора — води (мал. 82):



Реакції з водою. За звичайних умов з водою взаємодіють лужні та лужноземельні метали. Продуктами кожної реакції є луг і водень. Аналогічна реакція за участю магнію відбувається при нагріванні.

- ▶ Напишіть рівняння реакції барію з водою, складіть схеми окиснення і відновлення.

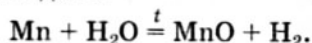
Деякі менш активні метали взаємодіють лише з водяною парою за високої температури.



Мал. 82.
Реакція цинку
з йодом

¹ Іноді нагрівання потрібне лише для того, щоб реакція розпочалася, а далі вона триває мимовільно із виділенням теплоти.

Продукти цих реакцій — оксиди металічних елементів і водень:

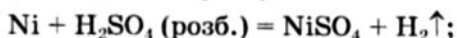


Реакції з кислотами. Для прогнозування можливості реакції між металом і кислотою (а також сіллю) використовують ряд активності металів:

Li K Ba Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au

← Посилення відновних властивостей (хімічної активності) металів

Метали, розміщені зліва від водню, взаємодіють із такими кислотами, як хлоридна HCl, ортофосфатна H₃PO₄, сульфатна H₂SO₄ (у розбавленому розчині), з виділенням водню, а розміщені справа не реагують із ними:



Окисником у реакціях металів із цими кислотами є Гідроген.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 11

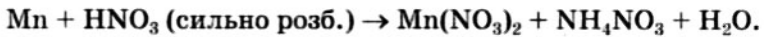
Порівняння активності металів у реакціях із кислотою

Помістіть в одну пробірку гранулу цинку, в іншу — гранулу олова. Додайте в кожен пробірку по 2 мл хлоридної кислоти із масовою часткою HCl 20 %. Який метал виявляє більшу хімічну активність? Чи узгоджується результат досліду із розміщенням металів у ряду активності?

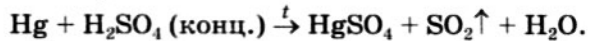
Нагрійте пробірку із менш активним металом, але не до кипіння рідини. Що спостерігаєте?

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Під час реакцій металів із нітратною і концентрованою сульфатною кислотами водень не виділяється, а утворюються інші речовини. Елементами-окисниками в цих кислотах є Нітроген (§ 10) і Сульфур (§ 9):

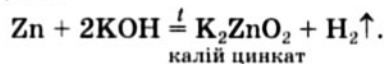


Нітратна і концентрована сульфатна кислоти взаємодіють навіть із металами, розміщеними в ряду активності після водню (крім золота і платини):



- Перетворіть схеми двох останніх реакцій на хімічні рівняння, дібравши коефіцієнти методом електронного балансу.

Реакції з лугами. Із лугами взаємодіють цинк, алюміній, олово, свинець, берилій, кілька інших металів. Така реакція можлива за одночасного виконання двох умов: 1) метал перебуває в ряду активності зліва від водню; 2) оксид (гідроксид) відповідного металічного елемента є амфотерним. Продукти реакції — сіль і водень:

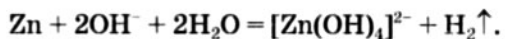


Якщо взаємодія відбувається у водному розчині, то утворюється сіль іншого складу:

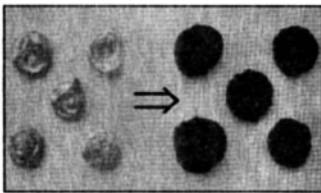
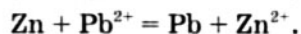
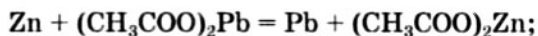


Скласти формулу сполуки $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ можна, замінюючи у формулі цинкату K_2ZnO_2 кожний атом Оксигену (двовалентний) на дві OH -групи (одновалентні). Така сіль у водному розчині дисоціює на йони K^+ і $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Рівняння цієї реакції у йонно-молекулярній формі:



Реакції з розчинами солей. Метали взаємодіють із солями у водному розчині з утворенням інших металів і солей (мал. 83):



Мал. 83.
Гранули цинку до і після реакції з плумбум(II) ацетатом $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ у розчині

Такі реакції відбуваються, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт, тобто розміщений у ряду активності зліва від нього. Крім того, вихідна сіль має бути розчинною у воді, оскільки беруть її розчин.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 12

Порівняння активності металів у реакціях із сіллю в розчині

Помістіть в одну пробірку гранулу цинку, в іншу — гранулу олова. Додайте в кожен пробірку по 2 мл розчину купрум(II) сульфату. Що спостерігаєте? Який метал виявляє більшу хімічну активність? Чи узгоджується результат досліду із розміщенням металів у ряду активності?

Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Іноді в результаті взаємодії металу із сіллю утворюються дві нові солі:



Корозія металів. Метали часто змінюють свій початковий вигляд. Залізо ржавіє, свинець, мідь, срібло тьмянішають і втрачають характерний блиск. Ці явища зумовлені хімічними реакціями металів із киснем, водою, іншими речовинами, з якими вони контактують.

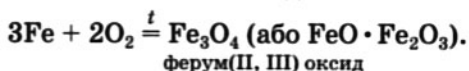
Процес руйнування металів унаслідок їх хімічної взаємодії з речовинами довкілля називають *корозією*¹.

Корозія завдає значної шкоди. Наприклад, іржа «з'їдає» більш ніж 20 % усього заліза, що виплавляють у металургії, а це — мільйони тонн. Стійкими щодо речовин навколиш-

¹ Термін походить від латинського слова *corrosio* — роз'їдання.

нього середовища є найпасивніші метали — золото і платина.

Залізо в сухому повітрі не змінюється, а при нагріванні починає взаємодіяти з киснем:



Шар подвійного оксиду Феруму, так звана залізна окалина, утворюється на поверхні заліза під час гарячої обробки металу на прокатних станах, у кузнях. Окалина погано утримується на металі й періодично осипається.

Магній, алюміній, цинк, хром вступають у реакцію з киснем за звичайних умов. Тому на поверхні кожного із цих металів завжди існує плівка оксиду (MgO , Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3). Вона дуже тонка і прозора (метали зберігають характерний блиск), але суцільна і хімічно стійка. Оксидна плівка захищає ці метали від подальшої дії кисню та інших речовин.

Частіше трапляється корозія, в якій беруть участь вода і водні розчини електролітів.

Залізо, що контактує з водою на повітрі, поступово ржавіє (мал. 84). Цей процес спрощено описують такою схемою:



► Перетворіть схему реакції на хімічне рівняння.

Іржа має різний колір — від світло-бурого до коричневого. Вона покриває метал нещільним шаром і може осипатися. Іноді залізо повністю перетворюється на іржу.

У вологому середовищі зазнають корозії мідь і бронза. На пам'ятниках, дахах, різних виробках із міді та бронзи із часом з'являється зелений наліт сполук Купруму (мал. 85).



Мал. 84.
Іржа на залізній
огорожі



Мал. 85.
Продукти корозії
на мідному покритті
храмового купола

Цікаво знати

Дуже чистий цинк майже не реагує з кислотами, а дуже чисте залізо не зазнає корозії.

Процес корозії залежить від кількох чинників. Чим активніший метал, тим сильніше він кородує. Із підвищенням температури швидкість корозії зростає. У кислому середовищі корозія більшості металів посилюється, а в лужному — уповільнюється. Важливим для практики є вплив хлорид-іонів на корозію. Залізо, контактуючи з морською водою, швидко руйнується. Взимку, коли лід на шляхах посипають сумішшю піску із сіллю, посилюється корозія нижніх частин металевих корпусів автомобілів.

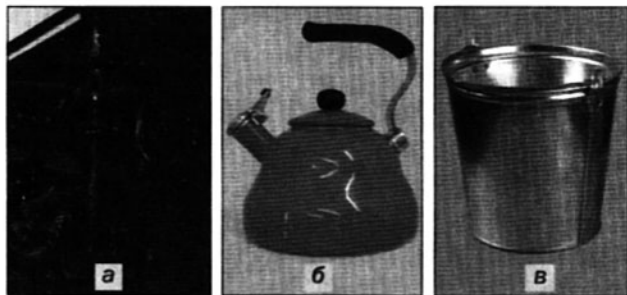
Захист від корозії. Найпростіший шлях захисту від корозії — ізоляція металів від навколишнього середовища. Для цього їх покривають олійними фарбами, лаками (мал. 86, а), які після висихання створюють на металевій поверхні суцільні, еластичні й хімічно інертні плівки. На жаль, із часом на таких покриттях з'являються тріщини, фарба і лак осипаються, а при нагріванні покриття руйнуються чи обгорають, і метал доводиться фарбувати або лакувати знову.

Захищають метали від корозії керамічні покриття — емалі (мал. 86, б). Це легкоплавкі склоподібні суміші силікатів Алюмінію, Кальцію і Натрію. Вони стійкі до води, розбавлених розчинів кислот, лугів, інших речовин.

Зброю, транспортну техніку, яка перебуває на зберіганні, змащують мастилами. До складу мастил входять різні жири, неорганічні масла — хімічно пасивні речовини, що не розчиняються у воді й не змочуються нею.

Метал можна покрити іншим металом, стійкішим до корозії, — цинком, хромом, нікелем, оловом, золотом. Широкого застосування набула оцинкована (мал. 86, в) та луджена жерсть. Її виробляють, занурюючи залізні листи в розплавлений цинк або олово.

Мал. 86.
Вироби
із металів,
покриті:
а — лаком;
б — емаллю;
в — цинком
(оцинкована
жерсть)



Іноді метали покривають полімерними матеріалами.

У промисловості, транспортних засобах, побуті залізо дедалі частіше замінюють нержавіючою сталлю.

ВИСНОВКИ

Метали в хімічних реакціях є відновниками. Вони взаємодіють із неметалами, кислотами, солями (у водних розчинах), деякі — ще й із лугами, а лужні та лужноземельні метали — із водою.

Процес руйнування металів унаслідок їх реакцій із речовинами навколишнього середовища називають корозією.

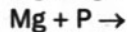
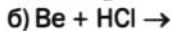
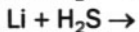
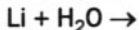
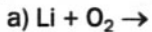
Корозія металу найчастіше відбувається за участю води і водних розчинів електролітів. Її швидкість залежить від активності металу, температури, кислотності середовища.

Метали захищають від корозії, покриваючи фарбами, лаками, іншими металами, змащуючи мастилами. Широкого використання набула нержавіюча сталь.

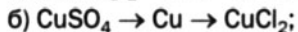
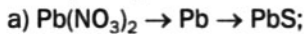
?

167. Сполуки яких класів можна добути за допомогою реакцій між металами і неметалами? Наведіть кілька прикладів.

168. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



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



170. Напишіть рівняння можливих реакцій між металами — магнієм, сріблом — і кислотами — розбавленою сульфатною, концентрованою нітратною. Коефіцієнти доберіть методом електронного балансу.

171. Укажіть можливі реакції між металом і сіллю у розчині, допишіть відповідні схеми і складіть хімічні рівняння:



Поясніть, чому інші реакції не відбуваються.

172. Що таке корозія? Назвіть метали, які кородують найбільшою мірою, і ті, що не зазнають корозії.

173. Чому корозія металевих конструкцій у промислових центрах відбувається інтенсивніше, ніж у сільській місцевості?

174. Після проведення реакції 27 г срібла з достатньою кількістю нітратної кислоти добули 40 г солі. Обчисліть відносний вихід аргентум нітрату.

175. У розчин, що містив 32 г купрум(II) сульфату, занурили залізну пластинку. Після того як уся сіль прореагувала, маса пластинки збільшилася на 4 %. Визначте масу залізної пластинки перед проведенням досліду.

176. Мідний порошок масою 16 г протягом певного часу нагрівали на повітрі, а потім внесли у хлоридну кислоту, взяту в надлишку. В результаті реакції утворився купрум(II) хлорид масою 2,7 г. Обчисліть масову частку міді в порошок після нагрівання.

177. Сплав цинку й алюмінію масою 15,7 г ввели в реакцію з надлишком розчину лугу. При цьому виділилося 7,84 л газу (н. у.). Які маси металів містились у сплаві?

178. Після нагрівання цинкового порошку на повітрі його маса збільшилася на 8 %. Обчисліть масові частки речовин у залишку після проведення досліду.

19

Розрахунки за хімічними рівняннями (II)

Матеріал параграфа допоможе вам:

- розв'язувати розрахункові задачі у разі наявності домішок у реагентах.

Ви знаєте, що абсолютно чистих речовин не буває. Не тільки природні речовини, а й добути хіміками в лабораторіях містять певну кількість різних домішок. У цьому параграфі розглянемо, як здійснюють обчислення за хімічними рівняннями, якщо в реагентах є домішки.

ЗАДАЧА 1. Який об'єм водню утвориться за нормальних умов під час взаємодії 10,0 г берилію з достатньою кількістю хлоридної кислоти, якщо масова частка домішок у металі становить 3 %?

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{Be, із дом.}) &= \\ &= 10,0 \text{ г} \\ w(\text{дом.}) &= 3 \% \\ \hline V(\text{H}_2, \text{н. у.}) &= ? \end{aligned}$$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу чистого металу.

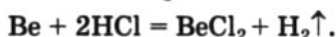
Оскільки маса домішок становить 3 % від маси взятого металу, то на чистий берилій припадає 97 % маси:

$$m(\text{Be}) = 10,0 \text{ г} \cdot 0,97 = 9,7 \text{ г.}$$

2. Знаходимо кількість речовини берилію:

$$n(\text{Be}) = \frac{m(\text{Be})}{M(\text{Be})} = \frac{9,7 \text{ г}}{9 \text{ г/моль}} = 1,08 \text{ моль.}$$

3. Записуємо хімічне рівняння:



4. Розраховуємо кількість речовини водню.

Згідно з рівнянням:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Be}) = 1,08 \text{ моль.}$$

5. Обчислюємо об'єм знайденої кількості речовини водню за нормальних умов:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_M = \\ &= 1,08 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 24,2 \text{ л.} \end{aligned}$$

Відповідь: $V(\text{H}_2, \text{н. у.}) = 24,2 \text{ л.}$

ЗАДАЧА 2. У результаті реакції 5,8 г алюмінію, що містив домішки, з достатньою кількістю сірки утворилося 15,0 г алюміній сульфїду. Обчислити масову частку домішок у металі.

Дано:

$$m(\text{Al, із дом.}) = 5,8 \text{ г}$$

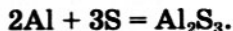
$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 15,0 \text{ г}$$

$$w(\text{дом.}) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо кількості речовини алюміній сульфїду і алюмінію (без домішок), який вступив у реакцію:

$$\begin{aligned} n(\text{Al}_2\text{S}_3) &= \frac{m(\text{Al}_2\text{S}_3)}{M(\text{Al}_2\text{S}_3)} = \\ &= \frac{15,0 \text{ г}}{150 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= 2n(\text{Al}_2\text{S}_3) = \\ &= 2 \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}. \end{aligned}$$

3. Обчислюємо масу алюмінію (без домішок):

$$\begin{aligned} m(\text{Al}) &= n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 5,4 \text{ г}. \end{aligned}$$

4. Розраховуємо масу домішок у металі:

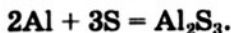
$$m(\text{дом.}) = 5,8 \text{ г} - 5,4 \text{ г} = 0,4 \text{ г}.$$

5. Розраховуємо масову частку домішок у металі:

$$\begin{aligned} w(\text{дом.}) &= \frac{m(\text{дом.})}{m(\text{Al, із дом.})} = \\ &= \frac{0,4 \text{ г}}{5,8 \text{ г}} = 0,069, \text{ або } 6,9 \%. \end{aligned}$$

2-й спосіб

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Розраховуємо масу алюмінію (без домішок).

Робимо підготовчий запис для складання пропорції, вказавши маси речовин у рівнянні реакції:

$$\begin{aligned} M(\text{Al}) &= 27 \text{ г/моль}; \\ M(\text{Al}_2\text{S}_3) &= 150 \text{ г/моль}; \\ \begin{array}{r} x \text{ г} \\ 2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3; \\ 2 \cdot 27 \text{ г} \qquad \qquad 150 \text{ г} \end{array} \end{aligned}$$

$$x = m(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 27 \cdot 15,0}{150} = 5,4 \text{ (г)}.$$

3. Обчислюємо масу домішок у металі:

$$m(\text{дом.}) = 5,8 \text{ г} - 5,4 \text{ г} = 0,4 \text{ г}.$$

4. Розраховуємо масову частку домішок у металі:

$$\begin{aligned} w(\text{дом.}) &= \frac{m(\text{дом.})}{m(\text{Al, із дом.})} = \\ &= \frac{0,4 \text{ г}}{5,8 \text{ г}} = 0,069, \text{ або } 6,9 \%. \end{aligned}$$

Відповідь: $w(\text{дом.}) = 0,069$, або $6,9 \%$.

?

179. Яку масу вапняку із масовою часткою домішок 10 % необхідно взяти для добування 22,4 л вуглекислого газу (н. у.)?
180. При розкладанні калій нітрату масою 20,8 г, що містив домішки, утворилося 3,2 г кисню. Обчисліть масову частку домішок у калій нітраті.
181. Яка масова частка домішок у калій броміді, якщо в результаті реакції 84 г сполуки з достатньою кількістю хлору утворилося 48 г броміду?
182. Знайдіть масу вуглекислого газу, що утвориться в результаті спалювання 1 т вугілля в надлишку повітря, якщо сумарна масова частка елементів у вугіллі, крім Карбону, становить 10 %.
183. Яку масу натрій сульфіді можна добути із 700 кг глауберової солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, яка містить 8 % домішок за масою? Напишіть рівняння відповідної реакції, яка відбувається при нагріванні між безводним натрій сульфатом і вуглецем з утворенням натрій сульфіді і чадного газу.
184. До зразка доломіту $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ масою 20 г добавили 150 г хлоридної кислоти із масовою часткою HCl 20 %. Виділилося 4,48 л газу (н. у.). Обчисліть: а) масову частку домішок у доломіті; б) масові частки солей у добутому розчині. Зважте на те, що домішки не реагують із кислотою.
185. У результаті взаємодії 0,65 г цинку із хлоридною кислотою виділилося 0,011 моль водню. Які домішки можуть бути в цинку?

