

П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХІМІЯ

Підручник 10 клас

для загальноосвітніх
навчальних закладів



Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України



Київ
Видавничий центр «Академія»
2010

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

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

Видано за державні кошти
Продаж заборонено

Психолого-педагогічну експертизу проводив
Інститут педагогіки НАПН України

Експерти, які рекомендували підручник до видання:

учитель Тульчинської спеціалізованої школи-інтернату І—
ІІІ 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*

Дорогі десятикласники!

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Бажаємо вам успіхів у вивченні хімії.

Автори

1 розділ

Неметалічні елементи, їх прості речовини і сполуки

Неметалічні елементи розміщені в головних підгрупах III—VIII груп періодичної системи Д. І. Менделєєва¹ і займають праву частину її довгого варіанта:

[illegible]

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

¹ Гідроген розміщують не тільки в VII, а й у I групі.

1

Неметалічні елементи

Матеріал параграфа допоможе вам:

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

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

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

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

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

Цікаво знати

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



флюорит CaF_2



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



халькозин Cu_2S

Мал. 1.
Мінерали

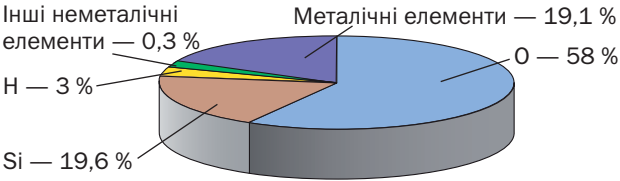
У живих організмах переважають органічні речовини і вода, а це — також сполуки неметалічних елементів.

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



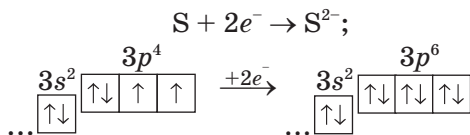
Атоми і йони. За електронною будовою зовнішнього енергетичного рівня атомів більшість неметалічних елементів є *p*-елементами, а Гідроген і Гелій — *s*-елементами (табл. 1).

Таблица 1

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

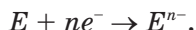
Періоди	Групи					
	III	IV	V	VI	VII	VIII
1					(¹ H) 1s ¹ 2,1	² He 1s ²
2	⁵ B ...2s ² 2p ¹ 2,0	⁶ C ...2s ² 2p ² 2,5	⁷ N ...2s ² 2p ³ 3,0	⁸ O ...2s ² 2p ⁴ 3,5	⁹ F ...2s ² 2p ⁵ 4,0	¹⁰ Ne ...2s ² 2p ⁶
3		¹⁴ Si ...3s ² 3p ² 1,8	¹⁵ P ...3s ² 3p ³ 2,1	¹⁶ S ...3s ² 3p ⁴ 2,5	¹⁷ Cl ...3s ² 3p ⁵ 3,0	¹⁸ Ar ...3s ² 3p ⁶
4			³³ As ...4s ² 4p ³ 2,0	³⁴ Se ...4s ² 4p ⁴ 2,4	³⁵ Br ...4s ² 4p ⁵ 2,8	³⁶ Kr ...4s ² 4p ⁶
5				⁵² Te ...5s ² 5p ⁴ 2,1	⁵³ I ...5s ² 5p ⁵ 2,5	⁵⁴ Xe ...5s ² 5p ⁶
6					⁸⁵ At ...6s ² 6p ⁵ 2,2	⁸⁶ Rn ...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 $\text{H} : \text{H}$) або зміщеними в бік одного з них ($\text{H} : \text{Br}$). У першому випадку ковалентний зв'язок є неполярним, а в другому — полярним. Зміщення спільної електронної пари позначають стрілкою або записом зарядів над символами елементів:



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

► Порівняйте хімічні зв'язки в таких молекулах: а) 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.