Матеріал параграфу допоможе вам:

- скласти уявлення про поширеність Натрію і Калію в природі;
- пригадати будову атомів і йонів цих елементів;
- повторити властивості натрію, калію і сполук відповідних елементів;
- з'ясувати сфери застосування натрію, калію, відповідних лугів і солей.

Натрій і Калій. Елементи Натрій і Калій¹ є найтипівшими серед металічних елементів. Вони містяться в головній підгрупі I групи періодичної системи. Ці елементи, а також Літій, Рубідій, Цезій і Францій² названо лужними, бо їх гідроксиди розчиняються у воді і є лугами (сильними основами).

Поширеність у природі. Натрій і Калій досить поширені на нашій планеті і трапляються лише у сполуках. Атомна частка Натрію в літосфері становить 2,3 %, а Калію — 1,3 %. Найважливіші мінерали цих елементів (мал. 87): кам'яна сіль, або галіт, NaCl; мірабіліт, або глауберова сіль, Na₂SO₄ · 10H₂O; сильвініт NaCl · KCl; сильвін KCl; карналіт KCl · MgCl₂ · 6H₂O; польові шпати M₂O · Al₂O₃ · 6SiO₂ (M — Na, K).

В Україні є поклади кам'яної солі у Донецькій (Артемівськ), Закарпатській (Солотвино) областях, а також калійних солей у Львівській та Івано-Франківській (Калуш) областях. Ці

¹ Назви елементів походять від арабського слова «натрун» чи грецького nitron — природна сода і арабського «аль-калі» — поташ K₂CO₃. Із карбонатами пов'язані й англійські назви металів і елементів: alcali metals — лужні метали, Sodium — Натрій, Potassium — Калій.

² Францій — радіоактивний елемент, практично відсутній у природі. Він утворюється під час радіоактивного розпаду деяких нуклідів.

Мал. 87.
Мінерали
Натрію і Калію



природні сполуки слугують переважно сировиною для хімічної промисловості.

Катіони Натрію і Калію поряд з іншими є в природній воді, причому і в морях, і в річках іонів Na^+ більше, ніж K^+ .

Натрій і Калій також містяться в живих організмах.

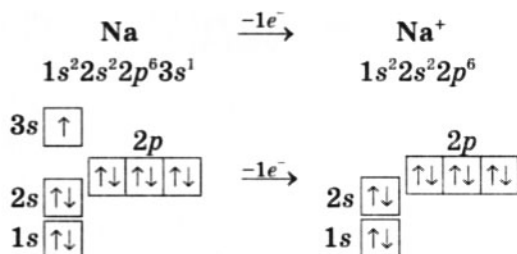
Маса Натрію в організмі дорослої людини становить приблизно 100 г, а Калію — 140 г. Йони цих елементів входять до складу плазми крові, внутріклітинних і міжклітинних рідин, кісток, м'язових тканин. Людина втрачає Натрій і Калій переважно із потом і сечею. Для поповнення організму Натрієм необхідно щодня споживати з їжею 3—6 г солі. Найбільше Калію містять боби, курага, чорнослив, виноград, хліб, крупи. Середньодобова потреба дорослої людини в Калії становить 3—4 г.

Калій є одним із найважливіших елементів для рослин. Він прискорює їх розвиток, збільшує стійкість до хвороб і несприятливих погодних умов. Тому в сільському господарстві використовують калійні добрива (§ 12).

Електронна будова атомів і йонів. Атоми Натрію і Калію, як і інших лужних елементів, мають на зовнішньому енергетичному рівні по одному електрону й дуже легко втрачають його, перетворюючись на однозарядні катіони:



Проілюструємо перетворення атома Натрію на йон за допомогою електронних формул частинок:



Йони Na^+ і K^+ входять до складу всіх сполук Натрію і Калію — оксидів, гідроксидів, солей.

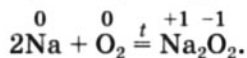
Прості речовини елементів. Метали натрій і калій дуже легкоплавкі; температури їх плавлення становлять, відповідно, 97,9 і 63,5 °С. Вони легші за воду (густина натрію — 0,97 г/см³, а калію — 0,86 г/см³), м'які, легко ріжуться ножом. На свіжому зрізі метали мають металевий блиск, який швидко зникає внаслідок їх взаємодії з компонентами повітря й утворення різних сполук.

Натрій і калій — надзвичайно активні метали. Їх зберігають у герметично закритих посудинах під шаром гасу.

Натрій і калій взаємодіють майже з усіма неметалами. Ці реакції відбуваються з виділенням значної кількості теплоти, іноді — зі спалахуванням чи вибухом.

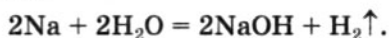
► Напишіть рівняння реакцій: а) натрію з воднем; б) калію із сіркою.

Взаємодія натрію з киснем відбувається з утворенням натрій пероксиду:



Водночас утворюється невелика кількість оксиду Na_2O . Основним продуктом реакції калію з киснем є сполука із формулою KO_2 .

Натрій, потрапивши у воду, бурхливо реагує з нею й одразу плавиться (реакція є екзотермічною):



Цікаво знати
Пари натрію і калію складаються з атомів і невеликої кількості молекул Na_2 або K_2 .

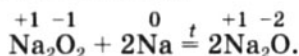
Під час досліду можна побачити, як рідка срібляста кулька металу бігає по поверхні води, а з-під неї виділяється водень, який іноді спалахує.

Калій реагує з водою із вибухом.

Натрій і калій дуже активно взаємодіють із кислотами. Якщо використовують не чисті кислоти, а їх водні розчини (концентровані, розбавлені), то метали водночас реагують і з водою.

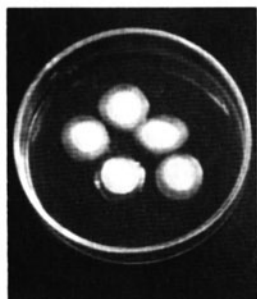
Натрій застосовують як каталізатор у виробництві синтетичного каучуку, а в рідкому стані (також і його сплав із калієм) — як теплоносії у системах охолодження ядерних реакторів. Парою натрію заповнюють лампи для міського освітлення.

Оксиди Натрію і Калію є типовими основними оксидами. Вони активно взаємодіють із водою з утворенням гідроксидів, реагують із кислотними оксидами, кислотами. Оксиди Натрію і Калію не вдається добути із відповідних гідроксидів або карбонатів, які є термічно стійкими. Вони утворюються при нагріванні сполук Na_2O_2 або KO_2 із відповідними металами за відсутності повітря:



Гідроксиди Натрію і Калію є в кожній хімічній лабораторії. Вони були відомі ще алхімікам, які дали їм назви «їдкий натр» і «їдке калі». Ці сполуки розчиняються у воді з виділенням значної кількості теплоти, добре поглинають вологу і навіть розпливаються у вологій атмосфері (мал. 88). Тому їх зберігають у герметично закритих посудинах і використовують для осушування газів, органічних розчинників.

Гідроксиди Натрію і Калію та їх розчини роз'їдають тканини, папір, шкіру, небезпечні для слизових оболонок і особливо очей, спричиняють тяжкі опіки.

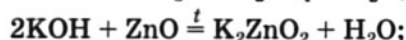
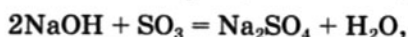


Мал. 88.
Результат поглинання водяної пари гранулами лугу

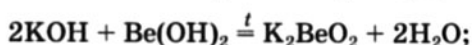
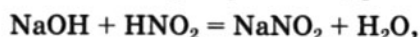
Із цими сполуками потрібно працювати дуже обережно.

Будучи сильними основами (лугами), гідроксиди Натрію і Калію вступають у реакції:

- з кислотними й амфотерними оксидами



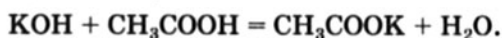
- з кислотами й амфотерними гідроксидами



- із солями



- із деякими органічними речовинами (карбоневими кислотами, жирами, амінокислотами, білками)



оцтова кислота калій ацетат

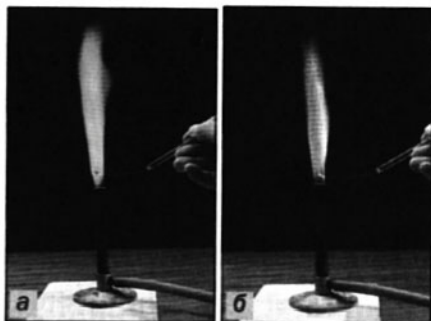
Гідроксиди Натрію і Калію широко використовують: NaOH — у процесах очищення нафтопродуктів, виробництві деяких органічних сполук, мийних засобів, штучних волокон, ліків, паперу; KOH — в акумуляторах як електроліт. Вони слугують вихідними речовинами для добування різних сполук Натрію і Калію.

Солі Натрію і Калію — переважно білі порошки або безбарвні кристали¹, розчинні у воді. Солі Натрію забарвлюють полум'я в яскраво-жовтий колір, а солі Калію — у блідо-фіалковий (мал. 89). Легко помітити, що кухонна сіль, потрапляючи в полум'я газової плити, робить його на мить жовтим. Такими ефектами можна скористатися для розпізнання сполук Натрію і Калію.

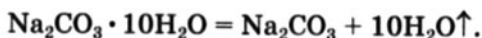
Чимало солей Натрію і деякі солі Калію утворюють кристалогідрати. При нагріванні, а іноді й мимовільно вони втрачають воду, яка

¹ Один із винятків — чорно-фіолетовий калій перманганат KMnO_4 («марганцівка»). Забарвлення цієї солі зумовлюють аніони MnO_4^- .

Мал. 89.
Забарвлення
полум'я
солями
Натрію (а)
і Калію (б)



виділяється у вигляді пари. Так, безбарвні прозорі кристали $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристалічна сода), перебуваючи на повітрі, поступово перетворюються на білий порошок безводної сполуки:



Солі Натрію і Калію, насамперед хлориди, карбонати, сульфати, нітрати, широко використовують на практиці. Хлориди є вихідними речовинами у виробництві лугів, хлору, соди, а натрій карбонат і натрій сульфат — у виробництві скла. Солі Калію (хлорид, сульфат, нітрат) застосовують як добрива (§ 12).

ВИСНОВКИ

Натрій і Калій — найважливіші лужні елементи. Вони досить поширені у природі.

Усі сполуки цих елементів містять йони Na^+ або K^+ .

Натрій і калій — легкі, м'які, легкоплавкі метали. Вони дуже активно взаємодіють із неметалами, водою, кислотами.

Оксиди Натрію і Калію є типовими основними оксидами, а гідроксиди належать до лугів.

Більшість солей Натрію і Калію — білі або безбарвні тверді речовини, розчинні у воді. Частина цих сполук є кристалогідратами. Хлориди, карбонати, сульфати, нітрати Натрію

і Калію використовують найчастіше. Деякі солі Калію слугують калійними добривами.

?

186. Чому в природі немає лужних металів?
187. Чому натрій і калій не можна добути за допомогою реакції активнішого металу із сіллю Натрію або Калію у водному розчині?
188. Напишіть рівняння реакцій натрію з азотом, селеном, хлором, фосфором.
189. Укажіть правильне закінчення речення «У разі потрапляння концентрованого розчину лугу на руку уражене місце необхідно ...»:
- а) витерти серветкою;
 - б) промити оцтовою есенцією;
 - в) промити проточною водою, а відтак — розбавленим розчином оцтової кислоти;
 - г) промити проточною водою, а відтак — розбавленим нашатирним спиртом.
190. Допишіть схеми реакцій за участю лугів, взятих у надлишку, і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$ | б) $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{PbO} \rightarrow$ | $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | $\text{KOH} + \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
191. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$;
 - б) $\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4$.
192. У пронумерованих пробірках містяться розчини хлориду, сульфату, сульфату, карбонату, силікату й ацетату Натрію. Складіть план розпізнавання цих розчинів. Запишіть відповідні хімічні рівняння в молекулярній та йонно-молекулярній формах.
193. Яка зі сполук Натрію має найбільшу масову частку цього елемента? Обчисліть її значення.
194. Виведіть формулу кристалогідрату натрій броміду, якщо молярна маса сполуки становить 139 г/моль. (Усно.)
195. Деякий сплав натрію з калієм містить однакові кількості атомів кожного елемента. Обчисліть масові частки металів у цьому сплаві.

196. Скільки молекул води слід записати у формулі мінералу каїніту $KCl \cdot MgSO_4 \cdot nH_2O$, якщо масова частка Калію у сполуці становить 15,7 %?
197. У результаті реакції натрію масою 2,5 г із достатньою кількістю води утворилося 1,12 л водню (н. у.). Знайдіть масу домішок у металі.

для допитливих

Цезій

Цезій — лужний елемент, проста речовина якого є найактивнішим металом¹. Майже всі реакції за участю цього металу відбуваються з великою швидкістю, виділенням значної кількості теплоти, а іноді супроводжуються вибухом. Оксид, гідроксид і солі Цезію дуже схожі за властивостями з аналогічними сполуками Натрію і Калію.

Цезій мало поширений у природі. Сполуки цього елемента обмежено використовують на практиці. Деякі фізичні властивості цезію змінюються під дією світла, завдяки чому його застосовують у фотоелектричних приладах.

Під час аварії на Чорнобильській АЕС у довкілля потрапило багато радіоактивних нуклідів. Серед них був Цезій-137. Він дуже небезпечний для людини, оскільки розпадається з виділенням β -частинок (електронів) і γ -променів. Цей нуклід потрапляє в організм разом із їжею, всмоктується в шлунково-кишковому тракті, відкладається у м'язах, печінці. Радіоактивний Цезій доволі швидко виводиться з організму, оскільки сполуки елемента добре розчинні у воді.

Істотно зменшити вміст радіонукліда ^{137}Cs у харчових продуктах можна, якщо їх ретельно мити, очищати від шкірки, вимочувати у воді або оцті, піддавати кулінарній обробці.

21

Магній і Кальцій

Матеріал параграфу допоможе вам:

- скласти уявлення про поширеність Магнію і Кальцію в природі;

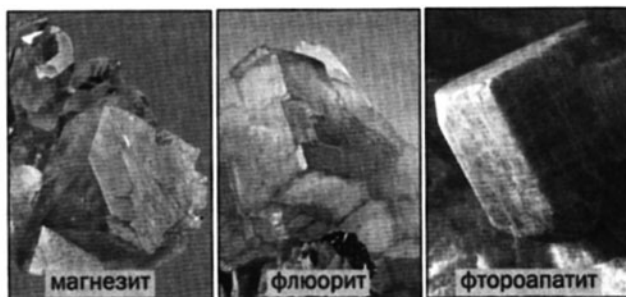
¹ Якщо не брати до уваги радіоактивного францію.

- пригадати будову атомів і йонів цих елементів;
- повторити властивості і з'ясувати сфери застосування магнію, кальцію і сполук відповідних елементів;
- дізнатися про твердість води та методи її усунення.

Магній і Кальцій. Елементи Магній і Кальцій¹ містяться в головній підгрупі II групи періодичної системи. Ці елементи, а також Стронцій, Барій і Радій називають лужноземельними елементами². Слово «лужноземельний» бере початок із середніх віків. Алхіміки називали деякі оксиди «землями» (наприклад, сполуку Al_2O_3 — глиноземом, SiO_2 — кремнеземом). Вони виявили, що оксиди MgO , CaO , SrO , BaO взаємодіють із водою, а розчин, який утворюється при цьому, має лужну реакцію.

Поширеність у природі. Магній і Кальцій належать до найпоширеніших елементів. Вони, як і лужні елементи, трапляються лише у сполуках. Атомна частка Магнію в земній корі становить 1,6 %, Кальцію — 1,8 %. Найважливіші мінерали цих елементів: магнезит $MgCO_3$; карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$; доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$; кальцит, вапняк, крейда, мрамур $CaCO_3$; гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; флюорит CaF_2 ; фтороапатит $Ca_5(PO_4)_3F$ (мал. 90). Катіони Магнію і Кальцію є в природній воді.

Мал. 90.
Мінерали
Магнію
і Кальцію



¹ Назва елемента Магнію походить від старої назви оксиду MgO — магнезія, а Кальцію — від латинського слова *calcis* (*calx*) — вапно.

² Берилій не зараховують до лужноземельних елементів, оскільки оксид BeO та гідроксид $Be(OH)_2$ є амфотерними сполуками.

Цікаво знати
За нестачі
Магнію
в ґрунті вико-
ристовують
магнієві
добрива,
наприклад
калімаг-
незію —
суміш
сульфатів
Калію
і Магнію.

Магній і Кальцій також містяться в рослинах, організмах тварин і людини. Магній входить до складу хлорофілу — зеленого пігменту рослин. Ця сполука бере участь у процесі фотосинтезу. Магній стимулює засвоєння рослинами Фосфору, накопичення цукру в цукровому буряку і крохмалю в картоплі.

В організмі дорослої людини міститься приблизно 20 г Магнію. Цей елемент сприяє формуванню кісток, нормальному функціонуванню нервової системи і м'язів. Добова потреба організму в Магнії становить 0,3—0,4 г. Він надходить до організму переважно із зеленими овочами.

Кальцій карбонат є неорганічною основою яєчної шкаралупи, черепашок, коралів, а фосфати Кальцію — основою кісток і зубів. Йони Ca^{2+} входять до сироватки крові; за їх нестачі кров погано зсідається. Маса Кальцію в організмі дорослої людини дорівнює майже 1 кг, а добова потреба в цьому елементі становить 1—1,2 г. Вона задовольняється переважно за рахунок молока і молочних продуктів. За нестачі Кальцію лікарі рекомендують вживати солі цього елемента й органічних кислот — глюконат, гліцерофосфат, глютамінат.

Електронна будова атомів і йонів. На зовнішньому енергетичному рівні атомів Магнію і Кальцію перебувають два електрони. Атоми легко втрачають їх і перетворюються на двозарядні катіони:



► Запишіть електронні формули та зобразіть їх графічні варіанти для атома і йона Магнію.

Катіони Магнію і Кальцію входять до складу всіх сполук цих елементів.

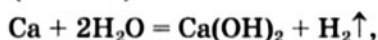
Прості речовини елементів. Магній і кальцій — сріблясто-білі легкі метали. Вони важчі й твердіші за лужні метали, мають значно

вищі температури плавлення: 650 °С (Mg) і 842 °С (Ca).

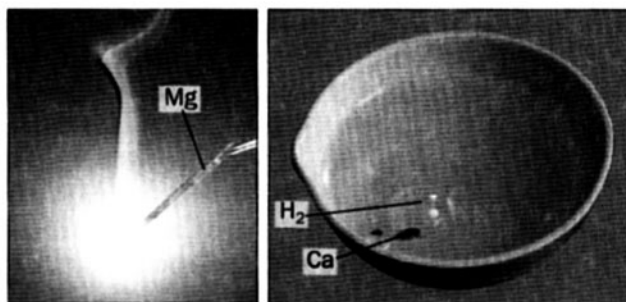
Активність магнію і особливо кальцію в хімічних реакціях є високою, але меншою, ніж лужних металів. Кальцій на повітрі поступово втрачає металевий блиск, оскільки повільно реагує з киснем і водяною парою. Щоб запобігти взаємодії кальцію зі складовими повітря, його зберігають під шаром гасу.

Магній і кальцій вступають у реакції з багатьма неметалами. Продуктами їх взаємодії з киснем (мал. 91) є оксиди (відмінність від натрію і калію).

Кальцій повільно реагує з водою за звичайних умов (мал. 92)



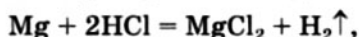
а магній — при нагріванні.



Мал. 91.
Горіння магнію
на повітрі

Мал. 92.
Реакція кальцію
з водою

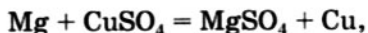
Магній і кальцій активно взаємодіють із кислотами. Під час реакцій із хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами крім відповідних солей утворюється водень



а з нітратною і концентрованою сульфатною кислотами — продукти відновлення Нітрогену і Сульфуру:

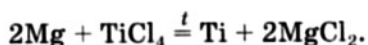
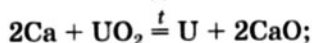


Магній взаємодіє з розчинами солей, «витісняючи» менш активні метали

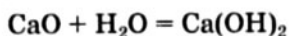


а кальцій водночас реагує і з водою.

Магній ширше використовують на практиці, ніж кальцій. Він слугує основою легких і міцних сплавів для авіаційної та космічної техніки, транспорту, інших галузей. Найважливішими сплавами магнію є магналій (містить алюміній) та авіаль (містить алюміній і силіцій). Магній і кальцій застосовують як відновники для добування деяких металів із оксидів або галогенідів:



Оксиди Магнію і Кальцію. Сполуки MgO і CaO — білі тугоплавкі речовини. Вони належать до основних оксидів, які взаємодіють з водою з утворенням основ. Реакція



відбувається з виділенням значної кількості теплоти, і частина води може перетворитися на пару. На практиці цей процес називають гасінням вапна. Звідси й технічні назви сполук — негашене вапно (CaO), гашене вапно (Ca(OH)_2). Оксиди Магнію і Кальцію взаємодіють із кислотними й амфотерними оксидами, кислотами, амфотерними гідроксидами.

Цікаво знати
Оксиди Магнію і Кальцію поглинають із повітря вологу й вуглекислий газ.

► Напишіть рівняння реакцій кальцій оксиду з такими сполуками: N_2O_5 , PbO , HNO_2 , Zn(OH)_2 .

У промисловості оксиди Магнію і Кальцію добувають випалюванням природних карбонатів.

Обидві сполуки використовують у виробництві будівельних матеріалів. Магній оксид є основою вогнетривкої кераміки.

Гідроксиди Магнію і Кальцію. Сполуки $Mg(OH)_2$ і $Ca(OH)_2$ — білі порошки, малорозчинні у воді. Суспензію кальцій гідроксиду у воді називають вапняним молоком, а водний розчин сполуки — вапняною водою.

Гідроксиди Магнію та Кальцію є типовими основами (сполуку Кальцію зараховують до лугів). Вони вступають у реакції з кислотними та амфотерними оксидами, кислотами, амфотерними гідроксидами. На відміну від гідроксидів Натрію та Калію, сполуки $Mg(OH)_2$ і $Ca(OH)_2$ розкладаються при нагріванні, перетворюючись на оксиди.

Гашене вапно $Ca(OH)_2$ використовують у будівництві, виробництві хлорного вапна (дезінфікувальний засіб), вибілювачів, для нейтралізації промислових стоків, пом'якшення води, у цукровій промисловості для очищення соку цукрового буряку. Водна суспензія магній гідроксиду є лікарським засобом для зниження кислотності у шлунку.

Солі Магнію і Кальцію. Найбільшого практичного значення серед солей Магнію і Кальцію набули карбонати і сульфати цих елементів, а також кислі ортофосфати Кальцію.

У будівництві з давніх часів використовують такі природні матеріали, як вапняк, черепашник (мал. 93) і мармур (їх основу становить карбонат $CaCO_3$), а також гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Із гіпсу при нагріванні до $150^\circ C$ добувають алебастр $2CaSO_4 \cdot H_2O$:



Якщо до алебастру додати невелику кількість води, то суміш протягом кількох хвилин твердне, оскільки відбувається зворотна реакція (знову утворюється гіпс). Завдяки цій властивості алебастр використовують у будівельній справі, при створенні скульптур, у медицині для накладання гіпсових пов'язок. Так звана гірка сіль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (магній сульфат,



Мал. 93.
Блоки
із черепашнику



Мал. 94.
Доломіт

гептагідрат) є лікарським препаратом. Природні карбонати — магнезит $MgCO_3$ і доломіт $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (мал. 94) — сировина для виробництва вогнетривких матеріалів. Кислі ортофосфати Кальцію застосовують як фосфорні добрива (§ 12).

Твердість води. На виробництві, у домашньому господарстві й побуті використовують прісну воду. У ній містяться невеликі кількості катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} . Ці йони зумовлюють так звану твердість води і створюють певні проблеми при її застосуванні.

У твердій воді мило утворює мало піни, що не сприяє відокремленню бруду від тканини під час прання. Компоненти мила взаємодіють із йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} з утворенням нерозчинних сполук Кальцію і Магнію, які не мають мийних властивостей. Вони осаджуються на нитках і погіршують якість тканини. Вода зі значною твердістю поступово виводить із ладу виробниче устаткування, агрегати для її нагрівання.

Розрізняють тимчасову і постійну твердість води.

Тимчасова, або карбонатна, твердість зумовлена одночасною наявністю в природній воді катіонів Ca^{2+} , Mg^{2+} і аніонів HCO_3^- або, інакше кажучи, розчинених гідрокарбонатів $Ca(HCO_3)_2$ і $Mg(HCO_3)_2$. При кип'ятінні такої води відбувається розклад кислих солей:

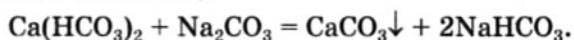


Середні карбонати, осаджуючись у системах водяного опалення, парових котлах, чайниках, на поверхні нагрівальних приладів, утворюють накип (мал. 95). Він погіршує теплообмін, зменшує пропускну здатність тепломагістралей, іноді спричиняє аварії.



Мал. 95.
Накип

Найпростіший спосіб усунення тимчасової твердості води в домашніх умовах — її кип'ятіння. Позбутися гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію, а також решти солей цих елементів можна додаванням у природну воду невеликої кількості кальцинованої соди Na_2CO_3 або вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (кілька грамів — на кожні 10 л води):

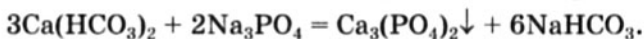
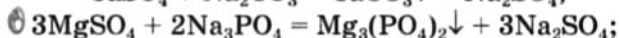
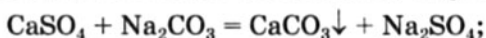


Постійна, або некарбонатна, твердість.

Цей вид твердості природної води зумовлюють йони Ca^{2+} і Mg^{2+} , які належать сульфатам та іншим розчиненим солям Кальцію і Магнію.

Усунути постійну твердість води кип'ятінням не можна.

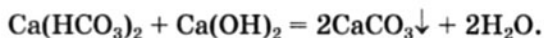
Повне видалення йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} із природної води, тобто усунення постійної і тимчасової твердості, можливе при застосуванні кальцинованої соди або натрій ортофосфату Na_3PO_4 :



Незначна кількість йонів Натрію, які з'являються після цього у воді, не впливає на її технологічні якості.

► Напишіть йонно-молекулярне рівняння для останньої реакції.

Якщо додати до природної води трохи гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$, то можна осадити майже всі йони Магнію і ті йони Кальцію, які зумовлюють карбонатну твердість:



Існують більш ефективні методи усунення твердості води. Один із них ґрунтується на використанні особливих полімерів — йонообмінних смол. Іноді у воду, яку направляють для технічних потреб, додають реагенти, що зв'язують йони Ca^{2+} і Mg^{2+} у розчинні спо-

Цікаво знати
В 1 л дніпровської води міститься в середньому 64 мг йонів Кальцію і 12 мг йонів Магнію.

луки, стійкі до нагрівання, і цим запобігають утворенню накипу.

ВИСНОВКИ

Магній і Кальцій — найважливіші лужноземельні елементи. Вони дуже поширені у природі.

Магній і кальцій — легкі, легкоплавкі, хімічно активні метали. Вони взаємодіють із неметалами, водою, кислотами.

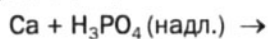
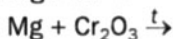
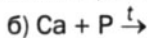
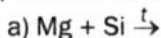
Усі сполуки Магнію і Кальцію містять йони Mg^{2+} або Ca^{2+} . Оксиди цих елементів належать до типових основних оксидів, а гідроксиди — до типових основ. Більшість солей Магнію і Кальцію — білі або безбарвні тверді речовини.

Оксиди, гідроксиди, карбонати, сульфати Магнію і Кальцію, а також ортофосфати Кальцію використовують на практиці.

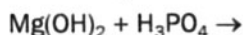
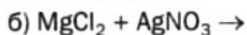
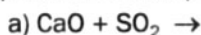
Йони Ca^{2+} і Mg^{2+} зумовлюють твердість води. Тимчасова, або карбонатна, твердість спричиняє утворення накипу, ускладнює технологічні процеси. Твердість води зменшують або усувають різними методами.

?

198. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:

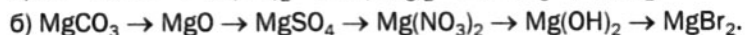


199. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



200. Запишіть рівняння реакцій термічного розкладу гідроксиду, карбонату та нітрату Магнію.

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



202. Як можна очистити природну воду від розчинених у ній солей Магнію та Кальцію?

203. Які маси кальцію та фосфору потрібно взяти для добування 9,1 г кальцій фосфіду?
204. Який лужноземельний метал прореагував із 4,48 л хлору (н. у.), якщо утворилося 19 г солі?
205. Обчисліть масову частку Кальцію в гіпсі $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, що має 10 % домішок за масою.
206. При нагріванні порції кристалогідрату кальцій нітрату утворилося 4,1 г безводної солі і 1,8 г води. Виведіть формулу кристалогідрату.
207. Відношення мас Кальцію і Карбону в кальцій карбіді становить 5 : 3. Знайдіть формулу сполуки.
208. Яка маса осаду утвориться під час реакції 7,6 г магній хлориду із 50 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 16 %?
209. Після прожарювання магній карбонату його маса зменшилась удвічі. Чи повністю розклалася сіль?
210. Суміш магнію і кальцію розділили на дві однакові частини. Під час взаємодії однієї частини суміші з надлишком хлоридної кислоти виділилося 224 мл водню (н. у.), а після добавляння до іншої частини суміші достатньої кількості холодної води добуто вдвічі менший об'єм водню. Обчисліть масові частки металів у суміші.

для допитливих

Стронцій

Стронцій — один із лужноземельних елементів. Відповідний метал із такою самою назвою є трохи активнішим за кальцій, але поступається барію. Сполуки Стронцію за своїми властивостями дуже схожі на сполуки Кальцію і Барію.

У природі Стронцій мало поширений. Деякі його сполуки використовують у техніці, а також при створенні феєрверків (елемент забарвлює полум'я в карміново-червоний колір).

Крім стабільних нуклідів для Стронцію відомі й радіоактивні. Найнебезпечніший із них — ^{90}Sr — містився у викидах під час аварії на Чорнобильській АЕС. Цей радіонуклід розпадається із виділенням β -частинок. Потрапляючи в організм, Стронцій-90 швидко всмоктується в кров і накопичується переважно в кістках. Тому він дуже повільно виводиться з організму (відміна від Цезію-137). Радіонуклід ^{90}Sr завдає значної шкоди кістковій тканині, кістковому мозку, системі кровотворення. Виведенню радіоактивного Стронцію сприяє надходження в організм Кальцію, який витісняє радіонуклід із неорганічної основи кісток.

Видалення накипу

Накип утворюється всередині посудини, в якій багаторазово кип'ятять водопровідну воду. У домашніх умовах накип можна видалити за допомогою оцту. Для цього в емальовану каструлю або чайник із накипом налейте води, додайте кілька столових ложок оцту і кип'ятіть розчин кислоти протягом 20—30 хв. Потім вилийте рідину, видаліть твердою губкою залишок накипу і промийте посудину водою. За потреби процедуру повторіть.

Оцтовою кислотою можна очистити від накипу кип'ятильник. Занурте його в розбавлений розчин цієї кислоти й увімкніть на 1—2 хв., щоб рідина не встигла закипіти. Через деякий час вилийте рідину, видаліть губкою накип і промийте кип'ятильник водою.

Добре видаляє накип адипінова кислота. Це — органічна сполука, кристалічний порошок білого кольору. Адипінову кислоту можна придбати в господарчому магазині; назва цього препарату — «адипінка». Порядок приготування розчину сполуки і спосіб його застосування вказані на упаковці.

22 Алюміній

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про поширеність Алюмінію в природі;
- розширити свої знання про властивості алюмінію та сполук однойменного елемента;
- з'ясувати сфери застосування алюмінію, оксиду і солей Алюмінію.

Алюміній. Елемент Алюміній¹ розміщений у 3-му періоді в головній підгрупі III групи.

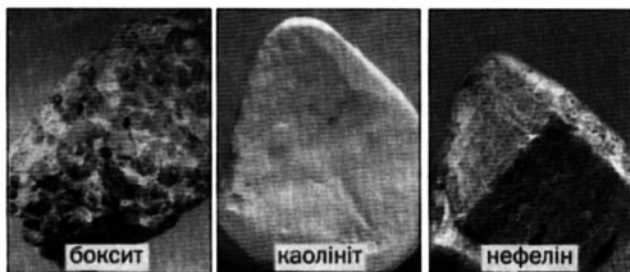
¹ Назва елемента походить від латинського слова *alumen* (*aluminis*) — галун. Галун — сполука Алюмінію (с. 160), яку здавна використовували при фарбуванні тканин і як засіб для припинення кровотечі.

Цікаво знати

Сполука $\text{AlO}(\text{OH})$, як і гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, є амфотерною.

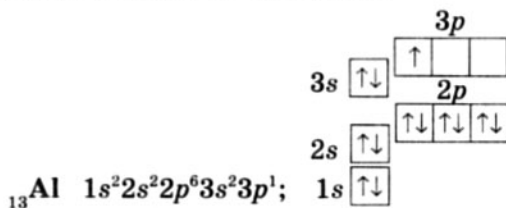
Поширеність у природі. Алюміній — найпоширеніший металічний елемент у літосфері; його атомна частка становить 6,4 %. Разом з Оксигеном і Силіцієм він становить основу неорганічного (мінерального) світу. У природі немає металу алюмінію, але існує дуже багато сполук однойменного елемента. Його найважливішими мінералами є боксит — суміш сполук із формулами $\text{Al}(\text{OH})_3$ і $\text{AlO}(\text{OH})$, каолініт $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (основа глини), нефелін $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ або $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ (мал. 96), а також польові шпати (с. 136); іноді трапляється корунд Al_2O_3 .

Мал. 96.
Мінерали
Алюмінію

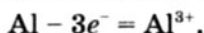


Незважаючи на значну поширеність Алюмінію в літосфері, природна вода містить його дуже мало, а в рослинах і живих організмах цього елемента практично немає.

Електронна будова атома і йона. На зовнішньому енергетичному рівні атома Алюмінію перебувають три електрони:



Атом легко втрачає ці електрони, перетворюючись на тризарядний катіон:



Катіони Алюмінію є складовими більшості сполук елемента.

- Запишіть електронну формулу та зобразіть її графічний варіант для йона Алюмінію.

Проста речовина елемента. Метал алюміній відомий кожному із вас. У світі щороку його виплавляють десятки мільйонів тонн; за обсягом виробництва він посідає друге місце після заліза.

Цікаво знати
При нагріванні до температури $600\text{ }^{\circ}\text{C}$ алюміній стає крихким. За таких умов із нього виробляють порошок.

Фізичні властивості. Алюміній — сріблясто-білий метал із температурою плавлення $660\text{ }^{\circ}\text{C}$. Він легкий (його густина становить $2,70\text{ г/см}^3$) і пластичний. Із алюмінію витягують дріт, виготовляють тонку фольгу. Цей метал має високу електро- і теплопровідність, утворює з іншими металами легкі й міцні сплави. Найважливіші серед них — дуралюмін (с. 121), силумін (сплав із силіцієм), магналій і авіаль (с. 147).

Хімічні властивості. Алюміній — дуже активний метал, який лише трохи поступається магнію.

Реакції з неметалами. Із більшістю неметалів алюміній взаємодіє при нагріванні, а з хлором і бромом — за звичайних умов. У суміші порошоків алюмінію та йоду взаємодія починається після добавлення однієї-двох крапель води, яка є каталізатором (мал. 97).



Мал. 97.
Реакція алюмінію з йодом

- Напишіть рівняння реакції алюмінію з йодом.

Поверхня алюмінію вкрита тонким прозорим шаром оксиду Al_2O_3 . Це результат реакції металу з киснем повітря, яка швидко припиняється, бо оксидна плівка захищає алюміній від подальшої дії кисню.

Реакція з водою. Алюміній не взаємодіє з водою (навіть киплячою) через наявність на поверхні металу щільної плівки оксиду. Якщо цю плівку зруйнувати

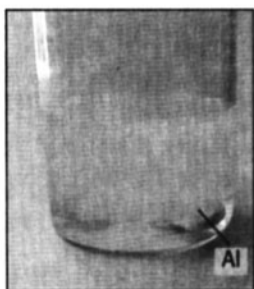
(нанесенням на метал ртуті), то починається реакція алюмінію з водою:



Реакції з кислотами. Алюміній взаємодіє з більшістю кислот, крім дуже слабких (карбонатної, сульфідної, силікатної). Під час реакцій металу з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами виділяється водень. Із концентрованими сульфатною та нітратною кислотами алюміній за звичайних умов практично не реагує; його захищає оксидна плівка. Однак при нагріванні ці кислоти взаємодіють з оксидом Al_2O_3 й відразу — із металом:

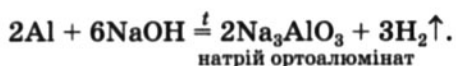


- Складіть схеми окиснення, відновлення і доберіть коефіцієнти.



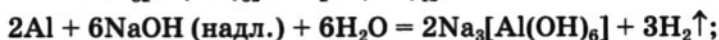
Мал. 98.
Реакція алюмінію з лугом у розчині

Реакції з лугами. Алюміній перебуває в ряду активності зліва від водню, а оксид і гідроксид Алюмінію — амфотерні сполуки. Сукупність цих двох чинників уможливорює взаємодію між металом і лугом:



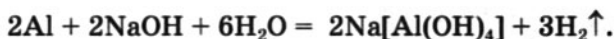
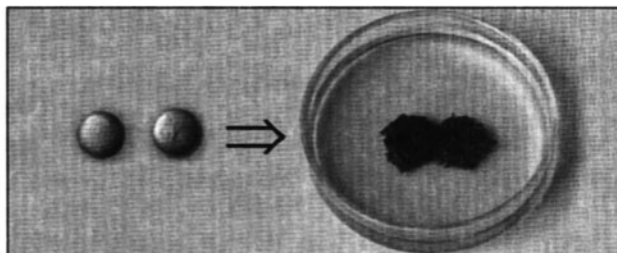
Кислотний залишок у формулі солі відповідає амфотерному гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ як кислоти — H_3AlO_3 .

Наведене рівняння описує реакцію алюмінію з твердим лугом (при нагріванні) або його розплавом, тобто за відсутності води. Якщо з металом взаємодіє луг у водному розчині (мал. 98), то утворюються алюмінати $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ і $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$:



¹ Замість сірководню може утворитися сірка або сульфур(IV) оксид.

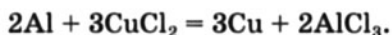
Мал. 99.
Гранули
алюмінію
до і після
реакції
з купрум(II)
хлоридом
у розчині



Формули цих солей можна вивести, замінюючи кожний атом Оксигену у формулах Na_3AlO_3 і NaAlO_2 на дві гідроксогрупи¹.

Аналогічно відбуваються реакції з утворенням цинкатів Na_2ZnO_2 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (с. 127) та інших подібних солей, які походять від амфотерних гідроксидів як кислот.

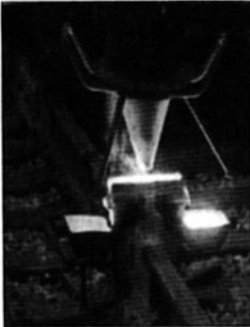
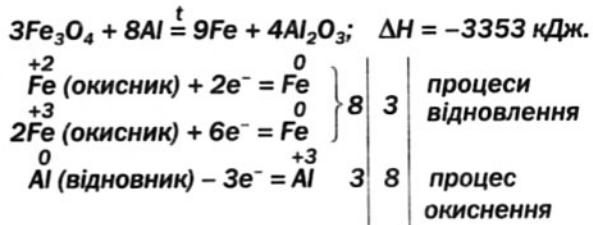
Реакції із солями. Алюміній реагує з розчинами солей, «витісняючи» менш активні метали (мал. 99):



Реакції з оксидами. Алюміній взаємодіє з оксидами багатьох металічних елементів. Реакції починаються за високої температури й супроводжуються виділенням великої кількості теплоти. У кожному випадку утворюються алюміній оксид та інший метал. За допомогою таких реакцій на металургійних заводах добувають манган, хром, ванадій, кальцій. Назва цього методу добування металів — алюмотермія.

Реакцію між алюмінієм і подвійним оксидом Феруму Fe_3O_4 (або $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) використовують для зварювання сталевих конструкцій. Суміш порошоків металу й оксиду (її називають термітною) підпалюють за допомогою магнієвої стрічки. У результаті екзотермічної реакції утворюється розплавлене залізо, яке при твердненні з'єднує металеві частини конструкцій (мал. 100):

¹ Сіль NaAlO_2 походить від амфотерної сполуки $\text{AlO}(\text{OH})$ як кислоти HAlO_2 . Назва цієї солі — натрій метаалюмінат.



Мал. 100.
Зварювання рейок
за допомогою
термітної суміші

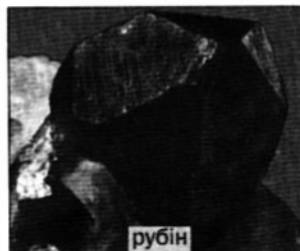
Застосування. Завдяки корозійній стійкості, міцності й легкості алюміній та його сплави використовують в авіаційній і космічній техніці, водному й наземному транспорті, будівництві, а також у побуті. Із алюмінію виробляють різноманітну тару, пакувальні матеріали (фольгу), «срібну» фарбу (дуже дрібний алюмінієвий порошок). Хоча за електропровідністю алюміній поступається міді, проте значно легший і дешевший за неї. Тому його широко застосовують в електротехніці.

В Україні алюміній виробляють на Запорізькому алюмінієвому комбінаті.

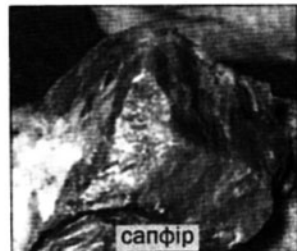
Оксид і гідроксид Алюмінію. Оксид Al_2O_3 — біла тугоплавка речовина, яка не розчиняється у воді й не взаємодіє з нею. Тонка, прозора й міцна плівка цього оксиду завжди покриває метал алюміній.

Алюміній оксид утворює мінерал корунд. Його коштовні різновиди — червоний рубін (містить домішку хром(III) оксиду) і синій сапфір (містить домішки оксидів Феруму, Титану, Кобальту) (мал. 101).

Оксид Al_2O_3 є амфотерним. Його хімічна поведінка залежить від властивостей іншого



рубін



сапфір

Мал. 101.
Різновиди
корунду

реагенту. Сполука реагує при нагріванні з кислотними та основними оксидами, сильними кислотами, лугами.

► Напишіть рівняння реакцій алюміній оксиду із хлоридною кислотою та калій гідроксидом.

За високої температури алюміній оксид взаємодіє з карбонатами лужних і лужноземельних елементів (с. 93, 160).

Гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ — біла, нерозчинна у воді сполука. Це — типовий амфотерний гідроксид. Він реагує за звичайних умов і з сильними кислотами, і з розчинами лугів.

При нагріванні алюміній гідроксид розкладається на відповідний оксид і воду.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 13

Добування алюміній гідроксиду і доведення його амфотерності

Налийте у пробірку 1—2 мл розчину алюміній хлориду і добавляйте по краплях розчин натрій гідроксиду до утворення достатньої кількості осаду. Опишіть зовнішній вигляд алюміній гідроксиду.

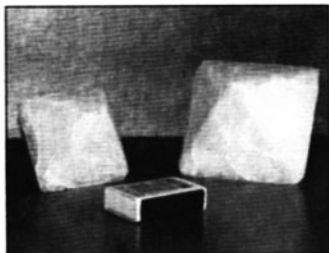
Вміст пробірки перемішайте скляною паличкою і половину суміші налийте в іншу пробірку.

Доведіть, що алюміній гідроксид є амфотерним. Для цього в першу пробірку добавляйте при перемішуванні розчин сульфатної кислоти, а в другу — розчин луку. Що спостерігаєте?

Напишіть рівняння здійснених реакцій у йонно-молекулярній формі.

Солі. Алюміній утворює солі двох типів. У сполуках AlCl_3 , AlPO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ містяться катіони цього елемента, а в солях NaAlO_2 , $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ він входить до складу аніонів кислотних залишків.

При охолодженні насичених розчинів хлориду, сульфату і нітрату Алюмінію або

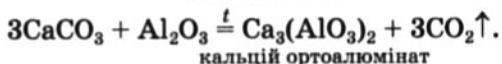
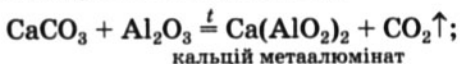


Мал. 102.
Кристали
алюмокалієвого
галуну

випаровуванні води із них виділяються безбарвні кристалогідрати $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. У насиченому розчині сульфатів Алюмінію і Калію можна виростити кристали «подвійної» солі $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ¹. Її тривіальна назва — алюмокалієвий галун (мал. 102).

Застосування сполук Алюмінію. Кристалічний оксид Al_2O_3 (корунд) має високу твердість і слугує абразивним матеріалом, а у вигляді порошку є компонентом термостійкої кераміки. Хлорид AlCl_3 використовують як каталізатор у реакціях за участю органічних речовин, а сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ додають у природну воду для її очищення перед направленням у водопровід.

Важливими для практики є алюмінати Кальцію. Разом із силікатами Кальцію вони входять до складу цементу (с. 102). Цемент виробляють спіканням вапняку із глиною $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ за температури 1500 °С. Приклади реакцій, що відбуваються при цьому:



ВИСНОВКИ

Алюміній — найпоширеніший металічний елемент у літосфері, який разом із Оксигеном і Силіцієм становить основу мінерального світу.

Алюміній — легкий, пластичний метал, що має високу електро- і теплопровідність. Він взаємодіє з неметалами, кислотами, лугами, розчинами солей, а позбавлений оксидної плівки — ще й із водою.

¹ «Скорочена» формула сполуки — $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Оксид і гідроксид Алюмінію — білі, нерозчинні у воді речовини. Це — амфотерні сполуки, які реагують із кислотними та основними оксидами, кислотами і лугами.

Алюміній утворює солі двох типів. Солі одного типу містять катіони цього елемента, а в інших солях (алюмінатах) Алюміній наявний в аніонах кислотних залишків.

Алюміній та його сплави використовують у багатьох галузях техніки, будівництві, транспорті, побуті. Алюміній оксид слугує абразивним матеріалом, є компонентом термостійкої кераміки. Солі Алюмінію застосовують у хімічній промисловості, для очищення води.

?

211. Охарактеризуйте склад атома нукліда Алюмінію-27.
212. Назвіть властивості алюмінію, завдяки яким цей метал широко використовують на практиці.
213. Напишіть рівняння реакцій алюмінію з киснем, бромом, азотом, фосфором.
214. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|---|
| а) ... + ... → AlCl ₃ + H ₂ ↑; | г) Al ₂ O ₃ + H ₂ SO ₄ → ... + ...; |
| б) Al + CdCl ₂ → ... + ...; | г) Al(OH) ₃ + Ba(OH) ₂ → ...; |
| в) Al + ... \xrightarrow{t} K ₃ AlO ₃ + ...; | д) Al(OH) ₃ + Li ₂ O \xrightarrow{t} ... + |
215. Складіть рівняння реакції алюмінію із дуже розбавленою нітратною кислотою. Зважте на те, що елемент-окисник зазнає максимального відновлення.
216. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- | |
|---|
| а) Al → Al ₂ (SO ₄) ₃ → AlCl ₃ → Al(NO ₃) ₃ → Al ₂ O ₃ → Mg(AlO ₂) ₂ ; |
| б) Al → Na ₃ AlO ₃ → Al ₂ (SO ₄) ₃ → Al(OH) ₃ → K[Al(OH) ₄] → AlCl ₃ . |
217. Обчисліть масову частку алюміній оксиду в мінералі беміті AlO(OH).
218. Яка маса Алюмінію міститься в 48,3 г кристалогідрату AlCl₃ · 6H₂O?
219. Обчисліть кількість теплоти, яка виділяється під час реакції 10,8 г алюмінію із достатньою кількістю залізної окалини. Скористайтесь термохімічним рівнянням, наведеним на с. 158.
220. Чи можна із 6 г алюмінію і 9 г сірки добути 15 г алюміній сульфід? Спробуйте дати відповідь без здійснення письмових розрахунків.

221. Який загальний об'єм газів виділиться у перерахунку на нормальні умови при повному термічному розкладі 0,2 моль алюміній нітрату?
222. У якому об'ємі води потрібно розчинити 7,5 г кристалогідрату $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, щоб приготувати розчин із масовою часткою безводної солі 7,1 %?
223. Під час взаємодії суміші алюмінію та магнію з надлишком хлоридної кислоти виділилося 8,96 л газу, а при дії надлишку розчину лугу на таку саму порцію суміші добуто 3,36 л цього газу. Обчисліть масові частки металів у суміші, якщо об'єми газу виміряно за нормальних умов.

23 Ферум

Матеріал параграфа допоможе вам:

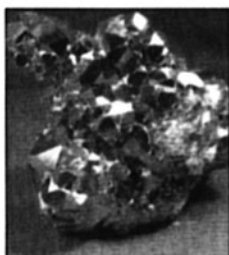
- дізнатися про поширеність Феруму в природі;
- з'ясувати будову атома і йонів Феруму;
- поглибити свої знання про властивості заліза та сполук Феруму;
- скласти уявлення про сфери використання заліза та сполук Феруму.

Ферум. Ваше ознайомлення з елементом Ферумом, його простою речовиною — залізом — і деякими сполуками розпочалося в 7 класі. Тепер ви розширите свої знання про цей важливий елемент, розміщений у 4-му періоді, побічній підгрупі VIII групи періодичної системи.

Поширеність у природі. Ферум — один із найпоширеніших металічних елементів у літосфері; його атомна частка становить 1,8 %.

Відомо дуже багато природних сполук Феруму. Деякі з них слугують сировиною для виробництва заліза: гематит (або червоний

Мал. 103.
Природні
сполуки Феруму



Мал. 104.
Пірит

залізняк) Fe_2O_3 , магнетит (магнітний залізняк) Fe_3O_4 , лимоніт (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (мал. 103). Україна має потужні поклади червоного залізняку в Криворізькому басейні. Пірит, або залізний колчедан, FeS_2 (мал. 104) для металургії не придатний, оскільки домішка Сульфуру в залізі робить метал крихким. Цю сполуку використовують у виробництві сульфатної кислоти.

У природі дуже рідко трапляється самородне залізо.

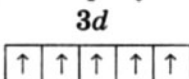
Невелика кількість катіонів Fe^{2+} міститься у природній воді. Окиснюючись розчиненим киснем, вони перетворюються на йони Fe^{3+} , які осаджуються з води у складі бурого гідроксиду $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Такий відтінок іноді має дно річки чи озера, накип у чайнику.

У живих істотах Феруму дуже мало, проте без цього елемента їх існування було б неможливим. Йони Fe^{2+} входять до складу гемоглобіну. Нестача Феруму в організмі призводить до анемії.

Електронна будова атома і йонів. В атомі Феруму міститься 26 електронів (порядковий номер цього елемента — 26), які перебувають на чотирьох енергетичних рівнях (Ферум — елемент 4-го періоду). Вісімнадцять електронів розміщуються так само, як в атомі елемента № 18 Аргону — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Із решти 8 електронів два займають 4s-підрівень (він заповнюється в атомі елемента № 20 Кальцію), а шість — 3d-підрівень (тому Ферум належить до d-елементів). Електронна формула атома Феруму: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

► Зобразить графічний варіант електронної формули атома Феруму.

Атом Феруму порівняно легко втрачає два електрони зовнішнього (четвертого) енергетичного рівня, перетворюючись на йон Fe^{2+} . Він може позбутися ще й третього електрона — одного із d -електронів. У цьому разі утворюється йон Fe^{3+} . У кожній його d -орбіталі перебуває по одному електрону:



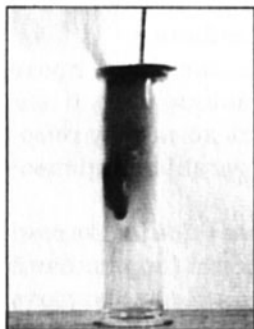
Йони Fe^{2+} і Fe^{3+} містяться в сполуках Феруму(II) і Феруму(III).

Проста речовина елемента. Залізо — метал, який людина використовує вже кілька тисячоліть. Без заліза та його сплавів не можна уявити розвитку нашої цивілізації.

Фізичні властивості. Залізо — сірувато-сріблястий, пластичний, досить м'який метал. Він має густину $7,87 \text{ г/см}^3$, плавиться за температури $1539 \text{ }^\circ\text{C}$, є феромагнетиком. Залізо утворює сплави з багатьма металами.

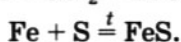
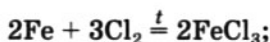
Хімічні властивості. Залізо виявляє в хімічних реакціях достатню активність. Якщо його добути у вигляді дуже дрібного порошку (наприклад, розкладаючи органічні сполуки Феруму), то метал набуває здатність самозайматися на повітрі. Таку властивість речовини називають пірофорністю¹.

Реакції з неметалами. При нагріванні залізо реагує з багатьма неметалами, зокрема згоряє в атмосфері кисню (с. 129), хлору (мал. 105), активно взаємодіє із сіркою:



Мал. 105.
Реакція заліза із хлором

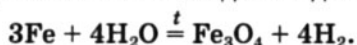
¹ Термін походить від грецьких слів руг — вогонь і phoros — той, що несе.



Реакції з водою. Якщо залізні ошурки або цвях помістити у воду, то з часом на поверхні металу з'явиться іржа. Це — продукт взаємодії заліза з водою і розчиненим у ній киснем. Сполука має змінний склад — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. У хімічному рівнянні формулу іржі для спрощення запишемо як $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (цю формулу можна подати і так: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$):

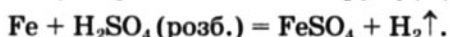


Розжарене залізо взаємодіє з водяною парою:

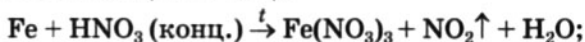


Раніше на цій реакції ґрунтувався промисловий метод добування водню.

Реакції з кислотами. Залізо взаємодіє із хлоридною, розбавленою сульфатною та деякими іншими кислотами з виділенням водню й утворенням солей Феруму(II):

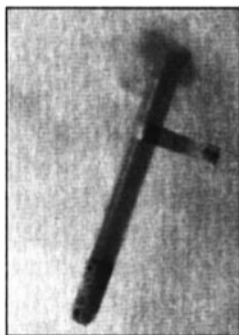


Із концентрованими нітратною і сульфатною кислотами залізо за звичайних умов майже не реагує через утворення на поверхні металу хімічно пасивної оксидної плівки. (Назвіть інший метал, який поводить себе подібним чином.) Тому ці кислоти транспортують у залізних цистернах. При нагріванні оксидна плівка взаємодіє з кислотою й відразу в реакцію вступає метал (мал. 106):



- Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу.

Реакції із солями. Залізо «витісняє» із солей у їх розчинах менш активні метали — мідь, срібло, бісмут та ін. При цьому крім них



Мал. 106.
Реакція заліза
з концентрованою
нітратною
кислотою

утворюються солі Феруму(II), але не Феруму(III):

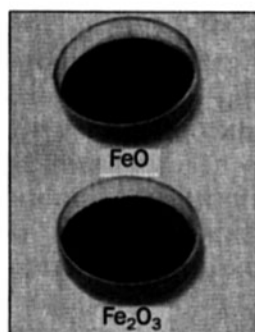


ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 14

Відношення заліза до розчинів лугу, кислоти і солей

У чотири пробірки насипте трохи порошку заліза¹. У першу пробірку налийте 1—2 мл розчину натрій гідроксиду, у другу — стільки само хлоридної або розбавленої сульфатної кислоти, у третю — 1—2 мл розчину купрум(II) сульфату, в четверту — стільки ж розчину магній сульфату. Чи відбуваються зміни у цих пробірках?

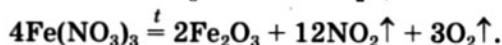
Зробіть висновки і напишіть відповідні хімічні рівняння в молекулярній та йонно-молекулярній формах.



Мал. 107.
Оксиди Феруму

Оксиди Феруму. Ферум утворює три сполуки з Оксигеном: прості оксиди FeO , Fe_2O_3 і подвійний оксид Fe_3O_4 (або $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Це — тверді речовини чорного (FeO і Fe_3O_4) або коричневого (Fe_2O_3) кольору. Докладно розглядатимемо лише прості оксиди (мал. 107).

Ферум(II) оксид і ферум(III) оксид можна добути термічним розкладом відповідних гідроксидів, деяких оксигеновмісних солей:



Необхідною умовою для добування чистого ферум(II) оксиду є відсутність кисню, інакше

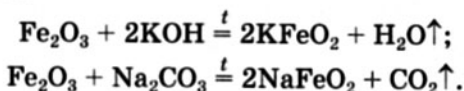
¹ Порошок заліза можна замінити ошурками, маленьким цвяхом, кнопкою або скріпкою.

сполука реагує з ним, перетворюючись на оксид Fe_3O_4 або Fe_2O_3 .

Прості оксиди Феруму різняться за хімічним характером: FeO — основний оксид, Fe_2O_3 — амфотерний.

- Напишіть рівняння реакцій оксидів FeO і Fe_2O_3 із хлоридною кислотою.

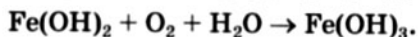
Ферум(III) оксид не реагує з розчином лугу. Взаємодія цього оксиду з лугами, а також із карбонатами лужних і лужноземельних елементів відбувається лише при сплавленні чи спіканні сполук. Продуктами реакцій є солі — ферити:



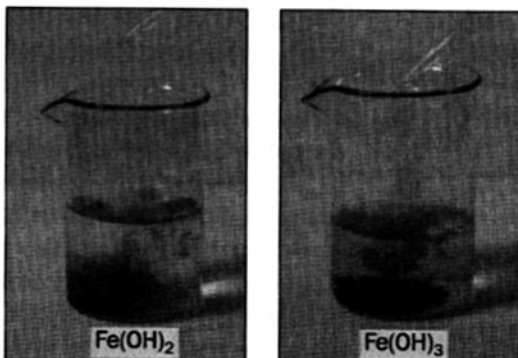
Цікаво знати
Ферити
викорис-
товують
у техніці
як магнітні
матеріали.

Гідроксиди Феруму нерозчинні у воді; сполука $\text{Fe}(\text{OH})_2$ має білий колір, іноді із зеленкуватим відтінком, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурий (мал. 108).

Добути чистий ферум(II) гідроксид за реакцією обміну у водному розчині дуже важко; він досить швидко окиснюється киснем повітря і перетворюється на ферум(III) гідроксид:



- Доберіть коефіцієнти методом електронно-го балансу.



Мал. 108.
Гідроксиди
Феруму

За хімічним характером гідроксиди Феруму подібні до відповідних оксидів: сполука $\text{Fe}(\text{OH})_2$ є основою, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — амфотерним гідроксидом, який, однак, майже не реагує з розчином лугу за звичайних умов.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 15

Добування гідроксидів Феруму і дослідження їх властивостей

Налийте в одну пробірку 1—2 мл розчину ферум(II) сульфату, в другу — стільки ж розчину ферум(III) хлориду. У кожен пробірку додайте по 1—2 мл розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте?

Відразу із кожної пробірки вилийте половину розчину з осадом в іншу (порожню) пробірку і дослідіть відношення гідроксидів Феруму до хлоридної або розбавленої сульфатної кислоти.

Через кілька хвилин з'ясуйте, чи змінився колір залишеної порції осаду кожного гідроксиду. Якщо змінився, то як саме? Чим це пояснити?

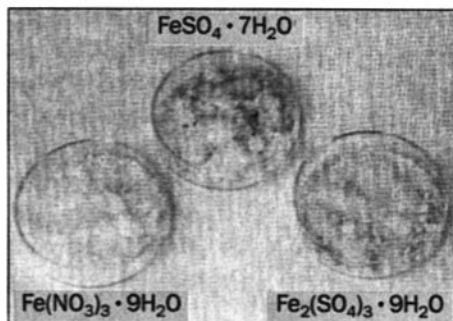
Запишіть спостереження і складіть рівняння здійснених реакцій.

Цікаво знати
Існує кілька
сполук
Феруму(VI):
 K_2FeO_4 ,
 BaFeO_4
та ін.
Їх загальна
назва —
ферати.
Усі вони є
нестійкими.

Солі Феруму. Відомо багато солей Феруму (II) і Феруму(III). Розчинні солі при випарюванні води з їх розчинів виділяються у вигляді кристалогідратів — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ та ін. (мал. 109). Більшість солей Феруму(II) зеленкувато-блакитні, а солі Феруму(III) мають різний колір: сполука $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — коричневий, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — білий, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — блідо-бузковий.

Взаємоперетворення сполук Феруму(II) і Феруму(III). Сполуки Феруму(II) легко окиснюються з утворенням сполук Феруму(III). Про такі реакції йшлося вище. Розглянемо приклад протилежного перетворення — відновлення сполуки Феруму(III). Якщо до жовтувато-коричневого розчину ферум(III) хлориду додати розчин калій йодиду, то рідина

Мал. 109.
Соли
Феруму



набуває темно-коричневого забарвлення внаслідок утворення йоду:



Застосування сполук Феруму. Сполуки Феруму широко використовують на практиці. Оксиди Fe_2O_3 і Fe_3O_4 є сировиною для чорної металургії. Природні гідрати ферум(III) оксиду $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ забарвлені у різні кольори — від жовто-коричневого до бурого; вони слугують пігментами у фарбах — охрі (жовта), залізному сурику та мумії (червоно-коричневі). Подвійний оксид Fe_3O_4 використовують як матеріал електродів для електролізу, а також у лужних акумуляторах. Найважливішою сіллю Феруму є залізний купорос (ферум(II) сульфат, гептагідрат) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Сполуку застосовують для консервації деревини, боротьби із хворобами рослин, як відновник і вихідну речовину для добування різних сполук Феруму.

Цікаво знати
Сполука
 $\text{Fe}(\text{CO})_5$
не лише має
незвичайний
склад, а й є
рідиною.

ВИСНОВКИ

Ферум — один із найважливіших і найпоширеніших металічних елементів. Він належить до *d*-елементів, утворює просту речовину — залізо.

Залізо реагує з більшістю неметалів, кислотами, розчинами багатьох солей, а за наявності води і кисню поступово ржавіє.

Для Феруму відомі прості оксиди FeO , Fe_2O_3 і подвійний оксид Fe_3O_4 (або $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Оксид

FeO є основним, а Fe₂O₃ — амфотерним. Гідроксиди Fe(OH)₂ і Fe(OH)₃ за хімічним характером подібні до відповідних оксидів. Оксиди і гідроксиди Феруму реагують із кислотами, а ферум(III) оксид при нагріванні — ще й із лугами.

Солі Феруму мають різне забарвлення, деякі з них утворюють кристалогідрати.

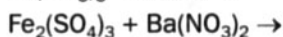
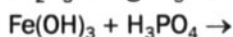
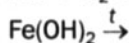
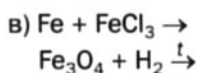
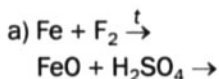
Оксиди та солі Феруму широко використовують на практиці.

?

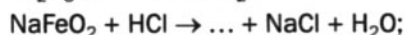
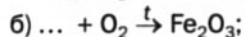
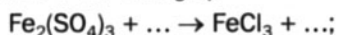
224. Запишіть формули мінералів Fe₃Al₂(SiO₄)₃ і Ca₃Fe₂(SiO₄)₃ (їх загальна назва — гранати) за допомогою формул відповідних оксидів.

225. Складіть електронні формули та зобразіть їх графічні варіанти для катіонів Феруму.

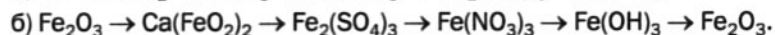
226. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



227. Вставте замість крапок формули речовин і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:



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



229. Ферум(II, III) оксид реагує з кислотами подібно до суміші простих оксидів Феруму. Напишіть рівняння реакцій сполуки Fe_3O_4 з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами.
230. Складіть рівняння реакції утворення іржі, подавши її формулу як $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
231. Під час пропускання сірководню у розчин ферум(III) хлориду утворюється світло-жовтий осад простої речовини. Складіть рівняння реакції.
232. Виведіть формулу оксиду Феруму, в якому масова частка металічного елемента становить 70 %.
233. Яку масу ферум(III) нітрату потрібно взяти для добування 8 г ферум(III) оксиду?
234. Який об'єм водню виділиться за нормальних умов, якщо до 1,12 г заліза додати 18 г хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 10 %?
235. Визначте кількість молекул води у формулі кристалогідрату $\text{FeCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, якщо масова частка води у сполуці становить 36,2 %.
236. У результаті реакції 6,24 г суміші простих оксидів Феруму з надлишком розбавленої сульфатної кислоти утворилося 15,04 г суміші сульфатів. Які маси оксидів містилися в суміші?
237. У розчин купрум(II) сульфату занурили залізну пластинку масою 28 г. Через деякий час маса пластинки збільшилась до 30 г. Обчисліть масу міді, яка виділилась на пластинці. Зважте на те, що утворюваний метал із пластинки не осипається.

для допитливих

Виведення плями іржі на тканині

Вам відомо, що іржа за складом і властивостями схожа на ферум(III) гідроксид. Тому для виведення плям іржі на тканині можна використати кислоту, яка реагує зі сполукою $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з утворенням розчинної солі Феруму. Проте ця кислота не повинна руйнувати волокна тканини й діяти на барвник, якщо тканина кольорова. Ці вимоги задовольняють органічні кислоти — лимонна, оцтова, щавлева, винна.

Спосіб 1. Забруднену ділянку білої тканини змочують концентрованим розчином лимонної кислоти, наносять на неї тонкий шар дрібної кухонної солі і залишають на кілька годин (іноді — на добу). Після виведення плями тканину промивають теплою водою. Замість розчину лимонної кислоти можна використати сік лимона.

Спосіб 2. Розбавлений розчин оцтової кислоти (2 столові ложки оцту на склянку води) нагрівають в емальованій посудині до 80—90 °С

і занурюють у нього на 3—5 хв. забруднену ділянку тканини. Якщо пляма іржі не зникає, процедуру повторюють. Потім тканину промивають теплою водою, в яку додають нашатирний спирт (одну столову ложку на 2 л води).

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

Розв'язування експериментальних завдань

У вашому розпорядженні — розбавлена хлоридна кислота, розчини натрій гідроксиду, кальцій хлориду і фенолфталеїну, штатив із пробірками, склянка, промивалка з водою, лійка, фільтрувальний папір, піпетка, скляна паличка, спиртівка; для варіанта 2 — ще й розчин гідроген пероксиду.

ВАРІАНТ 1

Завдання 1. Добудьте із кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ розчин магній хлориду.

Завдання 2. Доведіть наявність катіонів NH_4^+ , Mg^{2+} і Al^{3+} у розчині, який містить сульфати амонію, Магнію і Алюмінію.

ВАРІАНТ 2

Завдання 1. Добудьте із кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ферум(III) гідроксид (осад сполуки відфільтруйте).

Завдання 2. Доведіть наявність аніонів OH^- і CO_3^{2-} у розчині, який містить дві сполуки Натрію — гідроксид і карбонат.

Перед виконанням кожного завдання продумайте свої дії і складіть план експерименту.

Хімічні реакції в обох завданнях варіанта 1 і завданні 1 варіанта 2 рекомендуємо проводити при нагріванні (але не до закипання розчинів).

Заповніть таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
<i>Завдання 1.</i> Добування ...		
...
Рівняння реакції (реакцій):		



238. Як можна виявити в одному розчині:

- а) катіони H^+ , NH_4^+ і Ba^{2+} ;
- б) аніони SiO_3^{2-} , SO_3^{2-} і SO_4^{2-} ?

Відповідь підтвердьте хімічними рівняннями в йонно-молекулярній формі.

239. Розробіть і напишіть інструкції для проведення таких експериментів:

- а) добування калій нітрату із калій сульфату;
- б) добування калій сульфату із калій нітрату.

240. Чи можна розпізнати білі порошки оксидів Магнію, Цинку і Фосфору(V), використовуючи лише воду і розчин лугу? Якщо можна, то як це зробити? Напишіть відповідні хімічні рівняння.

24 Методи добування металів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, які природні сполуки називають рудами;
- скласти уявлення про металургію та її галузі;
- ознайомитися з хімічними основами добування металів у промисловості.

Руди. Першими металами, які почали використовувати люди, були золото, срібло і мідь. Їх знаходили в природі й тому назвали самородними. Ці метали, насамперед золото, хімічно пасивні і досить стійкі щодо речовин навколишнього середовища. Активних металів на Землі немає; їх добувають із природної сировини за допомогою хімічних реакцій.

Природні сполуки (мінерали), а також їх суміші, придатні для промислового добування металів, називають *рудami*. Найважливішими рудами є оксидні та сульфідні (табл. 6, мал. 110).

Деякі металічні руди

Оксидні руди		Сульфідні руди	
Формула основного компонента	Назва відповідного мінералу	Формула основного компонента	Назва відповідного мінералу
$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Боксит	ZnS	Сфалерит, вюрцит
Fe_2O_3	Гематит	Cu_2S	Халькозин
MnO_2	Піролюзит	PbS	Галеніт
TiO_2	Рутил	MoS_2	Молібденіт

Мал. 110.
Мінерали —
компоненти
деяких руд



Існують ще й поліметалічні руди. Вони містять сполуки щонайменше двох металічних елементів. Так, основними компонентами свинцево-цинкової руди є галеніт PbS і сфалерит ZnS . У менших кількостях наявні в ній сполуки Купруму, Феруму, інших металічних елементів. Поліметалічна руда слугує сировиною для виробництва кількох металів.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 16

Ознайомлення зі зразками металічних руд

Розгляньте видані вам зразки металічних руд. Визначте їх колір, характер часточок. Однорідним чи неоднорідним є кожний зразок руди? Яка можлива причина неоднорідності руди?

Якщо на етикетках указано назви руд, запишіть у зошиті формули речовин, а якщо наведено формули — запишіть назви руд.

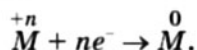
Заповніть таблицю:

Назва руди	Хімічна формула	Зовнішній вигляд

Галузь промисловості, основою якої є добування металів, називають металургією.

Розрізняють *чорну* і *кольорову металургію*. Сферою чорної металургії є виробництво чавуну, сталі, сплавів на основі заліза, а кольорової — добування інших металів.

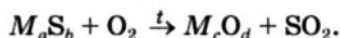
Хімічні реакції в металургії. Металічні елементи мають у сполуках позитивні ступені окиснення. Для того щоб зі сполуки добути метал, потрібно здійснити відновлення металічного елемента:



У цьому полягає суть усіх методів добування металів.

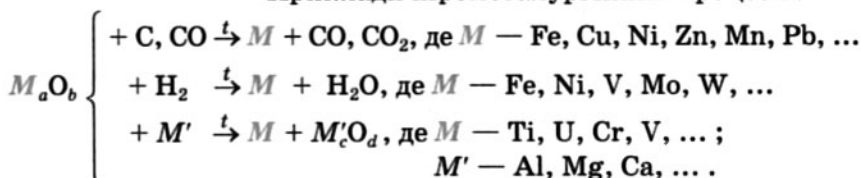
Відновниками в металургії слугують вуглець (кокс), карбон(II) оксид, водень, активні метали. Для добування металів також використовують постійний електричний струм.

Більшість металургійних процесів ґрунтуються на відновленні оксидів металічних елементів. У разі використання сульфідної руди її попередньо випалюють, тобто нагрівають за наявності повітря. При цьому сульфід металічного елемента перетворюється на оксид:

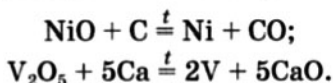


Якщо метал добувають за високої температури, то відповідна галузь металургії називається *пірометалургією*, якщо за допомогою реакцій у водному розчині — *гідрометалургією*, а якщо з використанням електролізу — *електрометалургією*.

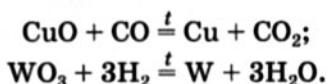
Приклади пірометалургійних процесів:



При здійсненні реакцій за участю коксу або активних металів (*металотермія*) утворюються метали в розплавленому стані:



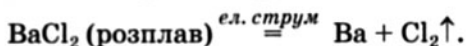
Відновленням оксидів газами CO і H₂ здебільшого добувають металічні порошки (*порошкова металургія*):



Деякі металургійні процеси ґрунтуються на реакціях відповідних солей із більш активними металами (цинком, залізом, алюмінієм) у водному розчині:

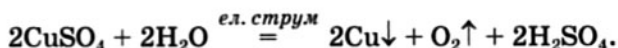


Оксиди лужних, лужноземельних елементів, Алюмінію не відновлюються воднем, вуглецем або карбон(II) оксидом за будь-яких умов. Тому для добування найактивніших металів використовують постійний електричний струм. Лужні та лужноземельні метали добувають електролізом розплавів хлоридів:



► Охарактеризуйте перетворення, які відбуваються на електродах під час електролізу барій хлориду. (Пригадайте відповідний матеріал 9 класу з фізики.)

Іноді для добування металів середньої й невисокої активності застосовують електроліз водних розчинів солей:



Руди — це мінерали та їх суміші, придатні для промислового добування металів.

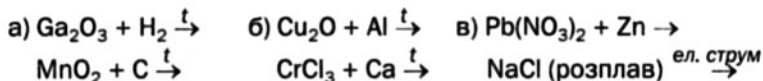
Галузь промисловості, основою якої є добування металів із руд, називають металургією. Сфера чорної металургії — виробництво чавуну, сталі, сплавів на основі заліза, а кольорової — добування інших металів.

Суть металургійного процесу полягає у відновленні атомів або йонів металічного елемента, що входять до складу руди. Відновниками в металургії слугують вуглець (кокс), карбон(II) оксид, водень, іноді — активні метали.

Залежно від умов добування металів розрізняють пірометалургію, гідрометалургію, електрометалургію.

?

241. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:

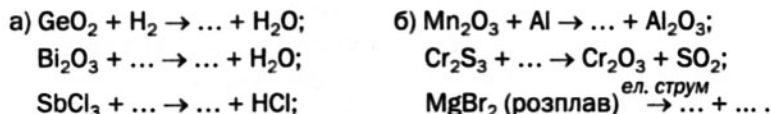


242. Напишіть рівняння реакцій:

- а) молибден(VI) оксиду з воднем;
- б) манган(IV) оксиду з карбон(II) оксидом;
- в) ферум(III) оксиду з вуглецем;
- г) титан(IV) хлориду з магнієм.

Зважте на те, що речовина-відновник наявна в надлишку.

243. Допишіть формули простих речовин у схемах реакцій і перетворіть схеми на хімічні рівняння:



244. Чому не вдається добути натрій чи кальцій, нагріваючи оксид металічного елемента в атмосфері водню?

245. Яку масу кожного з оксидів — FeO, Fe₂O₃ та Fe₃O₄ — можна відновити до металу чадним газом об'ємом 1 м³ (н. у.)?

246. Обчисліть масу свинцю, яка утворилася в результаті взаємодії плюмбум(II) оксиду з коксом, якщо при цьому виділилось 14 кг чадного газу і 2,2 кг вуглекислого газу.
247. Через деякий час після занурення алюмінієвої пластинки у розчин купрум(II) хлориду маса пластинки збільшилася на 2,3 г. Яка маса алюмінію прореагувала? Візьміть до уваги, що утворюваний метал із пластинки не осипається.

25

Хімічні основи виробництва чавуну і сталі

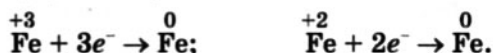
Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, чим різняться чавун і сталь;
- скласти уявлення про виробництво чавуну і сталі;
- дізнатися про забруднення докільця підприємствами чорної металургії.

Виробництво чавуну. На заводах чорної металургії щороку виплавляють сотні мільйонів тонн чавуну і сталі. І чавун, і сталь — це сплави на основі заліза, які містять домішки (у чавуні їх більше).

Чавун — сплав заліза, в якому масова частка Карбону становить від 2 до 4,8 %, а сума масових часток Сульфору, Фосфору, Силіцію та інших елементів не перевищує 8 %. Домішки зумовлюють твердість чавуну і надають йому крихкості.

Процес виробництва чавуну ґрунтується на відновленні сполук Феруму, які містяться в рудах, до металу:



Відновниками в чорній металургії є вуглець і карбон(II) оксид.

Цікаво знати
Для збагачення руди, що містить оксид Fe_3O_4 , застосовують електромагніти; до них притягуються часточки цієї сполуки.

Вихідні речовини. Для добування чавуну використовують залізну руду, кокс і флюси.

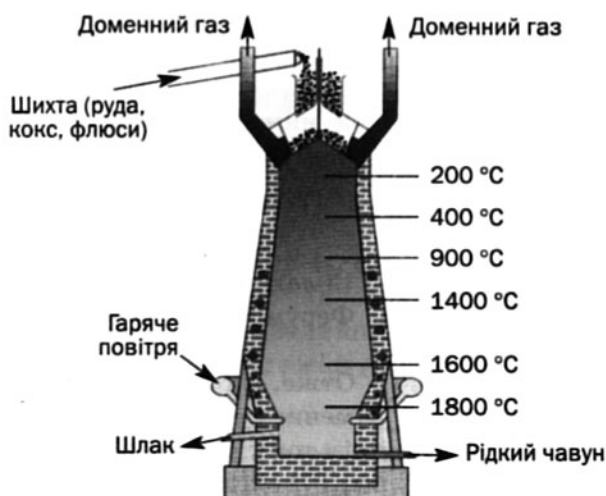
Основу залізної руди залежно від її типу становлять сполуки Fe_2O_3 , Fe_3O_4 або $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Руду збагачують, відокремлюючи від піску і нерудних мінералів.

Кокс виробляють нагріванням деяких видів вугілля за високої температури без доступу повітря. Він містить 96—98 % Карбону за масою і є хімічно активнішим за вугілля.

Флюсами називають речовини, які взаємодіють із домішками в руді й золюю (залишок від згоряння коксу) з утворенням легкоплавких сполук, що не змішуються з розплавленим металом. Як флюс використовують вапняк, іноді — доломіт.

Доменний процес. Чавун виплавляють у доменній печі, або домні. Це — вертикальна споруда заввишки 30 м і більше. Піч працює безперервно протягом кількох років, після чого здійснюють її капітальний ремонт.

У верхню частину печі періодично завантажують шихту — суміш руди, коксу і флюсів (мал. 111). Знизу подають нагріте повітря, збагачене киснем.



Мал. 111.
Доменна
піч у розрізі

Доменний процес складається із кількох стадій. Вони відбуваються в певній послідовності, а іноді й одночасно. Розглянемо хімічні перетворення на кожній стадії процесу.

Горіння коксу та утворення карбон(II) оксиду. За високої температури кокс загоряється:

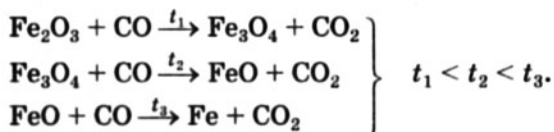


Унаслідок цієї реакції температура в печі підвищується і починається інша, ендотермічна, реакція між розжареним коксом і вуглекислим газом:



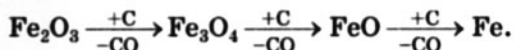
Цікаво знати
Іноді
кількість
коксу
зменшують,
а в доменну
піч подають
природний
газ.

Відновлення оксидів Феруму карбон(II) оксидом і коксом. Під час доменного процесу шихта повільно переміщується донизу назустріч газам. Карбон(II) оксид відновлює тверді оксиди Феруму. Реакції відбуваються одна за одною й завершуються утворенням металу:



- Напишіть до кожної реакції схеми окиснення, відновлення й за необхідності доберіть коефіцієнти.

У нижній частині печі залишки оксидів Феруму відновлюються коксом:

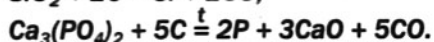
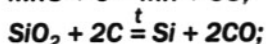
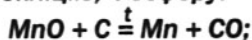


- Складіть рівняння реакцій між оксидами Феруму і коксом.

Отже, кокс виконує кілька функцій у доменному процесі. Він слугує паливом, а крім того, відновником оксидів Феруму і карбон(IV) оксиду. Невелика кількість коксу роз-

чиняється в рідкому залізі, а також взаємодіє з ним, утворюючи ферум карбід Fe_3C (тривіальна назва сполуки — цементит)¹.

Кокс відновлює й домішки в руді — сполуки Мангану, Силіцію, Фосфору:



Марганець, силіцій і фосфор розчиняються в залізі, а неметали ще й реагують із ним з утворенням силіциду Fe_3Si і фосфіду Fe_3P . Домішки сполук Сульфуру окиснюються киснем до сірчистого газу, а також перетворюються на сульфіди CaS і FeS .

Цікаво знати
Густина
твердого
чавуну
менша, ніж
рідкого
(при
твердненні
чавун роз-
ширюється).
Таку
властивість
мають вода,
парафін.

Реакції за участю флюсів. Після збагачення руди в ній залишається невелика кількість домішок, насамперед оксиду SiO_2 . Щоб ці сполуки не забруднювали заліза, їх перетворюють на силікати Кальцію і Магнію. Для цього до шихти добавляють флюси (природні карбонати). Вони беруть участь у реакціях



Розплавлені силікати утворюють *шлак*². Він легший за рідке залізо і спливає на поверхню металу, ізолює його від повітря й запобігає окисненню.

Рідкий чавун стікає в нижню частину домни, звідки його періодично випускають. Окремо видаляють шлак.

Крім чавуну і шлаку із домни виходить *доменний газ* — суміш чадного, вуглекислого газів і азоту, що залишився від повітря. Завдяки значному вмісту CO ($\approx 30\%$ за

¹ Склад деяких сполук Феруму з неметалічними елементами не відповідає валентностям елементів.

² У шлак переходять і деякі сульфідні.

об'ємом) ця газова суміш є горючою. Її спалюють, а добуту теплову енергію використовують для нагрівання повітря, яке подається в піч.

Кількісну характеристику процесу виробництва чавуну ілюструє схема 8.

Схема 8

Матеріальний баланс доменного процесу (на 1 т чавуну)



Застосування чавуну. Більша частина чавуну слугує сировиною для виплавляння сталі, а з решти відливають металеві вироби різного призначення.

Виробництво чавуну і доккілля. Чорна металургія — потужне джерело забруднення навколишнього середовища. Негативно впливають на природу підприємства зі збагачення руди. Пуста порода здебільшого залишається на земній поверхні й не використовується, а пил потрапляє в атмосферу.

Доменний процес дає чимало викидів. Із печі виходить частина доменного газу, в якому є карбон(II) оксид CO і пил. Шлак відвозять у відвали або просто скидають на землю. Іноді його гранулюють і застосовують у будівельній індустрії.

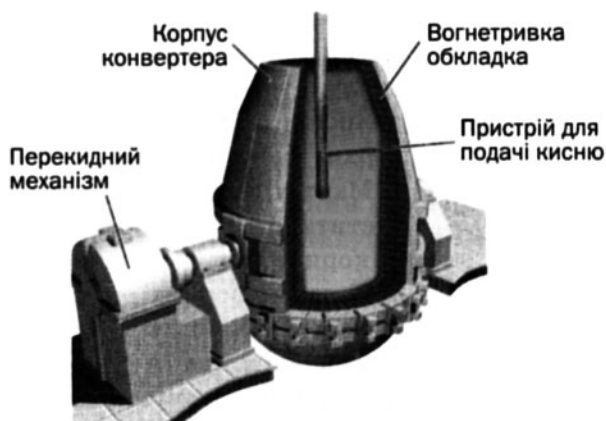
На металургійних заводах витрачається велика кількість води — від 10 до 20 т на кожну тунну виробленого чавуну. Під час використання вода забруднюється й тому потребує очищення перед тим, як потрапити у природні водойми.

Останнім часом у чорній металургії впроваджуються нові процеси, які дають змогу із залізної руди безпосередньо виробляти сталь без виплавляння чавуну.

Виробництво сталі. *Сталь — сплав заліза, в якому масова частка Карбону не перевищує 2 %, а Фосфору і Сульфур у міститься дуже мало.* Завдяки наявності значно меншої кількості домішок, ніж у чавуні, сталь некрихка й придатна до механічної обробки.

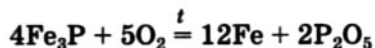
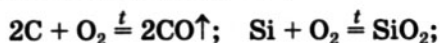
Сталь виробляють із чавуну. Суть цього процесу полягає у видаленні з металу більшої частини домішок — простих речовин (наприклад, вуглецю, силіцію) і сполук (карбіду, сульфїду, фосфїду Феруму та ін.).

У виробництві сталі крім чавуну використовують залізний брухт, руду, вапняк. Процес здійснюють у конвертерах (мал. 112), мартенівських або електричних печах.

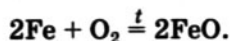


Мал. 112.
Конвертер
у розрізі

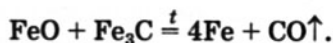
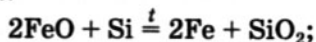
У *конвертер* заливають розплавлений чавун і продувають у нього кисень. При цьому відбувається окиснення домішок



і частини заліза

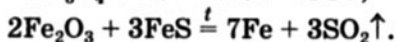
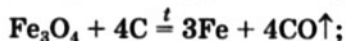


Ферум(II) оксид теж взаємодіє з домішками як окисник:



Висока температура в конвертері підтримується завдяки перебігу екзотермічних реакцій за участю кисню.

У *мартенівській печі* до чавуну добавляють збагачену руду або залізний брухт, у якому є чимало іржі. Функцію окисника в цьому випадку виконують оксиди Феруму, які містяться в руді, та ферум(III) оксид, що утворюється при термічному розкладі іржі:



У цьому способі виробництва сталі використовують паливо — природний газ.

Оксиди Фосфору й Силіцію вилучають із розплавленого металу за допомогою флюсів — вапняку чи вапна. Унаслідок взаємодії цих сполук утворюються легкоплавкі фосфати і силікати (шлак), які накопичуються на поверхні рідкого заліза.

Мартенівські та конвертерні шлаки можуть містити до 3 % Фосфору. Тому їх нерідко використовують у сільському господарстві замість фосфорних добрив.

Високоякісні спеціальні сталі виплавляють в *електричних печах*. За допомогою електричного струму в них створюють температуру понад 2000 °С, що дає змогу добувати метал із дуже малим вмістом Сульфуру і Фосфору.

Під час виробництва сталі до неї часто вводять так звані легувальні¹ добавки — марганець, хром, нікель, вольфрам, деякі інші

¹ Термін походить від латинського слова *ligare* — сполучати, зв'язувати.

метали, які покращують її властивості, надають стійкості до корозії.

Конвертерний та електротермічний способи виробництва сталі мають істотні переваги порівняно з мартенівським. Вони економічніші, а також екологічно вигідніші, оскільки суттєво зменшується кількість твердих відходів і газових викидів.

Застосування сталі. Мабуть, немає такої галузі виробництва або споживання, де б не використовували сталь. Залежно від призначення металу розрізняють:

- *конструкційну сталь* (матеріал для арматури, рейок, труб, листів, будівельного і технічного обладнання, транспортних засобів);
- *інструментальну сталь* (для різальних інструментів, пружин);
- *нержавіючу сталь* (для труб і апаратів хімічної та харчової промисловості).

Сталь і в майбутньому залишатиметься одним із найважливіших матеріалів.

Бездоменний метод добування заліза. Традиційну (двоступінчасту) технологію переробки залізної руди на сталь визнано нераціональною. Одним із перспективних методів у чорній металургії є бездоменний метод добування заліза. Згідно з ним збагачену й подрібнену руду спікають із невеликою кількістю коксу та вапна й піддають відновленню воднем, синтез-газом (суміш CO і H_2) або природним газом за температури $1000\text{—}1300\text{ }^\circ\text{C}$.

- Складіть рівняння усіх можливих реакцій між ферум(III) оксидом і воднем.

Бездоменним методом добувають губчасте залізо із масовою часткою металу $85\text{—}95\%$. Потім його переplавляють в електричних печах на компактний високоякісний метал.

Цікаво знати
Для збільшення твердості сталь сильно нагрівають, а потім різко охолоджують (загартовують).

За потреби до заліза вводять легувальні добавки.

Основні переваги цього методу в екологічному аспекті — незначна кількість твердих відходів і газових викидів, істотне зменшення потреби в коксі, а отже, скорочення його виробництва.

ВИСНОВКИ

Чавун і сталь — сплави заліза. У чавуні масова частка Карбону становить від 2 до 4,8 % і є домішки Сульфуру, Фосфору, Силіцію, інших елементів. Масова частка Карбону в сталі не перевищує 2 %, а Фосфору і Сульфуру міститься дуже мало.

Вихідними речовинами для добування чавуну є залізна руда, кокс і флюси.

Чавун виплавляють у доменних печах. Цей процес складається з таких стадій: горіння коксу, утворення карбон(II) оксиду, відновлення оксидів Феруму коксом і карбон(II) оксидом.

Більшу частину чавуну направляють на виробництво сталі, яке здійснюють у конвертерах, мартенівських або електричних печах.

Чорна металургія — одне з основних джерел забруднення довкілля. Перспективним і екологічно вигідним є бездоменний метод виробництва заліза із руди.

?

248. Зіставте чавун і сталь за складом і властивостями.
249. Які речовини використовують для виробництва чавуну?
250. Охарактеризуйте участь кисню при виплавлянні чавуну і сталі.
251. Напишіть рівняння всіх можливих реакцій між оксидами Феруму і залізом.
252. Схема однієї з реакцій, що відбуваються при виробництві сталі:
$$\text{CaO} + \text{Fe}_3\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{PO}_3)_2 + \text{Fe}.$$

- Перетворіть цю схему на хімічне рівняння без використання методу електронного балансу.
253. Масова частка Феруму в залізній руді, що містить ферум(II, III) оксид Fe_3O_4 , становить 50,4 %. Обчисліть масову частку Fe_3O_4 в руді.
 254. Яку масу чавуну з масовою часткою домішок 4 % можна виплавити із 10 т залізної руди, в якій масова частка Fe_2O_3 становить 80 %? Припустіть, що виробничих втрат немає.
 255. При спалюванні 2,4 г залізного порошку в надлишку кисню зібрано 56 мл вуглекислого газу (н. у.). Яка масова частка Карбону в залізі? Зі сталі чи чавуну виготовлено цей порошок?
 256. Співвідношення об'ємів азоту, чадного і вуглекислого газів у доменному газі становить 4 : 2 : 1. Нехтуючи домішками інших газів, знайдіть, який об'єм повітря необхідний для спалювання 7000 м³ цього газу. Об'ємну частку кисню в повітрі вважайте рівною 21 %.
 257. Із залізної руди, що містила 16 т ферум(III) оксиду, добули 11 т чавуну із масовою часткою Феруму 95 %. Обчисліть відносний вихід металу.
 258. Яку масу подвійного суперфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ як фосфорного добрива може замінити 1 т конвертерного шлаку із масовою часткою Фосфору 3,1 %?

для допитливих

Розвиток чорної металургії в Україні

Чорна металургія почала інтенсивно розвиватися на півдні царської Росії (територія сучасної України) завдяки відкриттю в цьому регіоні великих покладів залізної руди і кам'яного вугілля. Перший чавун було вироблено у 1873 р. на Юзівському (нині — Донецькому) металургійному заводі. У 1913 р. у межах нинішньої України виплавлено понад 2/3 усього російського чавуну і 60 % сталі.

Під час Першої світової війни виробництво чавуну і сталі значно скоротилося, а потім почало стрімко зростати завдяки реконструкції старих заводів і будівництву нових, індустріалізації та електрифікації народного господарства. У 1940 р. в Україні було виплавлено 60 % чавуну і 47 % сталі від загального виробництва в СРСР.

У роки Другої світової війни українські металургійні заводи довелося евакуювати у східні регіони СРСР. Після війни підприємства

чорної металургії було відновлено; об'єми їх продукції швидко збільшувалися.

Основні підприємства чорної металургії України зосереджені в Донбасі (Макіївка, Донецьк, Єнакієве, Алчевськ), Придніпров'ї (Дніпропетровськ, Кривий Ріг, Нікополь, Запоріжжя, Дніпродзержинськ), Криму (Керч) і Приазов'ї (Маріуполь). Найбільша у світі доменна піч діє на Криворізькому металургійному заводі.

У 2007 р. на вітчизняних заводах виплавлено понад 35 млн т чавуну і 42 млн т сталі, що становить майже десяту частину світової продукції. Україна постачає в інші країни чавун і сталь, листовий метал і металеві труби, інші вироби із заліза та його сплавів. Металургія забезпечує третину національного внутрішнього валового продукту та понад 40 % валютних надходжень.

Післямова

На уроках хімії у цьому навчальному році ви ознайомилися з найважливішими хімічними елементами, їх простими речовинами та сполуками. Вам стало відомо про поширеність металічних і неметалічних елементів у природі й колообіг елементів, які мають найбільше значення для живих організмів.

Вивчаючи властивості простих речовин і сполук, ви здійснювали лабораторні дослідження, виконували практичні роботи. Сподіваємося, що хімічні експерименти були цікавими й допомогли опанувати теоретичний матеріал, викладений у підручнику і розглянутий на уроках.

У 10 класі ви навчилися розв'язувати розрахункові задачі нових типів.

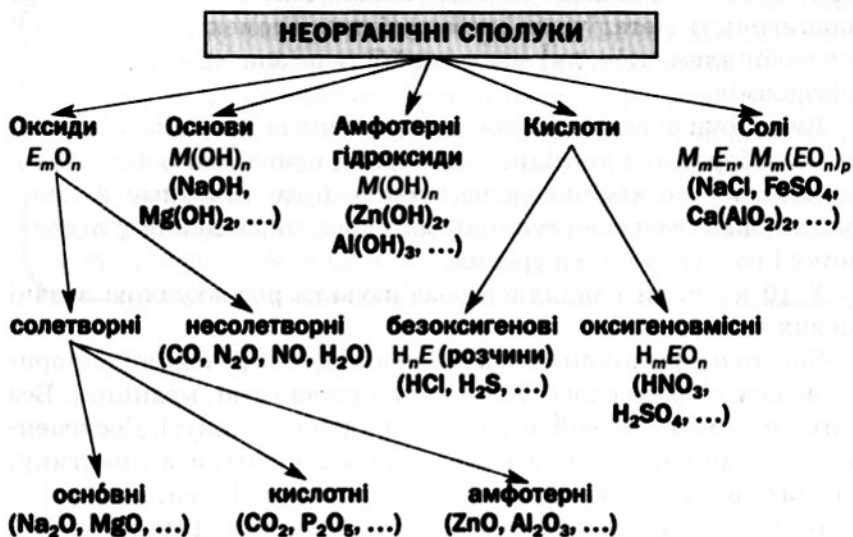
Багато неорганічних сполук і деякі прості речовини використовують у промисловості, техніці, будівництві, медицині. Без них ми не можемо обійтись і в повсякденному житті. Досягнення неорганічної хімії успішно впроваджуються в практику, роблять помітний внесок у прогрес нашої цивілізації.

В 11 класі ви вивчатимете основи органічної хімії, розширите свої знання про типи органічних сполук, їх склад, властивості, використання, участь у біохімічних процесах.

Автори підручника впевнені в тому, що інтерес до хімії у вас та ваших однокласників зростатиме й надалі.

Додаток

I. Класифікація неорганічних сполук за складом і хімічними властивостями



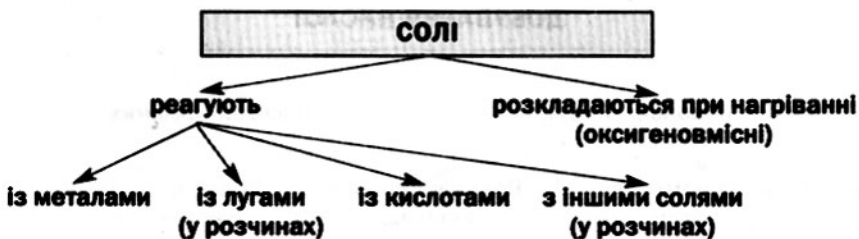
Позначення:

E — металічний або неметалічний елемент (в оксидах, оксигеновмісних кислотах і їх солях), неметалічний елемент (у безоксигенових кислотах і їх солях);

M — металічний елемент.

II. Хімічні властивості неорганічних сполук





III. Способи добування неорганічних сполук





Відповіді до задач і вправ

Розділ 1.

Неметалічні елементи, їх прості речовини і сполуки

7. Найбільш полярний зв'язок P—F. 10. Арсен. 11. $w(\text{Cl}^-) = 1,7\%$. 21. $\varphi(\text{O}_3) = 4,9\%$. 28. Серед цих сполук — гідроген пероксид. 30. $w(\text{H}_2\text{S}) = 0,3\%$. 31. А — Li, В — Cl; LiH, HCl. 32. Зверніть увагу на особливості хімічного зв'язку в молекулах речовин. 34. Зверніть увагу на будову сполук. 40. $\alpha(\text{HCl}) = 7/8$. 41. Ферум. 42. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 43. З'ясуйте, полярною чи неполярною є молекула кожної речовини. 45. б) $3\text{NH}_4\text{OH} + \text{Cr}^{3+} = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$. 48. $\rho(\text{NH}_3) = 0,76$ г/л. 49. $V(\text{NH}_3) = 6,93$ л. 50. $V(\text{p-ну}) = 177$ мл. 51. $\varphi(\text{NH}_3) = 1/3$, $\varphi(\text{N}_2) = 1/6$, $\varphi(\text{H}_2) = 1/2$. 52. Збільшиться в 1,2 раза. 54. б) $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{BaSO}_4\downarrow$. 58. $V(\text{NH}_3) = 11,2$ л. 59. $w(\text{NH}_4\text{Cl}) = 52,2\%$. 60. $\eta(\text{Br}_2) = 87,5\%$. 61. $m(\text{кислоти}) = 1,67$ кг. 67. $w(\text{NH}_3) = 16,2\%$. 68. Об'єм газів у разі утворення водяної пари — 55 мл, а рідкої води — 15 мл. 75. $M(\text{CO}, \text{CO}_2) = 32$ г/моль. 76. $V(\text{CO}_2) = 4$ мл. 77. За 22,5 хв. 78. $m(\text{CH}_4) = 2,4$ г. 83. Можливі 3 реакції. 85. Молекул кислоти більше в 9 разів. 86. $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/8$. 87. $m(\text{H}_2\text{O}) = 234$ г. 88. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 89. $\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = 93,7\%$. 96. KNO_3 (тв.) + H_2SO_4 (конц.) \xrightarrow{t} $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3\uparrow$. 97. $m(\text{зал. HNO}_3) = 2,1$ г. 98. $\eta(\text{NaNO}_3) = 95,3\%$. 99. $m(\text{води}) = 100$ г. 100. $V(\text{газів}) = 2,8$ л. 101. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. 102. $w(\text{KNO}_3) = 0,41$; $w(\text{KNO}_2) = 0,59$. 110. $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,15\%$. 111. $m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 33,1$ г. 112. $\eta(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 98,2\%$. 113. Правильних відповідей — 3. 118. а) $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 42,4\%$; б) $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 41,3\%$. 119. $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 45,8\%$. 120. $w(\text{P}) = 18,6\%$. 121. Так. 122. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,65$ т. 123. $m(\text{прецип.}) = 1,365$ т. 129. $w(\text{CO}_2) = 0,333\%$. 131. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 132. $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15,8$ г. 133. $w(\text{MgCO}_3) = 54,9\%$. 142. $5\text{PbO} \cdot 9\text{SiO}_2$. 149. Атомів Карбону більше у 35 разів. 150. а) $n(\text{Cl}_2) \leq 1,5$ моль; б) $n(\text{Cl}_2) \geq 2,5$ моль; в) $1,5$ моль $< n(\text{Cl}_2) < 2,5$ моль. 151. $m(\text{K}_2\text{S}) = 16,5$ г; $m(\text{KHS}) = 7,2$ г. 152. $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 28,3\%$; $w(\text{NaHSO}_4) = 71,7\%$. 153. $m(\text{H}_2) = 8$ г. 154. $\varphi(\text{NO}) = 20\%$. 155. $\varphi(\text{N}_2\text{O}) = 60\%$. 156. $w(\text{KNO}_3) = 26,3\%$. 157. $m(\text{Cu}) = 4,8$ г. 158. $m(\text{BaSO}_4) = 23,3$ г; $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 17,4$ г; $m(\text{KHSO}_4) = 13,6$ г.

Розділ 2.

Металічні елементи, їх прості речовини і сполуки

165. 176 атомів Cu на 10 атомів Sn. 166. $w(\text{SiO}_2) = 15,6 \%$.
171. Можливі 4 реакції. 174. $\eta(\text{AgNO}_3) = 94,1 \%$. 175. $m(\text{плас-тинки}) = 40 \text{ г}$. 176. $w(\text{Cu}) = 90,2 \%$. 177. $m(\text{Al}) = 2,7 \text{ г}$.
178. $w(\text{Zn}) = 62,5 \%$; $w(\text{ZnO}) = 37,5 \%$. 180. $w(\text{дом.}) = 2,9 \%$.
181. $w(\text{дом.}) = 15 \%$. 182. $m(\text{CO}_2) = 3,3 \text{ т}$. 183. $m(\text{Na}_2\text{S}) = 156 \text{ кг}$.
184. а) $w(\text{дом.}) = 8 \%$; б) $w(\text{CaCl}_2) = 6,95 \%$; $w(\text{MgCl}_2) = 5,95 \%$.
193. $w(\text{Na}) = 95,8 \%$. 194. $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 195. $w(\text{Na}) = 37,1 \%$.
196. $n = 3$. 197. $m(\text{дом.}) = 0,2 \text{ г}$. 198. б) $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{надл.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2 \uparrow$. 204. Магній. 205. $w(\text{Ca}) = 20,9 \%$.
206. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. 207. CaC_2 . 208. $m(\text{осаду}) = 4,64 \text{ г}$. 209. Ні.
210. $w(\text{Mg}) = 37,5 \%$. 217. $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,85$. 220. Ні. 221. $V(\text{газів}) = 16,8 \text{ л}$. 222. $V(\text{H}_2\text{O}) = 52,5 \text{ мл}$. 223. $w(\text{Mg}) = 69 \%$. 224. Спочатку визначте ступені окиснення Феруму в мінералах. 232. Fe_2O_3 .
233. $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 24,2 \text{ г}$. 234. $V(\text{H}_2) = 448 \text{ мл}$. 235. $n = 4$.
236. $m(\text{FeO}) = 1,44 \text{ г}$; $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4,8 \text{ г}$. 237. $m(\text{Cu}) = 16 \text{ г}$.
242. в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} (\text{надл.}) \rightarrow \text{Fe} + \text{CO} \uparrow$. 244. З'ясуйте можливість співіснування продуктів гіпотетичних реакцій. 245. $m(\text{FeO}) = 3,21 \text{ кг}$; $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,38 \text{ кг}$; $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2,59 \text{ кг}$. 246. $m(\text{Pb}) = 124,2 \text{ кг}$. (Розрахунки здійсніть за кожним із двох хімічних рівнянь.) 247. $m(\text{Al}) = 0,9 \text{ г}$. 251. Таких реакцій — три. 253. $w(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 69,6 \%$. 254. $m(\text{чавуну}) = 5,83 \text{ т}$. 255. $w(\text{C}) = 1,25 \%$. Порошок виготовлено зі сталі. 256. $V(\text{пов.}) = 4762 \text{ м}^3$. 257. $\eta(\text{металу}) = 93,3 \%$. 258. $m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ кг}$.

Словничок термінів

Агрохімія — наука про хімічні та біохімічні процеси у ґрунтах і рослинах.

Адсорбція — явище поглинання атомів, молекул, йонів поверхнею твердої речовини.

Алотропія — явище утворення елементом кількох простих речовин.

Алюмотермія — метод добування металів за екзотермічною реакцією між оксидом металічного елемента і алюмінієм.

Атомна частка елемента — відношення кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі.

Відносний вихід продукту реакції — 1) величина, яка характеризує повноту перебігу хімічної реакції або ступінь перетворення однієї речовини на іншу; 2) відношення кількості речовини або маси добутого продукту реакції до його кількості речовини або маси, обчисленої за хімічним рівнянням.

Делокалізовані електрони — електрони, які переміщуються в речовині від одного атома до іншого.

Диполь — частинка (молекула), яка має два різнойменно заряджені полюси.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин.

Доменний газ — суміш чадного, вуглекислого газів і азоту, яка виходить із доменної печі.

Електронегативність — властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента.

Іржа — продукт взаємодії заліза з киснем повітря і водою.

Кисла сіль — продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі багатоснóвної кислоти на атоми (йони) металічного елемента або йони амонію.

Кислотні опади — атмосферні опади (дощ, сніг), які містять домішки кислот.

Кокс — речовина, добута нагріванням вугілля за високої температури без доступу повітря.

Колообіг елемента — сукупність процесів у природі, під час яких атоми або йони елемента внаслідок хімічних реакцій переходять від одних речовин до інших.

Колообіг речовини — сукупність природних фізичних процесів за участю речовини.

Корозія — процес руйнування металу внаслідок його хімічної взаємодії з речовинами довкілля.

Кристал — природне фізичне тіло, що має плоскі грані (поверхні) та прямі ребра (стики граней).

Кристалічні ґратки — модель будови кристалічної речовини.

Кристалогідрат — кристалічна речовина, що містить у своєму складі молекули води.

Макроелементи — хімічні елементи, які засвоюються рослинами в найбільших кількостях.

Металічний зв'язок — зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за допомогою делокалізованих електронів.

Металургія — галузь промисловості, основою якої є добування металів.

Міграція хімічних елементів — постійне переміщення атомів, молекул, йонів, речовин в атмосфері, гідросфері, на поверхні Землі, а також із одної «оболонки» планети в іншу.

Мікроелементи — хімічні елементи, які засвоюються рослинами в незначних кількостях.

Мінерал — тверда, здебільшого кристалічна речовина, що утворилася в земній корі або на поверхні планети внаслідок фізико-хімічних процесів.

Озоновий шар — шар атмосфери, в якому концентрація озону найбільша.

Парниковий ефект — явище затримання теплоти на планеті внаслідок поглинання інфрачервоних променів вуглекислим газом та деякими іншими газами, наявними в атмосфері.

Пасивація — явище утворення під час реакції на поверхні металу хімічно пасивної сполуки.

Руда — природна сполука (мінерал) або суміш сполук, яку використовують для промислового добування металу.

Сталь — сплав заліза, в якому масова частка Карбону не перевищує 2 %, а Фосфору і Сульфурі міститься дуже мало.

Ступінь окиснення — умовний цілочисельний заряд атома в речовині.

Твердість води — властивість природної води, зумовлена наявністю в ній катіонів Кальцію і Магнію.

Чавун — сплав заліза, в якому масова частка Карбону становить від 2 до 4,8 %, а сума масових часток Сульфуру, Фосфору, Силіцію та інших елементів не перевищує 8 %.

Чорна металургія — галузь металургії з виробництва чавуну, сталі і сплавів на основі заліза.

Флюси — сполуки (як правило, природні карбонати), які добавляють для взаємодії з домішками в металі, що виплавляється.

Хімічний зв'язок — взаємодія між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом.

Шлак — суміш солей (силікатів, фосфатів), яка утворюється під час металургійного процесу.

Якісна реакція — реакція, за зовнішнім ефектом якої виявляють певний йон або сполуку.

Предметний покажчик

А

- Агрохімія 84
- Адсорбція 23
- Алмаз 14
- Алотропія 13
 - Карбону 14
 - Оксигену 13
 - Сульфуру 20
 - Фосфору 20
- Алюміній 153
 - гідроксид 159
 - електронна будова атома 154
 - застосування 158
 - сполук 160
 - оксид 158
 - поширеність у природі 154
 - проста речовина 155
 - солі 159
- Алюмотермія 157
- Амоніак 36
 - будова молекули 36
 - добування 41
 - застосування 42
 - фізичні властивості 37
 - хімічні властивості 38
- Атомна частка елемента 7

В

- Відносний вихід продукту реакції 48
- Вугілля 22
 - активоване 23

Г

- Гідроген хлорид 29
 - застосування 33

- Гідрогенкарбонати 91
- Гідрометалургія 175
- Графіт 14

Д

- Делокалізовані електрони 119
- Добрива 83
 - азотні 85
 - виробництво 88
 - калійні 85
 - комбіновані 85
 - мінеральні 84
 - норми внесення 86
 - фосфорні 85
- Доменний газ 181
- Доменний процес 179

Е

- Електрометалургія 175
- Емаль 130

З

- Закон біогенної міграції елементів (закон Вернадського) 109
- Залізо 164
 - фізичні властивості 164
 - хімічні властивості 164

І

- Іржа 129, 165

Й

- Йон амонію 38
 - якісна реакція 45

К

- Калій 136
 - гідроксид 139
 - електронна будова атома 137
 - застосування 139
 - сполук 141
 - оксид 139
 - поширеність у природі 136
 - проста речовина 138
 - солі 140
- Кальцій 144
 - гідроксид 148
 - електронна будова атома 145
 - застосування 147
 - сполук 147, 148
 - оксид 147
 - поширеність у природі 144
 - проста речовина 145
 - солі 148
- Карбонати 91
 - застосування 94
 - поширеність у природі 92
 - фізичні властивості 91
 - хімічні властивості 92
 - якісна реакція 93
- Карбонатна кислота 91
- Кварцове скло 101
- Кераміка 102
- Кисла сіль 79
- Кислотні опади 61
- Кокс 179
- Колообіг
 - води 104
 - елемента 105
 - Карбону 106
 - Нітрогену 107
 - Оксигену 105
 - речовини 104
- Конвертер 183
- Корозія 128
- Кришталь 101

Л

- Лужні елементи 136
- Лужноземельні елементи 144

М

- Магній 144
 - гідроксид 148
 - електронна будова атома 145
 - застосування 147
 - сполук 147, 148
 - оксид 147
 - поширеність у природі 144
 - проста речовина 145
 - солі 148
 - Макроелементи 83
 - Мартенівська піч 184
 - Метали 119
 - добування 175
 - застосування 121
 - кристалічні ґратки 124
 - поширеність у природі 118
 - фізичні властивості 120
 - хімічні властивості 125
 - Металічний зв'язок 120
 - Металічні елементи 116
 - атоми і йони 118
 - поширеність у природі 117
 - Металургія 175
 - кольорова 175
 - чорна 175
 - Міграція елементів 108
 - Мікроелементи 83
- ## Н
- Накип 149, 153
 - Натрій 136
 - гідроксид 139
 - електронна будова атома 137

- застосування 139
 - сполук 141
- оксид 139
- пероксид 138
- поширеність у природі 136
- проста речовина 138
- солі 140
- Неметали 12**
 - будова 12
 - застосування 18
 - поширеність у природі 14
 - фізичні властивості 16
 - хімічні властивості 16
- Неметалічні елементи 5**
 - атоми і йони 7
 - валентність 9
 - електронегативність 9
 - поширеність у природі 6
 - ступені окиснення 10
- Нітрати 74, 90**
 - застосування 75
 - фізичні властивості 74
 - хімічні властивості 74
- Нітратна кислота 71**
 - застосування 74
 - фізичні властивості 72
 - хімічні властивості 72
- О**
 - Озон 13, 15
 - Озоновий шар 15
 - Оксиди неметалічних елементів 55
 - будова 56
 - добування 59
 - застосування 59
 - назви 55
 - склад 55
 - фізичні властивості 56
 - фізіологічна дія 63
 - хімічні властивості 57
- Ортофосфати 78, 80
- Ортофосфатна кислота 78
 - добування 80
 - застосування 80
 - фізичні властивості 78
 - хімічні властивості 78
- П**
 - Парниковий ефект 61
 - Пасивація 67
 - Пірометалургія 175
 - Протигаз 23
- Р**
 - Руди 173
- С**
 - Силікагель 99
 - Силікати 99
 - Силікатна кислота 98
 - фізичні властивості 98
 - хімічні властивості 99
 - Силікатний клей 100
 - Силікатні матеріали 100
 - Сірники 21
 - Скло 100
 - Солі амонію 44
 - застосування 46
 - фізичні властивості 44
 - хімічні властивості 45
 - Сплави 121
 - Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном 24
 - будова молекул 25
 - назви 25
 - склад 24
 - фізичні властивості 26
 - хімічний зв'язок у молекулах 25
 - Сталагміти 94
 - Сталактити 94

Сталь 183
виробництво 183
застосування 185
Стехіометрична схема 51
Стронцій 152
Сульфати 68
застосування 69
фізичні властивості 68
хімічні властивості 69
якісна реакція 69
Сульфатна кислота 65
будова молекули 65
застосування 68
фізичні властивості 65
хімічні властивості 66

Т

Твердість води 149
постійна 150
тимчасова 149
Термітна суміш 157

Ф

Ферум 162
гідроксиди 167
електронна
будова атома 163
застосування сполук 169
оксиди 166
поширеність
у природі 162
проста речовина
(див. Залізо)

солі 168
Флюси 179, 181
Фулерен 14

Х

Хлориди 32
застосування 33
якісна реакція 32
Хлоридна кислота 30
добування 31
застосування 33
хімічні властивості 31
Хлороводень
(див. Гідроген хлорид)

Ц

Цезій 143
Цемент 102

Ч

Чавун 178
виробництво 178
застосування 182

Ш

Шлак 181

Я

Якісна реакція 32

Література для учнів

Навчальна

Березан О. В. Енциклопедія хімічних задач. — Т.: Підручники і посібники, 2001. — 304 с.

Бочеваров А. Д., Жикол О. А. Хімія у визначеннях, таблицях і схемах: Довідково-навчальний посібник. — Х.: Ранок, 1998. — 128 с.

Буринська Н. М. Методи розв'язування задач. — К.: Либідь, 1996. — 80 с.

Крикля Л. С., Попель П. П. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. — К.: ВЦ «Академія», 2002. — 232 с.

Кузьменко М. С., Єршомін В. В. Хімія. 2400 задач для школярів та абітурієнтів: Пер. з рос. — Т.: Навчальна книга — Богдан, 2001. — 560 с.

Кукса С. П. 600 задач з хімії. — Т.: Мандрівець, 1999. — 144 с.

Попель П. П. Складання рівнянь хімічних реакцій: Навч. посіб. — К.: Рута, 2000. — 128 с.

Слободяник М. С. та ін. Хімія: Навч. посіб. — К.: Либідь, 2003. — 352 с.

Хімія: завдання та тести / В. М. Амірханов, О. І. Білодід, М. М. Верховод та ін.; за ред. М. Ю. Корнілова. — К.: Школяр, 2000. — 512 с.

Хімія. Тести. 8—11 класи: Посібник / Автори-укладачі: І. М. Курмакова, Т. С. Куратова, С. В. Грузнова та ін. — К.: ВЦ «Академія», 2007. — 280 с.

Ярошенко О. Г., Новицька В. І. Збірник задач і вправ з хімії: Навч. посіб. — 5-те вид. — К.: Станіца, 2003. — 245 с.

Пізнавальна та науково-популярна

Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей. — М.: АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.

Базелюк І. І., Величко Л. П., Титаренко Н. В. Довідкові матеріали з хімії. — К.; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. — 224 с.

Большая детская энциклопедия: Химия / Сост. К. Люцис. — М.: Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.

Василега М. Д. Цікава хімія. — К.: Рад. шк., 1989. — 188 с.

Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты: Пер. с нем. — Л.: Химия, 1978. — 392 с.

Зоммер К. Аккумулятор знаний по химии: Пер. с нем. — М.: Мир, 1985. — 294 с.

Карцова А. А. Химия без формул. — СПб.: Авалон, Азбука-классика, 2005. — 112 с.

Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном. — М.: АСТ; Астрель, 2008. — 448 с.

Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии: Уч. пособие. — М.: ООО «Издательство АСТ»; ООО «Издательство «Астрель»», 2002. — 347 с.

Леенсон И. А. Занимательная химия. — М.: РОСМЭН, 2000. — 104 с.

Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Книга по химии для домашнего чтения. — М.: Химия, 1995. — 400 с.

Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника.) — М.: Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.

Химия. Школьный иллюстрированный справочник: Пер. с англ. — М.: РОСМЭН, 1998. — 128 с.

Химия. Энциклопедия химических элементов / Под ред. проф. А. М. Смолеговского. — М.: Дрофа, 2000. — 432 с.

Энциклопедический словарь юного химика / Сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М.: Педагогика, 1990. — 319 с.

Энциклопедия для детей. / Глав. ред. В. А. Володин. — М.: Аванта+, 2000. — Т. 17. Химия — 640 с.

Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома. — Севастополь: Біблекс, 2006. — 176 с.

Сайти Інтернету,
які містять цікавий матеріал з хімії

<http://www.alhimik.ru>
<http://chemistry-chemists.com>
<http://chemworld.narod.ru>
<http://www.hemi.nsu.ru>
<http://www.hij.ru>

Зміст

Дорогі десятикласники! 3

1 розділ

Неметалічні елементи, їх прості речовини і сполуки

§ 1. Неметалічні елементи.....	6
§ 2. Неметали.....	12
<i>Для допитливих. Прості речовини</i>	
Сульфуру і Фосфору.....	20
Історія сірника	21
Вугілля.....	22
<i>Експериментуємо вдома. Адсорбція речовин.....</i>	
§ 3. Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном.....	24
§ 4. Гідроген хлорид. Хлоридна кислота. Хлориди	29
§ 5. Амоніак.....	36
§ 6. Солі амонію.....	44
§ 7. Розрахунки за хімічними рівняннями (I).....	48
§ 8. Оксиди неметалічних елементів.....	55
§ 9. Сульфатна кислота. Сульфати.....	65
§ 10. Нітратна кислота. Нітрати.....	71
§ 11. Ортофосфатна кислота. Ортофосфати	77
§ 12. Мінеральні добрива.....	82
<i>Для допитливих. Нітрати в харчових продуктах</i>	
§ 13. Карбонатна кислота. Карбонати.....	91
Практична робота № 1.	
Добування карбон(IV) оксиду.	
Взаємоперетворення карбонатів	
і гідрогенкарбонатів.....	96
§ 14. Силікатна кислота. Силікати.....	98
§ 15. Колообіги речовин і елементів у природі	103
§ 16. Розв'язування комбінованих розрахункових задач ...	110

2 розділ

Металічні елементи, їх прості речовини і сполуки

§ 17. Металічні елементи. Метали	117
<i>Для допитливих.</i> Кристалічні ґратки металів	124
§ 18. Хімічні властивості металів	125
§ 19. Розрахунки за хімічними рівняннями (II)	133
§ 20. Натрій і Калій	136
<i>Для допитливих.</i> Цезій	143
§ 21. Магній і Кальцій	143
<i>Для допитливих.</i> Стронцій	152
<i>Експериментуємо вдома.</i> Видалення накипу	153
§ 22. Алюміній	153
§ 23. Ферум	162
<i>Для допитливих.</i> Видалення плями іржі на тканині	171
Практична робота № 2. Розв'язування експериментальних завдань	172
§ 24. Методи добування металів	173
§ 25. Хімічні основи виробництва чавуну і сталі	178
<i>Для допитливих.</i> Розвиток чорної металургії в Україні	187
Післямова	189
Додаток	190
Відповіді до задач і вправ	194
Словничок термінів	196
Предметний покажчик	199
Література для учнів	203

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

XІМІЯ

Підручник для 10 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Редактор А. А. Даниленко
Коректор В. П. Мусійченко
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Вайдюка

Підписано до друку 19.08.2010.
Формат 60×90/16.
Папір офс. № 1.
Гарнітура Шкільна.
Друк офсетний.
Ум. друк. арк. 13.
Обл.-вид. арк. 9,4. Зам. 10–270.
Наклад 208 285 прим.

Видавничий центр «Академія»
04119, м. Київ-119, а/с 37.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia-pc@svitonline.com; academia.book@gmail.com
Свідоцтво: серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видруковано у ВАТ «Поліграфкінга»
корпоративне підприємство ДАК «Укрвидавполіграфія»
03680, м. Київ, вул. Довженка, 3
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи
до державного реєстру видавців, виготовників
і розповсюджувачів видавничої продукції
ДК № 3089 від 23.01.2008 р.

Попель П. П.
П57 **Хімія : підруч. для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. /**
П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ВЦ «Академія»,
2010. — 208 с. : іл.

ISBN 978-966-580-330-0

Підручник підготовлено за програмами з хімії академічного рівня і рівня стандарту для загальноосвітніх навчальних закладів. У ньому розглянуто матеріал із розділів «Неметалічні елементи, їх прості речовини і сполуки», «Металічні елементи, їх прості речовини і сполуки». Містить практичні роботи, лабораторні досліді, запитання, вправи, задачі, завдання для домашнього експерименту, матеріал для допитливих, а також словничок хімічних термінів і предметний покажчик.

ББК 24. 1я 721

Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді (при температурі 20—25 °С)

Катіони Аніони	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		р	р	р	р	—	м	м	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н	н
F ⁻	р	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	р	м	н	м	р
Cl ⁻	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	р	—	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	н	н	#	#
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	м	—	#	м	м	—	—	—
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO ₄ ³⁻	р	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н	н
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	м	н	—	—	—
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р

Умовні позначення:

- *р* — розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у 100 г води);
- *м* — малорозчинна речовина (розчинність від 1 г до 0,001 г у 100 г води);
- *н* — практично нерозчинна речовина (розчинність менше 0,001 г у 100 г води);
- *—* — речовина не існує;
- *#* — речовина існує, але реагує з водою (її розчинність визначити не можна).

Ряд активності металів

Li K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au

хімічна активність металів зростає

Ряд кислот за їх силою

HClO₄ ≈ HNO₃ ≈ HI ≈ HBr ≈ HCl ≈ H₂SO₄ > H₂SO₃ > H₃PO₄ > HF > HNO₂ > CH₃COOH > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃

сильні кислоти

кислоти середньої сили

слабкі кислоти