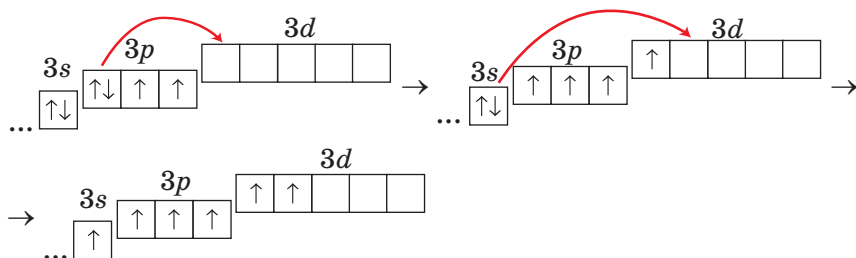
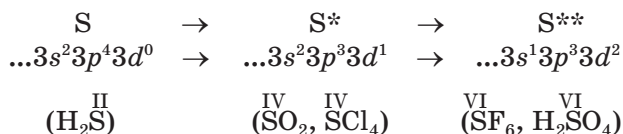
Валентність. Значення валентності хімічного елемента визначається кількістю спільних електронних пар, які утворює його атом з іншими атомами. Вам відомо, що валентні можливості елемента можна передбачити за кількістю неспарених електронів в атомі. Наприклад, в атомі Оксигену — два неспарені електрони, 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 електронегативністю. При визначенні ступеня окиснення елемента в речовині користуються правилом електронейтральності: *сума ступенів окиснення всіх атомів у речовині дорівнює нулю.*

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



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

ВИСНОВКИ

Неметалічні елементи поширеніші за металічні.

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

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

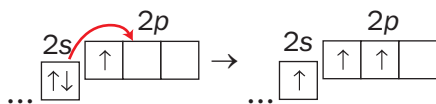
Значення валентності неметалічного елемента визначається кількістю неспарених електронів у його атомі, що взяли участь в утворенні ковалентних зв'язків з іншими атомами.

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



1. У якій групі (групах) періодичної системи міститься найбільше неметалічних елементів, а в якій (яких) — найменше?
2. За матеріалами Інтернету та іншими джерелами інформації підготуйте стисле повідомлення про роль Флуору, Йоду і Фосфору в організмі людини.
3. Використавши уявлення про збуджений стан атома, спрогнозуйте можливі значення валентності: а) Силіцію; б) Хлору.
4. Яку будову — молекулярну чи йонну — має кожна з речовин із такими формулами: 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 параграфа допоможе вам:

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

H_2

F_2

Cl_2

Br_2

I_2

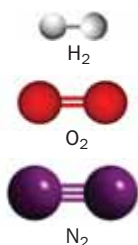
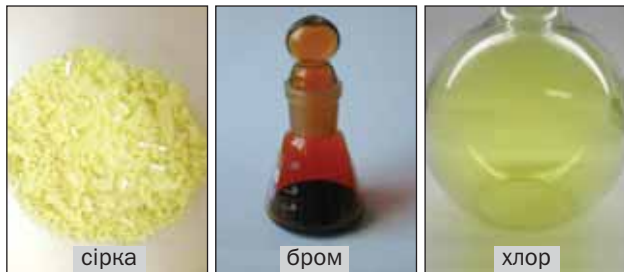
O_2

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



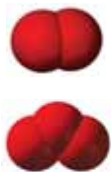
Мал. 4.
Кулестержневі
моделі деяких
молекул

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.

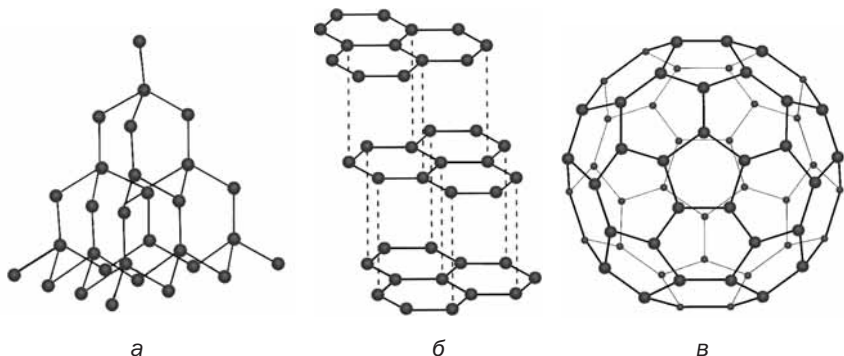


Мал. 5.
Масштабні
моделі
молекул O_2 і O_3

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.

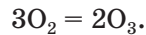
Молекула фулерену C_{60} нагадує футбольний м'яч, зшитий із 20 шестикутників і 12 п'ятикутників (мал. 6, в).

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

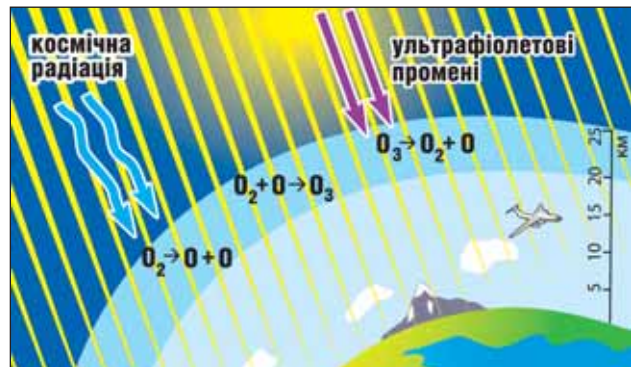
містить також невеликі кількості інертних газів, серед яких найбільше аргону. У верхніх шарах атмосфери переважають найлегші гази — водень і гелій.

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.

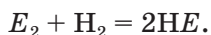
роль окисника. Найактивнішими окисниками є прості речовини найбільш електронегативних елементів — фтор, кисень, озон, хлор.

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:



Цікаво знати

Бор і силіцій не взаємодіють із воднем.

Проте сполуки відповідних елементів із Гідрогеном відомі.

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

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



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

Цікаво знати

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



Мал. 8.
Різальна машина



Мал. 9.
Сонячні батареї

Неметали — прості речовини неметалічних елементів.

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

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

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

Більшість неметалів використовують у техніці, хімічній промисловості.



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

а) $\text{As} + \text{Na} \xrightarrow{t} \dots;$	б) $\text{P}_4 + \dots \xrightarrow[t, p]{} \text{PH}_3;$
$\dots + \text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si};$	$\text{B} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots;$
$\text{N}_2 + \text{Al} \xrightarrow{t} \dots;$	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}.$
16. Сірка вступає в реакції з воднем і киснем. Напишіть відповідні хімічні рівняння, складіть схеми окиснення і відновлення. Яку роль виконує Сульфур у кожній реакції?
17. Вуглець за високої температури реагує з водяною парою. Які речовини мають бути продуктами цієї реакції — CO і H_2 чи CH_4 і O_2 ? Відповідь обґрунтуйте, наведіть відповідне хімічне рівняння.
18. Складіть рівняння реакцій хлору з калієм, цинком, алюмінієм, силіцієм, фосфором. Зважте на те, що Силіцій і Фосфор у продуктах відповідних реакцій мають найвищі ступені окиснення.

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

для допитливих

Прості речовини Сульфур і Фосфору

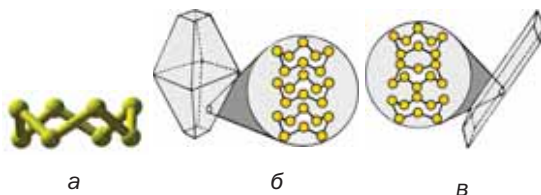
Сульфур і Фосфор утворюють по кілька простих речовин.

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°C він



Мал. 11.
Утворення пластичної сірки

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



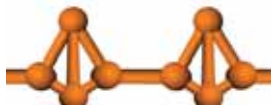
Білий фосфор



Модель молекули P_4



Червоний фосфор



Модель фрагмента будови червоного фосфору

Мал. 12.
Прості речовини
Фосфору

Історія сірника

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

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

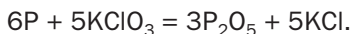
У 1831 р. француз Ш. Сорія, а через рік німець Й. Каммерер добавили до суміші бертолетової солі із сіркою білий фосфор. Тепер, щоб запалити сірник, було достатньо провести ним по будь-якій поверхні (наприклад, дерев'яній). Вибухів уже не траплялося. Однак нові сірники мали інші недоліки: вони містили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

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



Мал. 13.
Сірники

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



За мить 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 вуглецем).

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 Гідроеном

Матеріал параграфа допоможе вам:

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

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

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

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

Таблиця 2

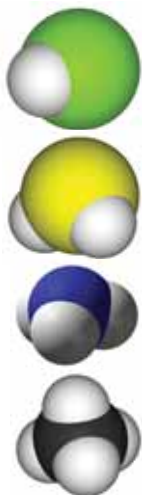
Формули сполук неметалічних елементів із Гідроеном² у клітинках періодичної системи

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 Гідроеном; їх загальна назва — вуглеводні.

**Сполуки
неметалічних
елементів
із Гідрогеном**



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

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

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

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

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

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

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



Мал. 18.
Кулестержневі
моделі
молекул HF,
H₂O і NH₃

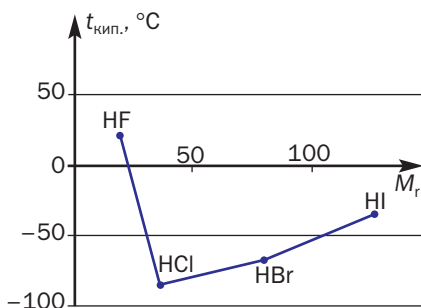
Полярними є молекули HF, H₂O, NH₃ (мал. 18) та деякі інші.

► 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 °C) і вода — рідинами. Усі ці сполуки безбарвні; чимало їх можна виявити за характерним запахом — неприємним, іноді різким.

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

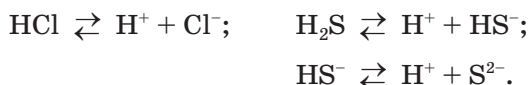
Цікаво знати

Більшість сполук неметалічних елементів з Гідроеном отруйні.

клад, в 1 л води за нормального тиску розчиняється 534 л газу бромоводню HBr (за 25 °C) або 702 л газу амоніаку NH_3 (за 20 °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 Сульфур¹ 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:



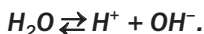
Водні розчини HCl , HBr і HI поведуться як сильні одноосновні кислоти, HF — як кислота середньої сили, а H_2S — як слабка двоосновна кислота.

► 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 Сульфуру з Гідрогеном виявляють властивості кислот.



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

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

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

4 Гідроген хлорид. Хлоридна кислота. Хлориди

Матеріал параграфа допоможе вам:

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

Гідроген хлорид. Гідроген хлорид, або хлороводень, 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 %.

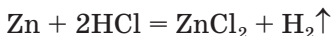
► Поясніть, чому і як молекула HCl розпадається на йони у водному розчині.

Цікаво знати

Невелика кількість хлоридної кислоти є в шлунковому соку.

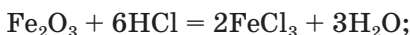
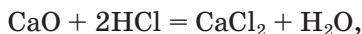
Хімічні властивості. Хлоридна кислота, як і інші кислоти, реагує:

- з металами з виділенням водню

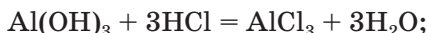
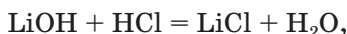


(метали, розміщені в ряду активності справа від водню, із хлоридною кислотою не взаємодіють);

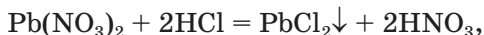
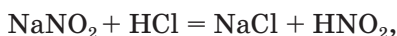
- з основними й амфотерними оксидами



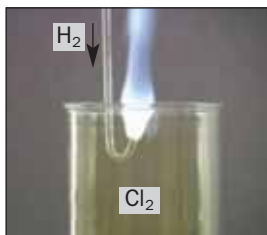
- з основами й амфотерними гідроксидами



- із більшістю солей

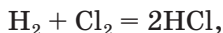


- Для трьох останніх реакцій складіть йонно-молекулярні рівняння.



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)



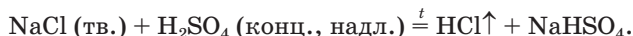
а в лабораторії — за реакцією обміну між твердою сіллю (натрій хлоридом) і концентрованою сульфатною кислотою:



Таким способом раніше добували хлороводень і в промисловості.

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

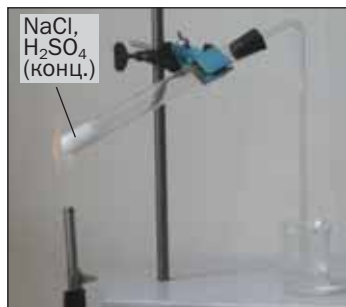
¹ У разі надлишку сульфатної кислоти утворюється так звана кисла сіль:



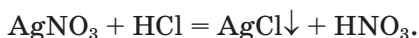
Хлороводень розчиняють у воді й отримують хлоридну кислоту.

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:

