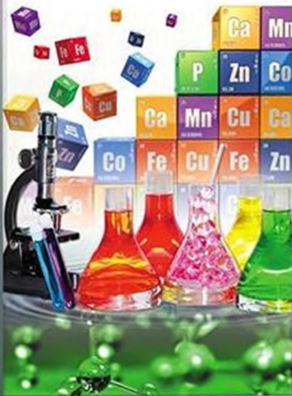


Н. М. Буринська

ХІМІЯ 8



Хімія: підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів /
Буринська Н. М. – 144 с.; іл.

У підручнику розглянуто чотири важливі розділи курсу хімії: періодичний закон і періодична система хімічних елементів та будова атома, хімічний зв'язок і будова речовини, кількість речовини, основні класи неорганічних сполук. Містить також практичні роботи, демонстраційні й лабораторні дослідження, нормативні й додаткові запитання, завдання, вправи, тести й задачі до параграфів, що надає змогу учням міцно закріплювати виучуваний матеріал, відчувати шкільний курс хімії як одну із захоплюючих дисциплін сучасної науки.

Книга адресована учням 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів.



ЗМІСТ

ВСТУП	5
Правила поведінки учнів у кабінеті хімії.....	5
Як користуватися підручником хімії.....	6

РОЗДІЛ 1. Повторення найважливіших питань курсу хімії 7-го класу

§ 1. Найважливіші поняття хімії.....	8
--------------------------------------	---

РОЗДІЛ 2. Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів.

Будова атома

§ 2. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів.....	13
§ 3. Поняття про лужні елементи.....	15
§ 4. Поняття про інертні елементи.....	18
§ 5. Поняття про галогени	19
§ 6. Періодичний закон Д.І.Менделєєва.....	23
§ 7. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.....	25
§ 8. Будова атома. Фізичний зміст Періодичного закону.....	29
§ 9. Склад атомних ядер. Ізотопи.....	33
§ 10. Стан електронів у атомі	38
§ 11. Будова електронної оболонки атома.....	40
§ 12. Залежність властивостей елементів від періодичної зміни електронних структур атомів.....	46
§ 13. Періодична система хімічних елементів у світлі сучасних уявлень про будову атома.....	50
§ 14. Значення Періодичного закону і Періодичної системи хімічних елементів.....	54

РОЗДІЛ 3. Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 15. Природа хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок	58
§ 16. Йонний зв'язок	63
§ 17. Валентність і ступінь окиснення елементів.....	66
§ 18. Кристалічні ґратки	71

РОЗДІЛ 4. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

§ 19. Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини.....	76
§ 20. Молярна маса.....	79
§ 21. Закон Авогадро. Молярний об'єм газу	81
§ 22. Відносна густина газів.....	83

РОЗДІЛ 5. Основні класи неорганічних сполук

§ 23. Оксиди	89
§ 24. Властивості оксидів.....	92
§ 25. Розрахунки за рівняннями реакцій.....	95
§ 26. Основи (гідроксиди металічних елементів).....	101
§ 27. Кислоти.....	106
§ 28. Хімічні властивості кислот.....	108
§ 29. Амфотерні гідроксиди.....	112
§ 30. Солі.....	114
§ 31. Хімічні властивості солей.....	118

Практична робота 1. Дослідження властивостей основних класів

неорганічних сполук.....	121
--------------------------	-----

§ 32. Загальні способи добування оксидів, основ, кислот, солей.....	122
---	-----

§ 33. Узагальнення знань про основні класи неорганічних сполук.....	124
---	-----

Практична робота 2. Розв'язування експериментальних завдань.....

§ 34. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.....	127
---	-----

§ 35. Використання простих і складних речовин у господарстві та побуті....	129
--	-----

.....	129
-------	-----

§ 36. Хімія й охорона природи.....	131
------------------------------------	-----

Тлумачний словничок.....	134
--------------------------	-----

Іменний покажчик.....	135
-----------------------	-----

Предметний покажчик.....	135
--------------------------	-----

Відповіді.....	140
----------------	-----

ВСТУП

Юні друзі!

Ви завершили вивчення хімії у 7-му класі, і тепер, аби зробити наступний крок в оволодінні хімічними знаннями, потрібно передусім повторити правила поведінки в кабінеті хімії і пригадати, як користуватися підручником хімії.

Правила поведінки учнів у кабінеті хімії

Учень зобов'язаний:

- Входити до кабінету хімії і лаборантської тільки з дозволу вчителя.
- Входити в кабінет і виходити з нього спокійно, щоб ненароком не перекинути хімічний посуд, приладдя чи склянки з реактивами, що стоять на столах.
- Займати в кабінеті хімії завжди одне й те саме робоче місце і не переходити на інше місце без дозволу вчителя.
- Підтримувати чистоту і порядок на своєму робочому місці, прибирати за собою.
- Під час роботи не тримати на лабораторному столі нічого зайвого. На ньому можуть бути підручник, збірник задач і вправ, довідник, зошит і письмове приладдя.
- Всі досліди виконувати самостійно, крім тих, які за вказівкою вчителя виконуються парами або групами з 3-4 учнів.
- Не починати роботу, доки не перевірено, чи є все необхідне для дослідів, і не продумано послідовність виконання кожного з них.
- Працювати сидячи, швидко, але без зайвої квапливості, під час роботи дотримуватися тиші.
- Записувати у зошиті хід виконання роботи, спостереження, рівняння виконаних реакцій, робити висновки відразу ж після виконання дослідів.
- Дбайливо ставитися до обладнання кабінету.
- Дотримуватися правил користування водою, газом, електричним струмом, не відкривати крани і не вмикати електричні прилади без потреби.
- Дотримуватися правил нагрівання, поводження з реактивами, хімічним посудом, лабораторним обладнанням.
- Знати запобіжні заходи під час роботи в кабінеті хімії.
- Знати місцезнаходження у кабінеті аптечки, протипожежних засобів і вміти ними користуватися в разі потреби.



Хімія

Як користуватися підручником хімії

- 1. Текст параграфу читайте вдумливо, без зайвого поспіху, звертайте увагу на вимоги до знань і вмінь, які висуваються. Вони зазначені до початку тексту параграфу й виділені курсивом. Це допоможе вам краще орієнтуватися в навчальному матеріалі.
- 2. Читаючи текст, записуйте формули й рівняння хімічних реакцій, а для цього заведіть собі окремий зошит.
- 3. Не починайте вивчення наступного матеріалу, не зрозумівши і не засвоївши попереднього.
- 4. У тексті параграфів трапляються запитання «Чому?», «Для чого?» та інші, на які потрібно відповідати. Це допоможе вам замислитися над прочитаним і виявити причинно-наслідкові зв'язки в матеріалі, що вивчається.
- 5. Щоб допомогти вам у роботі з підручником, найважливіший матеріал, на який потрібно звернути особливу увагу, чи той, що потребує запам'ятовування, виділено кольором або жирним шрифтом.
- 6. Звертайте увагу і на текст, надрукований дрібним шрифтом. Уважно читайте його, хоча для засвоєння він не обов'язковий (наводиться лише для ознайомлення).
- 7. Для самоконтролю здобутих знань у процесі самостійної навчальної роботи з підручником систематично виконуйте наведені наприкінці параграфу завдання – запитання, вправи, задачі, тести. Вони розміщені в порядку зростання складності й поділені на нормативні та додаткові. Намагайтеся виконувати якомога більше завдань, обираючи їх на свій розсуд. Особливо складні, комбіновані чи такі, що виходять за межі програми, позначені зірочкою*.
- 8. Правильність виконання завдань перевіряйте за відповідями, наведеними наприкінці підручника.
- 9. Не забувайте користуватися іменним та предметним покажчиками, наведеними наприкінці підручника. З їхньою допомогою вам буде легше отримати потрібну інформацію або відшукати матеріал, який слід повторити.
- 10. Звертайтеся і до тлумачного словничка (с. 134). Він допоможе з'ясувати зміст незрозумілих слів і нових термінів, що трапляються вперше.
- 11. Для поглиблення знань читайте також інші книжки з хімії, у тому числі науково-популярну літературу, яку рекомендує вчитель.

Бажаю вам успіхів у навчанні!

Автор



РОЗДІЛ 1

Повторення найважливіших питань курсу хімії 7-го класу



Хімія — це наука, яка вивчає речовини та їх перетворення.

Атом — найдрібніша частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра. Заряд ядра атома хімічного елемента чисельно дорівнює його порядковому номеру в Періодичній системі.

У минулому навчальному році ви дізналися про те, що **хімія** — це наука, яка вивчає речовини та їх перетворення; здобули уявлення про наукові методи пізнання хімії і зрозуміли, чому треба її вивчати. Якщо тепер коротко повторити основне з вивченого, то ці знання стануть вам у пригоді під час вивчення нового матеріалу у 8-му класі.

§ 1. Найважливіші поняття хімії

Ви вже знаєте, що речовини мають *дискретну будову*, тобто не є суцільними, а складаються з окремих структурних часток — атомів, молекул, йонів тощо.

Атом — найдрібніша частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

У цілому атом *електронейтральний*, оскільки число електронів у ньому дорівнює числу протонів у ядрі, тобто величині заряду ядра.

Вид атомів з однаковим зарядом ядра називається хімічним елементом. Заряд ядра атома хімічного елемента чисельно дорівнює його порядковому номеру в Періодичній системі.

- ♦ Знайдіть у Періодичній системі хімічні елементи: а) з порядковими номерами 13, 16, 26 і запишіть їх хімічні символи та назви;

- б) Натрій, Купрум, Хлор і запишіть їх хімічні символи та протонні числа. Атоми хімічних елементів мають певну масу. Вона надзвичайно мала, тому на практиці використовують замість абсолютної **відносну атому масу A_r** . Ця величина показує, у скільки разів маса атома певного елемента більша за 1/12 маси атома Карбону, прийнято-го в науці за еталон:

$$A_r (\text{хім. елемента}) = \frac{m(\text{атома}), \text{ кг}}{m(\text{еталона}), \text{ кг}}$$



Як відношення однотипних величин *відносна атомна маса* – безрозмірна величина, її виражають абстрактним числом.

♦ Знайдіть у Періодичній системі хімічні елементи Оксиген, Барій, Фосфор, Цинк і запишіть їх символи та величину відносної атомної маси. Не забудьте заокруглювати числа.

Відносна атомна маса – безрозмірна величина.

Хімічні елементи утворюють як **прості**, так і **складні** речовини.

♦ Пригадайте, які речовини називають простими (складними) і наведіть по два приклади.

♦ Із наведеного переліку Al, H₂O, O₂, S, CaO, CO₂ випишіть окремо формули простих і складних речовин, зазначте їх назви.

Склад речовин передають хімічними формулами. **Хімічна формула** – це умовний запис якісного і кількісного складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів. *Якісний склад* показує, які елементи утворюють сполуку, *кількісний склад* – скільки атомів кожного елемента в молекулі, а для речовин немoleкулярної будови – співвідношення між кількостями частинок різних елементів у складі речовини.

Хімічна формула – це умовний запис якісного і кількісного складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів.

Хімічні формули виводять на підставі експериментальних даних. Якщо речовина складається з двох елементів, то її формулу можна вивести, знаючи валентність елементів. Кількісно валентність визначається числом атомів Гідрогену, які приєднує атом хімічного елемента. Але ви знаєте, що таке пояснення валентності дуже спрощене, бо не всі елементи утворюють сполуки з Гідрогеном. Зате майже всі елементи утворюють сполуки з Оксигеном. Знаючи, що Оксиген двовалентний, у формулах бінарних сполук можна визначити валентність елемента, сполученого з Оксигеном.

Валентність – властивість атома хімічного елемента з'єднуватися з певним числом атомів того самого або інших хімічних елементів.

♦ Визначте валентність атомів елементів у сполуках MgO, H₂O, NH₃, P₂O₅, SiO₂.

♦ Знаючи, що Нітроген виявляє змінну валентність від I до IV включно, напишіть формули оксидів Нітрогену й зазначте їх назви.



Хімія

За хімічною формулою речовини можна обчислити **відносну молекулярну (або формульну) масу речовини M_r** . Вона дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до складу цієї речовини, і є **безрозмірною речовиною**.

За хімічною формулою можна обчислити й **масову частку хімічного елемента в речовині**.

Масова частка також безрозмірна величина. Вона дорівнює відношенню маси хімічного елемента до загальної маси речовини. Знаючи масову частку, можна визначити масу хімічного елемента в будь-якій масі речовини.

Приклад 1. Обчисліть масову частку Силіцію в кремнеземі SiO_2 .

Дано:	Р о з в' я з о к
SiO_2 .	$M_r(\text{SiO}_2) = 28 + 16 \cdot 2 = 60;$
$W(\text{Si}) - ?$	$W(\text{Si}) = \frac{28}{60} = 0,47, \text{ або } 47 \%$

Відповідь. Масова частка Силіцію в кремнеземі становить 47 %, тобто $W(\text{Si}) = 47 \%$.

Приклад 2. Яку масу фосфору можна добути з фосфор(V) оксиду масою 10 т, якщо масова частка Фосфору в ньому 0,44?

Дано:	Р о з в' я з о к
$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 10 \text{ т}$	$1 \text{ т } \text{P}_2\text{O}_5 \text{ містить } 1 \text{ т} \cdot 0,44 = 0,44 \text{ т } \text{P};$
$W(\text{P}) = 0,44$	$10 \text{ т } \text{P}_2\text{O}_5 \text{ містять } 0,44 \cdot 10 = 4,4 \text{ т } \text{P}$
$m(\text{P}) - ?$	

Відповідь. З P_2O_5 масою 10 т можна добути фосфор масою 4,4 т, тобто $m(\text{P}) = 4,4 \text{ т}$.

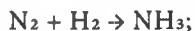
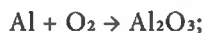
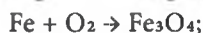
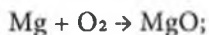
Кожна речовина має певні ознаки, за якими вона подібна до інших речовин або відрізняється від них, тобто має певні властивості.

- ◆ Пригадайте, які ознаки належать до фізичних властивостей речовин.
- ◆ Схарактеризуйте фізичні властивості цукру, води, алюмінію.

Хімічні властивості речовини виявляються під час перебігу хімічних реакцій. **Хімічні реакції**, що відбуваються між речовинами, виражають за допомогою хімічних рівнянь. **Хімічне рівняння** – це умовний запис реакції за допомогою хімічних формул і математичних знаків. Воно складається на підставі закону збереження маси речовин, суть якого полягає в тому, що маса речовин, які вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися внаслідок реакції.

Формульна маса – сума відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до складу цієї речовини

◆ Напишіть рівняння хімічних реакцій за поданими схемами:

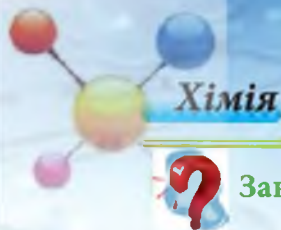


◆ До якого типу хімічних реакцій належать наведені приклади?

Масова частка дорівнює відношенню маси хімічного елемента до загальної маси речовини



Хімічне рівняння – умовний запис реакції за допомогою хімічних формул і математичних знаків.



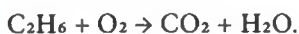
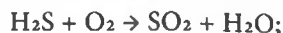
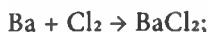
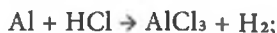
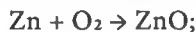
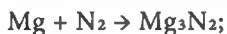
Завдання для самоконтролю

1. У Періодичній системі знайдіть хімічні елементи з порядковими номерами 6, 9, 20, запишіть їхні символи, назви й величину відносної атомної маси.

2. Із наведеного переліку MgO , H_2 , Fe , Cl_2 , CO , CO_2 , Na_2O , F_2 випишіть окремо формули простих і складних речовин та зазначте їх назви.

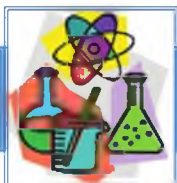
3. За наведеними формулами сполук CaO , N_2 , O_2 , P_2O_3 , HCl , H_2O , NH_3 , SiO_2 визначте валентність атомів елементів у цих сполуках.

4. Розставте коефіцієнти у поданих схемах хімічних реакцій:



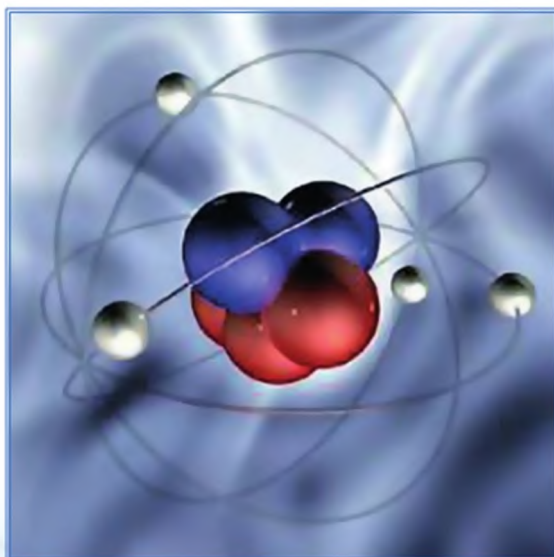
5. Обчисліть масову частку Сульфуру в сульфур(VI) оксиді.

6. Яку масу заліза можна добути з ферум(III) оксиду масою 100 кг, якщо масова частка Феруму в оксиді становить 70 %?



РОЗДІЛ 2

**Періодичний закон і Періодична
система хімічних елементів.
Будова атома**



Система

«ціле, складене з частин».

Система відрізняється від простої суми частин тим, що в ній між частинами встановлюються взаємозв'язки і залежності.



Йєнс Якоб Берцеліус
(1779–1848), шведський хімік і мінеролог. Створив електрохімічну теорію, на основі якої побудував класифікацію елементів, сполук, мінералів. Склавав (1814 р.) таблицю атомних мас елементів, запропонував сучасні хімічні символи елементів.

§ 2. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про перші спроби класифікації хімічних елементів

Відомо, що розвиток будь-якої науки проходить етапи накопичення і вивчення фактів, їх класифікації і виявлення зв'язків між фактами, встановлення певних закономірностей. Так само і в хімії. Окремі хімічні елементи були відомі з давніх-давен, коли хімії як науки ще не було. Проте наприкінці XVIII і особливо в XIX ст. число відомих елементів почало стрімко збільшуватись. До середини XIX ст. вже було відомо 63 хімічні елементи, які утворювали сотні тисяч хімічних сполук. Накопичення знань про хімічні елементи та їхні сполуки спричинило необхідність привести цю багатоманітність у певну систему.

Поняття «система» у перекладі з грецької означає «ціле, складене з частин». Система відрізняється від простої суми частин тим, що в ній між частинами встановлюються взаємозв'язки і залежності. У системі знань про хімічні елементи також необхідно встановити залежність, природні зв'язки між відомими на той час елементами.

Одну з перших спроб класифікації хімічних елементів здійснив у 1804 р. шведський хімік Я. Берцеліус. Він поділив усі відомі тоді 32 елементи на дві групи – металічні й неметалічні за відмінністю властивостей простих речовин, які вони утворюють. Але ця класифікація виявилася непридатною, оскільки вона не враховувала властивості перехідних металів, які утворюють амфотерні¹ оксиди й гідроксиди, а тому посідають проміжне місце між металами і неметалами.

Пошуки тривали. Хіміки брали за основу класифікації хімічних елементів подібність властивостей простих і складних речовин, які вони утворюють. Так були виокремлені кілька родин подібних хімічних елементів.

¹ Амфотерність – здатність сполук виявляти і кислотні, і основні властивості.

Висновки

Першою класифікацією хімічних елементів був їх поділ на металічні й неметалічні. Виявлення природних груп подібних за властивостями елементів стало дальшим кроком на шляху розвитку їх класифікації.

§ 3. Поняття про лужні елементи

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете

- **знати** фізичні й хімічні властивості лужних елементів;
- **уміти** складати рівняння відповідних реакцій;
- **пояснювати** характер зміни властивостей лужних металів залежно від відносної атомної маси відповідних елементів.

До родини **лужних** елементів належать Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr (радіоактивний елемент).

◆ Знайдіть лужні елементи за Періодичною системою хімічних елементів.

Усі лужні елементи в сполуках виявляють **валентність 1**. Утворені ними прості речовини – **метали**.

Пригадайте, що згідно з новою українською термінологією назви хімічних елементів пишуться з великої літери, а назви простих речовин, утворених цими елементами, – з малої.

Всі лужні метали мають однакову кристалічну структуру, металічний блиск. Вони м'які (легко ріжуться ножом), пластичні, легкоплавкі. Мають невелику густину (багато які легші за воду). Добре проводять електричний струм і теплоту.

У хімічному плані порівняно з рештою металів лужним металам властива висока хімічна активність. Так, якщо розрізати ножом кусок натрію або калію, то на свіжому зрізі він матиме яскравий металічний блиск, який одразу ж тьмянішає через окиснення киснем повітря.

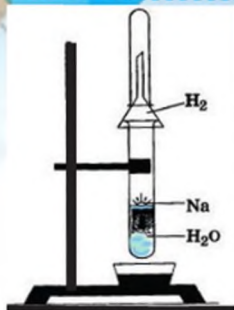
◆ Напишіть рівняння реакції окиснення літію киснем повітря.

Тому літій, натрій, калій зберігають під шаром гасу, а рубідій і цезій – у запаяних ампулах, з яких видалено повітря.

Висока хімічна активність лужних металів виявляється і під час взаємодії їх з водою.

I	
Li Літій	3 6,941
Na Натрій	11 22,990
K Калій	19 39,098
29 63,546	Cu Купрум Мідь
Rb Рубідій	37 85,468
47 107,868	Ag Аргентум Срібло
Cs Цезій	55 132,91
79 196,967	Au Аурум Золото
Fr Францій	87 [223]

Усі лужні елементи в сполуках виявляють **валентність 1**. Утворені ними прості речовини – **метали**.



Мал. 1. Взаємодії натрію з водою

Дослід 1. У склянку з водою опускаємо кусочок натрію (мал. 1). Він відразу ж спливе на її поверхню (чому?) і розплавиться, бо при цьому виділяється теплота. Блискавка крапля натрію швидко рухається по поверхні води, шипить і зменшуються в розмірі, доки не щезне. Крапля рухається, бо її штовхає газ, що при цьому виділяється. Аби дізнатися, який це газ, зберемо його в пробірку і піднесемо до подум'я. Чути характерний приглушений звук «п-пах», властивий горінню чистого водню. Якщо водень не чистий (змішаний з повітрям) – різкий «гавкаючий» звук. Отже, у результаті взаємодії натрію з водою виділяється водень H_2 й утворюється натрій гідроксид $NaOH$ (основа):

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$$

Наявність в розчині натрій гідроксиду можна виявити, якщо до розчину додати 1-2 краплі розчину фенолфталеїну, з'являється малинове забарвлення, характерне для розчинних основ. Можна на предметне скло помістити 1-2 краплі розчину і випарити з нього воду. Залишиться тверда біла речовина – натрій гідроксид $NaOH$, або їдкий натр.

Лужні метали енергійно реагують також з хлором Cl_2 , сіркою S та іншими неметалами.

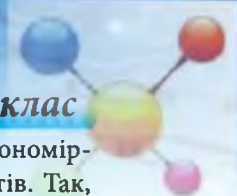
◆ Знаючи валентність Хлору – 1, Сульфуру S – 2, напишіть відповідні рівняння реакцій простих речовин цих елементів з натрієм.

Деякі властивості лужних металів наведено в табл. 1.

Таблиця 1

Властивості лужних елементів та їх простих і складних речовин

Хімічний елемент		Проста речовина				Сполуки			Розчинність гідроксидів у воді
Символ	Відносна атомна маса	t пл. °C	Густина г/см³	Хімічна активність	Умови горіння	Оксид	Основа	Сіль	
Li	7	180,3	0,53	п о с и л ю є т ь с я	Загоряються під час нагрівання	Li_2O	$LiOH$	$LiCl$	з р о с т а є
Na	23	97,8	0,79			Na_2O	$NaOH$	$NaCl$	
K	39	63,6	0,85			K_2O	KOH	KCl	
Rb	85,5	39,3	1,52		Загоряються за стандартних умов	Rb_2O	$RbOH$	$RbCl$	
Cs	133	28,6	1,87			Cs_2O	$CsOH$	$CsCl$	
Fr	223	20,0	2,4			Fr_2O	$FrOH$	$FrCl$	



З таблиці видно, що властивості простих і складних речовин закономірно змінюються в міру збільшення відносних атомних мас елементів. Так, температура плавлення лужних металів у ряду літій – францій знижується, а густина – збільшується.

Висновки

Лужні елементи – одна з природних родин подібних за властивостями елементів. Вони утворюють прості речовини – типові метали, які мають подібні фізичні й хімічні властивості й утворюють основні оксиди R_2O та відповідні їм гідроксиди складу ROH .

Зі збільшенням відносної атомної маси лужних елементів температура плавлення простих речовин – лужних металів, утворених цими елементами, знижується, а густина зростає.

Лужні метали за стандартних умов легко взаємодіють з водою, киснем повітря та іншими неметалами. Різна хімічна активність відносно кисню та води також пов'язана зі зміною відносної атомної маси: чим вона більша, тим більша активність лужного металу. Отже, відмінність між лужними металами проявляється в тому, що спільні для них властивості у різних металів виражені різною мірою: зі збільшенням відносної атомної маси закономірно змінюються їх фізичні властивості та збільшується їхня хімічна активність відносно кисню і води.



Завдання для самоконтролю

1. Назвіть елементи, що утворюють родину лужних елементів, і, користуючись табл. 1, порівняйте їхні фізичні властивості.
2. Який із лужних металів можна розплавити, тримаючи в руці запаяну ампулу з цим металом? Чому його не можна просто покласти на долоню, як інші метали, наприклад, залізо або мідь?
3. Як ви думаєте, чому лужні метали мають таку назву. Відповідь поясніть.
- 4*. Дано схему генетичного ряду елемента R:



Визначте, до якої родини належить цей елемент і напишіть відповідні рівняння реакцій.

5. Які спільні хімічні властивості мають лужні метали? Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.

Додаткові завдання

6. Напишіть рівняння реакцій між: а) калієм і хлором; б) натрієм і сіркою; в) рубідієм і водою; г) цезій оксидом і водою.

§ 4. Поняття про інертні елементи

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про інертні елементи;
- знати їх назви і символи.

VIII	
He Гелій	2 4,0026
Ne Неон	10 20,179
Ar Аргон	18 39,948
Kr Криптон	36 83,80
Xe Ксенон	54 131,30
Rn Радон	86 [222]

Молекули інертних газів складаються з одного атома.

Інертні гази утворюються в результаті різних ядерних процесів.

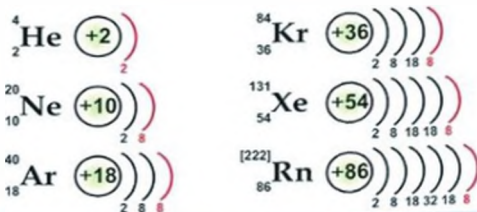
Елементи головної підгрупи VIII групи – Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe і Радон Rn називаються інертними (благородними) елементами.

Інертні гази хімічно малоактивні. Вони не сполучаються один з одним. Не взаємодіють з воднем і металами. У 1962 р. було одержано ксенон тетрафторид XeF_4 . Зараз вже відомі сполуки Криптону, Ксенону й Радону з Флуором і Оксигеном. Молекули інертних газів складаються з одного атома.

Інертні гази утворюються в результаті різних ядерних процесів. Незначна кількість інертних газів є в атмосфері. У наш час добуто ряд сполук інертних газів з водою, фтором, киснем та органічними речовинами. Саме тому термін «інертні гази» виявився не зовсім вдалим.

Основне джерело добування гелію – підземні геліоносні гази, а також повітря. Інші інертні гази добувають як побічний продукт у процесі виробництва азоту й кисню з повітря глибоким охолодженням.

Завдяки специфічним властивостям інертні гази застосовують у техніці: для наповнювання ламп накаливання, газосвітних і сигнальних ламп, в електронних приладах; в апаратурі, що реєструє ядерні випромінювання, у вакуумній техніці, для створення інертного середовища в технологічних процесах і в наукових дослідженнях. Суміш гелію з киснем використовують водолази для запобігання кесонній хворобі та в медицині.



§ 5. Поняття про галогени

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** фізичні й хімічні властивості галогенів;
- **уміти** складати рівняння відповідних реакцій;
- **пояснювати** характер зміни властивостей галогенів залежно від відносної атомної маси хімічних елементів.

До галогенів належать елементи Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I, Астат At (радіоактивний елемент). Це ще одна природна родина подібних за властивостями хімічних елементів.

◆ Знайдіть за Періодичною системою елементи-галогени.

Ці елементи утворюють прості речовини, які також називаються **галогенами**. Вони являють собою типові неметали.

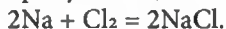
Галогенам властиві леткість і надзвичайно висока хімічна активність. Вони вступають у взаємодію майже з усіма простими речовинами. Особливо швидко і з виділенням великої кількості теплоти відбувається сполучення галогенів із металами.



Мал. 2

Горіння натрію в хлорі

Дослід 1 (у витяжній шафі). У колбу, заповнену хлором, вносимо металічну ложку для спалювання речовин з розплавленим натрієм. В атмосфері хлору натрій згоряє зі сліпучим спалахом, а на стінках колби з'являється білий наліт натрій хлориду NaCl (мал. 2);



Мідь, залізо та багато інших металів згоряють у хлорі, утворюючи аналогічні сполуки (солі).



Мал. 3

Горіння стибію в хлорі

Дослід 2 (у витяжній шафі). На дно великої колби або банки насипаємо шар піску, аби колба (банка) не тріснула під час дослідів, і всипаємо свіжоподрібнений порошок кристалічного стибію Sb. Він загоряється в хлорі яскравим світлом, утворюючи білий дим – SbCl₅ і SbCl₃ (отруйні) (мал. 3).

VII	
F Флуор Фтор	9 18,998
Cl Хлор	17 35,453
25 54,938	Mn Манган Марганець
Br Бром	35 79,904
43 (98,906)	Tc Технецій
I Йод	53 126,904
75 186,207	Re Реній
At Астат	85 [210]

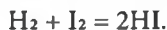
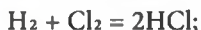
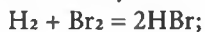
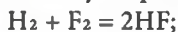
Галогени – типові неметали. Галогенам властива леткість і надзвичайно висока хімічна активність.

Хімія

◆ Напишіть рівняння відповідних реакцій. Подібно взаємодіють з металами бром і йод.

За здатність безпосередньо сполучатися з металами з утворенням типових солей елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод називають галогенами, що з грецької буквально означає «солеродні» (ті, що народжують солі).

Галогени взаємодіють із багатьма неметалами, у тому числі з воднем. Так, фтор F_2 у суміші з воднем вибухає навіть у темряві й на холоді. Хлор Cl_2 також вибухає з воднем, але на яскравому світлі або під час нагрівання (за стандартних умов без освітлення хлор практично не взаємодіє з воднем). Бром Br_2 взаємодіє з воднем менш енергійно і лише під час нагрівання. Йод I_2 реагує з воднем лише при досить сильному нагріванні й не повністю, оскільки утворений йодоводень HI – нестійка сполука:



Хоча активність галогенів при цьому різна, та склад продуктів реакції однаковий: утворюються газуваті сполуки – гідроген галогеніди (галогеноводні) HF , HCl , HBr , HI , водні розчини яких є кислотами. Окремі властивості галогенів подано в табл. 2.

Таблиця 2

Властивості галогенів та сполук галогенів

Хімічний елемент			Проста речовина				Сполуки		
Назва	Символ	Відносна атомна маса	Формула	Назва	Агрегатний стан	Забарвлення	Хімічна активність	Кислота	Сіль (приклад)
Флуор	F	19	F_2	Фтор	Газ	Зеленкуватожовте	п о с и л ю є т ь с я ↑	HF	MgF_2
Хлор	Cl	35,5	Cl_2	Хлор	Газ	Жовто-зелене		HCl	$MgCl_2$
Бром	Br	80	Br_2	Бром	Рідина	Червоно-буре		HBr	$MgBr_2$
Йод	I	127	I_2	Йод	Тверда речовина	Чорно-фіолетове		HI	MgI_2

Поступово вчені дізналися й про інші групи елементів, що мають подібні властивості. Так, одну групу подібних елементів утворили Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Вісмут, другу – Оксиген, Сульфур, Селен, Телур (див. Періодичну систему хімічних елементів).

Виявлення природних груп подібних за властивостями елементів стало важливим етапом на шляху розвитку класифікації хімічних елементів. Якщо першою класифікацією був поділ елементів на металічні й неметалічні (на підставі протилежних властивостей їх простих речовин – металів і неметалів), то далі було виявлено природні групи, всередині яких спостерігався зв'язок між елементами. Проте такі групи елементів розглядалися відособлено. Загально-го зв'язку між елементами ще не виявили. Адже було важко припустити, що між елементами, протилежними за властивостями, наприклад, між лужними елементами і галогенами, існує взаємозв'язок.

Але спроби робилися. Багато вчених намагалося розібратись у величезній кількості фактів. Так, у 1864 р. німецький хімік Юліус Лотар Мейєр опублікував таблицю, в якій йому вдалося із 63 відомих на той час елементів розмістити 27 за зростанням їхніх відносних атомних мас. Усі відомі елементи Мейєр внести у цю таблицю не зміг, оскільки для більшості з них ще не були визначені відносні атомні маси.

Історія розвитку хімії показала, що Ю. Л. Мейєр був на правильному шляху в своїх спробах класифікувати хімічні елементи. Адже він брав за основу єдину на той час загальну для всіх хімічних елементів фізичну величину – масу. Проте відкрити закон, який об'єднує всі елементи в струнку систему, вдалося у 1869 р. великому російському вченому, професору Петербурзького університету Д. І. Менделєєву.

Висновки

Галогени – природна родина елементів, що являють собою типові неметалічні елементи. Зі збільшенням відносної атомної маси цих елементів забарвлення простих речовин, які вони утворюють, темнішає й закономірно змінюється агрегатний стан від газуватої до твердої речовини.



**Юліус Лотар
Мейєр**
(1830–1895),

німецький хімік. Склавав таблицю (1864р.) з 27 хімічних елементів, розміщених за зростанням атомних мас і валентністю, але не зробив теоретичних узагальнень. Слідом за Менделєєвим (1870 р.) склав повну таблицю хімічних елементів. Побудував криві атомних об'ємів елементів.



Хімія

Галогени активно взаємодіють з металами, утворюючи солі; з воднем, утворюючи газуваті галогеноводні, водні розчини яких є кислотами. Зі збільшенням відносної атомної маси хімічна активність галогенів послаблюється.

За властивостями прості речовини-галогени протилежні лужним металам: якщо галогени – типові неметали, то лужні метали – типові метали.

Багато спроб класифікації елементів зробили різні вчені, а успіху досяг російський учений Д. І. Менделєєв, якому вдалося об'єднати всі елементи (подібні й відмінні за властивостями) в єдину систему хімічних елементів.



Завдання для самоконтролю

1. За якими ознаками хімічні елементи об'єднані: а) в родину лужних елементів; б) у родину галогенів?
2. Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості галогенів.
3. Які властивості галогенів засвідчують, що вони є типовими неметалами?
4. За якими ознаками галогени відрізняються: а) один від одного; б) від лужних металів? Відповідь мотивуйте.
5. Схарактеризуйте хімічні властивості бромів. Сформулюйте закономірність зміни властивостей галогенів зі збільшенням відносної атомної маси.
6. Визначте, до якої родини належить хімічний елемент, якщо формула його оксиду R_2O . Напишіть рівняння реакції, яка ілюструє хімічні властивості цього оксиду.

Додаткові завдання

7. В одну з природних груп елементів були об'єднані Кальцій, Стронцій та Барій, які дістали назву лужноземельних елементів. Знайдіть їх у Періодичній системі хімічних елементів, напишіть формули їх оксидів та гідроксидів і зазначте назви цих сполук.
8. Напишіть символи й назви інертних елементів (благородних газів) і поясніть їхню назву.

§ 6. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **мати уявлення** про відкриття Періодичного закону;
- **знати** менделєєвське формулювання Періодичного закону;
- **розуміти** суть такої закономірності, як періодичність;
- **вміти** пояснювати періодичність зміни властивостей хімічних елементів.

Ви вже знаєте, що вчені за часів Д. І. Менделєєва, намагаючись класифікувати відомі хімічні елементи, поділяли їх на родини. Було відомо 6 груп подібних за властивостями елементів: лужні елементи, лужноземельні елементи, галогени, група Оксигену, група Нітрогену і група Карбону.

Знайдіть зазначені групи за Періодичною системою.

Але згрупувати всі відомі на той час 63 хімічні елементи не вдавалося. Знання про них були уривчасті. У той час вчені вважали, що природні групи елементів, особливо протилежні за властивостями, ніяк між собою не пов'язані. І хоча вони звертали увагу на зв'язок властивостей речовин з відносною атомною масою елемента, що утворює цю речовину, їм не вдалося об'єднати всі елементи в єдину систему. Спираючись на праці своїх попередників, це завдання розв'язав великий російський учений Д. І. Менделєєв.

На відміну від інших учених Д. І. Менделєєв був глибоко переконаний, що між усіма хімічними елементами, як подібними за властивостями, так і відмінними, повинен існувати природний загальний зв'язок, який об'єднував би всі елементи в єдину систему.

За основу систематизації хімічних елементів Д. І. Менделєєв (так само, як і раніше Ю. Л. Мейер) обрав відносну атомну масу, вважаючи її головною характеристикою елемента, оскільки вона не змінюється під час утворення елементом простих і складних речовин. Д. І. Менделєєв не розглядав масу як єдину характеристику елемента. Він надавав величезного значення ще і його хімічним властивостям.



**Дмитро
Іванович
Менделєєв
(1834–1907),**

російський хімік, різнобічний учений, педагог, прогресивний громадський діяч.

Працював викладачем гімназії в Одесі. Професор Петербурзького університету (з 1865 р.). Очолював головну палату мір і вагів (з 1893 р.). Відіграв значну роль у розвитку хімії та інших галузей природознавства. Відкрив (1869 р.) Періодичний закон хімічних елементів – один із головних законів природи.

Хімія

◆ Згрупувавши більшість відомих тоді хімічних елементів у кілька горизонтальних рядів так, щоб вертикальні стовпчики містили елементи, подібні за хімічними властивостями, Д. І. Менделєєв у 1869 р. розробив Періодичну систему у формі таблиці – прообраз сучасної Періодичної системи хімічних елементів. А далі добудовував і доповнював цю первісну таблицю, доки не включив до неї всі відомі на той час 63 елементи. Один із останніх варіантів Періодичної системи, створеної Д. І. Менделєєвим, за формою мало чим відрізняється від відомої нам Періодичної системи (див. форзац).

◆ Розгляньте фрагмент Періодичної системи (табл. 3) і зробіть висновок, як у порядку зростання відносних атомних мас елементів змінюються:

а) властивості елементів; б) властивості простих і складних речовин, утворених елементами; в) валентність елементів (у сполуках з Оксигеном).

Таблиця 3

Зміна властивостей хімічних елементів

Символ хімічного елемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Відносна атомна маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Гідрат оксиду	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
Легка сполука з Гідрогеном	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—
Символ хімічного елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Гідрат оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Легка сполука з Гідрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Загальна формула вищого оксиду	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	—
Загальна формула легкої сполуки з Гідрогеном	—	—	—	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	—



Вивчаючи зміну властивостей елементів, розміщених у ряд відповідно зростання їх відносних атомних мас, Д.І. Менделєєв виявив повторення однакових ознак у хімічних елементів і назвав цю закономірність *періодичністю*. Виявлену закономірність він сформулював у вигляді Періодичного закону, суть якого оприлюднив у 1869 р.:

Властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Висновки

Періодичний закон відкрив російський учений Д. І. Менделєєв у 1869 р. Його суть за Д. І. Менделєєвим, полягає в тому, що *властивості хімічних елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від атомної маси елементів*.

§ 7. Періодична система хімічних елементів

Д. І. Менделєєва

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** структуру короткої форми Періодичної системи хімічних елементів;
- **розуміти** суть закономірностей Періодичної системи; поняття «період» і «група»;
- **уміти** складати формули вищих оксидів хімічних елементів; відповідних гідратів оксидів та визначати їх характер; бінарних сполук елементів із Гідроґеном.

Заслуга Д. І. Менделєєва полягає в тому, що виявлену залежність він зрозумів як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Завдяки відкриттю Періодичного закону було виявлено, що всі елементи взаємопов'язані, підпорядковані єдиному закону і становлять єдину систему, яка справедливо була названа на честь ученого «Періодичною системою хімічних елементів Д. І. Менделєєва».

Одним зі способів зображення Періодичної системи елементів є графічне (табличне) вираження Періодичного закону хімічних елементів, так званий *короткий варіант побудови Періодичної системи* (див. форзац).

Для побудови системи Д. І. Менделєєву довелося *припустити інші значення відносних атомних мас* майже у 20 елементів. Так, більшість учених

вважали відносну атомну масу Берилію такою, що дорівнює 13,5 (знайдіть Берилій за Періодичною системою). Однак за сукупністю властивостей Д.І.Менделєєв розмістив його між Літієм і Бором, зробивши висновок, що відносна атомна маса Берилію має дорівнювати 9. Пізніше експериментальні дослідження довели справедливості припущення Д. І. Менделєєва. Це було перше практичне застосування Періодичної системи.

Будуючи Періодичну систему, Д. І. Менделєєв *залишив багато клітинок вільними*. Серед 63 відомих тоді елементів ще не було таких, які за величиною відносних атомних мас і сукупністю властивостей могли б зайняти ці місця. Тим самим він довів, що мають існувати елементи, котрі були ще невідомі. Він дійшов висновку, що їхні властивості мають бути проміжними між властивостями сусідніх елементів, що розміщуються ліворуч і праворуч у тому самому ряду, й сусідніх елементів, що стоять вище та нижче. Це такі елементи, як Галій Ga, Германій Ge і Скандій Sc. Д. І. Менделєєв назвав їх відповідно екаалюміній, екасиліцій та екабор¹.

Тріумфом Періодичного закону було відкриття у 1875 р. французьким ученим Лекок де Буабодраном нового елемента, названого Галієм (на честь старовинної назви Франції). Властивості Галію, визначені експериментально, повністю збігалися із властивостями екаалюмінію, передбаченими Д.І.Менделєєвим.

Упродовж наступних 15 років передбачення Д. І. Менделєєва блискуче підтвердились: були відкриті прості речовини, утворені передбаченими елементами.

Проте наприкінці XIX ст. були відкриті інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe).

◆ Пригадайте, що ви знаєте про інертні елементи.

Несподіване відкриття інертних елементів стало важким випробуванням для Періодичної системи, оскільки для них не було вільних клітинок. Д.І.Менделєєв утворив для них окрему групу (нульову), розмістивши інертні елементи між галогенами й лужними елементами. У результаті періоди набули свого логічного завершення. Все це зумовило загальне визнання Періодичного закону і Періодичної системи хімічних елементів.

Яка ж структура короткої форми Періодичної системи? Основними структурними одиницями є *періоди* і *групи*.

Період – це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених відповідно до зростання їх відносних атомних мас, що починається лужним елементом і закінчується інертним елементом.

◆ Визначте, які періоди є винятком із цього правила і чому.

¹Ека – слово, запозичене Д. І. Менделєєвим зі стародавньої писемної мови Індії – санскриту. «Ека» означає один. Пропонуючи заздалегідну назву елемента № 31 екаалюміній, Д. І. Менделєєв виходив із того, що він «іде за алюмінієм», перший його аналог.



Усього періодів сім. Із них перші три – малі періоди, бо кожен складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди (кожен складається з двох рядів). Кожен період містить певне число хімічних елементів:

- 1-й період (малий) – 2 елементи;
- 2-й період (малий) – 8 елементів;
- 3-й період (малий) – 8 елементів;
- 4-й період (великий) – 18 елементів;
- 5-й період (великий) – 18 елементів;
- 6-й період (великий) – 32 елементи;
- 7-й період (великий) – досі ще не завершений.

Група – це вертикальний стовпчик, у якому один під одним розміщені подібні за властивостями хімічні елементи.

Усього груп вісім. Кожна з них поділяється на дві підгрупи: А – *головну*, до складу якої входять елементи малих (типові) і великих періодів, і Б – *побічну*, що складається з елементів тільки великих періодів, вони є неповними аналогами типових елементів і навіть можуть дуже відрізнятися від них за властивостями.

Так, VII група складається з головної підгрупи – Флуор, Хлор (типові елементи) та їх аналоги – Бром, Йод, Астат, і побічної, до складу якої входять елементи тільки великих періодів – Манган, Технецій, Реній. Елементи головної підгрупи – *неметалічні*, а елементи побічної – *металічні*.

Основні закономірності Періодичної системи

1. У малих періодах зі зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове *послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей*.

2. У великих періодах спостерігається певна періодичність у зміні властивостей всередині самих періодів. У парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів – металічні. У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів: металічні властивості послаблюються, а неметалічні – посилюються.

3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані *тріади*: Рутеній, Родій, Паладій, Осмій, Іридій та Платина, що утворюють *родину платинових елементів* (платиноїдів). Видокремлюють ще *родину лантанойдів* (14 елементів шостого періоду) і *родину актиноїдів* (14 елементів сьомого періоду).



Хімія

4. У підгрупах у міру зростання відносних атомних мас елементів їхні металічні властивості посилюються, а неметалічні послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).

5. У Періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах згори донизу і послаблення їх у періодах зліва направо зумовлює появу *діагональної подібності*. Так, Берилій більше подібний до Алюмінію, ніж до Магнію, Бор – до Силіцію, ніж до Алюмінію (див. *Періодичну систему*).

6. У періодах валентність елементів зростає: у малих періодах – від 1 до 8, у великих періодах – двічі, що й дало Д. І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.

7. У групах валентність елементів, як правило, відповідає номеру групи. Деякі елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність. Так, Купрум – елемент І групи побічної підгрупи – утворює оксиди Cu_2O і CuO та гідроксиди CuOH і $\text{Cu}(\text{OH})_2$, де валентність Купруму дорівнює 1 і 2.

8. Елементи перших трьох груп – металічні. Вони не утворюють летких сполук з Гідроеном. Сполуки з Гідроеном характерні для елементів головних підгруп IV–VII груп. При цьому валентність елемента дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.



Завдання для самоконтролю

1. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Назвіть найактивніші з елементів метал і неметал.

2. В якого з елементів металічні властивості виявлені сильніше: а) Ca, Rb, Mn; б) Bi, P, N? Відповідь мотивуйте.

3. За хімічними властивостями радіоактивний елемент Радій найбільш подібний до:

А Францію; Б Актинію; В Барію; Г Лантану.

4. Металічний характер властивостей елементів у ряду $\text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$:

А послаблюється;

В не змінюється;

Б посилюється;

Г спочатку послаблюється, а далі посилюється.

5. Найслабші металічні властивості виявляє елемент:

А Mg; Б Na; В Al; Г Si.

6. Хімічний елемент, гідроксид якого виявляє амфотерні властивості, – це:

А Be; Б Ca; В Ba; Г N.

7. Лужному елементу відповідає порядковий номер:

А 10; Б 11; В 12; Г 13.

8. Хімічний елемент, що належить до галогенів, – це:

А Ферум; Б Манган; В Йод; Г Неон.

9. Летка сполука елемента з Гідрогеном має загальну формулу RH_3 . Елемент належить до групи:

А III; Б IV; В V; Г VI.

Додаткові завдання

10. Неметалічні властивості елементів у ряду $N - P - As - Sb - Bi$:

А послаблюються; В не змінюються;

Б посилюються; Г спочатку послаблюються, а далі посилюються.

11. Серед зазначених нижче елементів 4-го періоду елемент, що може виявляти однакові значення валентності за Оксигеном і Гідрогеном, – це:

А Бром; Б Селен; В Арсен; Г Германій.

12*. Відносна атомна маса елемента дорівнює 31. Він утворює оксид, у якому масова частка цього елемента становить 0,437. Формула оксиду:

А P_2O_5 ; Б P_2O_3 ,

а характер оксиду

В основний; Г кислотний; Д амфотерний.

13*. Визначте валентність Хлору в перхлоратній (хлорній) кислоті $HClO_4$, напишіть формулу оксиду, що відповідає цій кислоті, й формулу леткої сполуки Хлору з Гідрогеном, зазначте назви всіх сполук.

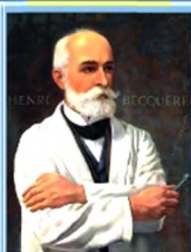
§ 8. Будова атома. Фізичний зміст Періодичного закону

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про радіоактивність;
- розуміти фізичний зміст Періодичного закону; порядкового номера хімічного елемента;
- знати сучасне формулювання Періодичного закону, склад атомних ядер;
- уміти визначати кількість протонів і нейтронів у ядрі атома.

Вам вже відомо, що Д. І. Менделєєв узагальнив великий обсяг знань і відкрив фундаментальний закон природи – **Періодичний закон**. Але рівень тогочасної науки не дав змоги розкрити фізичний зміст Періодичного закону, виявити причини періодичної зміни властивостей елементів залежно від зростання їхніх атомних мас. Це стало можливим лише після з'ясування будови атома.

У науці довго панувала думка, що атоми – найменші частинки речовини і не містять інших, простіших складових частинок, тому вони неподільні



**Антуан Анрі
Беккерель
(1852–1908)**

Французький фізик, член Паризької академії наук (з 1889 р.). Його наукові праці присвячені фотохімії, електрохімії, магнетизму, оптиці, електриці, метеорології. Відкрив разом із подружжям Кюрі природну радіоактивність солей Урану, за що був удостоєний Нобелівської премії (1903 р.).

Радіоактивність (від лат. *radio* – «випромінюю», *radius* – «промінь» і *activus* – «дієвий») – явище мимовільного перетворення нестійкого ізотопу хімічного елемента в інший ізотоп шляхом випромінювання гамма-квантів, елементарних частинок або ядерних фрагментів.

і не можуть перетворюватися на інші атоми. Проте наприкінці XIX ст. фізики експериментально підтвердили складність будови атома. Відкриття рентгенівських променів (1895 р.), явища радіоактивності (1896 р.), електрона (1897 р.) спричинили революцію в природознавстві, зокрема сприяли перегляду уявлень про структуру і властивості речовини, оскільки атом виявився складним утворенням. Саме відкриття радіоактивності відіграло велику роль у встановленні природи атома й розкритті його структури.

Поняття про радіоактивність

Досліджуючи солі Урану, французький фізик А. Беккерель виявив, що елемент Уран випромінює невидимі для ока промені, подібні до рентгенівських. Його дослідями зацікавилися інші вчені.

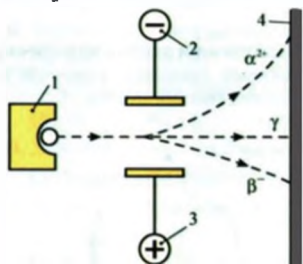
Зокрема, Марія Склодовська-Кюрі встановила, що сполуки Торію Th також мають цю здатність. Разом зі своїм чоловіком вона відкрила два нові елементи, названі за її пропозицією Полонієм Po (від лат. *Polonia* – Польща) і Радієм Ra (від лат. *radius* – промінь), які виявилися значно потужнішими джерелами випромінювання, ніж Уран і Торій. Таку здатність деяких елементів назвали *радіоактивністю*, а елементи – *радіоактивними*.

Вивчаючи природу радіоактивного випромінювання, англійський фізик Ернест Резерфорд установив, що воно неоднорідне: під дією електричного поля поділяється на три пучки, один з яких не змінює свого початкового напрямку, отже, не несе електричного заряду, – це γ -випромінювання (електромагнітні хвилі), а два інші – відхиляються у протилежні боки до зарядів електричного поля (мал. 4). Це α -проміння (ядра атомів елемента Гелію) і β -проміння (потік електронів).

Вчення про радіоактивність підтвердило складність будови атома.

Будова атома. Вивчаючи розсіювання α -частинок, які проходять крізь тонкі металеві пластинки, Е. Резерфорд у 1911 р. запропонував схему будови атома, що дістала назву *ядерна модель атома*. Згідно з цією моделлю атом

складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що обертаються навколо нього. Позитивний заряд ядра нейтралізується сумарним негативним зарядом електронів, тому атом загалом електронейтральний.



Мал. 4. Дія електричного поля на радіоактивне випромінювання: 1 – джерело випромінювання у свинцевому контейнері; 2 – катод; 3 – анод; 4 – екран для реєстрування випромінювання (вкритий речовиною, що може світитися під впливом якогось джерела енергії).

Порядковий номер елемента – заряд ядра його атома.

Численні експериментальні дослідження англійських учених (Е. Резерфорда, Г. Мозлі, 1917 р.) показали, що

заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в Періодичній системі.

Так було розкрито фізичний зміст порядкового номера. Він виявився дуже важливою константою, що виражає величину заряду ядра. Оскільки атом загалом електронейтральний, то й число електронів у атомі також дорівнює порядковому номеру елемента. Наприклад, порядковий номер елемента Феруму – 26. Це означає, що заряд ядра його атома +26, а оскільки атом електронейтральний, то й електронів має бути 26, сумарний негативний заряд яких становить -26 (заряд електрона – найменший негативний заряд, прийнятий за одиницю).

Відкриття фізичного змісту порядкового номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у Періодичній системі.

З'ясувалося, що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їх атомів. Дістала пояснення й удавана суперечність у системі Д. І. Менделєєва – розміщення трьох пар елементів (Аргон і Калій, Кобальт і Нікель, Телур і Йод) не в порядку зростання їх атомних мас, а навпаки. Виявилось, що таке розміщення відповідає величині зарядів ядер атомів цих елементів. Отже, суперечності немає.



Марія Складовська-Кюрі (1867–1934)

Польська і французька вчена – фізик і хімік, одна з творців учення про радіоактивність. Виявила радіоактивність Торію. Разом із П'єром Кюрі відкрила Полоній і Радій. Запропонувала термін «радіоактивність». Добула металічний Радій (1910 р.) і досліджила його властивості. Лауреат Нобелівської премії з фізики (1908 р.), разом із П. Кюрі та А. Беккерелем. Лауреат Нобелівської премії з хімії (1911 р.).

Заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в Періодичній системі.

Хімія



**Ернест
Резерфорд
(1871–1937)**

англійський фізик, член Лондонського королівського товариства (з 1903 р.), один із творців учення про радіоактивність і будову атома. Відкрив α - і β -промені та визначив їхню природу (1899 р.). Перше експериментально виявив перетворення нерadioактивних елементів (Нітрогену в Оксиген) внаслідок опромінювання α -частинками. Запропонував ядерну модель будови атома (1911 р.). Здійснив першу штучну ядерну реакцію (1919 р.). Передбачив існування нейтрона. Лауреат Нобелівської премії (1908 р.) з хімії.

Властивості елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.

Завдяки відкриттю фізичного значення порядкового номера Періодичний закон Д. І. Менделєєва нині формулюється так:

властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів.

Уточнення формулювання Періодичного закону – необхідний наслідок дальшого розвитку пізнання. Періодичний закон – це об'єктивний закон природи. Він реально існує і діє незалежно від людської свідомості, а його формулювання відображає рівень розуміння людством цього закону. З часом формулювання законів (як і понять) може змінюватись, якщо нові відкриття дають змогу глибше зрозуміти їхню суть. Саме так відбулось і з Періодичним законом, у зв'язку з чим виникла необхідність уточнення його формулювання. Приклад із формулюванням Періодичного закону дає вам змогу зрозуміти *закономірності процесу пізнання: від вивчення й узагальнення фактів – до виявлення закону природи і далі до пояснення цього закону на підставі нових фактів.*

Висновки

Наукові відкриття наприкінці XIX ст. – відкриття рентгенівських променів, радіоактивності, електрона – сприяли перегляду поглядів на атом як найпростішу, найменшу частинку речовини.

Атом – складне утворення. Він складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Величина заряду ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в Періодичній системі.

Елементи в Періодичній системі розміщені за зростанням величини заряду ядер їхніх атомів.

Властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.



Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає суть радіоактивності? Хто і як відкрив це явище? Назвіть два – три радіоактивні елементи.
2. Що являє собою атом? Хто вперше запропонував модель атома?
3. У чому полягає фізичний зміст порядкового номера елемента?
4. Визначте заряд ядра атомів Нітрогену, Неону, Магнію, Сульфур у і число електронів у атомах цих елементів.
5. Наведіть сучасне формулювання Періодичного закону і порівняйте його з менделєєвським (див. § 5). Як ви думаєте, чи припинює велич менделєєвського відкриття зміна з часом формулювання відкритого ним закону? Відповідь обґрунтуйте.

§ 9. Склад атомних ядер. Ізотопи

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про стабільні й радіоактивні ізотопи; період піврозпаду; радіаційну безпеку;
- розуміти зміст понять «протон», «протонне число», «нейтрон»; «нуклонне число»; «нуклід», «ізотопи»;
- уміти визначати число нейтронів у ядрі певного нукліда; користуватися зазначеними поняттями.

Ви вже знаєте, що атом складається з ядра й електронів. У свою чергу, ядро атома, згідно із сучасними уявленнями, складається з *протонів* і *нейтронів*, загальна назва яких *нуклони* (від лат. *nucleus* – ядро).

Що собою являють ці субатомні частинки? Аби відповісти на це запитання розгляньте табл. 4.

Таблиця 4

Характеристика субатомних частинок

Частинка	Символ	Система атомних одиниць	
		Маса, а. о. м.	Заряд, а. о. з.
Електрон	e	0 (точніше 0,00005486)	-1
Протон	p	1 (точніше 1,007277)	+1
Нейтрон	n	1 (точніше 1,008695)	0



Хімія

Виявляється, протон (символ p) має заряд $+1$, а нейтрон (символ n) заряду не має. Число протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента і визначає його місце у Періодичній системі, тому порядковий номер елемента називають *протонним числом*. Отже,

протонне число (порядковий номер) дорівнює величині заряду ядра атома елемента.

Маса протона майже така сама, як і маса нейтрона, і становить одну атомну одиницю маси (а. о. м.), що в 1836 разів більше за масу електрона. Це означає, що практично вся маса атома зосереджена в його ядрі.

Маса атома та його розміри надзвичайно малі. Ще менше ядро атома. Воно у 10–100 тисяч разів менше за атом. Якби атом можна було збільшити до розмірів Землі, то його ядро мало б радіус лише 30–60 м.

Як же утримуються протони й нейтрони в ядрі? Адже всі протони позитивно заряджені, а нейтрони – електронейтральні. Чому ж ядро не розсипається на окремі частинки? Протони і нейтрони утримуються в ядрі специфічними ядерними силами. Ці сили діють лише на дуже малих відстанях (не більше 10^{-13} см) і досягають надзвичайної величини, яка в 100–1000 разів перевищує кулонівське відштовхування однойменно заряджених протонів. Природа ядерних сил остаточно ще не з'ясована.

А як можна визначити склад атомних ядер? Ви знаєте, що протонне число елемента відповідає величині заряду ядра його атома, тобто числу протонів. І знаєте відносну атомну масу елемента, яка дорівнює переважно сумі протонів і нейтронів, тому легко можете обчислити число нейтронів у ядрі. Наприклад, протонне число елемента Калію дорівнює 19. Це означає, що заряд ядра його атома $+19$, тобто в ядрі міститься 19 протонів. Оскільки відносна атомна маса Калію дорівнює 39, то в ядрі його атома міститься: $39 - 19 = 20$ нейтронів.

Кожний вид атомів, незалежно від того, якому елементу він належить, однозначно описується сумою протонів і нейтронів – *нуклонним числом*. Саме тому видів атомів більше, ніж елементів. Кожен окремий вид атомів (вид ядер) називається *нуклідом*.

Нукліди – різновиди атомів (атомних ядер) з певним числом протонів і нейтронів.

Термін «нуклід» вживається для позначення будь-яких атомів, що відрізняються складом ядра (або різним числом нуклонів, або, при однаковому числі нуклонів, різним співвідношенням протонів і нейтронів).

Для позначення нукліда використовують або назву елемента, до якої через дефіс приєднують нуклонне число (Оксиген-16), або символ елемента, згори ліворуч від якого також зазначають нуклонне число (^{16}O).

Якщо нукліди належать одному й тому самому хімічному елементу і мають однакову кількість протонів, але різняться за кількістю нейтронів, то вони називаються *ізотопними нуклідами*, або просто *ізотопами*.

Ізотопи – нукліди одного хімічного елемента, які мають однакове протонне число (заряд ядра).

Зверніть увагу, термін «ізотопи» вживається лише у множині (застаріле «ізотоп» і є нуклід).

Наприклад, природний Оксиген, крім нуклідів ^{16}O , містить ще атоми з нуклонними числами 17 і 18. Це означає, що в природному Оксигені є різні види атомів, які в ядрі містять однакову кількість протонів (по 8), але різну кількість нейтронів (відповідно 8, 9, 10). Саме тому вони й різняться між собою атомною масою. Зазначені нукліди ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O і є ізотопами Оксигену.

Назви і символи ізотопів збігаються з назвами та символами відповідного хімічного елемента. Виняток становлять лише ізотопи найлегшого з елементів – Гідрогену. Вони мають нуклонні числа 1, 2, 3 і власні назви та символи (табл. 5).

Таблиця 5

Ізотопи Гідрогену і Карбону

Нукліди		Кількість		Нуклонне число
позначення	назва	протонів	нейтронів	
^1H	Протій	1	0	1
^2H	Дейтерій	1	1	2
^3H	Тритій	1	2	3
^{12}C	Карбон-12	6	6	12
^{13}C	Карбон-13	6	7	13
^{14}C	Карбон-14	6	8	14

Відкриття ізотопів дало змогу поглибити знання про *хімічний елемент як вид атомів, що характеризується однаковим протонним числом (зарядом ядра)*.

Зазвичай у природі більшість хімічних елементів існує у вигляді ізотопів, тому відносна атомна маса таких елементів визначається величинами відносних атомних мас кожного з нуклідів з урахуванням їх масової частки



Хімія

в природі. Наприклад, елемент Оксиген являє собою суміш ізотопів – нуклідів ^{16}O 99,757 %, ^{17}O 0,039 %, ^{18}O 0,204 %. Аби дізнатись про відносну атомну масу Оксигену, треба:

$$Ar(\text{O}) = \frac{16 \cdot 99,757 + 17 \cdot 0,039 + 18 \cdot 0,204}{100} = 15,99447.$$

Заокруглюємо знайдене середнє значення, виходить $Ar(\text{O}) = 16$.

Саме тому, що майже всі елементи – це суміші нуклідів, їхні відносні атомні маси не цілочислові, а дробові.

Але ви можете заперечити: чому ж тоді відносна атомна маса таких елементів, як Натрій, Алюміній, Фосфор, Флуор, які не мають ізотопів, не є цілочисловою, а лише наближається до неї? Це пояснюється тим, що Карбон, який береться за точку відліку атомних мас інших елементів, сам складається з двох природних ізотопів ^{12}C і ^{13}C , а для визначення відносної атомної маси береться один із природних ізотопів, саме ^{12}C , або Карбон-12.

Оскільки ізотопи певного елемента мають однакове протонне число (заряд ядра), то їхні хімічні властивості також практично однакові. Тому можна говорити про хімічні властивості, наприклад Хлору, не беручи до уваги його ізотопний склад.

Ізотопи (окремі нукліди) поділяють на *стабільні й радіоактивні (радіонукліди)*. Усі «парні» елементи мають стабільні нукліди, а також більшість «непарних» з протонним числом ≤ 83 . Нукліди всіх елементів, розміщених у Періодичній системі після Бісмуту Ві, радіоактивні.

Інтервал часу, протягом якого кількість радіоактивних атомів певного елемента зменшується вдвічі, називається періодом піврозпаду

Висновки

Ядра атомів мають складну будову. Вони складаються з двох видів частинок – протонів і нейтронів, що утримуються ядерними силами.

Протон p – позитивно заряджена частинка із зарядом $+1$ і масою, яка практично дорівнює 1, тому ядра атомів заряджені позитивно. Величина їхнього заряду чисельно дорівнює кількості протонів – *протонному числу*.

Нейтрон n – електронейтральна частинка, маса якої практично також дорівнює 1.

Масу атома обумовлює загальне число протонів і нейтронів – *нуклонне число*.

Кількість нейтронів у ядрі атома чисельно дорівнює різниці між масою атома і масою протонів.

Загальна назва атомів (атомних ядер) з певним значенням нуклонного числа – нукліди.



Ізотопи – нукліди одного хімічного елемента. Вони мають однакове число протонів, але різне число нейтронів. У Періодичній системі ізотопи займають одне й те саме місце.

Нукліди бувають стабільні та радіоактивні. Останні самочинно розпадаються, що супроводжується випромінюванням – радіацією, яка шкідливо впливає на все живе.



Завдання для самоконтролю

- Протонне число елемента дорівнює загальному числу:
А нейтронів; В нейтронів і протонів;
Б протонів; Г протонів і електронів.
- Як ви думаєте, чому протонне число є важливою константою хімічного елемента? Відповідь обґрунтуйте.
- Основний внесок у масу атома роблять:
А протони й електрони; В протони і нейтрони;
Б ядро; Г нейтрони і електрони.
- Загальне число електронів у атомі елемента з протонним числом 13 і відносною атомною масою 27:
А 13; Б 14; В 27; Г 40.
- Число протонів у нукліді Фосфору:
А 15; Б 17; В 31; Н 40.
- Число нейтронів у нукліді Урану:
А 235; Б 92; В 327; Г 146.
- Ядро атома одного з ізотопів Купруму містить 36 нейтронів. Нуклонне число цього нукліда дорівнює:
А 96; Б 29; В 65; Г 94.

Додаткові завдання

- Що таке хімічний елемент? Як пояснити існування дробових значень відносних атомних мас елементів у Періодичній системі?
- У молекулі нітроген(II) оксиду загальне число всіх протонів дорівнює:
А 30; Б 15; В 14; Г 16.
- 10*. Атомне співвідношення ізотопів Літію з нуклонними числами 6 і 7 у природному елементі Li дорівнює, відповідно, 7,3 і 92,7 % (атомних відсотків). Середня відносна атомна маса елемента Літію дорівнює:
А 6,52; Б 6,73; В 6,82; Г 6,93.

§ 10. Стан електронів у атомі

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про рух електронів у атомі; спін електрона;
- розуміти суть понять «орбіталь», «електрона густина»;
- уміти схематично позначати орбіталь з двома електронами, що мають протилежні спіни; характеризувати s і p – орбіталі.

Відомо, що в атомі будь-якого елемента електрони рухаються. Вони не можуть бути нерухомими, бо під дією сили притягання до позитивно зарядженого ядра впали б на ядро. Але **електрони не обертаються навколо ядра**, як вважали раніше (згадайте планетарну (ядерну) модель атома Е. Резерфорда, § 8). Як же вони рухаються в атомі?

Щоб зрозуміти стан електрона в атомі, треба взяти до уваги подвійну природу електрона і той факт, що світ атома – це мікросвіт. Він не підкоряється законам, вияв яких ми звикли спостерігати в житті, тобто в умовах макросвіту. Рух електрона в атомі неможливо описати певною траєкторією (неперервною лінією, яку описує матеріальна точка як тіло під час руху). Можна говорити лише *про більшу чи меншу ймовірність перебування електрона в обмеженому об'ємі простору біля ядра* (можлива й нульова ймовірність). Рухаючись в атомі, *електрон займає тривимірну ділянку простору біля ядра, що називається атомною орбіталлю*.

Ділянка простору поблизу ядра, в якій найімовірніше перебування електрона, називається орбіталлю.

Зрозуміло, що чітко визначити межі орбіталі неможливо, вони розпливчасті. Електрон заповнює простір поблизу ядра у формі хвилі, яку можна уявити як «електронну хмару». Негативний заряд електрона виявляється «розмазаним» в усьому об'ємі простору біля ядра, яке оточене тривимірною електронною хмарою. І густина неоднакова в різних місцях. У тих місцях, куди електрон потрапляє найчастіше, утворюється зона найбільшої електронної густини. У міру віддалення від ядра електронна густина дуже швидко зменшується й стає такою малою, що нею можна знехтувати.

Окрім руху біля ядра, електрон має ще свій власний рух – спін. Спрощено спін (від англ. *spin* – обертання) можна уявити як рух електрона навколо власної осі. Якщо два електрони мають однакові напрямки обертання, то говорять, що це електрони з *паралельними спінами*, а якщо напрями обертання у них протилежні (один електрон обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, а інший – проти годинникової стрілки), то це елек-

трони з *антипаралельними спінами*. Два електрони з протилежними спінами створюють навколо себе магнітне поле з протилежно спрямованими силовими лініями, що забезпечує умови для взаємного притягання електронів.

На одній орбіталі може перебувати лише два електрони, які мають протилежні спіни. Схематично атомну орбіталь позначають так:



де квадрат (комірка) – це орбіталь, а стрілки – електрони з протилежними спінами. Одноелектронна орбіталь зображується так:



Характеристика орбіталей. Якщо йдеться про ту частину електронної хмари (орбіталі), де її густина найбільша, то можна говорити про її розмір і форму. Так, залежно від величини енергії електронні хмари розрізняються за розмірами. Чим сильніше притягається електрон до ядра, тим його електронна хмара (орбіталь) менша за розміром, але щільніша (електронна густина більша).

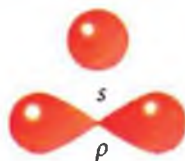
Орбіталі (електронні хмари) розрізняються не лише за розмірами, а й за формою. Так, єдиний електрон в атомі Гідрогену, рухаючись біля ядра, утворює електронну хмару сферичної форми (форма кулі). Такі орбіталі позначають буквою *s*, а електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, називають *s*-електронами (мал. 5).

Проте орбіталі можуть мати й іншу форму, наприклад, гантелі (об'ємної «вісімки») або ще складнішу. Такі орбіталі позначають буквою *p*, а електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають *p*-електронами (мал. 5).

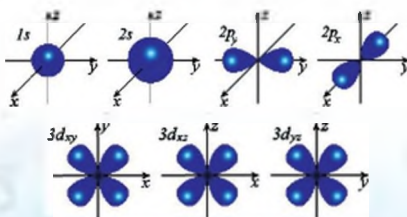
p-Орбіталі відрізняються одна від одної розміщенням у просторі: вони розташовуються вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат (мал. 6).

Орбіталі складніших форм позначаються буквами *d*, *f* та ін.

Орбіталі різних форм відрізняються між собою також силою притягання до ядра. *s*-Електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, притягуються до ядра сильніше, ніж *p*-електрони, орбіталі яких мають форму гантелі. А електрони з ще складнішими формами орбіталей притягуються ще слабкіше.



Мал. 5

Форми *s*- і *p*-орбіталей

Мал. 6

Схеми розміщення *p*-орбіталей у просторі

Висновки

Електрони в атомі перебувають у постійному русі, але вони не обертаються навколо ядра, як планети навколо Сонця.

Простежити шлях, по якому рухається електрон, неможливо, бо в нього немає траєкторії руху.

Електрон займає тривимірну ділянку простору біля ядра, в якій його перебування найімовірніше. Таку ділянку простору прийнято називати орбіталлю.

Орбіталі бувають різної форми – s -, p -, d -, f - орбіталі. Орбіталі, що мають сферичну форму, називаються s -орбіталями. p -Орбіталі мають гантелеподібну форму. Вони взаємно перпендикулярно орієнтовані у просторі вздовж осей x , y , z p_x , p_y , p_z .

Найсильніше притягаються до ядра s -орбіталі, p -орбіталі слабкіше і т. д. На одній орбіталі може перебувати не більше двох електронів.



Завдання для самоконтролю

1. Як ви уявляєте рух електрона в атомі хімічного елемента? Відповідь обґрунтуйте.
2. Яку форму має: а) s -орбіталь; p -орбіталь? Намалюйте їх моделі.
3. Накресліть три осі ординат і намалюйте вздовж них три p -орбіталі.
4. Виліпіть із пластиліну модель s -орбіталі. За допомоги сірників зобразьте її розміщення відносно осей координат. Так само виготуйте моделі p -орбіталей і розмістіть їх у просторі одну відносно одної.

§ 11. Будова електронної оболонки атома

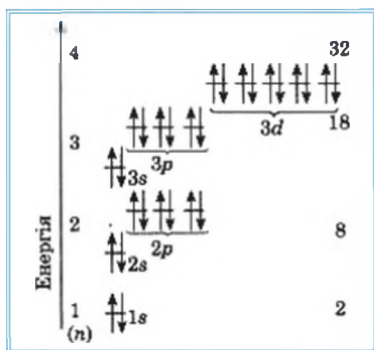
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- розуміти зміст поняття «електронна оболонка атома»; «енергетичний рівень» (електронний шар);
- знати закономірності розподілу електронів у атомах перших 20 елементів; зв'язок електронної будови атома з місцем елемента в Періодичній системі;
- уміти записувати електронні формули атомів хімічних елементів; графічні схеми розподілу електронів у атомах перших 20 елементів.

Ви вже знаєте, що атом складається з ядра й електронів, які утворюють електронну оболонку його. Число електронів на оболонці дорівнює числу протонів у ядрі атома і визначається **протонним числом** елемента (порядко-

вим номером). Аби зрозуміти, як побудована електронна оболонка атома, потрібно з'ясувати, як розподіляється електронна густина біля ядра, тобто визначити ділянку простору, де можуть перебувати електрони цього атома.

Електрони в атомі розміщуються на різній відстані від ядра. Це пояснюється тим, що вони мають різний запас енергії. Одні з них сильніше притягуються до ядра і розміщуються ближче до нього, вони міцніше зв'язані з ядром і їх важче вирвати з електронної оболонки. Інші – притягуються слабкіше і перебувають далі від ядра. А чим далі електрони від ядра, тим легше їх відірвати. Виходить, що в міру віддалення від ядра атома запас енергії електрона збільшується (мал. 7).



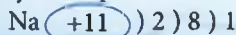
Мал. 7. Електрони, що рухаються поблизу ядра, заслоняють (екранують) ядро від інших електронів, які притягуються до нього слабкіше і рухаються на більшій відстані від ядра. Так утворюються електронні шари в електронній оболонці атома. Кожний електронний шар складається з електронів з близькими значеннями енергії, тому електронні шари називають енергетичними рівнями

Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває хімічний елемент. Отже, електронна оболонка атомів елементів першого періоду містить один енергетичний рівень, другого періоду – два, третього – три і т.д.

Кожний енергетичний рівень складається з орбіталей певної форми: перший містить одну s-орбіталь, другий – s- і p-орбіталі, третій – s-, p-, d-орбіталі. Отже, зверни увагу, який номер рівня, стільки й форм орбіталей, що його утворюють.


Число орбіталей на енергетичних рівнях різне, воно дорівнює n^2 , де n – номер рівня.

На першому рівня ($n = 1$) одна s-орбіталь, на другому ($n = 2$) – чотири: одна s- і три p-орбіталі; на третьому ($n = 3$) – дев'ять: одна s-, три p- і п'ять d-орбіталей (див. мал. 7). Зважаючи на те, що на кожній з орбіталей може перебувати не більше двох електронів, максимальна кількість електронів на тому чи іншому енергетичному рівні дорівнює $2n^2$ (мал. 7). Схематично будову електронної оболонки атома можна показати так:




Хімія

Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома дорівнює номеру групи (для хімічних елементів головних підгруп). Ці електрони називаються *валентними*. Саме вони визначають властивості елемента.

Тепер розглянемо конкретні приклади. Атом Гідрогену має найменший заряд ядра (+1), отже, й один електрон, що розміщується на єдиній *s*-орбіталі, утворюючи перший енергетичний рівень. Таке уявлення можна передати за допомогою схеми  або за допомогою електронної формули $1s^1$, де:

Номер енергетичного рівня $\longrightarrow 1s^1 \longleftarrow$ Число електронів
 \uparrow
 Форма орбіталі

За Гідрогеном іде Гелій He. Його атом містить ядро із зарядом +2, біля якого рухається два електрони на тому самому першому енергетичному рівні, тобто He $1s^2$ або .

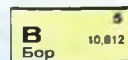
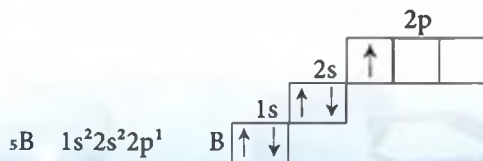
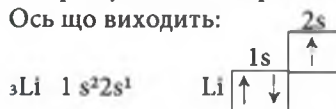
Оскільки на першому енергетичному рівні може перебувати тільки два електрони, то в атомі Гелію перший рівень є *завершеним*.

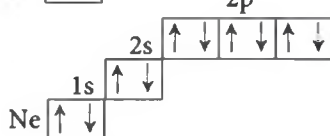
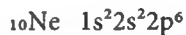
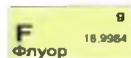
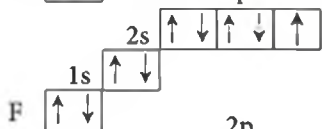
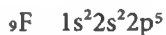
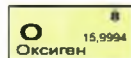
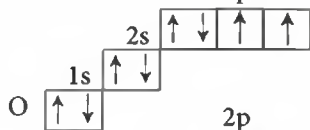
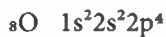
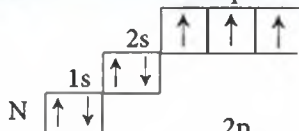
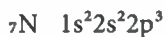
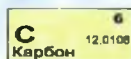
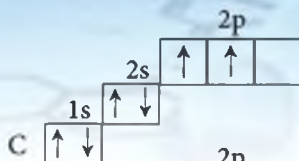
В атомах елементів другого періоду починає формуватися другий енергетичний рівень, на якому може перебувати не більше 8 електронів.

Електрони заповнюють енергетичні рівні в порядку послаблення притягання їх до ядра: спочатку *s*-, потім *p*-орбіталі, далі – по одному, а якщо їх більше за число орбіталей, то по два, утворюючи електронні пари з антипаралельними спінами.

Спробуй самостійно записати електронні формули атомів елементів другого періоду і покажіть розподіл електронів за *енергетичними комірками*.

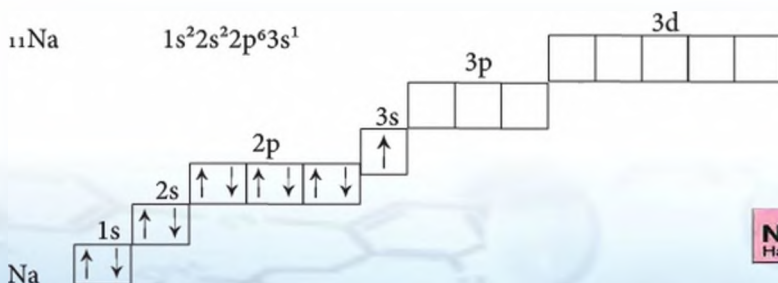
Ось що виходить:

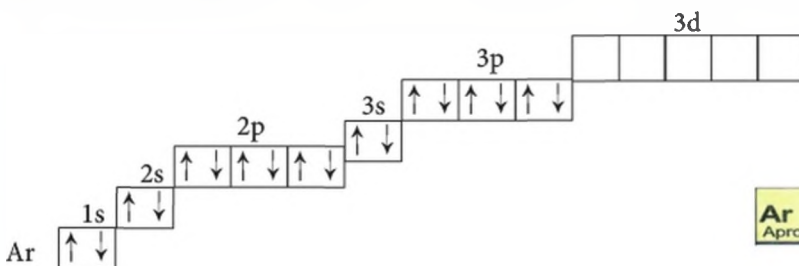
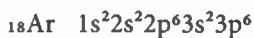
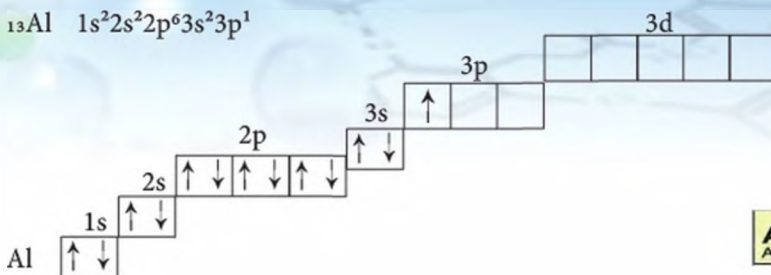
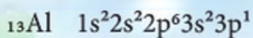




Оскільки на зовнішньому енергетичному рівні не може бути більше 8 електронів, то в атомі Неону другий рівень є завершеним.

В електронній оболонці атомів елементів третього періоду починає формуватися третій енергетичний рівень. Згідно з формулою $2n^2$ на ньому може бути максимально 18 електронів (див. мал. 7), але повністю забудуватися він не встигає (чому?).





В атомі Аргону зовнішній енергетичний рівень містить 8 електронів, отже, він *завершений*. Проте забудова третього рівня цим не вичерпується, бо він може містити загалом 18 електронів, тобто ще 10 електронів на d-підрівні. Цей підрівень формуватиметься далі, у наступному періоді (вивчатиметься пізніше).

Записані вище електронні формули у поєднанні з графічними схемами розподілу електронів у так званих *енергетичних комірках* відображають будову електронної оболонки атома, його *електронну конфігурацію*.

Електронна конфігурація атома – умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях.

Складаючи схеми будови електронних оболонок атомів, керуйтеся таким **алгоритмом**:

1. Спершу визначте загальне число електронів на електронній оболонці за протонним числом елемента.
2. Далі визначте кількість енергетичних рівнів у електронній оболонці за номером періоду.



3. Визначте максимальну кількість електронів на кожному енергетичному рівні за формулою $2n^2$ (на зовнішньому рівні – за номером групи для елементів головних підгруп).

4. Пригадайте, що кількість форм орбіталей, що утворюють певний енергетичний рівень, дорівнює номеру цього рівня.

5. Не забудьте, що на кожній орбіталі може перебувати максимум два електрони (з протилежними спінами).

Висновки

Електрони в атомі мають різну енергію зв'язку з ядром: *чим вона більша, тим ближче до ядра розміщується електрон*. У результаті електрони в атомі розподіляються шарами, на різних енергетичних рівнях.

Максимальна кількість електронів на певному рівні дорівнює $2n^2$: на першому рівні може бути тільки два електрони; на другому – вісім, такі рівні є завершеними.

Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває елемент.

Число електронів на зовнішньому рівні атома хімічного елемента дорівнює номеру групи (для елементів головних підгруп).

Електрони заповнюють енергетичні рівні в порядку послаблення притягання їх до ядра (від 1-го до наступних): спочатку *s*-орбіталі, потім *p*-орбіталі, далі – по одному, а якщо їх більше за число орбіталей – то по два, утворюючи електронні пари з протилежними спінами.

Розподіл електронів у атомах по орбіталях показує електронна формула.



Завдання для самоконтролю

1. Запишіть електронні формули атомів Mg, Si, Cl і графічно зобразьте розміщення електронів за енергетичними комірками.

2. Максимальне число електронів, які можуть займати 3*s*-підрівень, дорівнює:

A 1; Б 2; В 6; Г 8.

3. На зовнішньому енергетичному рівні атома Сульфуру міститься електронів:

A 2; Б 4; В 6; Г 8.

4. Скільки завершених енергетичних рівнів міститься в атомах хімічних елементів із протонними числами 4, 10, 17? Відповідь поясніть.



Хімія

5. Число протонів у ядрі атома Феруму дорівнює:
А 2; Б 8; В 26; Г 56.
6. Заповнення електронами *p*-підрівня відбувається в атомах:
А Калію; Б Сульфур; В Гелію; Г Алюмінію.
7. Число електронів на зовнішньому електронному *p*-підрівні атома Хлору дорівнює:
А 7; Б 3; В 5; Г 6.
8. Елемент, атом якого має конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3s^1$ – це:
А Al; Б В; В Cl; Г Na.

Додаткові завдання

9. Запишіть електронну конфігурацію атома Калію.
10. Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ відповідає атому:
А Ca; Б K; В Sc; Г Ar.
- Складіть схему розподілу електронів даного атома за енергетичними комірками.
- 11*. Скорочена електронна конфігурація основного стану ... $3d^5 4s^2 4p^0$ відповідає атому із зарядом ядра:
А 20; Б 25; В 30; Г 35.
- 12*. Серед наведених позначень електронних конфігурацій неможливи є:
А $1p^1$; Б $1s^2$; В $2d^4$; Г $3f^2$.
- Відповідь мотивуйте.
- 13*. Одну вільну *p*-орбіталь має на зовнішньому електронному рівні атом:
А Берилію; Б Алюмінію; В Карбону; Г Скандію.

§ 12. Залежність властивостей елементів від періодичної зміни електронних структур атомів

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете

- розуміти зміст понять «радіус атома», причини періодичного повторення властивостей хімічних елементів;
- уміти визначати характер хімічних властивостей елементів.

Ви вже знаєте, що в періодах у міру зростання заряду ядра атомів елементів послідовно змінюється структура зовнішнього енергетичного рівня (кількість валентних електронів). Саме з цим пов'язана зміна властивостей

елементів, тобто тих ознак, які становлять їх відмінну особливість. Такими ознаками можуть бути радіус атома, металічний або неметалічний характер елемента та його сполук тощо.

Радіус атома. У періодах із зростанням зарядів ядер атомів елементів притягання ядром електронної оболонки посилюється – відбувається своєрідне «стискання», і радіус атомів та йонів зменшується. Наприклад, у разі переходу від Літію Li до Неону Ne заряд ядра поступово збільшується (від +3 до +10), що зумовлює зростання сил притягання електронів до ядра. Розміри атомів при цьому зменшуються. Тому на початку періоду розміщуються елементи, в яких невелике число валентних електронів (на зовнішньому енергетичному рівні) і великий радіус атома. А в групах навпаки: зі збільшенням кількості енергетичних рівнів радіус атома збільшується

У періодах зі зростанням протонного числа радіус атомів елементів зменшується, а в групах (головних підгрупах) – збільшується.

Зрозуміло, чим більший радіус атома, тим далі від ядра перебувають валентні електрони і тим слабкіше вони зв'язані з ядром, отже, легше від нього відриваються. Така структура атома характерна для металічних елементів.

- ◆ Схарактеризуйте електронну будову атомів елементів, розміщених у Періодичній системі наприкінці періодів, наприклад 2-го чи 3-го. До яких родин елементів вони мають належати?

Зміна металічних і неметалічних властивостей елементів. Металічний або неметалічний характер елемента залежить від електронної будови його атома.

Розглянемо, наприклад, елементи 3-го періоду. Зверніть увагу, як закономірно змінюється електронна конфігурація атомів:

$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

В атомах елементів від Na до Al на зовнішньому рівні мало електронів (1, 2, 3). Радіус атомів зменшується. Отже, зв'язок зовнішніх електронів з ядром поступово посилюється за рахунок притягання до ядра, і здатність атомів віддавати ці електрони зменшується. Це означає, що металічні властивості елементів від Na до Al послаблюються (Al – перехідний елемент). Неметалічні ж властивості навпаки посилюються від Силіцію до Фосфору і Сульфуру. Найяскравіше вони виражені у Хлору – галогену. Це пояснюється тим, що



Хімія

зростає кількість електронів зовнішнього рівня, радіус атомів зменшується, отже, притягання до ядра посилюється, тобто здатність до приєднання електронів. Це означає, що неметалічні властивості посилюються.

Завершується 3-й період інертним елементом Аргоном Ar, який повторює головним чином властивості Неону Ne. В атомі Аргону зовнішній енергетичний рівень (8 електронів) так само завершений, тому при переході до наступного періоду властивості елементів різко змінюються, і 4-й період знову починається лужним елементом Калієм, який повторює переважно властивості Натрію.

Відповідно до змін електронної будови зовнішнього енергетичного рівня закономірно змінюється значення вищої валентності елементів, отже, і склад їх оксидів:

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—

Послаблення основних
властивостей

Посилення кислотних
властивостей

Лабораторні дослідження.....

У дві пробірки налейте розчин натрій гідроксиду і сульфатної кислоти, до кожної пробірки додайте по 2 краплі метилоранжу. До першої пробірки додавайте краплями розчин кислоти, до другої – лугу. Що спостерігається? Чому? Напишіть рівняння виконаних реакцій і зробіть висновок про характер гідратів оксидів Na і S(VI).

У пробірку налейте розчин алюміній хлориду і додавайте краплями розчин лугу до утворення драглистої маси. Вміст пробірки розділіть на дві частини. До першої додайте розчин кислоти, до другої – лугу. Що спостерігається? Який висновок про характер алюміній гідроксиду можна зробити?

Отже, так само можна простежити й зміну характеру гідратів оксидів, що відповідають вищій валентності елемента



Послаблення основних
властивостей

Посилення кислотних
властивостей

Висновки

Розміри атомів визначаються зарядом ядра і будовою електронної оболонки. Тому зміна радіусів атомів зі збільшенням протонного числа елемента має чітко виражений періодичний характер. У періодах радіус атомів поступово зменшується, а в головних підгрупах – збільшується.

Властивості хімічних елементів, розміщених у порядку зростання заряду ядра, змінюються періодично: у межах періоду металічні властивості елементів поступово послаблюються, а неметалічні – посилюються; основні властивості оксидів і гідроксидів елементів поступово послаблюються, а кислотні – посилюються. У головних підгрупах елементів навпаки.

Властивості хімічних елементів періодично повторюються, оскільки періодично повторюється будова зовнішніх енергетичних рівнів у їхніх атомах.



Завдання для самоконтролю

1. Поясніть причину періодичності в зміні властивостей хімічних елементів, розміщених у порядку зростання зарядів ядер їхніх атомів.

2. Як пояснити з погляду теорії будови атома зміну властивостей елементів у періодах від металічних до неметалічних?

3. Як пояснити хімічну пасивність інертних газів?

4. Наведіть приклади періодично повторюваних явищ, відомих вам у результаті вивчення інших предметів.

5. Зростання атомних радіусів спостерігається в ряду елементів:

А Na, Mg, Al, Si;

В O, S, Se, Te;

Б C, N, O, F;

Г I, Br, Cl, F.

6. Найбільший радіус атома має елемент:

А Be;

Б Mg;

В Ca;

Г Ra.

7. Найінтенсивніше реагуватимуть між собою:

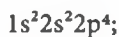
А Fe і P;

В Na і Cl₂;

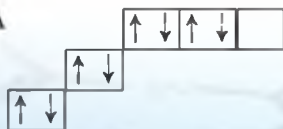
Б Bi і Br₂;

Г Au і I₂.

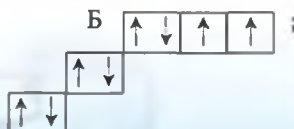
8. Серед наведених електронних конфігурацій Оксигену неправильно є:



А



Б





Хімія

9. Характеристики атомів елементів, що перебувають у періодичній залежності від заряду ядра, – це:

- | | | | |
|---|---------|---|---------------------------------------|
| А | маса; | В | валентність; |
| Б | радіус; | Г | металічні та неметалічні властивості. |

Додаткові завдання

10. Скільки завершених енергетичних рівнів міститься в атомах елементів з протонними числами: а) 5; б) 12; в) 18? Відповідь поясніть.

11. Формула вищого оксиду елемента із величиною заряду ядра +24 – це:

- А EO ; Б E_2O_7 ; В EO_3 ; Г E_2O_3 .

12. Формула сполуки з Гідрогеном елемента з протонним числом +32 – це:

- А EH ; Б EH_2 ; В EH_3 ; Г EH_4 .

13*. Знаючи протонні числа елементів 8, 13, 18, але не користуючись Періодичною системою, напишіть електронні формули атомів цих елементів і визначте їх хімічний характер.

14*. Елемент зі скороченою електронною конфігурацією атома ...



- А металічний елемент;
Б розміщується у 3-му періоді;
В розміщується у головній підгрупі III групи;
Г має валентність 2.

15*. Елемент із протонним числом 114 повинен мати хімічні властивості, подібні до властивостей:

- | | | | | | |
|---|---------|-----|---|----------|-----|
| А | Платини | Pt; | В | Плюмбуму | Pb; |
| Б | Арсену | As; | Г | Меркурію | Hg. |

§ 13. Періодична система хімічних елементів у світлі сучасних уявлень про будову атома

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про довгу формулу Періодичної системи;
- знати зв'язок періодичної системи хімічних елементів з будовою їх атомів; структуру довгої форми Періодичної системи;
- уміти характеризувати елемент за його місцем у Періодичній системі.



Існує понад 500 видів зображення Періодичної системи – у вигляді таблиць, схем, графіків тощо. Найпоширенішими є табличні варіанти. Один із них ви вже знаєте. Це – короткоперіодний варіант, або коротка форма Періодичної системи (див. *перший форзац*). Використовується ще довгоперіодний варіант, або довга форма періодичної системи (див. *другий форзац*). Він також був розроблений Д. І. Менделєєвим.

Нині у світі великого поширення набула саме довга форма. Вона дедалі стає популярнішою, оскільки краще узгоджується з будовою атомів хімічних елементів. Але за своєю суттю і коротка, і довга форми Періодичної системи в цілому ідентичні (тотожні, рівнозначні). Вони доповнюють одна одну. Хоча в їх структурі є деякі відмінності.

У довгій формі періоди займають лише одну горизонталь, на два ряди не поділяються. Ліворуч розміщують *s*-елементи (позначені рожевим кольором), в атомах яких заповнюються *s*-орбіталі (порівняйте з короткою формою Періодичної системи). Праворуч розміщуються *p*-елементи (позначені жовтим кольором). У *s*- і *p*-елементів забудовується зовнішній енергетичний рівень.

У середній частині періодів розміщуються перехідні елементи (синій колір), в атомах яких заповнюються *d*-орбіталі передзовнішнього рівня.

Родини лантанодів та актиноідів (зелений колір) – це *f*-елементи. В їхніх атомах заповнюється третій ззовні рівень. Як правило, ці родини виносять за межі таблиці, як у короткій, так і в довгій формах. Відмінність у послідовності заповнення енергетичних рівнів (зовнішніх і розміщених глибше) пояснює причину різної довжини періодів.

Довга форма періодичної системи включає 16 груп (підгруп немає). З них 8 груп А, що складаються із *s*- і *p*-елементів (відповідають головним підгрупам короткої форми) і 8 груп Б, що складаються з *d*-елементів (відповідають побічним підгрупам короткої форми).

Періодична повторюваність будови зовнішніх енергетичних рівнів атомів є причиною періодичної зміни властивостей хімічних елементів. У цьому полягає фізична суть Періодичного закону, яка не залежить від форми подання Періодичної системи хімічних елементів.

Знаючи місце елемента в Періодичній системі, можна судити про будову його атома, а відтак – і про властивості простої речовини, утвореної цим елементом, характер його оксиду й гідрату оксиду тощо.

◆ Користуючись довгою формою Періодичної системи, схарактеризуйте хімічний елемент Натрій. Що ви можете сказати про нього на підставі місця, яке він займає у періодичній системі?



Хімія

Перевірте себе. Ось що у вас повинно вийти.

Натрій Na – хімічний елемент, розміщений у 3-му періоді, в 1A групі. Протонне число (порядковий номер) – 11. Відносна атомна маса $A_r(\text{Na}) = 23$.

Ядро атома Натрію містить 11 протонів, оскільки заряд ядра: $+11$ і $23 - 11 = 12$ нейтронів. В атомі Натрію є 11 електронів, які розподіляються на трьох енергетичних рівнях (згідно з номером періоду): на першому рівні 2s-електрони, на другому – 8 (2s і 6 р-електронів), на третьому – 1s-електрон (який номер рівня, стільки й форм орбіталей). Отже, Натрій – s-елемент, у його атомі починає формуватися 3-й рівень.

Атом Натрію має великий радіус, отже, притягання до ядра одного зовнішнього електрона невелике, і атом легко його втрачає, тому Натрій виявляє яскраво виражені металічні властивості, його валентність дорівнює 1.

Проста речовина, утворена атомами Натрію як хімічного елемента, натрій – це типовий метал. Хімічний елемент Натрій утворює основний оксид Na_2O , якому відповідає гідроксид NaOH – типова основа, луг.

У цей спосіб можна схарактеризувати будь-який елемент. При цьому варто дотримуватися такої послідовності: місце в Періодичній системі
—————> склад атома —————> будова атома —————> властивості елемента та речовини, що він утворює.

Розгляньте ще один приклад – Хлор Cl і зверніть увагу, що ті самі відомості можна подати в дещо скороченому вигляді, якщо обґрунтування зрозумілі і ви можете навести його усно.

1. Місце в Періодичній системі: 3-й період, VIIA підгрупа, протонне число – 17, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

2. Склад атома: Cl 17p+; $35 - 17 = 18n^0$; 17ē.

3. Будова атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

4. Властивості: Хлор міститься наприкінці 3-го періоду, в його атомі добувається 3-й енергетичний рівень. Радіус атома невеликий, притягання 7 зовнішніх ($3s^2 3p^5$) електронів збільшується, і атом легко приєднує на свою електронну оболонку один електрон, якого не вистачає до завершення зовнішнього рівня. Він має яскраво виражені неметалічні властивості.

Проста речовина, утворена атомами Хлору Cl, – газуватий хлор Cl_2 – типовий неметал. Найвищий оксид Cl_2O_7 , йому відповідає гідрат оксиду HClO_4 – перхлоратна кислота.

Висновки

Незважаючи на те, що в наш час відомо багато варіантів зображення Періодичної системи, їх суть від цього не змінюється: елементи в Періодичній системі утворюють послідовність, що відповідає зарядам ядер їх атомів.

Порядковий номер елемента в Періодичній системі (протонне число) дорівнює заряду ядра і показує кількість електронів у атомі.

Номер періоду показує число енергетичних рівнів у електронній оболонці атомів елементів, а номер енергетичного рівня – кількість форм орбіталей.

Номер групи для елементів підгруп А в періодичній системі показує число електронів на зовнішньому енергетичному рівні.



Завдання для самоконтролю

1. Знаючи місце Алюмінію в Періодичній системі, схарактеризуйте цей елемент.

2. В якого елемента сильніше виявлені металічні властивості: а) у Літію чи Берилію; б) у Берилію чи Магнію? Відповідь поясніть.

3. В якого елемента сильніше виявлені неметалічні властивості: а) у Сульфур чи Фосфору; б) у Сульфур чи Селену? Відповідь поясніть.

4. За розподілом електронів по енергетичних рівнях в атомі хімічного елемента 2, 8, 2 електронів. Визначте:

- а) місце елемента в Періодичній системі;
- б) властивості простої речовини;
- в) склад і властивості вищого оксиду й відповідного йому гідроксиду;
- г) склад леткої сполуки з Гідрогеном, якщо цей елемент її утворює.

5. У Періодичній системі періодично змінюються:

- А величина заряду ядра атома;
- Б відносна атомна маса елемента;
- В кількість енергетичних рівнів у електронній оболонці атомів;
- Г кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Додаткові завдання

6*. Формула вищого гідроксиду елемента зі скороченою електронною конфігурацією ... $3s^23p^4$:

- А $E(OH)$; Б HEO_4 ; В H_2EO_4 ; Г $E(OH)_3$.

7*. Елемент зі скороченою електронною конфігурацією ... $3s^23p^3$:

- А неметалічний;
- Б перебуває у 3-му періоді.

Хімія

В має п'ять зовнішніх (валентних) електронів;

Г перебуває у підгрупі IIIA.

8*. Скорочені електронні конфігурації атомів елементів підгрупи VIIA:

А ... $3s^23p^5$ Б ... $3s^23p^6 3d^34s^2$

В ... $2s^22p^3$ Г ... $3s^23p^6 3d^{10}4s^24p^5$

9*. Конфігурація зовнішнього електронного шару атома елемента $4s^1$. Складіть повну електронну формулу атома цього елемента. Зазначте період і групу Періодичної системи, де він розміщений, а також склад ядра його атома, і назвіть елемент.

10*. За розподілом електронів по енергетичних комірках зовнішнього рівня визначте елемент з найбільш сильно вираженими металічними властивостями:



11*. Найбільш сильно виражені металічні властивості в елемента, скорочена електронна конфігурація якого:

А $1s^22s^2$; Б ... $3s^23p^3$; В ... $3s^23p^6$.

12*. Елементи, що розміщені в одній і тій самій групі А, – це:

А ... $2s^1$; Б ... $3s^23p^3$; В ... $3d^34s^5$; Г ... $4s^24p^3$.

§ 14. Значення Періодичного закону і Періодичної системи хімічних елементів

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- розуміти наукове і світоглядне значення Періодичного закону.

Періодичний закон Д. І. Менделєєва – один із найфундаментальніших і найзагальніших законів природи, якому підпорядковані всі хімічні елементи всесвіту. Адже з хімічних елементів складається вся жива і нежива природа. Отже, Періодичний закон – це не тільки основний закон хімії, а й основний закон природи. Його відкриття справило величезний вплив на розвиток хімії та фізики і не втратило свого значення й досі. Після його відкриття природознавство пережило наукову революцію, було розроблено



нові теорії (будови речовини, відносності, квантової механіки), знайдено нові елементи, але ці відкриття не тільки не зруйнували Періодичний закон і Періодичну систему, а й розвинули їх, надали їм нового змісту, затвердили їх фундаментальність.

Наукове значення. Відомо, що до Д. І. Менделєєва вчення про хімічні елементи являло собою сукупність розрізнених, мало пов'язаних між собою знань. Завдання щодо об'єднання цих знань у струнку цілісну систему блискуче виконав Д. І. Менделєєв, відкривши Періодичний закон, який за визначенням академіка О. М. Баха, послужив і продовжує слугувати провідною зіркою для тисяч нових досліджень і творчих пошуків у найрізноманітніших галузях природознавства. Велич наукового подвигу Д. І. Менделєєва полягає в тім, що він розкрив внутрішній об'єктивний зв'язок між хімічними елементами, закон їх розвитку.

Періодичний закон озброює дослідників надійним засобом для пояснення явищ, у яких беруть участь хімічні елементи, і для передбачення нових фактів. А це є найсуттєвішою ознакою будь-якої наукової теорії.

Предбачувальна сила Періодичного закону повною мірою виявилася ще за життя Д. І. Менделєєва. Він указував на можливість існування багатьох невідомих елементів, відкриття яких (особливо Галію, Скандію, Германію) продемонструвало велике прогностичне значення Періодичного закону і Періодичної системи елементів для подальших досліджень.

На підставі Періодичного закону Д. І. Менделєєв виправив відносні атомні маси 9 елементів, що були визначені неточно, і передбачив існування 10 елементів. Ці прогнози повністю справдилися.

Д. І. Менделєєв усвідомлював об'єктивність відкритого закону і вірив у його майбутнє. Він писав, що «...Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а тільки надбудова і розвиток передбачаються». Так, учений не вважав Періодичну систему завершеною 92-м елементом Ураном. Він передбачав можливість існування зауранових елементів. Усі вони тепер добуті штучно в результаті ядерних перетворень. Сьогодні відомо вже 118 хімічних елементів.

Велику роль відіграє Періодичний закон у розвитку теорії будови атома. Вказавши на глибокий внутрішній зв'язок між елементами, він дав змогу зробити висновок, що всі атоми побудовані принципово однаково. Тому створення моделей атомів стало можливим лише після відкриття Періодичного закону і створення Періодичної системи елементів. У свою чергу, знання будови атома дало змогу глибше зрозуміти суть Періодичного закону і Періодичної системи елементів, пояснити причину періодичності у зміні властивостей хімічних елементів.



Хімія

У наш час закономірності періодичної зміни властивостей елементів використовуються не тільки в хімії, а й у сучасних геології, геохімії, ядерній хімії, космохімії, різноманітних технологіях (створення речовин і матеріалів із наперед заданими властивостями, розроблення методів синтезу напівпровідників, нових каталізаторів тощо).

Світоглядне значення. Крім наукового, Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів мають суттєве світоглядне значення. Вони показують, що всі елементи, як подібні, так і відмінні за властивостями, містяться в єдиній системі, де їхні властивості змінюються закономірно, шляхом переходу кількісних змін (заряд ядра) у якісні (властивості елементів).

Властивості будь-якого елемента виявляються у зв'язку з іншими елементами. Отже, Періодична система елементів переконливо доводить, що природа не є скупченням речовин, ізольованих одна від одної і не зв'язаних між собою. Вона чітко показує, що існує спорідненість між усіма хімічними елементами, що розвиток відбувається не лише у світі тварин і рослин, а й в неорганічній природі. Отже, Періодичний закон має велике значення для розуміння матеріального світу.

Періодичний закон – провідна зірка для нових відкриттів і в хімії, і у фізиці. Він є тією науковою основою, яка зумовлює подальший розвиток сучасної хімії, теорії будови атома, ядерної фізики та багатьох інших наук. Ось чому добутий групою американських учених під керівництвом Глена Сіборга у 1955 р. хімічний елемент № 101 був названий ними Менделевієм Md на честь великого російського хіміка.



РОЗДІЛ 3

Хімічний зв'язок і будова речовини



§ 15. Природа хімічного зв'язку.

Ковалентний зв'язок

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- розуміти природу хімічного зв'язку; сучасний зміст поняття валентності;
- знати суть понять: ковалентний зв'язок полярний і неполярний, кратний ковалентний зв'язок, диполь; валентність;
- уміти записувати електронні й структурні формули сполук.

Ви вже знаєте, що речовини не є суцільними, а складаються з різних частинок – атомів, молекул, йонів. Яким чином частинки з'єднуються одна з одною? Які сили утримують їх у молекулах чи кристалах? Аби відповісти на ці запитання, потрібно ознайомитись із хімічним зв'язком.

Суть хімічного зв'язку. Атоми різних елементів, що входять до складу простих чи складних речовин, утримуються разом завдяки наявності хімічного зв'язку. В його утворенні беруть участь кулонівські сили, носіями яких є електрони і ядра атомів.

Хімічний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

Уявіть собі, що два атоми Гідрогену перебувають на дуже великій відстані один від одного. Вони не взаємодіють між собою. У разі їх зближення починають діяти сили притягання між ядром одного атома і електронами іншого, а також сили відштовхування між ядрами і між електронами обох атомів. На деякій відстані сили притягання переважають сили відштовхування. При дальшому зближенні атомів, навпаки, сили відштовхування починають переважають сили притягання. Тому потенціальна енергія системи в разі зближення атомів Гідрогену спочатку знижується, а потім підвищується. Якщо ж сили притягання дорівнюють силам відштовхування, то енергія системи в цьому випадку найменша. Такий стан системи найстійкіший, він відповідає утворенню молекули H_2 . Отже,

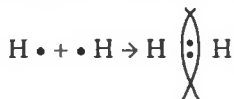
хімічний зв'язок – це взаємодія атомів або будь-яких інших частинок у речовині, яка зумовлює їх сполучення в молекули чи кристали.

Така взаємодія спричиняє зменшення енергії утвореної молекули чи кристала порівняно з енергією поодиноких атомів, що взаємодіють.

Існує кілька типів хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний та ін.

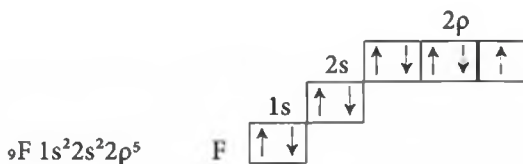
Ковалентний неполярний зв'язок. Для прикладу розглянемо утворення молекули водню H_2 . Ви вже знаєте, що кожен атом Гідрогену має в електронній оболонці один s -електрон, а завершеним для нього буде двоелектронний рівень, подібний завершеному рівню атома Гелію He . У разі зближення двох атомів Гідрогену за рахунок сил притягання, що діють між їхніми ядрами та електронами, s -електронні хмари сферичної форми обох атомів частково перекриваються. У місці перекривання виникає *підвищена електронна густина*, яка притягує до себе ядра обох атомів і забезпечує міцність їх сполучення в молекулу.

Якщо неспарений валентний електрон позначити крапкою, а спільну електронну пару – двома крапками, то можна записати схему утворення хімічного зв'язку між атомами Гідрогену в молекулі водню:

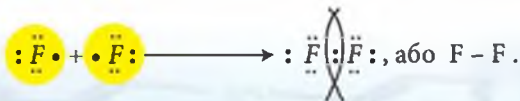


Якщо позначити спільну електронну пару рискою, то запис називають *структурною формулою* водню $H - H$.

Розглянемо ще один приклад утворення ковалентного зв'язку в молекулі фтору F_2 . Кожний атом Флуору F (елемент VII групи) має 7 валентних електронів, з них – один p -електрон не спарений:



У разі зближення двох атомів Флуору відбувається перекривання хмар двох неспарених p -електронів, утворюється спільна електронна пара:



У наведеному прикладі зовнішній енергетичний рівень завершується до октету – восьми електронів.

Хімія

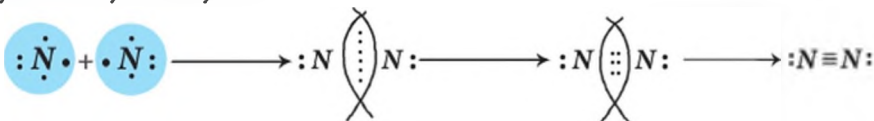
Хімічний зв'язок, що утворюється за допомогою спільних електронних пар, називається ковалентним зв'язком.

Слово «ковалентний» означає «спільно валентний»: *атоми разом володіють усупільненими валентними електронами.*

У розглянутих випадках спільна електронна пара належить обом атомам однаковою мірою. Такий ковалентний зв'язок називається неполярним. Він виникає під час взаємодії атомів неметалів одного й того самого хімічного елемента, оскільки в них однакова електронегативність. Так, у молекулах H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 існує неполярний ковалентний зв'язок.

Кратність ковалентного зв'язку. Бувають випадки, коли два атоми усупільнюють кілька пар валентних електронів. У такому разі говорять про *кратність ковалентного зв'язку*. Якщо між атомами виникла одна електронна пара, то такий ковалентний зв'язок називають *одинарним*, якщо дві – *подвійним*, якщо три – *потрійним*.

Розглянемо, наприклад, схему утворення потрійного ковалентного зв'язку в молекулі азоту N_2 :



Ковалентний полярний зв'язок. Якщо атоми, що взаємодіють, мають різну *електронегативність* (умовна величина, що характеризує здатність атомів у хімічній сполуці притягувати до себе електрони), то спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю. У цьому разі виникає *полярний ковалентний зв'язок*. Наприклад, у молекулі гідроген фториду HF зв'язок ковалентний полярний:



У разі зміщення електронної пари в молекулі HF (стрілка показує напрям зміщення) молекула стає полярною, виникає *диполь*.

Диполь – система з двох зарядів, однакових за величиною і протилежних за знаком.

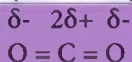
Вважають, що атом, до якого зміщена електронна пара, набуває деякого негативного заряду, а атом, від якого зміщена електронна пара, – деякого позитивного заряду:



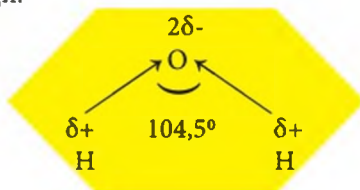
(гр. літера δ (дельта) позначає частковий заряд, тобто менший за одиничний).



Полярний ковалентний зв'язок не завжди зумовлює утворення диполя. Наприклад, у разі формування молекули карбон(IV) оксиду CO_2 електронні пари зміщуються до Оксигену як до більш електронегативного елемента. Але диполь не виникає, бо молекула симетрична, вона має лінійну будову:



Молекули води H_2O , навпаки, мають кутову будову. Полярні зв'язки O-H розміщені під кутом $104,5^\circ$, що спричиняє несиметричність структури і полярність молекул води:



Кутові молекули гідроген сульфід (сірководню) H_2S , пірамідальні молекули амоніаку NH_3 також мають несиметричну структуру, тому вони полярні.

За кількістю утворення ковалентних зв'язків визначають *валентність елемента*. **Валентність** (від лат. *valentia* – сила) – це здатність атома приєднувати певне число інших атомів. Ця здатність залежить від кількості неспарених електронів атома, що беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів. Величина валентності визначається, як правило, числом ковалентних зв'язків, які цей атом утворює з іншими атомами. Саме тому валентність не має знака – ні плюс, ні мінус. Якщо атом Гідрогену утворює один ковалентний зв'язок, то він одновалентний, якщо атом Карбону утворює 4 зв'язки, то він – чотиривалентний.

Висновки

Хімічний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії ядер атомів і електронів, він має електронну природу.

Хімічний зв'язок, зумовлений утворенням спільних електронних пар, називається ковалентним.

Він може бути полярним і неполярним залежно від того, які атоми неметалічних елементів з'єднуються: якщо однакові – неполярний, якщо різні за електронегативністю – полярний.

Залежно від кількості спільних електронних пар ковалентний зв'язок буває *одинарний, подвійний, потрійний*.



Хімія

Спільні електронні пари утворюються внаслідок об'єднання неспарених валентних електронів атомів неметалічних елементів. *Валентними* є електрони, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку.

За кількістю неспарених електронів атома або кількістю утворених ковалентних зв'язків визначають *валентність елемента*.

У результаті утворення хімічного зв'язку атоми набувають стійкого завершеного зовнішнього енергетичного рівня.



Завдання для самоконтролю

1. Як ви розумієте суть поняття «хімічний зв'язок»? За рахунок чого він виникає?

2. Як утворюється ковалентний зв'язок? Які види ковалентного зв'язку ви знаєте? Чим вони подібні і чим відрізняються один від одного? Відповідь проілюструйте прикладами.

3. В яких речовинах існує лише неполярний ковалентний зв'язок? Чому?

4. Чому молекули інертних газів, на відміну від усіх інших неметалів, у вільному стані одноатомні?

5. Напишіть електронну і структурну формули гідроген пероксиду H_2O_2 . Обчисліть, скільки електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні атома Оксигену, скільки хімічних зв'язків у цій молекулі. Визначте тип кожного хімічного зв'язку.

6. Намалуйте схему перекривання: а) *s*-електронних хмар двох атомів; б) *s*-електронної хмари одного атома і *p*-електронної хмари іншого атома (за будь-якою з осей *x*, *y*, *z*)/

7. Напишіть електронні й структурні формули молекул хлору Cl_2 , сірководню H_2S , амоніаку NH_3 .

Додаткові завдання

8*. Неполярні молекули у речовини:

А HCl ; Б CF_4 ; В NH_3 ; Г H_2 .

9*. Прикладом неполярної молекули, що містить полярний ковалентний зв'язок, є:

А N_2 ; Б H_2O ; В NH_3 ; Г CCl_4 .

10*. Під час утворення молекули HCl перекриваються орбіталі типу:

А $p \text{ } i \text{ } p$; Б $s \text{ } i \text{ } p$; В $s \text{ } i \text{ } s$; Г $d \text{ } i \text{ } p$.

§ 16. Йонний зв'язок

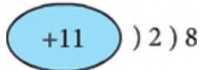
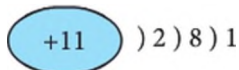
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- розуміти суть понять «йонний зв'язок», «йон»;
- уміти пояснювати утворення йонного зв'язку в сполуках; характеризувати його особливості.

Ви вже розумієте, як взаємодіють між собою неметали: між їхніми атомами встановлюється ковалентний зв'язок. А тепер розглянемо, як взаємодіють неметали з металами. Атоми цих елементів дуже відрізняються за *електронегативністю*, тому спільна електронна пара, що утворює зв'язок, настільки зміщується до атома з більшою електронегативністю, що практично належить тільки йому. Наприклад, натрій взаємодіє з хлором:

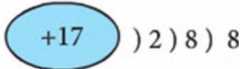
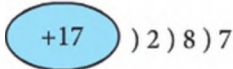
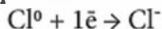


Зовнішній енергетичний рівень атома Натрію (як і будь-якого лужного елемента) далекий від завершення – містить один електрон, що слабо зв'язаний з ядром, бо в атома великий радіус. Тому під час хімічних перетворень атоми Натрію легко втрачають єдиний валентний електрон і перетворюються з нейтральних атомів на *позитивно заряджені йони*:

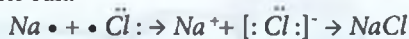


Передостанній енергетичний рівень з восьми електронів стає останнім, зовнішнім, і йон Натрію набуває стійкого енергетичного рівня, подібно до атома Неону Ne.

Зовнішній енергетичний рівень атома Хлору має сім валентних електронів. Він близький до завершення. Радіус атома Хлору невеликий, а електронегативність дуже велика. Тому атом Хлору приймає один електрон від атома Натрію, добудовуючи зовнішній рівень до октету (восьмиелектронної структури). У цьому разі атом Хлору набуває негативного заряду -1, перетворюючись на *негативно заряджений йон*:



Отже, валентний електрон атома Натрію під час взаємодії з атомом Хлору повністю переходить на зовнішній рівень атома Хлору. Схематично цей процес можна передати так:



Йони – це електрично заряджені частинки, що утворилися з атомів або атомних груп унаслідок втрати або приєднання електронів.



Хімія

Різнойменно заряджені йони Натрію Na^+ і Хлору Cl^- , притягуючись один до одного завдяки наявності сили притягання, утворюють сполуку – натрій хлорид NaCl . Цей процес можна записати ще й у такий спосіб:

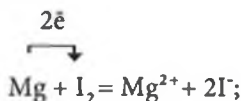


Хімічний зв'язок, утворений за допомоги взаємодії йонів, називається йонним зв'язком.

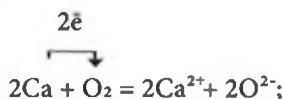
Речовини, що складаються з йонів, називаються *йонними сполуками*. Вони утворені типовими металічними і типовими неметалічними елементами.

Розгляньте рівняння реакцій утворення деяких йонних сполук:

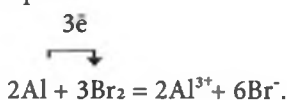
а) взаємодія магнію з йодом:



б) окиснення кальцію:



в) горіння алюмінію в бромі:



Зверніть увагу, заряди йонів позначають зверху, праворуч від хімічного знака: спочатку – цифру, а потім – знак «+» або «-».

Йонний зв'язок є крайнім випадком полярного ковалентного зв'язку. Йонні сполуки в твердому стані – кристалічні речовини. У йонних кристалах електростатичне поле кожного йона поширюється у всіх напрямках, тому *йонний зв'язок не має напрямленості*.

Висновки

Йонний зв'язок зумовлюється взаємодією між різнойменно зарядженими йонами.

Сполуки з йонним типом хімічного зв'язку виникають, коли взаємодіють атоми елементів з дуже відмінною електронегативністю – атоми типового



металічного й типового неметалічного елементів, тобто елементи, розміщені на початку і в кінці періодів Періодичної системи. Найтиповіший йонний зв'язок виникає в сполуках, утворених лужними елементами і галогенами.

Йонний зв'язок і неполярний ковалентний зв'язок – два крайні випадки розподілу електронної густини. Неполарному зв'язку відповідає рівномірний розподіл спільної двохелектронної хмари між однаковими атомами. Якщо зв'язок йонний, навпаки, спільна електронна пара практично повністю належить одному з атомів, у якого електронегативність більша.



Завдання для самоконтролю

1. Що таке йонний зв'язок? Між якими елементами він виникає?
2. Чим відрізняється йонний зв'язок від ковалентного полярного і неполярного? Відповідь поясніть.
3. Напишіть схеми утворення йонного зв'язку: а) у калій броміді KBr ; б) у натрій сульфіді Na_2S ; в) у кальцій нітриді Ca_3N_2 . Схеми поясніть.
4. Серед наведених формул речовин зазначте сполуки з йонним, полярним і неполярним ковалентним зв'язками і поясніть їх будову:
 H_2O , HI , PH_3 , CaS , ZnCl_2 , SiH_4 , CCl_4 .
5. Запишіть формули сполук, до складу яких входять такі йони:
а) Na^+ і Br^- ; б) Ba^{2+} і Cl^- ; в) K^+ і S^{2-} . Зазначте їхні назви.
6. Яскраво виражений йонний зв'язок у пари атомів:
А К – F; В F – F;
Б О – F; Г Р – F.
7. Хлор у сполуках утворює йонні зв'язки з:
А К; Б Н; В Са; Г С.

Додаткові завдання

8. Пара елементів, атоми яких під час хімічної взаємодії виявляють максимальну тенденцію до утворення сполуки з йонним зв'язком – це:
А Cu і F; В Na і F;
Б Si і N; Г Li і H.
9. Між атомами елементів з протонними числами 3 і 9 виникає зв'язок:
А ковалентний полярний;
Б ковалентний неполярний;
В йонний.



Хімія

10*. У натрій гідроксиді NaOH йонними є зв'язки:

- А між Натрієм і Оксигеном;
- Б між Гідрогеном і Оксигеном;
- В між Натрієм і Гідрогеном;
- Г усі зв'язки.

11*. Порівняйте будову йонів Mg^{2+} і F^- з будовою атома Неону Ne . Знайдіть подібні й відмінні ознаки.

12*. На що перетворився б атом Аргону, якби з його ядра зник один протон, а електронна оболонка залишилася без змін?

13*. В якій з двох речовин: LiH чи CsH йонний тип хімічного зв'язку між атомами виражений сильніше? Чому?

§ 17. Валентність і ступінь окиснення елементів

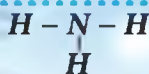
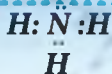
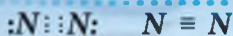
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **розуміти** зміст поняття «ступінь окиснення»; фізичний зміст валентності;
- **уміти** складати формули сполук за ступенем окиснення елементів, визначати ступінь окиснення елементів за формулами бінарних сполук; розрізняти ступінь окиснення і валентність елементів.

Починаючи з 7-го класу, ви використовуєте поняття «валентність», на його підставі складаєте формули бінарних сполук та визначаєте їхні назви за сучасною номенклатурою. І ви вже знаєте, що *валентність – це здатність атома приєднувати або заміщувати певне число інших атомів або атомних груп з утворенням хімічного зв'язку*. Але чому це так?

Зрозуміти фізичний зміст валентності допомогла *електронна теорія будови атома і хімічного зв'язку*. З розвитком цієї теорії змінилося і саме поняття валентності (див. § 15). У наш час валентність елемента визначається числом ковалентних зв'язків, якими атом з'єднаний з іншими атомами.

Число зв'язків, які може утворювати атом, дорівнює числу його неспарених електронів, які йдуть на утворення спільних електронних пар. При цьому полярність утворених зв'язків не враховується, а тому валентність не має знака. Вона не може бути ні позитивною, ні негативною. Наприклад, у молекулах азоту N_2 та амоніаку NH_3 атом Нітрогену N тривалентний, оскільки він з'єднаний з N і з H трьома спільними електронними парами (три зв'язки):



Отже, валентність визначається тільки числом ковалентних зв'язків. Тому поняття «валентність» не можна застосовувати для сполук немоллекулярної будови (з йонним, металічним зв'язками). Саме тому замість поняття «валентність» використовується поняття «ступінь окиснення».

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в речовині. який виник би на атомі за умови. що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома.

Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати позитивне, негативне і нульове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус перед арабською цифрою наводиться над символом елемента або римською цифрою без знака у дужках після назви елемента, наприклад:



Якщо сполука бінарна, то один із елементів має позитивний ступінь окиснення, а інший – негативний. Так, у більшості сполук Гідроген має ступінь окиснення +1, а Оксиген -2:



Але це зовсім не означає, що атоми елемента, наприклад Гідрогену, несуть на собі заряд +1, а атоми Оксигену -2. Це умовні числа, якими домовилися позначати ступінь окиснення.

Як же дізнатися, який елемент у сполуці виявляє позитивний ступінь окиснення, а який – негативний?

З цією метою потрібно звернутися до ряду електронегативності хімічних елементів:



У бінарних сполуках хімічний елемент, що стоїть у цьому ряду лівіше, виявляє негативний ступінь окиснення, а той, що стоїть правіше, – позитивний. Так, у сполуці MgO хімічний елемент Магній має позитивний ступінь окиснення +2, а Оксиген – негативний ступінь окиснення -2.

Позитивні значення ступенів окиснення мають атоми, які віддали свої електрони іншим атомам (зв'язувальна електронна хмара зміщена від них). Наприклад, атоми металів.

Негативні значення ступенів окиснення мають атоми, які приєднали електрони від інших атомів (зв'язувальна електронна хмара зміщена до них). Негативне значення ступеня окиснення -1 завжди має Флуор у всіх сполуках.

Хімія

Нульове значення ступеня окиснення мають атоми в простих речовинах, наприклад Cl_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , F_2 , оскільки у них зв'язувальна електронна пара не зміщена в жоден бік, а розміщена симетрично.

Приклади: $\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$; $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{F}}$; $\overset{0}{\text{F}_2}$; $\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}_3}$; $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}$; $\overset{0}{\text{H}_2}$.

Під час обчислення ступенів окиснення слід пам'ятати, що:

1) алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці має дорівнювати нулю, наприклад у ферум(III) хлориді FeCl_3 , сума усіх ступенів окиснення дорівнює:

$$+3 + (-1) \cdot 3 = 0;$$

2) ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю;

3) ступінь окиснення лужних елементів завжди дорівнює +1;

4) ступінь окиснення Гідрогену в сполуках, як правило, дорівнює +1;

5) Флуор у усіх сполуках має ступінь окиснення -1;

6) ступінь окиснення Оксигену в сполуках, зазвичай, дорівнює -2.

Наприклад: $\overset{0}{\text{N}_2}$; $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$; $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_3}$; $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$; $\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{S}}$.

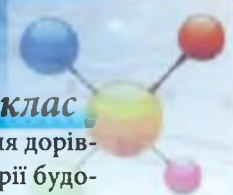
Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю навіть у тому разі, коли їхні значення збігаються. Наприклад, у хлороводні HCl ступінь окиснення Гідрогену +1, Хлору -1 і валентності того й іншого елементів дорівнюють 1. А в молекулі азоту N_2 ($\text{N} \equiv \text{N}$) є три електронні пари між атомами Нітрогену, тому він тривалентний, а ступінь окиснення Нітрогену дорівнює нулю, оскільки спільні електронні пари розміщені симетрично й однаковою мірою належать обома атомам. Через це в усіх простих речовинах ступінь окиснення елементів дорівнює нулю.

Періодична система хімічних елементів дає змогу за місцем того чи іншого елемента в ній дізнатися про ступінь його окиснення (табл. 6)

Таблиця 6

Деякі значення ступенів окиснення елементів 3-го періоду
Періодичної системи

Група	I	II	III	IV	V	VI	VII
Хімічний елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Найвищий позитивний ступінь окиснення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Негативний ступінь окиснення				-4	-3	-2	-1



Наприклад, для Сульфуру як елемента VI групи ступінь окиснення дорівнює +6, для нітрогену як елемента V групи + 5 і т. д. На підставі теорії будови атома це легко пояснити. Адже зовнішній електронний шар атомів цих елементів містить відповідно 6 і 5 валентних електронів. Під час взаємодії з більш електронегативним елементом, наприклад з Оксигеном, електрони зміщуються в бік Оксигену, і сполучені з ним елементи набувають ступеня окиснення + 6 і +5 відповідно: SO_3 , N_2O_5 .

Винятком є Флуор та Оксиген як найбільш електронегативні елементи (Флуор ніколи не виявляє позитивний ступінь окиснення, а Оксиген інколи виявляє, тільки у сполуках з Флуором, наприклад OF_2 – оксиген фторид), а також деякі елементи VIII групи і підгрупи Купруму з першої групи.

Найвищий ступінь окиснення у сполуках з Оксигеном, що чисельно дорівнює номеру групи, виявляють елементи не лише головних підгруп, а й побічних, незважаючи на те, що на зовнішньому електронному шарі їхніх атомів найчастіше міститься 1–2 електрони незалежно від того, в якій групі вони перебувають. Наприклад, у манган(VII) оксиді Mn_2O_7 ступінь окиснення Мангану як елемента VII групи дорівнює +7, хоча на зовнішньому електронному шарі атома Мангану міститься всього два електрони (ще 5 валентних електронів розміщені на передостанньому рівні).

Поняття «ступінь окиснення», хоча і є формальним, широко використовується в хімії (особливо неорганічній) під час складання хімічних рівнянь, класифікації хімічних процесів тощо.

Висновки

З розвитком науки змінився зміст поняття «валентність». Воно має чіткий і однозначний сенс тільки для сполук молекулярної будови, де хімічні зв'язки – ковалентні, що здійснюються спільною парою електронів.

Поняття «валентність» не можна застосовувати до атомів елементів, що входять до складу сполук немoleкулярної будови.

У неорганічній хімії замість валентності використовується ступінь окиснення. Це поняття умовне, реального змісту воно не має.

Ступінь окиснення елемента можна визначати за Періодичною системою хімічних елементів, у якій найвищий позитивний ступінь окиснення елемента чисельно дорівнює номеру групи, в якій розміщено елемент.

Про негативний ступінь окиснення елемента можна дізнатися, якщо від номера групи, де він розміщений, відняти 8.

Знання ступенів окиснення дає змогу складати формули бінарних сполук. У свою чергу, за формулами бінарних сполук можна обчислювати ступені окиснення елементів.



Завдання для самоконтролю

1. Як ви розумієте зміст поняття «ступінь окиснення»? У чому виявляються його подібність і відмінність порівняно з поняттям «валентність»?

2. Визначте ступені окиснення атомів елементів у сполуках, формули яких:

- а) N_2 , NO_2 , NO , N_2O_5 , N_2O , N_2O_3 ;
- б) MnSO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn_2O_3 ;
- в) As_2O_3 , AsH_3 , H_2 , H_2O ;
- г) Cl_2O_7 , Cl_2 , Cl_2O , O_2 , Cl_2O_5 , Cl_2O_3 .

3. Визначте ступені окиснення атомів елементів у сполуках, формули яких:

- а) H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 , MgSO_4 ;
- б) HClO_4 , HPO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, P_2O_5 ;
- в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, K_2SO_3 , Na_2SO_4 .

4. У молекулі білого фосфору P_4 валентність і ступінь окиснення атома Фосфору дорівнюють відповідно:

- | | | | |
|---|---------|---|--------|
| А | 1 і +3; | В | 3 і 0; |
| Б | 3 і +3; | Г | 2 і 0. |

5. Атоми Нітрогену мають однаковий ступінь окиснення в сполуках, формули яких:

- | | | | | | | | |
|---|------------------|---|---------------------------|---|--------------------------|---|--------------------------|
| А | HNO_3 ; | Б | Ca_3N_2 ; | В | NH_4Cl ; | Г | N_2O_3 . |
|---|------------------|---|---------------------------|---|--------------------------|---|--------------------------|

Додаткові завдання

6. Найменший ступінь окиснення Сульфуру в речовини, формула якої:

- | | | | | | | | |
|---|---------------------------|---|----------------------------|---|-----------------|---|--------------------------------|
| А | H_2SO_4 ; | Б | Na_2SO_3 ; | В | SO_3 ; | Г | $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. |
|---|---------------------------|---|----------------------------|---|-----------------|---|--------------------------------|

7*. Ступінь окиснення атома Фосфору в йоні HPO_3^{2-} дорівнює:

- | | | | | | | | |
|---|-----|---|-----|---|----|---|-----|
| А | +5; | Б | +3; | В | 0; | Г | -5. |
|---|-----|---|-----|---|----|---|-----|

8*. Передбачте мінімальний і максимальний ступені окиснення Селену.

9*. Визначте ступені окиснення атомів елементів у таких сполуках:





§ 18. Кристалічні ґратки

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете

- розуміти залежність фізичних властивостей речовин від їх кристалічної будови;
- знати типи кристалічних ґраток: йонні, атомні, молекулярні;
- уміти прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку і типу кристалічних ґраток.

Вам вже відомі такі частинки, як атоми, молекули, йони. Це відносно проста форма організації речовини. У стандартних умовах ці частинки, як правило, індивідуально не існують. За допомогою різних типів хімічних зв'язків вони об'єднуються й утворюють вищу форму організації речовини – хімічні сполуки, що поділяються на прості та складні речовини, які існують в твердому, рідкому і газуватому станах. Якщо гази характеризуються повною неупорядкованістю розташування молекул одна відносно одної, то в рідинах деяка впорядкованість частинок спостерігається. Адже для рідин характерна наявність певного об'єму, хоча вони не мають конкретної форми. Рідини займають проміжне місце між газами і твердими тілами, яким властивий суворий порядок розташування частинок, що утворюють речовину.

У твердих речовинах частинки розташовані у просторі суворо закономірно для кожної речовини. Щоб якось уявити цю закономірність, у тривимірному просторі подумки об'єднайте центри молекул прямими лініями, які перетинаються. При цьому утвориться просторовий каркас, який називають *кристалічними ґратками*. Місця, де лінії перетинаються, називають *вузлами кристалічних ґраток*. Залежно від природи частинок, що містяться у вузлах кристалічних ґраток, розрізняють *йонні, атомні, молекулярні кристалічні ґратки*. Відомі ще й металічні кристалічні ґратки, їх вивчатимемо пізніше.

Йонні кристалічні ґратки. Типовим представником сполук з йонним типом кристалічних ґраток є натрій хлорид NaCl . Його кристалічні ґратки утворені йонами Натрію Na^+ та йонами Хлору Cl^- , які по черзі розміщуються у вузлах ґраток. Йони утримуються один з одним силами притягання, і кристал солі є ніби єдиним цілим.

Оскільки в кристалі сили притягання поширюються однаково в усіх напрямках, йони Натрію Na^+ і Хлору Cl^- сполучаються дуже міцно, хоча кожний із них не зафіксований нерухомо. Йони безперервно здійснюють теплові коливання навколо свого положення в ґратках. Міцність йонних кристалів залежить також від заряду та радіуса йонів. Однак їх поступальний рух уздовж ґраток не відбувається, тому *всі речовини з йонним зв'язком за станом*



Хімія

дартної температури – тверді (кристалічні), з досить високою температурою плавлення і ще вищою – кипіння.

Молекул у йонних кристалах немає, є тільки йони. Лише у газуватому стані (пара) натрій хлорид існує у вигляді молекул NaCl .

Подібно до натрій хлориду майже всі солі, основні оксиди, гідроксиди металічних елементів складаються не з молекул, а з йонів.

Зверни увагу! Хімічні формули йонних сполук передають лише співвідношення позитивно і негативно заряджених йонів у кристалічних ґратках. Йонні сполуки в цілому електронейтральні. Наприклад, згідно з формулою йонного кристала CaF_2 співвідношення позитивно заряджених йонів Кальцію Ca^{2+} і негативно заряджених йонів Флуору F^- у ґратках дорівнює 1 : 2. Оскільки кожні два позитивні заряди Ca^{2+} нейтралізуються двома негативними зарядами 2F^- , то речовина CaF_2 – електронейтральна.

Хоча реальних молекул у йонних кристалах не існує, для однаковості з ковалентними речовинами прийнято за допомоги формул NaCl , CaF_2 тощо передавати найпростіший склад йонної речовини та характеризувати її також певним значенням відносної молекулярної (формульної) маси на підставі її формульного складу. А поняття про валентність як певне число ковалентних зв'язків до йонних сполук застосовувати не можна (тому й будемо говорити про ступінь окиснення елементів).

Атомні кристалічні ґратки. У вузлах атомних кристалічних ґраток містяться окремі атоми, сполучені між собою ковалентними зв'язками. Такі кристалічні ґратки має алмаз. У його кристалі кожний атом Карбону сполучений ковалентними зв'язками з чотирма сусідніми атомами Карбону, тобто утворює чотири спільні електронні пари. Тому можна говорити, що Карбон – чотиривалентний елемент.

Ступінь окиснення Карбону також +4 або -4 залежно від того, з яким елементом він взаємодіє –



Алмаз та інші речовини, які мають атомні кристалічні ґратки, характеризуються великою твердістю, дуже високими температурами плавлення і кипіння, вони практично не розчиняються в жодних розчинниках, не проводять електричний струм, оскільки вільних електронів немає, бо всі 4 валентні електрони беруть участь в утворенні ковалентних зв'язків.

Атомні ґратки мають лише деякі речовини у твердому стані (силіцій Si, бор B, силіцій(IV) оксид SiO_2 , силіцій(IV) карбід SiC та ін.).

Молекулярні кристалічні ґратки. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток містяться як неполярні, так і полярні молекули. Наприклад, у вузлах кристалічних ґраток йоду містяться молекули йоду I_2 . Сили міжмолекулярної взаємодії, так звані сили Ван-дер-Ваальса, значно слабкіші за сили ковалент-

ного зв'язку. Тому речовини з молекулярними ґратками мають невелику твердість, вони легкоплавкі і леткі. До таких речовин належать, наприклад, йод, нафтален, бром, хлор, вода, спирт, амоніак, метан CH_4 .

Отже, будова речовини та її властивості пов'язані, тому якщо відома будова речовини, можна прогнозувати її властивості, і навпаки, якщо відомі властивості речовини, можна робити висновок про її будову.

Зв'язок будови та властивостей речовин показаний в узагальнюючій табл. 7.

Таблиця 7

Тип кристалічних ґраток і властивості речовини

Ґратки	Структурна частинка	Хімічний зв'язок	Міцність зв'язкі	Температура плавлення	Електрична провідність	Механічні властивості
Йонні	Йон	Йонний	Велика	Висока	Діелектрики	Твердість, крихкість
Атомні	Атом	Ковалентний	Велика	Висока	Діелектрики, напівпровідники	Велика твердість
Молекулярні	Молекула	Міжмолекулярний	Мала	Низька	Діелектрики	Крихкість

Висновки

У кристалічних речовинах атоми, молекули, йони розміщуються в певному порядку, утворюючи кристалічні ґратки. Розрізняють атомні, молекулярні, йонні та металічні кристалічні ґратки.

Між будовою речовини, яка визначається типом хімічного зв'язку і типом кристалічних ґраток, та її властивостями існує певна залежність: чим міцніший хімічний зв'язок, що утримує частинки у вузлах кристалічних ґраток, тим міцніші кристали, тим твердіша речовина, тим вищі її температури плавлення і кипіння.



Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає відмінність йонних, атомних і молекулярних кристалічних ґраток?
2. Як, знаючи фізичні властивості речовини, можна дійти висновку про тип її кристалічних ґраток? Покажіть на прикладі.
3. Поясніть причину відмінності температури плавлення речовин із різними типами кристалічних ґраток.
4. За якими ознаками можна віднести до речовин з молекулярними кристалічними ґратками: а) лід; б) нафтален.
5. Молекулярні кристалічні ґратки можуть мати речовини з хімічним зв'язком:

А йонним;	В ковалентним полярним;
Б металічним;	Г ковалентним неполярним.
6. Речовини з молекулярними кристалічними ґратками:

А легкоплавкі;	В добре проводять електричний струм;
Б леткі;	Г мають низьку теплопровідність.
7. Речовина, що має найвищу температуру плавлення, – це:

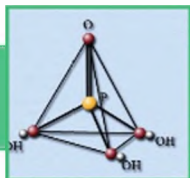
А йод;	Б лід;	В кальцій фторид CaF_2 .
--------	--------	-----------------------------------

Додаткові завдання

- 8*. Яке передбачення про кристалічні ґратки речовини можна висловити, якщо відомо, що за стандартних умов вона перебуває у газуватому стані, а за температури – 400°C являє собою безбарвні кристали, які не проводять електричний струм.
- 9*. Речовина, хімічні зв'язки в якій сформовані між атомами елементів із зарядами ядер +1 і +16, у твердому стані має кристалічні ґратки:

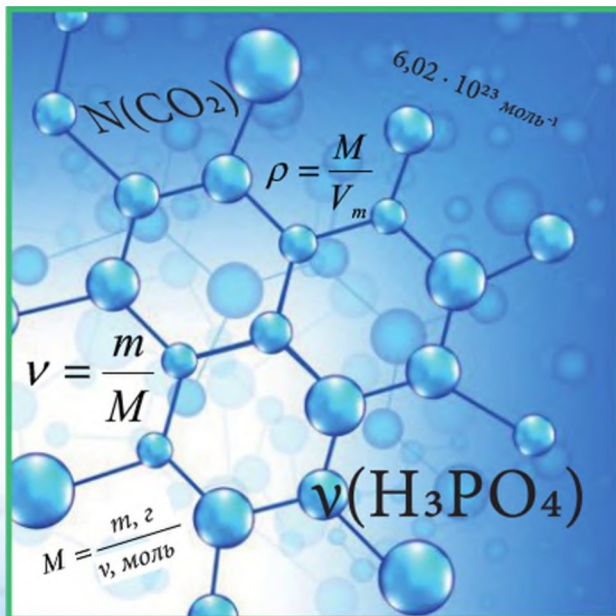
А йонні;	Б молекулярні;	В атомні.
----------	----------------	-----------
- 10*. Речовина, утворена елементами зі скороченими електронними конфігураціями $\dots 3s^1 3p^0$ і $\dots 3s^2 3p^5$, має кристалічні ґратки:

А атомні;	Б йонні;	В молекулярні.
-----------	----------	----------------



РОЗДІЛ 4

Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами





**Амедео
Авогадро
(1776–1856)**

Італійський фізик і хімік. Заклав основи молекулярної теорії, відкрив один із газових законів, названий його ім'ям. Визначив склад і відносну молекулярну масу багатьох речовин. Довів, що молекули водню, кисню, азоту, хлору двоатомні. Його праці сприяли подальшому розвитку атомно-молекулярної теорії.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки часток (атомів, молекул, йонів та ін.), скільки міститься атомів у Карбоні-12 масою 0,012 кг (12 г).

§ 19. Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини

Опрацювавши матеріал параграфа, ви будете:

- розуміти зміст понять: кількість речовини, моль, число Авогадро;
- уміти здійснювати розрахунки з використанням зазначених понять.

Відомо, що для вивчення навколишнього світу недостатньо лише спостерігати й описувати об'єкти. Важливо ще характеризувати їх кількісно, тобто якимись величинами. Так, порцію води можна характеризувати кількісно, вимірявши її об'єм у літрах або масу в грамах. Але для хіміка важливо знати число структурних часток (атомів, молекул або йонів), які містяться в цій порції речовини, оскільки саме вони вступатимуть у хімічну взаємодію. Тому в хімії і суміжних з нею науках використовують фізичну величину – **кількість речовини**.

Кількість речовини – фізична величина, що визначається числом структурних часток (атомів, молекул, йонів тощо), які містяться в певній порції речовини

Вона позначається латинською літерою *n* (ен) (або грецькою *ν* (ню), оскільки літерою *n* (ен) позначається також число атомів).

За одиницю кількості речовини прийнято **моль**.

Моль – така кількість речовини, яка містить стільки часток (атомів, молекул, йонів та ін.), скільки міститься атомів у Карбоні-12 масою 0,012 кг (12 г).

Отже, маса 1 моль вуглецю дорівнює 12 г. А скільки у цій порції вуглецю кількістю речовини 1 моль міститься атомів Карбону?

Експериментально доведено, що 1 моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ (скорочено $6 \cdot 10^{23}$) часток (атомів, молекул, йонів та ін.). Це число на честь італійського вченого називається **числом Авогадро**.

Зазвичай число Авогадро позначають латинською літерою N з індексом A , тобто N_A .

Число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$ показує число часток, що містяться в 1 моль будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.

Отже, $6,02 \cdot 10^{23}$ – це число Авогадро, а фізико-хімічна константа, що відповідає цьому числу, називається сталою Авогадро і позначається також N_A .

Якщо 1 моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ часток, то:

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Це настільки велике число, що через силу піддається уяві. Проте спробуємо показати всю його грандіозність. Воно більше за число склянок води у Світовому океані. Якби ми спромоглися виміряти всю воду Світового океану склянками, то дістали б майже $7 \cdot 10^{14}$ склянок. Хоча це число саме по собі величезне, але воно становить лише одну мільярдну частину сталої Авогадро!

Інший приклад. Число макових зерняток, що дорівнює $6 \cdot 10^{23}$, має масу 10^{13} т. Цією масою макових зерняток можна було б вкрити всю поверхню Землі шаром в 1 м.

Отже, 1 моль будь-якої речовини містить N_A часток, тобто $6 \cdot 10^{23}$. Наприклад, 1 моль міді – це $6 \cdot 10^{23}$ атомів Купруму Cu ; 1 моль кисню – це $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 або $12 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену; 1 моль кухонної солі NaCl – $6 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць NaCl .

Розглянемо приклади розрахунків із використанням сталої Авогадро.

Приклад 1. Яке число молекул містить вуглекислий газ CO_2 кількістю речовини 4 моль?

Дано:

$$v(\text{CO}_2) = 4 \text{ моль};$$

$$N = N_A \cdot v;$$

$$N(\text{CO}_2) = ?$$

Розв'язок

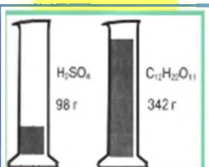
$$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1};$$

$$N(\text{CO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 4 \text{ моль} = 24 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь. У вуглекислому газі кількістю речовини 4 моль міститься $24 \cdot 10^{23}$ молекул.

$6,02 \cdot 10^{23}$ – це число Авогадро, а фізико-хімічна константа, що відповідає цьому числу, називається сталою Авогадро і позначається також N_A .

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається числом структурних частинок, які містяться в певній порції речовини.



Один моль різних речовин – сульфатної кислоти і цукру (сахарози)



Хімія

Приклад 2. Скільки атомів і скільки молекул міститься у хлорі Cl_2 кількістю речовини 3 моль?

Дано:

$$\nu(\text{Cl}_2) = 3 \text{ моль}$$

$$N(\text{Cl}_2) - ?$$

$$\nu(\text{Cl}) - ?$$

Розв'язок

$$N_A = 6 \cdot 23 \text{ моль}^{-1};$$

$$N(\text{Cl}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 3 \text{ моль} = 18 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Оскільки кожна молекула хлору Cl_2 містить два атома, то в 3 моль хлору Cl_2 атомів Хлору буде вдвічі більше, ніж молекул, тобто $18 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 36 \cdot 10^{23}$ атомів.

Відповідь. У хлорі кількістю речовини 3 моль міститься $18 \cdot 10^{23}$ молекул Cl_2 і $36 \cdot 10^{23}$ атомів Хлору Cl .

Висновки

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається числом структурних частинок, які містяться в певній порції речовини.

Моль – це одиниця кількості речовини.

Один моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних часток (молекул, формульних одиниць, атомів, йонів).



Завдання для самоконтролю

1. Скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься у воді H_2O кількістю речовини 1 моль (виконати усно)?
2. Скільки атомів містить: а) мідь кількістю речовини 3 моль; б) залізо кількістю речовини 0,5 моль?
3. Скільки молекул і атомів містить азот N_2 кількістю речовини 2 моль?
4. Яку кількість речовини становить: а) $3 \cdot 10^{23}$ атомів Сульфуру; б) $18 \cdot 10^{23}$ молекул броду Br_2 ?

Додаткові завдання

5*. Заповни таблицю:

Речовина	Формула	Кількість речовини, моль	Маса, г	Число молекул або атомів
Водень	H_2			
	Fe	2 моль		
	CO_2		22 г	

6*. Число атомів Оксигену в озоні O_3 масою 48 г становить

(а) $6 \cdot 10^{23}$; (б) $3 \cdot 10^{23}$; (в) $12 \cdot 10^{23}$; (г) $18 \cdot 10^{23}$.

§ 20. Молярна маса

Опрацювавши текст цього параграфа, ви будете:

- знати суть поняття «молярна маса» і одиницю молярної маси;
- вміти обчислювати молярну масу; встановлювати взаємозв'язок з іншими фізичними величинами.

Ви вже вмієте визначати кількість речовини за її масою. При цьому ви враховуєте, що кількість речовини, яка дорівнює 1 моль, має масу (в грамах), яка чисельно дорівнює її відносній молекулярній (або атомній) масі.

Залежність між масою і кількістю речовини можна виразити формулою:

$$M = \frac{m, \text{г}}{\nu, \text{моль}} = \text{г/моль}$$

де M – молярна маса речовини, г/моль; m – маса будь-якої порції речовини, г; ν – кількість речовини, молей. Отже,

молярна маса – фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до відповідної кількості речовини.

Одиниця молярної маси – кілограм на моль (кг/моль) або грам на моль (г/моль). Виходить, що:

маса 1 моль речовини і є її молярною масою.

Числове значення молярної маси дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній (формульній) масі. Наприклад, потрібно з'ясувати, яка молярна маса кисню. Оскільки $M_r(\text{O}_2) = 32$, то:

$$M = \frac{m, \text{г}}{\nu, \text{моль}} = \text{г/моль}$$

А яка молярна маса заліза?

$A_r(\text{Fe}) = 56$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$.

$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$;

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$

$m(1 \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г}$, тобто 98 г сульфатної кислоти H_2SO_4 – це її маса, що відповідає кількості речовини 1 моль.

Отже, **молярна маса – це стала характеристика кожної окремої речовини**. Вона виражає залежність між масою і кількістю речовини, а тому дає змогу визначати одну величину за відомою іншою, наприклад, масу за кількістю речовини і навпаки, кількість речовини за масою:

$$m = M \cdot \nu (\text{г}); \quad \nu = \frac{m}{M} (\text{моль});$$

$$m = M (\text{г/моль}) \cdot \nu (\text{моль}) = M \cdot \nu (\text{г}); \quad \nu = m (\text{г}) : M (\text{г/моль}) = \frac{m}{M} (\text{моль}).$$



Хімія

Приклад 1. Яка маса відповідає магній оксиду кількістю речовини 6 моль?

Дано:

$$\nu(\text{MgO}) = 6 \text{ моль}$$

$$m(\text{MgO}) - ?$$

Розв'язок

$$m = M \cdot \nu;$$

$$M(\text{MgO}) = 24 + 16 = 40 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 6 \text{ моль} = 240 \text{ г}.$$

Відповідь: кількість речовини магній оксиду MgO 6 моль відповідає його масі, що дорівнює 240 г.

Приклад 2. Яка кількість речовини ортофосфатної кислоти H_3PO_4 відповідає її масі 392 г?

Дано:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 392 \text{ г}$$

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) - ?$$

Розв'язок

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{392 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

Відповідь: ортофосфатна кислота масою 392 г відповідає кількості речовини 4 моль.

Висновки

Молярна маса – це маса 1 моль речовини.

Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній (формульній) масі речовини. Одиницями молярної маси є кілограм на моль (кг/моль) або грам на моль (г/моль).

Молярна маса виражає залежність між масою і кількістю речовини: масу можна визначати за кількістю речовини і, навпаки, кількість речовини – за масою:

$$m = M \cdot \nu.$$



Завдання для самоконтролю

- Зважили 2,7 г алюмінію. Якій кількості речовини відповідає ця порція алюмінію?
- Для реакції потрібно взяти сірку S і цинк кількістю речовини по 0,5 моль. Яку масу кожної з речовин потрібно зважити?
- Обчисліть, яку кількість речовини становить метан CH_4 масою 1 г.
- Столова ложка вміщує 18 г води. У склянку налито 3 столові ложки води. Скільки молекул води міститься в склянці?

Додаткові завдання

5. Обчисліть масу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кисню.

6. Яку кількість речовини натрій хлориду NaCl містить пачка кухонної солі масою 1 кг?

7*. Як показав аналіз, зразок хімічної сполуки масою 160 г містить 128 г Купруму і 32 г Оксигену. Визначте формулу сполуки.

§ 21. Закон Авогадро. Молярний об'єм газу

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- знати суть закону Авогадро; поняття «молярний об'єм газу»;
- вміти формулювати закон Авогадро, обчислювати молярний об'єм газу, встановлювати взаємозв'язки між фізичними величинами.

Ви вже знаєте, що об'єм деякої порції газу залежить від числа молекул в ній, тобто від кількості речовини, а також від тиску й температури і не залежить від природи газу.

Звідси висновок, зроблений у 1811 р. італійським ученим А. Авогадро (про нього вже згадувалось у § 20), який називається **законом Авогадро**:

У рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Але ви можете запитати, як таке може бути, адже у різних газів молекули різні за розміром?

Пригадайте, з курсу фізики вам відомо, що молекули в газах розміщені так далеко одна від одної, що відстань між ними в багато разів перевищує розмір самих молекул. Тому *об'єм газу визначається не розміром його молекул, а відстанями між ними*. При підвищенні температури і зниженні тиску відстань між молекулами газу збільшується, що веде до збільшення об'єму газу. Навпаки, при зниженні температури і підвищенні тиску об'єм газу зменшується. Тому порівнювати об'єми газів потрібно лише за однакових умов – за однакових температури і тиску. Як правило, для порівняння використовують так звані *нормальні умови*, за яких температура газів дорівнює 273,15 K ($t = 0^\circ\text{C}$) і тиск 101,325 кПа (760 мм рт. ст.).

Якщо брати різні гази за однакових умов, то й відстані між молекулами цих газів будуть приблизно однаковими. От і виходить, що за однакових умов у однакових об'ємах газів міститься однакове число молекул.

Хімія

Справедливим є і зворотне твердження: *однакове число молекул будь-яких газів за однакових умов займає однаковий об'єм*. Однакове число молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$) міститься в 1 моль будь-якого газу. Отже, із закону Авогадро випливає наслідок: *1 моль газу за однакових умов займає однаковий об'єм*. Якщо умови нормальні (н. у.), то об'єм будь-якого газу, взятого кількістю речовини 1 моль, буде приблизно сталим і дорівнюватиме 22,4 л. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу (позначається V_m).

Молярний об'єм газу – це фізична величина, що дорівнює **відношенню об'єму даної порції газу до кількості речовини в цій порції газу**.

$$V_m = \frac{V}{\nu},$$

де V_m – молярний об'єм газу, V – об'єм порції газу, ν – кількість речовини. Молярний об'єм газу V_m вимірюється в кубічних метрах на моль ($\text{м}^3/\text{моль}$) або в літрах на моль ($\text{л}/\text{моль}$).

Наведена формула виражає залежність між молярним об'ємом газу, об'ємом і кількістю речовини, тому за нею можна розв'язувати різні задачі.

Приклад 1. Обчислити молярний об'єм карбон(IV) оксиду, якщо відомо, що за н.у. 0,5 моль його займає об'єм 11,2 л.

Дано:

$$\nu(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ моль}$$

$$V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ л}$$

$$V_m(\text{CO}_2) - ?$$

Розв'язок

$$V_m = \frac{V}{\nu};$$

$$V_m = \frac{11,2 \text{ л}}{0,5 \text{ моль}} = 22,4 \text{ л/моль};$$

Відповідь: $V_m(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль}$

Приклад 2. Яку кількість речовини становить за н.у. кисень об'ємом 44,8 л?

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 44,8 \text{ л}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л}$$

$$\nu(\text{O}_2) - ?$$

Розв'язок

$$V_m = \frac{V}{\nu};$$

$$\nu = \frac{V}{V_m};$$

звідси

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{44,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

Відповідь: $\nu(\text{O}_2) = 2 \text{ моль}$.

Висновки

Будь-які гази кількістю речовини 1 моль за однакових умов займають однаковий об'єм. Цей об'єм називається **молярним об'ємом газу**.

Молярний об'єм газу за н. у. дорівнює 22,4 л/моль.

Нормальні умови (н. у.) – тиск 100 кПа (1 атм) і температура 273 К (0°C).



Завдання для самоконтролю

1. Азот N_2 кількістю речовини 2 моль за н. у. займає об'єм:

A 22,4 л; B 11,2 л; B 44,8 л; Г 5,6 л.

2. Маса сірководню H_2S кількістю речовини за н. у. 0,5 моль становить:

A 17 г; B 34 г; B 68 г; Г 136 г.

§ 22. Відносна густина газів

Опрацювавши зміст цього параграфа, ви будете:

- розуміти зміст поняття «відносна густина газів»;
- уміти обчислювати відносну густину газів.

З курсу фізики ви вже знаєте, що для порівняння маси й об'єму різних тіл використовують фізичну величину – густину, яка **чисельно дорівнює відношенню маси тіла до його об'єму, позначається грецькою літерою ρ – читається «ро»**:

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

Одиниця густини – кілограм на кубічний метр ($кг/м^3$) або грам на кубічний сантиметр ($г/см^3$). Наприклад, для кисню O_2 , молярна маса якого 32 г/моль, а молярний об'єм дорівнює 22,4 л/моль (як і для будь-якого газу за н. у.) густина становить:

$$\rho = \frac{M}{V_m}; \quad \rho(O_2) = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л}.$$

Часто важливо знати, легший чи важчий один газ від іншого чи від повітря (суміші газів). Це необхідно, аби визначити застосування газу в практичній діяльності людини або зрозуміти, в яких шарах атмосфери він концентрується, а може, вирішити, як розмістити циліндр для збирання цього газу – догори дном чи догори отвором. З цією метою використовують поняття «відносна густина газу».

Відносна густина газу – фізична величина, що показує, у скільки разів відносна молекулярна маса одного газу більша або менша від відносної молекулярної маси іншого газу, взятого для порівняння.

Позначається буквою D , величина безрозмірна

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$$

Відносна густина газу показує, у скільки разів молекула одного газу важча або легша від молекули іншого газу.

Оскільки (за законом Авогадро) в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул, то відносна густина газу показує, у скільки разів молекула одного газу важча або легша від молекули іншого газу.

Наприклад, відносна молекулярна маса кисню 32, а водню – 2. Це означає, що кисень у 16 разів важчий від водню, тобто його відносна густина за воднем дорівнює 16.

Найчастіше густину різних газів визначають саме відносно водню як найлегшого з усіх газів або відносно повітря. В останньому разі потрібно ділити на 29 – середню молекулярну масу повітря:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r}{2} ; \quad D_{\text{пов}} = \frac{M_r}{29} .$$

Молярна маса газу дорівнює його густині відносно іншого газу, помноженій на молекулярну масу останнього.

Відносну густину газу можна визначити і як відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових умов:

$$D = \frac{m_1}{m_2} .$$



Об'єм будь-якого газу, взятого кількістю речовини 1 моль, буде приблизно сталим і дорівнюватиме 22,4 л

Наприклад, маса 1 л CO_2 дорівнює 1,98 г, а маса 1 л H_2 за таких самих умов – 0,09 г. Звідси відносна густина карбон(IV) оксиду за воднем H_2 становить $1,98 : 0,09 = 22$, тобто вуглекислий газ у 22 рази важчий від водню або водень у 22 рази легший за вуглекислий газ CO_2 .

Знаючи густину одного газу відносно іншого, можна визначати молекулярну, отже, й молярну масу газу за формулами:

$$M = 2D_{\text{H}_2} ; \quad M = 29 D_{\text{пов}} .$$

Молярна маса газу дорівнює його густині відносно іншого газу, помноженій на молекулярну масу останнього.

Знаючи густину газу, можна обчислити його молярний об'єм за відношенням молярної маси газу до його густини:

$$V_m = \frac{M}{\rho} \text{ л/моль.}$$

Висновки

Відносна густина газу показує, у скільки разів один газ важчий або легший від іншого.

Відносну густину газу можна обчислити за будь-яким іншим газом. Найчастіше порівнюють гази з воднем або повітрям.

Знаючи густину, можна визначити молярну масу невідомого газу.



Завдання для самоконтролю

1. Відносна густина сульфур(IV) оксиду за воднем дорівнює 32, отже, його відносна молекулярна маса становить:

А 8; Б 16; В 32; Г 64.

2. Відносна густина карбон(IV) оксиду за воднем дорівнює:

А 10; Б 22; В 20; Г 25.

3. Молярна маса газуватої речовини, густина якої 1,96 г/л, дорівнює:

А 11 г/моль; Б 22 г/моль; В 44 г/моль; Г 88 г/моль.

4. Якщо густина пари деякої речовини за воднем дорівнює 4, то її густина за гелієм становить:

А 8; Б 2; В 4; Г 1.

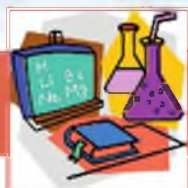
Додаткові завдання

5. Які з газів, формули яких CO_2 , CH_4 , SO_2 , He , не можна використати для наповнення дитячих повітряних кульок? Чому?

6. 1 л деякого газу за н. у. має масу 3,17 г. Густина цього газу за гелієм дорівнює:

А 17,00; Б 17,75; В 18,00; Г 18,45.

ЗАКОН АВОГАДРО		
		
$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул 1 моль 22,4 л 4 г	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул 1 моль 22,4 л 2 г	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул 1 моль 22,4 л 44 г



РОЗДІЛ 5

Основні класи неорганічних сполук





В и вже знаєте, що ми живемо в світі речовин. Сьогодні їх відомо майже 20 млн. Для того щоб орієнтуватися у властивостях цієї величезної кількості речовин, їх зв'язках і взаємоперетвореннях, речовини поділяють на групи, тобто класифікують. Під класифікацією неорганічних речовин розуміють об'єднання різних сполук у певні групи (класи) або за їх складом, або за хімічними властивостями, що відрізняють речовини цього класу від інших речовин. Отже, речовини одного і того самого класу мають подібні властивості.

Класифікація поєднана з проблемою номенклатури, тобто системою назв речовин.

Відомо, що найважливішим правилом будь-якої номенклатури є вимога, щоб назва речовини мала однозначний зміст. Наприклад, цинк оксид ZnO – однозначна назва, оскільки Цинк утворює лише один оксид. Проте нітроген оксид – неоднозначна назва, оскільки Нітроген утворює кілька оксидів: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Тому за системою хімічної номенклатури, що розроблена Міжнародною спілкою теоретичної і прикладної хімії (ІЮПАК), N_2O називається нітроген(I) оксид.

Як номенклатура, так і класифікація сполук (і хімічних реакцій) формувалися протягом століть, тому вони не завжди є логічними і потребують вдумливого осмислення.

Хімічні сполуки прийнято поділяти на дві групи: *органічні* й *неорганічні*. Останні, у свою чергу, поділяють на *прості* (їх майже 400) і численну групу *складних речовин*. Прості речовини поділяються на *метали* і *неметали*. Складні речовини зазвичай поділяють на чотири класи: оксиди, основи (гідроксиди), кислоти і солі.

Така класифікація не є досконалою, оскільки в ній немає місця для амоніаку, сполук металічних елементів з Гідроеном, Карбоном, Нітрогеном, Фосфором тощо. Ці речовини не менш важливі, ніж оксиди, основи, кислоти і солі, тому багато з них розглядатимуться пізніше, під час вивчення хімії елементів.

§ 23. Оксиди

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** класифікацію і визначення оксидів, їх поширення в природі;
- **розуміти** застосування оксидів, значення води як найпоширенішого оксиду в природі для життя на Землі, Для промисловості, сільського господарства, побуту тощо;
- **вміти** наводити приклади оксидів, складати їх формули, називати оксиди за їх формулами.

Склад і назви оксидів. Ви вже знаєте, що метали і неметали, реагуючи з киснем, утворюють оксиди.

- ♦ Наведіть один – два приклади рівнянь реакцій між: а) металом і киснем; б) між неметалом і киснем.

Отже, внаслідок взаємодії багатьох простих речовин з киснем утворюються оксиди металічних або неметалічних елементів.

Оксиди – це складні речовини, утворені двома елементами, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення 2⁻.

В оксидах атоми Оксигену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язуються між собою.

Назви оксидів елементів, які мають сталий ступінь окиснення, складаються з двох слів: назва елемента в називному відмінку + оксид (Na₂O – натрій оксид, BaO – барій оксид). Якщо елемент утворює кілька оксидів, то після назви елемента в дужках римською цифрою вказують його ступінь окиснення (CuO – купрум(II) оксид; Cu₂O – купрум(I) оксид).

Для окремих оксидів як синоніми зберігаються назви, що історично склалися, і поширені в народній мові. Деякі з таких назв наведено в табл. 8.

Таблиця 8

Назви оксидів

Формула оксиду	Наукова назва	Традиційна назва
CO	карбон(II) оксид, карбон монооксид	чадний газ
CO ₂	карбон(IV) оксид, карбон діоксид	вуглекислий газ
H ₂ O	гідроген оксид	вода
CaO	кальцій оксид	негашене вапно
MgO	магній оксид	палена магнезія
Fe ₃ O ₄ (FeO · Fe ₂ O ₃)	ферум(II) диферум(III) тетроксид (не для запам'ятовування)	залізна ожарина



SiO_2 – пісок



H_2O – вода



Al_2O_3 – рубін,
сапфір

Класифікація. Оксиди поділяються на дві групи: солетворні та несолетворні. Оксидів, що не утворюють солей, мало, наприклад, CO , NO , N_2O , SiO . Ми їх поки що не розглядаємо. До солетворних належить більшість оксидів. За хімічними властивостями вони поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Поширення в природі. Оксиди багатьох елементів дуже поширені в природі. Наприклад, така добре відома сполука, як звичайний річковий пісок (з деякими домішками) є оксидом з формулою SiO_2 – силіцій(IV) оксид, або кремнезем. Майже чистим кремнеземом є гірський криштал. Цей оксид разом з алюміній оксидом Al_2O_3 входить до складу глин та інших мінералів. Дуже поширені в природі й оксиди Феруму – це різні залізні руди (Криворізьке та Керченське родовища в Україні). До складу повітря входить карбон(IV) оксид (вуглекислий газ), об'ємна частка якого становить 0,3 %. Однак найпоширенішим оксидом у природі є вода H_2O (гідроген оксид).

Вода – це найдивовижніша, найпоширеніша і найнеобхідніша речовина на нашій планеті. Три чверті земної поверхні вкрито водою, вона утворює океани й моря, ріки й озера. У вигляді великих мас снігу і криги вода цілорічно лежить на вершинах високих гір і в полярних країнах. У надрах Землі також є вода, що просочує ґрунт і гірські породи. Воді належить найважливіша роль у геологічній історії нашої планети.

Вода впливає на клімат, оскільки має велику теплоємність. Нагріваючись, вона поглинає теплоту, а охолоджуючись, віддає її і тим самим впливає на клімат. Багато води перебуває у газуватому стані в атмосфері. Молекули води, розсіяні там (у хмарах у вигляді пари), захищають Землю від космічного холоду.

Вода має велике значення в житті людини, рослин і тварин. Взагалі без води неможливе існування живих організмів в умовах Землі. Вода є середовищем, у якому відбуваються хімічні процеси у кожному організмі. Вона визначає об'єм і пружність клітин, транспортує в кліти-

ну й з неї розчини речовин, охороняє клітину від різких коливань температури і сама бере участь у багатьох біохімічних реакціях, що забезпечують життєдіяльність організму. Відомо, що тіло людини приблизно на 65 % складається з води.

Велике значення вода має у промисловості, для транспорту, у будівництві. Особливо багато води потребують хімічна промисловість, металургія, текстильні фабрики, цукрові та крохмале-паточкові заводи. Так, на виробництво 1 т сталі витрачається 3000 м³ води; 1 т паперу – 900 м³; 1 т хімічного волокна – понад 2000 м³.

Багато води потребує сільське господарство. Одній рослині соняшника треба за літо до 300 л води. На вирощування 1 т картоплі необхідно 100 м³, 1 т зерна – 1000 м³ води.

Багато води витрачається у побуті. Кожна доросла людина щоденно споживає з їжею майже 2 л води. Значно більше вона витрачає її на побутові потреби. У великих містах витрати води становлять близько 100 л на людину щодоби. Не дивно, що загальний об'єм водовитрачання в Україні з урахуванням втрат досягає 30 км³ на рік, або 60 % усього стоку її річок. Тому кожний з нас, і ви зокрема, маєте усвідомити, що воду необхідно берегти.

Застосування оксидів. Оксиди широко використовують у промисловості. Оксиди Феруму, Алюмінію, Урану тощо – джерела добування відповідних металів. Прозорі кристали корунду Al_2O_3 використовують у ювелірній промисловості як дорогоцінні камені: рубін – червоного (через домішки Хрому), сапфір – синього кольору (через домішки Феруму й Титану). Непрозорі кристали корунду застосовують для виготовлення шліфувальних брусків та інших абразивних матеріалів.

SiO_2 – річковий пісок використовують у будівництві та для виготовлення скла. Чадний газ CO – як паливо, а також відновник під час виплавляння сталі; ZnO – для виготовлення білої фарби (білила), Fe_2O_3 – коричневої, Cr_2O_3 – зеленої; CO_2 – для газування фруктових напоїв.



CO –
чадний газ



CO_2 –
вуглекислий
газ



SO_2 –
діоксид
сірки

Висновки

Оксиди – це складні речовини, що складаються з двох хімічних елементів, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення – 2.

За складом оксиди поділяють на оксиди *металічних і неметалічних елементів*.

Оксиди дуже поширені в природі, оскільки кисень є однією з найактивніших речовин.

Найважливішим природним оксидом є вода – джерело життя на Землі, сировина для промисловості, джерело енергії; чинник, що визначає погоду, клімат Землі. Основні джерела води – моря й океани, річки й озера. Для розв'язання господарських проблем використовується прісна природна вода після її очищення. Прісної води на землі мало. Воду потрібно берегти.



Завдання для самоконтролю

1. Знаючи валентність елементів, напишіть формули оксидів Гідрогену, Магнію, Натрію, Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Барію. Запишіть назву кожного оксиду.
2. З наведеного переліку формул сполук NaOH , CaO , H_3PO_4 , SO_2 , P_2O_5 , ZnO випишіть формули оксидів і зазначте їх назви.
3. Як ви думаєте, чому вода є найнеобхіднішою речовиною? Відповідь обґрунтуйте.
4. Обчисліть, у якому з оксидів – у нітроген(IV) оксиді чи у нітроген(V) оксиді – масова частка Нітрогену більша.
5. Яка кількість речовини алюміній оксиду містить Оксиген кількістю речовини 1,5 моль?

§ 24. Властивості оксидів

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** фізичні й хімічні властивості оксидів;
- **уміти** записувати рівняння відповідних реакцій.

Фізичні властивості. Оксиди мають різні фізичні властивості. За стандартних умов¹ більшість оксидів – тверді речовини (Na_2O , BaO , CuO , P_2O_5), деякі – рідкі (Cl_2O_7 , H_2O) і газуваті (CO_2 , CO , NO). Мають різний колір. Густина, температури плавлення і кипіння змінюються в широких межах.

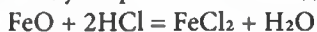
¹Стандартні умови – це фізичні умови, що визначаються тиском 100 кПа (1 атм) і температурою 298 К (25°C).

Основні оксиди. Основними називаються оксиди, гідрати яких є основами.

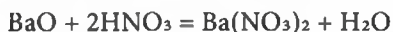
◆ Пригадайте, як складаються формули основ (вивчали у 7-му класі).

До основних оксидів належать лише оксиди металічних елементів – лужних (Li, Na, K, Rb, Cs), лужноземельних (Ca, Sr, Ba, Ra), Магнію, Лантану, а також усіх інших металічних елементів у нижчих ступенях окиснення.

1. За звичайних умов або при нагріванні основні оксиди взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль і воду:



ферум(II) хлорид



барій нітрат

2. Основні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами з утворенням солей:

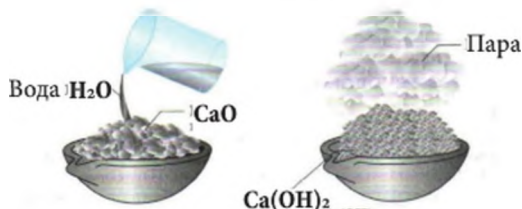


кальцій карбонат



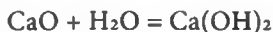
барій сульфат

3. З водою взаємодіють тільки оксиди лужних і лужноземельних елементів, утворюючи гідрати, які є розчинними у воді основами (луги).



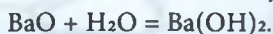
Мал. 8. Гашення вапна

Дослід 1. У порцелянову чашку вміщуємо грудочки свіжо прожареного кальцій оксиду CaO (негашене вапно) і доливаємо до нього води (мал. 8). Спостерігається таке сильне розігрівання, що частина води перетворюється на пару, а грудочки розсипаються, перетворюючись на сухий пухкий порошок – гашене вапно, або кальцій гідроксид Ca(OH)₂. Виділення теплоти засвідчує, що відбулася реакція:



◆ Пригадайте, як називаються реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.

Так само, як кальцій оксид, сполучаються з водою й оксиди інших активних металічних елементів, наприклад:

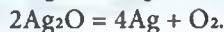
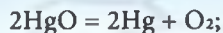


Основні оксиди багатьох інших металічних елементів з водою не взаємодіють. Їх гідрати одержують непрямим шляхом.



Хімія

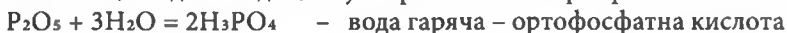
4. Більшість основних оксидів не розкладається при нагріванні, виняток становлять ртутний оксид HgO і оксиди благородних металічних елементів, наприклад Аргентуму:



Кислотні оксиди. Кислотними називають оксиди, гідрати яких є кислотами. Тому кислотні оксиди ще називаються ангідридами кислот. До них належать оксиди неметалічних, так і металічних елементів у вищих ступенях окиснення: SO_2 , SO_3 , CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою з утворенням кислот.

Дослід 2. У порцелянову чашку вміщуємо фосфор(V) оксид P_2O_5 і додаємо теплої води. Реакція також екзотермічна. Суміш розігрівається так, що вода закипає. Утворюється нова речовина – фосфатна H_3PO_4 , або ортофосфатна, кислота. Якщо вода холодна, то утворюється метафосфатна кислота:



Деякі кислотні оксиди (наприклад, SiO_2) не взаємодіють з водою. Але це не означає, що силікатної кислоти H_2SiO_3 не існує. Вона так само, як і інші нерозчинні у воді кислоти, що відповідають нерозчинним у воді оксидам неметалічних елементів, може бути добута непрямим шляхом.

2. Кислотні оксиди взаємодіють з лугами з утворенням солі і води:



Амфотерні оксиди. Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов виявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів.

До амфотерних належать оксиди окремих металічних елементів головних підгруп (Берилію, Алюмінію), а також багатьох металічних елементів побічних підгруп Періодичної системи хімічних елементів у проміжних ступенях окиснення: BeO , Al_2O_3 , ZnO , MnO_2 , Fe_2O_3 .

Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють. Їх гідроксиди одержують непрямим шляхом.

Хімічні властивості амфотерних оксидів розглянемо пізніше (див. §28).

Ідеальним амфотерним оксидом є вода H_2O , яка дисоціює з утворенням однакової кількості йонів Гідрогену H^+ (кислотні властивості) і гідроксид-йонів OH^- (основні властивості). Амфотерні властивості води яскраво виявляються при її взаємодії як з основними оксидами, так і з кислотними.

Висновки

Оксиди активних металічних елементів взаємодіють з водою, утворюючи розчинні гідроксиди металічних елементів, або основи (луги).

Оксиди металічних елементів, яким відповідають основи, називаються основними оксидами.

Оксиди неметалічних елементів (окрім несолетворних) і оксиди металічних елементів у вищих ступенях окиснення при взаємодії з водою утворюють розчинні кислоти.

Оксиди неметалів, яким відповідають кислоти, називаються кислотними оксидами.

Кислотним і основним оксидам, що не розчиняються у воді, відповідають нерозчинні кислоти й нерозчинні основи.

Амфотерні оксиди виявляють властивості чи то основних оксидів, то кислотних. Вони з водою не реагують.

Кислотні, основні, амфотерні оксиди – солетворні.



Завдання для самоконтролю

Які з наведених оксидів взаємодіють з водою: барій оксид, калій оксид, купрум(II) оксид, силіцій(IV) оксид, цинк оксид, сульфур(VI) оксид? Напишіть рівняння реакцій.

2. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



3. Обчисліть масові частки елементів у натрій оксиді.

Додаткові завдання

4. Яку масу свинцевої руди треба взяти для добування свинцю масою 10 т? Припускаємо, що домішок немає і руда являє собою чистий свинцевий блиск PbS.

§ 25. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

Опрацювавши зміст параграфа, ти будеш:

- **знати** алгоритм розв'язування розрахункової задачі;
- **вміти** обчислювати масу речовини за відомою масою іншої речовини або кількістю речовини; кількість речовини за відомою масою, об'єм газуватої речовини (н. у.) за відомою масою або кількістю речовини.

Хімія

Ви вже знаєте, що хімічне рівняння – умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул. Його складають на основі закону збереження маси речовин, згідно з яким маса речовин, що вступають у реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються внаслідок реакції. Добираючи коефіцієнти до формул речовин, ми зрівнюємо число атомів кожного елемента в лівій та правій частинах і дістаємо хімічне рівняння, що відповідає закону збереження маси.

За хімічним рівнянням можна робити різні розрахунки – обчислювати кількість речовин, масу, об'єм вихідних речовин або продуктів реакції. Для цього потрібно спочатку записати скорочену умову задачі, правильно використовуючи фізичні величини та їх позначення (табл. 9).

Таблиця 9

Співвідношення деяких фізико-хімічних величин та одиниць вимірювання

Одиниці виміру	Маса, m	Кількість речовини, ν	Молярна маса, M	Об'єм, V	Молярний об'єм, V_m
Найчастіше застосовуються під час вивчення хімії	г	моль	г/моль	л	л/моль
У 1000 разів більша	кг	кмоль	кг/кмоль	м ³	м ³ /кмоль
У 1000 разів менша	мг	ммоль	мг/ммоль	мл	мл/ммоль

Розглянемо конкретні приклади.

Приклад 1. Яку масу гашеного вапна можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

Передусім запишемо скорочену умову задачі та складаємо рівняння хімічної реакції.

Дано:
 $m(\text{CaO}) = 280 \text{ г}$

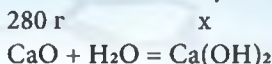
$m(\text{Ca(OH)}_2) - ?$

Р о з в' я з о к:

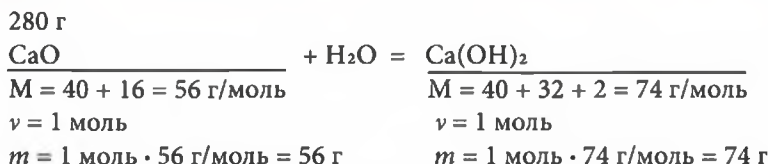
Рівняння хімічної реакції:



Варіант 1. Прочитайте ще раз умову задачі й у хімічному рівнянні підкресліть відоме (що дано) і невідоме (що треба дізнатися). Над підкресленими формулами проставляємо вихідні дані з умови задачі:



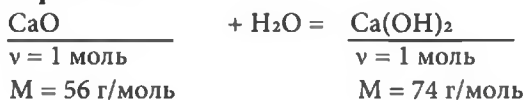
Під формулами речовин записуємо дані, які можна дістати з рівняння реакції:



З рівняння реакції виходить, що внаслідок взаємодії з водою 56 г CaO можна добути 74 г Ca(OH)₂, а з 280 г CaO можна добути гашеного вапна у стільки разів більше, у скільки 280 г більше за 56 г. Тобто ми бачимо, що між величинами існує пряма пропорційна залежність. Отже, ми можемо скласти пропорцію і розв'язати її.

$$\begin{aligned} 56 \text{ г} : 280 \text{ г} &= 74 \text{ г} : x; \\ x &= \frac{280 \text{ г} \cdot 74 \text{ г}}{56 \text{ г}} = 370 \text{ г}. \end{aligned}$$

Варіант 2



Обчислюємо, яку кількість речовини становить 280 г CaO:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{CaO}) = \frac{280 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

З рівняння реакції видно, якщо взаємодіє з водою кальцій оксид CaO кількістю речовини 1 моль, то й утворюється кальцій гідроксид Ca(OH)₂ кількістю речовини 1 моль. Отже, якщо в реакцію вступає кальцій оксид кількістю речовини 5 моль, той утворюється кальцій гідроксид кількістю речовини 5 моль, тобто:

$$m = \nu \cdot M; \quad m(\text{Ca(OH)}_2) = 5 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 370 \text{ г}.$$

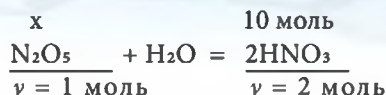
Відповідь: $m(\text{Ca(OH)}_2) = 370 \text{ г}.$

Хімія

Приклад 2. Яка кількість речовини нітроген(V) оксиду прореагувала з водою, якщо утворилася нітратна кислота HNO_3 кількістю речовини 10 моль?

Дано:
$\nu(\text{HNO}_3) = 10 \text{ моль}$
$\nu(\text{N}_2\text{O}_5) = ?$

Розв'язок



$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 10 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 5 \text{ моль}$$

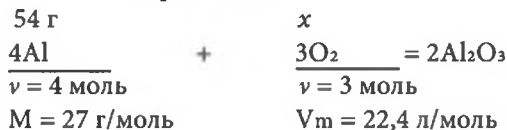
Відповідь: Якщо утворилася нітратна кислота HNO_3 кількістю речовини 10 моль, то з водою прореагував нітроген(V) оксид кількістю речовини 5 моль, отже $\nu(\text{N}_2\text{O}_5) = 5 \text{ моль}$.

Приклад 3. Який об'єм кисню (н. у.) необхідний для окиснення алюмінію масою 54 г?

Дано:
$m(\text{Al}) = 54 \text{ г}$
$V(\text{O}_2) = ?$

Розв'язок

Варіант 1:



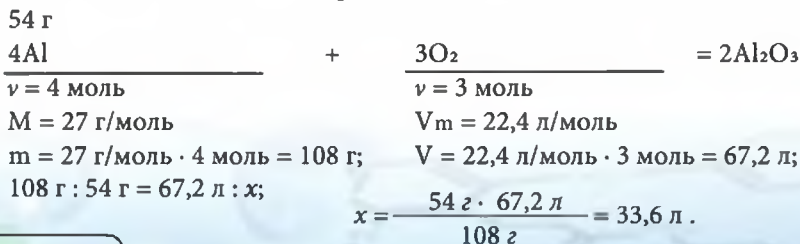
$$\nu = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л};$$

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{Al}) = \frac{54 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль};$$

$$4 \text{ моль} : 2 \text{ моль} = 67,2 \text{ л} : x; \quad x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 67,2 \text{ л}}{4 \text{ моль}} = 33,6 \text{ л}.$$

Відповідь: Для окиснення алюмінію масою 54 г необхідно витратити кисень об'ємом 33,6 л (н.у.). Отже, $V(\text{O}_2) = 33,6 \text{ л}$.

Варіант 2:



Відповідь: $V(\text{O}_2) = 33,6 \text{ л}$.



Виконуючи дії з іменованими числами і використовуючи при цьому будь-які зручні одиниці виміру, стежте за тим, у яких одиницях має надаватися відповідь.

Зверніть увагу, майже кожна хімічна задача може бути розв'язана кількома способами. Намагайтесь знаходити різні варіанти розв'язування конкретної задачі, але обирайте той з них, який є найраціональнішим.

Для розв'язування розрахункової задачі можна використовувати такий алгоритм:

1. Записуємо скорочені умови задачі.
2. Складаємо рівняння хімічної реакції.
3. Підкреслюємо в рівнянні формули речовин, про які йдеться в умові задачі (відомої і невідомої).
4. Над формулами речовин з умови задачі надписуємо відому величину і невідому з відповідними одиницями вимірювання (йдеться лише про чисті речовини, без домішок).
5. Під формулами речовин з відомою і невідомою величинами записуємо відповідні значення цих величин, визначені за рівнянням реакції.
6. Складаємо й розв'язуємо пропорцію на підставі двох даних, узятих з рівняння реакції, і двох даних – з умови задачі.
7. Записуємо повне формулювання відповіді.

Висновки

Рівняння хімічної реакції відображає матеріальний баланс процесу, тому дає змогу здійснювати розрахунки маси, об'єму або кількості речовини продуктів реакції чи вихідних речовин.

Щоб розв'язати хімічну задачу треба правильно написати формули речовин, вміти правильно скласти рівняння хімічної реакції і пам'ятати, що розв'язування задачі будується на використанні прямо пропорційної залежності між кількісними характеристиками величин.

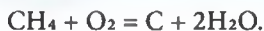
Для розв'язування задачі треба знати формули, що виражають зв'язок між фізичними величинами (див. форзац).

Можна використовувати будь-які величини, але для кожної з речовин (взятої чи з умови задачі, чи з рівняння реакції) потрібно застосовувати одну й ту саму величину.



Завдання для самоконтролю

1. У виробництві гуми як наповнювач використовують сажу (являє собою майже чистий вуглець). Її добувають неповним спалюванням природного газу метану CH_4 за рівнянням:



Обчисліть масу метану, необхідного для добування сажі масою 1000 т.

2. У наслідок взаємодії магнію кількістю речовини 0,1 моль з киснем утворюється магній оксид масою:

A 1 г; Б 2 г; В 3 г; Г 4 г.

3. Якщо в кисні спалити 4 г кальцію, то при цьому утвориться кальцій оксид масою:

A 112 г; Б 11,2 г; В 5,6 г; Г 5,8 г.

4. Якщо утворився купрум(II) оксид масою 4 г, то з міддю прореагував кисень кількістю речовини і масою:

A 0,025 моль, 8 г; В 1 моль, 160 г;
Б 0,05 моль, 1,6 г; Г 2 моль, 320 г.

5. Об'єм вуглекислого газу, що утворюється внаслідок повного згоряння вуглецю кількістю речовини 0,3 моль, становить:

A 3,36 л; Б 6,72 л; В 13,44 л; Г 22,2 л.

Додаткові завдання

6. Обчисліть маси ртуті й кисню, необхідні для добування меркурій(II) оксиду кількістю речовини 0,1 моль.

7. В якому випадку витратиться більший об'єм кисню (н. у.) – у разі окиснення літію кількістю речовини 1 моль чи спалювання такої ж кількості речовини кальцію? Відповідь обґрунтуйте розрахунком.

8*. У зерносховищах для звільнення приміщення від шкідників зерна часто спалюють сірку з розрахунку, аби кожний кубічний метр повітря містив не менш, як 50 г сульфур(IV) оксиду. Обчисліть масу сірки, яку необхідно спалити в приміщенні об'ємом 5000 м³.

9*. Барій спалили в кисні (н. у.) об'ємом 5,6 л. Яку масу барій гідроксиду можна добути з утвореного оксиду?

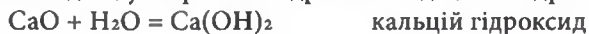
10*. Фосфор масою 248 г спалили в кисні. Утворений оксид прокип'ятили з водою. Яка кількість речовини (і якої) з фосфатних кислот утворилася при цьому?

§ 26. Основи (гідроксиди металічних елементів)

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** класифікацію основ, їхні фізичні й хімічні властивості; правила поводження з лугами;
- **уміти** розпізнавати розчини лугів, записувати формули основ і виводити їхні назви; складати рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості основ

Склад і назви основ. Вивчаючи хімічні властивості оксидів, ви дізналися, що оксиди активних металічних елементів (Натрію, Калію, Кальцію, Барію) взаємодіють з водою, утворюючи гідрати оксидів, або гідроксиди:



Гідроксиди металічних елементів із загальною формулою Me(OH)_n , де Me – металічний елемент, а n ступінь окиснення цього елемента (як правило, $n \leq 2$), належать до класу основ. Отже,

Основами називаються сполуки, що складаються з йона металічного елемента і гідроксогруп OH^-

Число гідроксильних груп в основі визначається ступенем окиснення металічного елемента. Наприклад, NaOH – натрій гідроксид; Mg(OH)_2 – магній гідроксид. Для металічних елементів, що мають змінний ступінь окиснення, у дужках після назви елемента римською цифрою зазначається його ступінь окиснення, наприклад Fe(OH)_2 – ферум(II) гідроксид, CuOH – купрум(I) гідроксид.

Усі гідроксиди мають немолекулярну будову. Їх формули показують не склад молекул, оскільки в кристалах гідроксидів молекул немає, а співвідношення йонів металічного елемента і гідроксильних груп.

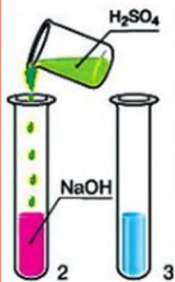
Класифікація основ. За розчинністю у воді основи поділяють на:

а) розчинні, або луги – NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 тощо; б) нерозчинні – Cu(OH)_2 – купрум(II) гідроксид, CuOH – купрум(I) гідроксид, Fe(OH)_2 – ферум(II) гідроксид тощо.

Фізичні властивості основ. За стандартних умов усі розчинні основи (луги) – тверді речовини білого кольору, мильні на дотик, добре розчинні у воді, дуже їдкі. Вони роз'їдають шкіру, тканини, папір та інші матеріали. За цю властивість їх називають їдкими лугами. Так, натрій гідроксид NaOH – їдкий натр, а калій гідроксид KOH – їдке калі.



Реакції між основами і кислотами

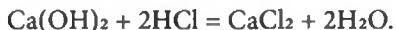


У зв'язку з тим, що кристалічні їдкі луги, які потрапили на шкіру, спричиняють опіки, їх не можна брати руками, а тільки пінцетом або шпателем. Якщо ж розчин лугу все-таки потрапив на шкіру, необхідно відразу змити його великою кількістю води, аж доки зникне відчуття мильності, а потім нейтралізувати розчином борної кислоти H_3BO_3 .

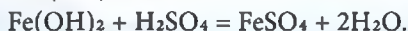
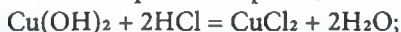
Нерозчинні основи також тверді речовини, але вони по-різному забарвлені. Так, купрум(II) гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$ має блакитний із зеленкуватим відтінком колір, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – блідо-зеленкуватий, майже білий.

Хімічні властивості основ. Хімічні властивості лугів різноманітніші, ніж нерозчинних гідроксидів. Для ознайомлення з ними виконаємо такі лабораторні досліди.

Дослід 1. У дві пробірки налейте розчини: в першу – натрій гідроксиду, в другу – кальцій гідроксиду. У ще одну пробірку насипте трохи ферум(II) гідроксиду і до кожної з пробірок додайте 1–2 мл води, після цього – 1–2 краплі фенолфталейну (або лакмусу). Що це засвідчує? Далі до вмісту перших двох пробірок краплями додавайте розбавлену хлоридну кислоту HCl до повної нейтралізації лугу – натрій гідроксиду та кальцій гідроксиду. Що спостерігається? Які речовини утворилися? Запишіть рівняння відповідних реакцій:



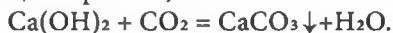
Дослід 2. На дно двох пробірок покладіть за допомоги мікрошпателя або лопатки: в першу – купрум(II) гідроксид, у другу – ферум(II) гідроксид. В одну пробірку додайте 0,5 мл розбавленої хлоридної кислоти HCl , а в другу – стільки ж розчину сульфатної кислоти. Перемішайте вміст пробірок легким струшуванням. Що спостерігається? Якого кольору набули розчини? Які нові речовини утворилися? Напишіть рівняння реакцій:



Реакції між основами і кислотами, внаслідок яких утворюються сіль і вода, називаються реакціями нейтралізації.

Реакції нейтралізації належать до реакцій обміну. Реакції між двома складними речовинами, які обмінюються між собою своїми частинами, називаються реакціями обміну.

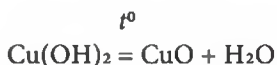
Дослід 3. У пробірку налейте 1 мл вапняної води – розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Через одноразову трубочку обережно видихайте повітря у вапняну воду. Розчин каламутніє, оскільки утворюється нерозчинна сіль карбонат кальцію CaCO_3 (кальцій карбонат):



Що засвідчує цей дослід? Дослід показує, що розчинні основи (луги) взаємодіють з оксидами неметалів, тобто з кислотними оксидами, утворюючи сіль і воду.

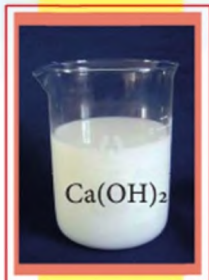
Зверніть увагу, утворюється сіль тієї кислоти, яка відповідає цьому кислотному оксиду. У прикладі кислотному оксиду CO_2 відповідає карбонатна кислота H_2CO_3 , тому у формулі солі поряд з хімічним символом металу кальцію Ca стоїть не оксид CO_2 , а кислотний залишок CO_3 тієї кислоти, яка відповідає цьому оксиду.

Дослід 4. На дно сухої пробірки вмістить трохи купрум(II) гідроксиду, пробірку закріпіть похило у тримачі лабораторного штатива. Спочатку прогрійте всю пробірку, а потім нагрівайте те місце, де міститься купрум(II) гідроксид. Які зміни відбуваються з речовиною? Що спостерігається на стінках пробірки? Якого кольору утворюється нова тверда речовина? Напишіть рівняння реакції:

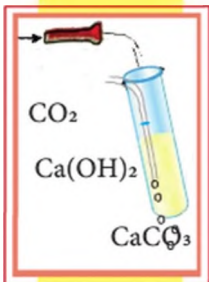


Отже, нерозчинні основи під час нагрівання розкладаються на оксид металічного елемента (основний оксид) і воду.

Узагальнимо набуті знання, порівнюючи властивості розчинних і нерозчинних основ (табл. 10).



вапняна вода



утворювання карбоната кальцію



під час нагрівання розклад на оксид металічного елемента і воду.

Хімічні властивості основ

Основи	
розчинні (луги)	нерозчинні
1. Діють на індикатори	Не діють на індикатори
2. Усі основи взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль і воду, – реакція нейтралізації: $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Взаємодіють з кислотними оксидами (оксидами неметалічних елементів): $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Реакції з кислотними оксидами не характерні <div style="text-align: center;">–</div>
Їдкі луги NaOH, KOH під час нагрівання не розкладаються	Під час нагрівання розкладаються: $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Застосування основ. Натрій гідроксид NaOH використовують у виробництві мила, паперу, штучного волокна, для очищення нафтопродуктів. Калій гідроксид KOH – у виробництві рідкого мила та як електроліт для лужних акумуляторів. Кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (гашене вапно) – як будівельний матеріал.

Про нерозчинні оксиди дізнаємося пізніше, вони не мають широкого застосування.

Висновки

Основи мають немолекулярну будову. Завдяки наявності гідроксильної групи в їхньому складі, водні розчини основ (луги) мають спільні властивості – змінюють колір індикаторів: лакмус у лужному середовищі синіє, фенолфталеїн набуває малинового забарвлення, а метилоранж – жовтого. Нерозчинні основи на індикатори не діють.

Спільною властивістю для всіх основ (і розчинних, і нерозчинних) є здатність взаємодіяти з кислотами, тобто вступати в реакцію нейтралізації, утворюючи сіль і воду.

Розчинні основи (луги) взаємодіють з кислотними оксидами (оксидами неметалічних елементів), утворюючи сіль тієї кислоти, що відповідає взятому оксиду, і воду.

Нерозчинні основи, на відміну від лугів, розкладаються під час нагрівання на основний оксид і воду.



Завдання для самоконтролю

1. Які речовини належать до класу основ і як їх класифікують? Наведіть приклади.
2. Поясніть, чому гідроксильна група має сумарний ступінь окиснення -1.
3. Розкажіть, що вам відомо про натрій гідроксид. Розповідь супроводжуйте рівняннями реакцій.
4. Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості КОН і $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
5. Як здійснити перетворення:
$$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$
Напишіть відповідні рівняння реакцій.
6. Обчисліть масову частку Кальцію у кальцій гідроксиді.
7. Який об'єм (н. у.) сульфур(IV) оксиду можна поглинути розчином, що містить барій гідроксид кількістю речовини 3 моль.

Додаткові завдання

8. У результаті прожарювання алюміній гідроксиду масою 312 г можна добути алюміній оксид масою:
А 21 г; Б 51 г; В 102 г; Г 204 г.
- 9*. Який об'єм (н. у.) водню виділиться, якщо розчинити у воді лужноземельний метал кількістю речовини 0,5 моль?
- 10*. У наслідок спалювання двовалентного металу масою 6 г утворився його оксид масою 8,4 г. Який це метал? Яку масу гідроксиду можна добути, якщо утворений оксид розчинити у воді?
- 11*. Унаслідок взаємодії з водою одновалентного металу масою 19,5 г виділився водень об'ємом 5,6 л (н. у.). Назвіть метал і обчисліть кількість речовини води, необхідної для взаємодії з металом зазначеної маси.

§ 27. Кислоти

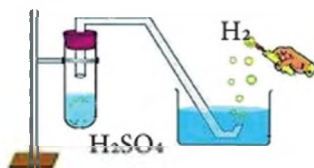
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про поширення кислот у природі; кислотний залишок, основність кислот;
- знати формули і назви кислот; їх класифікацію; правила поводження з кислотами;
- уміти обчислювати валентність кислотного залишку

Склад кислот. Вам вже відомі формули деяких кислот, наприклад HCl – хлоридна кислота; H_2SO_4 – сульфатна кислота, HNO_3 – нітратна кислота, H_3PO_4 – ортофосфатна кислота.

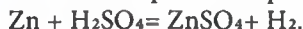
Зверніть увагу, у формулах кислот на першому місці стоїть *символ Гідрогену*, а далі – атом або група атомів, що називається *кислотним залишком*. Під час хімічних реакцій кислотний залишок переходить без змін з однієї сполуки в іншу.

Дослід 1. У демонстраційну пробірку наливаємо розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 і вміщуємо туди дві гранули цинку. Закриваємо пробірку пробкою, в яку вставлена скляна трубочка з відтягнутим кінцем. Відбувається реакція, внаслідок якої виділяється газ. Це – водень H_2 . Він горючий. Перевіримо водень на чистоту, перш ніж запалювати його. Адже суміш водню з киснем або повітрям здатна вибухати, а чистий водень горить спокійно (мал. 9).



Мал. 9. Реакція взаємодії кислоти з металом.

Що ж відбулося в пробірці? Запишемо рівняння реакції:



Як бачимо, група атомів SO_4 , не змінюючись, перейшла з однієї сполуки в іншу. Отже, SO_4 – кислотний залишок сульфатної кислоти.

Як правило, кислотні залишки утворюють неметалічні елементи. За формулами кислот можна визначити валентність кислотних залишків.

Валентність кислотних залишків дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на йон металічного елемента.

Число атомів Гідрогену молекули кислоти, здатних заміщуватися йонами металічного елемента з утворенням солі, визначає основність кислоти. Так, HCl , HBr , HNO_3 , CH_3COOH – одноосновні кислоти, H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3 – двохосновні кислоти, H_3PO_4 , H_3AsO_4 – триосновні.

Класифікація кислот. Кислоти поділяють:

- а) за основністю на одно-, дво-, три- і багатоосновні;
- б) за складом на оксигеновмісні й безоксигенові.

Фізичні властивості. За стандартних умов багато кислот – рідини (H_2SO_4 , HNO_3), але є й тверді кислоти – ортофосфатна H_3PO_4 , метафосфатна HPO_3 , силікатна H_2SiO_3 (драглиста маса). Всі кислоти важчі за воду. Деякі кислоти леткі (HCl , HNO_3), вони мають задушливий запах. Майже всі кислоти безбарвні.

Кислоти – їдкі речовини. Особливо небезпечні сульфатна H_2SO_4 , нітратна HNO_3 і хлоридна HCl кислоти. Вони роз'їдають папір, деревину, тканини. Бризки кислот, що потрапили на шкіру, можуть спричинити хімічний опік. Тому поводитися з кислотами треба обережно. Особливо слід берегти очі. У хімічних лабораторіях під час роботи з кислотами очі захищають окулярами. Якщо бризки кислоти потрапили на шкіру або в очі, їх треба негайно змити великою кількістю води і звернутися до медпункту.

Поширення у природі. Вам відомо, що багато харчових продуктів кислі на смак. Такого смаку їм надають органічні кислоти (вивчатимуться пізніше). Кислий смак лимона зумовлений наявністю лимонної кислоти, яблука – яблучної кислоти, кислого молока – молочної кислоти. Щавель має кислий смак, бо в його листі міститься щавлева кислота. Оцет є розчином оцтової кислоти.

Неорганічні кислоти, які ви зараз вивчаєте, також трапляються у природі у вільному стані. Наприклад, сульфідна (сірководнева) кислота H_2S є у вулканічних газах і у водах мінеральних джерел (в Україні – Немирів). Хлоридна кислота HCl входить до складу шлункового соку. Карбонатна кислота H_2CO_3 – до складу природних



мінеральних вод (Боржомі, Єсентуки, Нарзан на Кавказі, в Україні – Миргородська, Лужанська, Свалява, Трускавецька). Нітратна HNO_3 і сульфатна H_2SO_4 кислоти трапляються в дощовій воді («кислотні дощі»).

Застосування кислот. Найбільше значення має сульфатна кислота H_2SO_4 . Її використовують для добування інших кислот, солей, мінеральних добрив, вибухових речовин тощо. Хлоридну HCl і нітратну HNO_3 кислоти застосовують для добування солей, ліків, мінеральних добрив, багатьох органічних сполук.

У життєдіяльності організмів кислоти відіграють важливу роль. Тому споживання їх у невеликих кількостях необхідне. В організм людини кислоти потрапляють з овочами, фруктами та іншими продуктами.

Висновки

Кислоти – складні речовини, що містять у своєму складі Гідроген, здатний заміщуватися на йон металічного елемента, і кислотний залишок.

За складом кислоти бувають *оксигеновмісні* та *безоксигенові*, а за основністю – *одно-, дво-, три- і багатоосновні*.

Основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену, що заміщуються йоном металічного елемента.

Від основності кислоти залежить валентність кислотного залишку – атома або групи атомів, що під час хімічної реакції переходить без змін з молекули кислоти до інших сполук.

§ 28. Хімічні властивості кислот

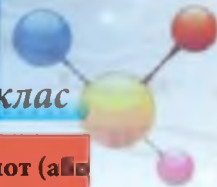
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** суть поняття «індикатор», хімічні властивості кислот, суть реакцій заміщення та обміну;
- **уміти** розпізнавати розчини кислот; користуватися рядом активності металів, складати рівняння реакцій, що відображають хімічні властивості кислот.

Ви вже знаєте, що хімічні властивості речовин виявляються тільки в процесі перетворення одних речовин на інші. Тому почнемо з дослідів, які продемонструють найхарактерніші властивості кислот.

1. Кислоти діють на індикатори (речовини – визначники).

Дослід 1. У три пробірки з розчином сульфатної кислоти H_2SO_4 додамо по кілька крапель індикаторів: у першу – *лакмусу*, розчин стає червоним; у другу – *метилового оранжевого*, розчин стає рожево-червоним; у третю – *фенолфталеїну*, розчин залишається безбарвним.

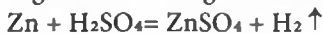
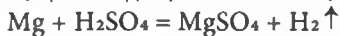


Речовини, які змінюють своє забарвлення внаслідок дії кислот (або лугів), називаються індикаторами.

Лакмус, метиловий оранжевий (метилоранж), фенолфталеїн – індикатори на кислоти і луги.

2. Кислоти взаємодіють з металами.

Дослід 2. У три пробірки наливаємо розбавленої сульфатної кислоти H_2SO_4 . У першу вміщуємо шматочок магнію, у другу – цинку, у третю – міді. Що спостерігається? Можна помітити, що магній енергійно реагує з кислотою, витісняючи водень, цинк – дещо повільніше, а мідь – не реагує:



Беремо краплю розчину з першої і другої пробірок, наносимо на скляну пластинку і нагріваємо в полум'ї спиртівки. Вода випаровується, а на пластинці залишаються білі плями, утворені дрібними кристаликами солей – магній сульфату MgSO_4 і цинк сульфату ZnSO_4 . Відбулися реакції, у процесі яких йони Магнію і Цинку замінили атоми Гідрогену в сульфатній кислоті, внаслідок чого утворилися солі MgSO_4 і ZnSO_4 і виділився водень H_2 . Такі реакції належать до *реакцій заміщення*.

Реакції заміщення – хімічні реакції, що відбуваються між простими і складними речовинами, у процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, утворюючи нову просту і нову складну речовини.

Виявляється, всі метали за активністю заміщення Гідрогену в кислоти (витіснення водню з кислоти) можна розмістити в ряд:

$\text{Li}, \text{K}, \text{Ba}, \text{Ca}, \text{Na}, \text{Mg}, \text{Al}, \text{Mn}, \text{Zn}, \text{Fe}, \text{Ni}, \text{Sn}, \text{Pb}, (\text{H}_2), \text{Cu}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Pt}, \text{Au}$.

Утворився так званий ряд активності металів (витискувальний ряд). Уперше його склав на підставі експериментальних даних видатний російський і український учений М. М. Бекетов. Метали в цьому ряду розміщені в порядку зменшення їх активності. Метали, що стоять ліворуч від водню, здатні витіснити його з кислоти (крім нітратної HNO_3), а ті, які стоять праворуч від водню, – ні.

3. Кислоти взаємодіють з основними оксидами.

Дослід 3. У пробірку з чорним порошком купрум(II) оксиду CuO додаємо трохи розбавленої хлоридної кислоти і підігріваємо пробірку. З'являється

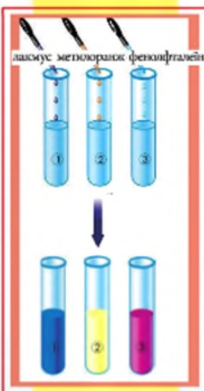
Хімія



**Микола
Миколайович
Бекетов**

(1827–1911)

Український і російський фізико-хімік, один з основоположників фізичної хімії, заклад основні алюмінотермії, відкрив витіснення металів з розчинів їх солей воднем під тиском, організував першу в Україні терміхімічну лабораторію.



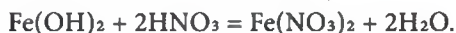
ся зеленкувато-блакитне забарвлення. Такий колір має розчин купрум(II) хлориду CuCl_2 :



Відбулася реакція, в процесі якої атоми Купруму з купрум(II) оксиду та атоми Гідрогену з хлоридної кислоти HCl обмінялися місцями. Такі реакції називаються *реакціями обміну*.

Реакції обміну – це реакції між двома складеними речовинами, у процесі яких вони обмінюються своїми складовими, утворюючи дві нові складені речовини

4. Кислоти взаємодіють з основами, утворюючи сіль і воду:



- ♦ Пригадайте, як називаються такі реакції (див. § 25).

Висновки

Кислоти мають молекулярну будову. Завдяки наявності Гідрогену в їх молекулах, водні розчини кислот виявляють спільні властивості, а саме:

- змінюють колір індикатора: лакмус і метилоранж у кислому середовищі набувають червоного забарвлення, а фенолфталеїн залишається безбарвним;
- взаємодіють з металами, що стоять у ряду активності металів ліворуч від водню, утворюючи сіль і витіснюючи водень, тобто вступають у реакції заміщення;
- взаємодіють з основними оксидами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають у реакції обміну;
- взаємодіють з основами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають в реакції нейтралізації.

**Завдання для самоконтролю**

1. Як виявити, що молоко вже почало скисати, хоча це ще не відчувається на смак?
2. Як хімічним шляхом відрізнити срібло від цинку?
3. В якому разі виділятиметься водень під час змішування: а) цинку і сульфатної кислоти; б) алюмінію і хлоридної кислоти; в) ртуті й хлоридної кислоти; г) магнію і сульфатної кислоти; д) барію та ортофосфатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій.
4. Які з оксидів із формулами CaO , Na_2O , SO_2 , PbO , CO_2 реагуватимуть з хлоридною кислотою? Напишіть рівняння реакцій.
5. Яка кількість речовини ферум(III) сульфату утвориться внаслідок взаємодії ферум(III) оксиду з сульфатною кислотою масою 490 г?
6. Поміркуйте, чи розширилися ваші знання про хімічні властивості оксидів у результаті вивчення кислот? Відповідь обґрунтуйте.

Додаткові завдання

- 7.* Склади формули кислот, які містять такі кислотні залишки: ClO_4 із валентністю 1; SeO_4 із валентністю 2; AsO_4 із валентністю 3. Назви ці кислоти.
8. Склади рівняння реакцій у тих випадках, де вони можливі:
 $\text{ZnO} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{K}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9. Унаслідок взаємодії магнію з хлоридною кислотою кількістю речовини 0,5 моль можна добути водень об'ємом (н. у.):
А 4,2 л; Б 8,4 л; В 5,6 л; Г 22,4 л.
10. Яка кількість речовини сульфатної кислоти необхідна для взаємодії з тим алюміній оксидом, який утворився внаслідок взаємодії з киснем алюмінію масою 216 г?



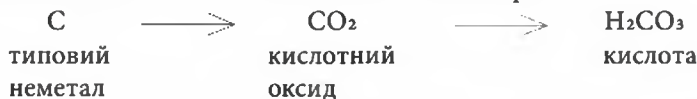
Хімія

§ 29. Амфотерні гідроксиди й оксиди

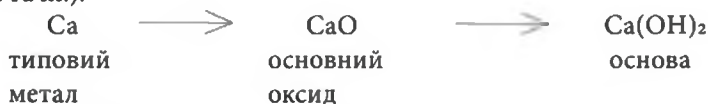
Опрацювавши зміст параграфу, ви будете:

- розуміти зміст поняття «амфотерність»;
- знати типові амфотерні гідроксиди й оксиди;
- уміти складати рівняння реакцій, що доводять амфотерність $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і ZnO .

Ви вже знаєте, що металічні й неметалічні елементи утворюють оксиди, яким відповідають певні основи або кислоти, наприклад:



Неметалічні елементи, оксиди й гідрати оксидів яких виявляють тільки кислотні властивості, називають *типовими неметалічними елементами* (S, N, P, Cl та ін.).



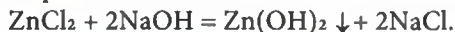
Металічні елементи, оксиди і гідроксиди яких виявляють тільки основні властивості, називають типовими металічними елементами (Na, K, Ca, Ba, Mg тощо).

Є й такі елементи, оксиди й гідроксиди яких здатні виявляти подвійні властивості – як кислотні, так і основні (див. § 23).

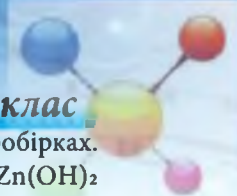
Здатність речовин виявляти основні або кислотні властивості залежно від природи сполуки, з якою вони взаємодіють, називається амфотерністю.

Аби переконатися в цьому виконайте лабораторні досліді.

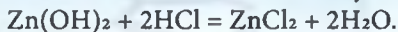
Дослід 1. У пробірку з розчином цинк хлориду ZnCl_2 додавайте краплями розчин лугу NaOH . Після додавання кожної краплі злегка струшуйте пробірку. Незабаром вона заповниться білим осадом цинк гідроксиду $\text{Zn}(\text{OH})_2$ у вигляді драглистої маси:



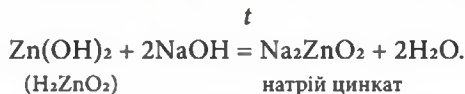
Дослід 2. Вміст пробірки разом з утвореним осадом розділіть на дві порції, переливши частину в іншу пробірку. До однієї порції додайте трохи розбавленої хлоридної кислоти, а до другої – розчину лугу. Що спостерігаєте? Чому осад зник, розчинився? Що це засвідчує? Напишіть рівняння відповідних реакцій.



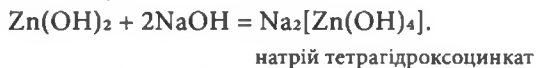
Як було помітно, осад цинк гідроксиду розчинився в обох пробірках. Отже, цинк гідроксид прореагував і з кислотою, і з лугом. Якщо $\text{Zn}(\text{OH})_2$ реагує з кислотою, то він поводить себе як основа, утворюючи сіль і воду:



Якщо ж цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ реагує з лугом, то він поводить себе як кислота H_2ZnO_2 . Так, під час сплавлення з типовим лугом цинк гідроксид виявляє кислотні властивості, утворюючи також сіль і воду:

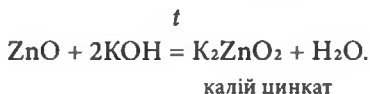
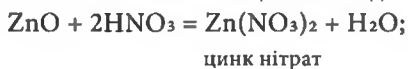


У розчинах процес пов'язаний не тільки із заміщенням атомів Гідрогену в $\text{Zn}(\text{OH})_2$ на йони металічного елемента, а й переважно з приєднанням гідроксид-іонів до молекул гідроксиду. Тому утворюються гідроксоцинкати (гідроксосоли слабких кислот):



Отже, цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ легко взаємодіє і з кислотами, і з лугами, тобто він – амфотерна сполука.

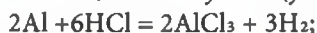
Такі ж подвійні властивості виявляє й цинк оксид:



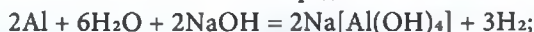
У реакції з кислотою цинк оксид виявляє властивості основного оксиду, а в реакції з лугом – кислотного оксиду. Отже, ZnO – амфотерний оксид.

Багато хімічних елементів утворюють амфотерні оксиди (див. § 23).

Для Алюмінію, на відміну від інших елементів, характерно, що не тільки його оксид Al_2O_3 і гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерні сполуки, а й сам Алюміній може виявляти подвійні властивості. Він реагує з виділенням водню як з кислотами, так і з лугами (у водному розчині та в розплаві):



Алюміній хлорид



Натрій тетрагідроксоалюмінат



Натрій ортоалюмінат

Хімія

Висновки

Під амфотерністю розуміють здатність хімічної сполуки виявляти кислотні або основні властивості залежно від природи іншої сполуки, яка бере участь у кислотно-основній взаємодії.

Амфотерна речовина, реагуючи з сильною кислотою, виявляє основні властивості, а реагуючи з сильною основою (лугом) – кислотні.

Типовими амфотерними гідроксидами є $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ тощо.



Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає суть амфотерності?
2. Як здійснити перетворення:



Напишіть відповідні рівняння реакцій і зазначте назви продуктів реакції.

3. Для добування цинк гідроксиду можна використати реакцію, що відбувається за схемою:



Додаткові завдання

4*. На сплавляння берилій гідроксиду з лугом витрачено калій гідроксид масою 25 г. Кількість речовини калій берилату, що утворився при цьому, становить:

А 1 моль; Б 5 моль; В 0,25 моль; Г 0,125 моль.

§ 30. Солі

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про поширення солей у природі; їхні фізичні властивості;
- знати склад і назви солей;
- уміти складати формули солей і виводити їх назви.

Склад солей. Ви вже знаєте, що в результаті багатьох реакцій, які відбуваються з оксидами, кислотами, основами, утворюються солі.

Солі – складні речовини, до складу яких входять йони металічного елемента й кислотні залишки.

Складаючи формулу солі, на першому місці треба написати хімічний символ металічного елемента, поруч – кислотний залишок, тоді зазначаємо валентність і розставляємо індекси. При цьому слід пам'ятати, що *сума одиниць валентності металічного елемента має дорівнювати сумі одиниць валентності кислотних залишків*. Наприклад, треба скласти формулу алюмінієвої солі сульфатної кислоти. Як варто діяти? Спершу напишемо хімічний символ Алюмінію Al, поруч – кислотний залишок сульфатної кислоти H_2SO_4 , тобто SO_4 . Над знаком Алюмінію запишемо валентність 3, а над кислотним залишком – 2 (за основністю кислоти). За допомоги індексів зрівнюємо сумарні валентності. Найменше спільне кратне для чисел 3 і 2 дорівнює 6. Шукаємо індекс для Алюмінію, ділячи 6 на його валентність, дістаємо 2. Так само ділимо 6 на валентність кислотного залишку, дістаємо 3.

Звідси формула:



При цьому пам'ятайте, хоча ми виражаємо склад солей хімічними формулами, але в кристалах солі молекул немає. Формули солей передають не склад молекул, а співвідношення йонів металічного елемента й кислотних залишків. Для алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ таке співвідношення дорівнює 2 : 3. Отже, солі – речовини немoleкулярної будови.

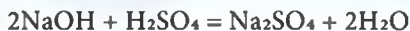
За формулами солей можна обчислювати значення відносної молекулярної (формульної) і молярної мас, пам'ятаючи, що реальних молекул у кристалах солей немає; вони побудовані з інших частинок – йонів.

Назви солей. За Міжнародною хімічною номенклатурою назва солі складається з назви металічного елемента й латинської назви кислотного залишку. Звичайно латинська назва кислотного залишку походить від латинської назви кислоти, яка, у свою чергу, походить від латинської назви елемента, що утворює кислоту. При цьому назва солі безоксигенової кислоти має суфікс «-ид(ід)», а оксигеновмісної «-ат» у разі максимальної валентності кислотоутворювального елемента або «-ит» за його нижчої валентності. Для металічних елементів, що мають змінну валентність, у дужках після назви цього елемента римською цифрою зазначають його валентність у певній солі (табл. 11).

Розглядаючи формули солей за табл. 11, ви можете зробити висновок, що солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на йони металічного елемента. Якщо кислота двох- чи багатоосновна, то атоми Гідрогену в

Хімія

ній можуть заміщуватися на йони металічного елемента не всі одночасно, а послідовно. Тоді ймовірною є ситуація, коли один атом Гідрогену замістився на йон металічного елемента, а другий – залишився. У такому разі утворюється так звана кисла сіль, яка на відміну від солі середньої атомів Гідрогену не містить.



2 моль 1 моль



1 моль 1 моль натрій гідрогенсульфат

Таблиця 11.

Склад і назви солей

Формула кислоти, що утворює сіль	Кислотний залишок, його назва	Валентність кислотного залишку	Приклади солей
HCl	Cl-хлорид	I	NaCl – натрій хлорид, FeCl ₃ – ферум(III) хлорид
H ₂ S	S-сульфід	II	K ₂ S – калій сульфід Na ₂ S – натрій сульфід
HNO ₃	NO ₃ -нітрат	I	NaNO ₃ – натрій нітрат Cu(NO ₃) ₂ – купрум(II) нітрат
H ₂ CO ₃	CO ₃ -карбонат	II	CaCO ₃ – кальцій карбонат MgCO ₃ – магній карбонат
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ -силікат	II	Na ₂ SiO ₃ – натрій силікат CaSiO ₃ – кальцій силікат
H ₂ SO ₃	SO ₃ -сульфіт	II	K ₂ SO ₃ – калій сульфит Na ₂ SO ₃ – натрій сульфит
H ₂ SO ₄	SO ₄ -сульфат	II	Na ₂ SO ₄ – натрій сульфат Fe ₂ (SO ₄) ₃ – ферум(III) сульфат CuSO ₄ – купрум(II) суль- фат
H ₃ PO ₄	PO ₄ -ортофос- фат	III	K ₃ PO ₄ – калій ортофос- фат Ba ₃ (PO ₄) ₂ – барій орто- фосфат



Як же дізнатися, яка сіль утвориться? Все залежить від кількості речовин, що реагують. Якщо є надлишок кислоти, то утвориться кисла сіль, а якщо надлишок лугу – середня сіль.

Фізичні властивості солей. За стандартних умов усі солі – тверді кристалічні речовини різного кольору. Мають різну розчинність у воді (див. таблицю розчинності на форзаці). Так, усі солі нітратної кислоти HNO_3 – нітрати – добре розчинні. Усі солі Натрію Na і Калію K також добре розчинні у воді. А солі ортофосфатної H_3PO_4 , карбонатної H_2CO_3 , силікатної H_2SiO_3 кислот, навпаки, майже всі нерозчинні, за винятком солей Натрію і Калію. Є солі малорозчинні, зокрема кальцій сульфат CaSO_4 , і практично нерозчинні, наприклад арґентум хлорид AgCl і барій сульфат BaSO_4 .

Поширення у природі. Солі доволі поширені в природі й відіграють важливу роль у процесах обміну речовин у живих організмах. Солі містяться в клітинному соку, крові, сльозах, поті, входять до складу різних тканин: кісткової, нервової, м'язової. Масова частка солей в організмі людини становить 5,5 %. Живі організми потребують постійного надходження солей. Тваринні організми одержують їх із питною водою та харчовими продуктами, а в рослини солі надходять із ґрунту разом з водою.

Солі мають велике значення і в суспільному господарстві. Їх використовують для добування багатьох металів, кислот, мінеральних добрив, виробництва скла, миючих засобів, мінеральної фарби тощо.

Висновки

Солі мають немолекулярну будову. Це – продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на йони металічного елемента. Солі являють собою складні речовини, що містять йони металічного елемента й кислотні залишки.

Назви солей утворюються від назв відповідних кислот.

Солі поділяють на *середні* – продукти повного заміщення Гідрогену кислоти на йони металічного елемента і *кислі* – продукти неповного заміщення Гідрогену кислоти на йони металічного елемента.



Завдання для самоконтролю

1. Напишіть назви солей за їх формулами:
а) MgCO_3 ; б) CuCl_2 ; в) CuCl ; г) Na_3PO_4 ; д) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
2. Напишіть формули солей за їхніми назвами: а) кальцій хлорид; б) магній силікат; в) алюміній сульфат; г) натрій карбонат; д) цинк сульфід.
3. Із наведеного переліку формул речовин випишіть окремо формули середніх і кислих солей, зазначте їхніми назви: FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_4 , NaHSO_4 , K_2CO_3 , CaHPO_4 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaHCO_3 .

4. Як ви думаєте, чому одноосновні кислоти не утворюють кислих солей? Відповідь обґрунтуйте.

5*. Яка сіль – середня чи кисла – утвориться внаслідок дії надлишку кислоти на основний оксид? Покажіть на конкретному прикладі.

§ 31. Хімічні властивості солей

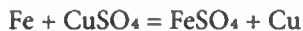
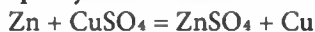
Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- знати хімічні властивості солей;
- уміти складати рівняння хімічних реакцій, що ілюструють хімічні властивості солей.

Почнемо з лабораторних дослідів.

Дослід 1. У дві пробірки налейте по 1 мл розчину купрум(II) сульфату CuSO_4 й обережно (по стінці пробірки) опустіть в одну пробірку гранулу цинку, а в іншу – очищений від іржі залізний цвях. Що спостерігається? Чому? Який висновок можна зробити?

Висновок. **Солі реагують з металами:**



Але зверніть увагу: солі реагують не з усіма металами, а лише з тими, які в ряду активності металів (див. § 27) розміщені ліворуч від того металу, який входить до складу солі. Наприклад, така реакція, як

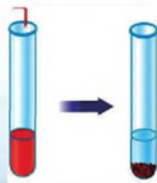
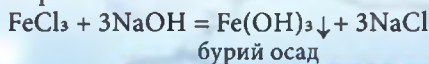


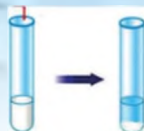
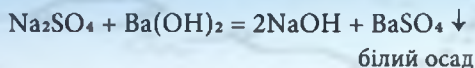
Відбуваються тільки такі реакції, під час яких активніший метал витискує менш активний метал з розчину його солі, внаслідок чого утворюється нова сіль і новий метал.



Пам'ятай! Для взаємодії солей з металами не можна браги дуже активні метали, наприклад Li, Na, K, Ca, оскільки вони взаємодіють з водою за стандартних умов, а реакція солей з металами відбувається у водному розчині.

Дослід 2. Візьміть дві пробірки. У першу налейте трохи розчину ферум(III) хлориду і додайте трохи розчину натрій гідроксиду, а в другу – трохи розчину натрій сульфату і додайте розчину барій гідроксиду. Що спостерігається у пробірках? Що це засвідчує? Зробіть висновок.

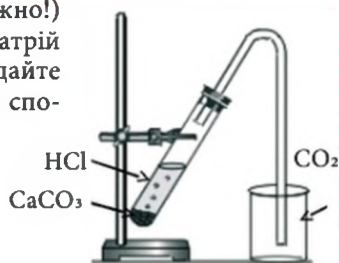
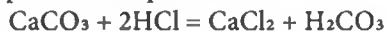




Висновок. Солі реагують з розчинними основами – лугами. Реакція відбувається лише у водному розчині. Це означає, що для реакції треба брати не сухі кристалічні солі, а тільки їх водні розчини. При цьому у водних розчинах речовини обмінюються своїми складовими, внаслідок чого утворюються нова сіль і нова основа.

Пам'ятай! Речовини, що реагують, треба добирати так, аби в результаті реакції одна з новоутворених речовин (основа або сіль) випадала в осад.

Дослід 3. В одну пробірку помістіть (обережно!) шматочок мармуру CaCO_3 , а в іншу – розчин натрій карбонату Na_2CO_3 (1 мл). В обидві пробірки додайте трохи розбавленої хлоридної кислоти HCl . Що спостерігається? Зробіть висновок.



Висновок. Солі реагують з кислотами. Для реакції можна брати як суху сіль, так і її водний розчин. Відбувається реакція обміну, внаслідок якої утворюються нова сіль і нова кислота. Оскільки карбонатна кислота H_2CO_3 дуже нестійка, вона відразу розкладається на відповідний їй оксид – вуглекислий газ і воду.

Пам'ятай! Реакція між сіллю і кислотою відбуватиметься лише тоді, коли:

- утворюється осад (нова сіль), не розчинний у кислотах:

$$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3;$$
- кислота, що реагує, сильніша від тієї, якою утворена сіль:

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4;$$
- сіль утворена легкою кислотою, а реагуюча кислота нелетка:

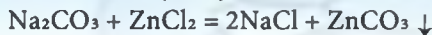
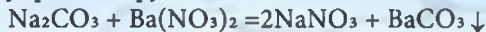
$$2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3.$$

Дослід 4. У дві пробірки налий потрохи розчину натрій карбонату (0,5 мл). В одну з пробірок додай стільки ж розчину барій нітрату, а в іншу – цинк хлориду. Що спостерігається? Чому? Зроби висновок.



Хімія

Зверніть увагу на умови, за яких ці реакції відбуваються (див. таблицю розчинності на форзаці підручника).



Висновок. Солі взаємодіють з солями. У водному розчині відбувається реакція обміну, внаслідок якої утворюються дві нові солі.

Пам'ятай! Реакція між двома солями відбуватиметься тільки тоді, коли обидві солі взято в розчині, а одна з новоутворених солей вийде в осад.

Висновки

Солі мають спільні хімічні властивості. За певних умов вони можуть взаємодіяти з металами, лугами, кислотами і між собою.



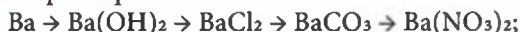
Завдання для самоконтролю

1. Які хімічні властивості характерні для солей? Відповідь ілюструйте рівняннями реакцій.
2. З якими із зазначених речовин реагуватиме ферум(II) хлорид: а) мідь; б) кальцій карбонат; в) натрій гідроксид; г) аргентум нітрат; д) купрум(II) гідроксид; е) цинк. Напишіть рівняння можливих реакцій.
3. Під час взаємодії заліза масою 7 г із розчином купрум(II) сульфату можна добути мідь масою:
А 2 г; Б 4 г; В 8 г; Г 16 г.
4. Унаслідок нейтралізації нітратною кислотою калій гідроксиду кількості речовини 2 моль утворюється калій нітрат масою:
А 202 г; Б 20,2 г В 101 г Г 10 г
5. Напишіть рівняння реакцій, за допомоги яких можна здійснити такі перетворення, і зазначте тип кожної реакції:



Додаткові завдання

6*. Як здійснити перетворення:



Напишіть відповідні рівняння реакцій.

7*. Як трьома різними способами добути: а) купрум(II) хлорид; б) магній ортофосфат. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

8*. Залізну пластинку масою 50 г занурено в розчин купрум(II) сульфату. Коли пластинка вкрилася міддю, її маса збільшилася на 1,5 г. Обчисліть масу заліза, що перейшло в розчин, і масу міді, яка осіла на пластинці.

Практична робота 1.....**Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук**

На цьому занятті вам треба застосувати набуті знання для дослідження деяких властивостей оксидів, кислот, основ, солей. Це дасть змогу переконатися в значенні експериментального методу для вивчення властивостей речовин. Виконуйте тільки ті два – три завдання, які призначить вам учитель. На закінчення складіть звіт про виконану роботу, наведіть короткі пояснення до дослідів та напишіть хімічні рівняння всіх виконаних реакцій, зазначивши їх тип, умови проведення і назви вихідних і добутих речовин.

Завдання 1. Вам видано два метали – магній у вигляді порошку і мідь у вигляді дрітки (або пластинки). Добудьте з них оксиди цих металів, використовуючи їхню властивість сполучатися з киснем повітря. Зазначте колір утворених оксидів.

Завдання 2. Користуючись виданими реактивами, добудьте купрум(II) гідроксид і доведіть, що ця речовина є основою.

Завдання 3. Доведіть кислотні властивості сульфатної кислоти.

Завдання 4. Здійсніть взаємодію купрум(II) оксиду з хлоридною кислотою. Які властивості купрум(II) оксиду характеризують це перетворення?

Завдання 5. Здійсніть реакцію нейтралізації сульфатної кислоти розчином натрій гідроксиду. Який реактив ще необхідний, аби довести, що реакція відбулась і розчин у пробірці – нейтральний?

Завдання 6. Як, використовуючи вапняну воду (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$) можна довести, що вуглекислий газ, який ми видихаємо, є кислотним оксидом?

Завдання 7. Порівняйте відношення до нагрівання лугів і нерозчинних основ.

Завдання 8. Порівняйте відношення до кислот розчинних і нерозчинних основ.

Завдання 9. Дослідіть, чи можуть дві різні солі вступати одна з одною в реакцію обміну, зазначте умови, необхідні для такої взаємодії.

Завдання 10. Дослідіть хімічні властивості:

- | | |
|------------------------|------------------------|
| а) хлоридної кислоти; | в) сульфатної кислоти; |
| б) кальцій гідроксиду; | г) натрій гідроксиду. |

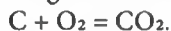
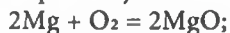
§ 32. Загальні способи добування оксидів, основ, кислот, солей

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

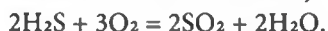
- знати основні способи добування оксидів, основ, кислот, солей;
- уміти складати відповідні рівняння хімічних реакцій.

Добування оксидів. Оксиди можна добути різними способами. Головні є такі:

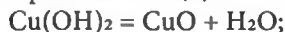
1. Безпосереднє сполучення простої речовини – металу або неметалу – з киснем за різних умов:



2. Горіння складних речовин:

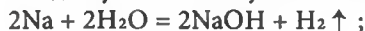


3. Розкладання під час нагрівання деяких оксигеновмісних сполук (гідроксидів, карбонатів тощо):

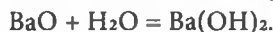


Добування лугів. Луги утворюються внаслідок:

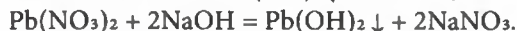
а) взаємодії лужних або лужноземельних металів з водою:



б) у результаті взаємодії оксидів лужних чи лужноземельних елементів з водою:



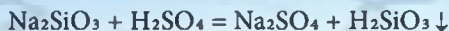
Добування нерозчинних у воді основ. Їх добувають дією лугів на водні розчини відповідних солей:



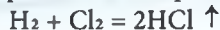
Добування кислот. Багато оксигеновмісних кислот можна добути взаємодією кислотних оксидів з водою (за винятком силікатної кислоти, чому?):



Виникає запитання, як же добути силікатну кислоту, якщо її кислотний оксид SiO_2 з водою не реагує? Її добувають іншим способом – з її солі дією сильнішої кислоти:



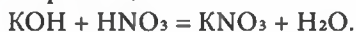
Безокисигенові кислоти HCl , HBr , HI , H_2S добувають синтезом з водню та неметалу й через подальше розчиненням утвореної сполуки у воді:



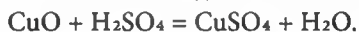
Водний розчин гідроген хлориду HCl у воді – *хлоридна кислота*.

Добування солей. Найважливіші способи добування солей такі:

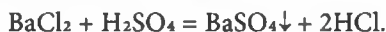
1. Реакція нейтралізації:



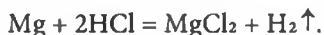
2. Взаємодія основних оксидів з кислотами:



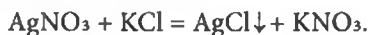
3. Взаємодія кислот із солями:



4. Взаємодія кислот з металами:



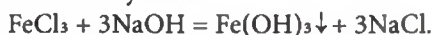
5. Взаємодія солей з солями:



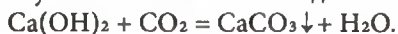
6. Взаємодія солей з металами:



7. Взаємодія солей з лугами:



8. Взаємодія лугів з кислотними оксидами:



Завдання для самоконтролю

1. Напишіть рівняння реакцій добування двома способами: а) цинк оксиду; б) фосфор(V) оксиду.

2. Напишіть рівняння реакцій добування: а) алюміній сульфату чотирма способами і б) магній хлориду п'ятьма способами.

Додаткові завдання

3. Унаслідок дії нітратної кислоти на натрій карбонат кількістю речовини 0,25 моль виділяється карбон(IV) оксид об'ємом (н. у.)

А 22,4 л; Б 11,2 л; В 5,6 л; Г 2,8 л.

4.* Якщо пропускати надлишок сульфур(IV) оксиду крізь розчин гашеного вапна, утворюється кисла сіль. Напишіть рівняння реакції й обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), який прореагував із гашеним вапном, якщо при цьому добуто кальцій гідрогенсульфіт масою 50,5 кг.

§ 33. Узагальнення знань про основні класи неорганічних сполук

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- **знати** класифікацію неорганічних сполук;
- **уміти** порівнювати склад і властивості речовин різних класів; виявляти залежність між складом, властивостями і застосуванням речовин; складати відповідні рівняння реакцій.

Вам уже відомо багато неорганічних речовин та ознаки їх поділу на окремі класи. Тепер важливо узагальнити знання про класифікацію речовин і перевірити уміння здійснювати її.

Поняття «класифікація» не є хімічним. Воно – загальнонаукове, оскільки однаковою мірою належить усім наукам. Адже на ранніх етапах розвитку будь-якої науки спочатку збираються факти, далі їх класифікують, тобто об'єднують у групи за однією або кількома загальними ознаками, і т.д. Ви вже знаєте (див. вступ до § 22), що для класифікації неорганічних сполук основною ознакою є їх хімічний склад. Саме за складом усі неорганічні речовини поділяють на класи, яким притаманні спільні хімічні властивості. Повторити й узагальнити знання про них вам допоможе схема класифікації неорганічних речовин (мал. 10).



Мал. 10. Схема класифікації неорганічних речовин

Розглядаючи схему, постарайтеся відповісти на запитання й виконати завдання, наведені далі.

Якщо відчуваєте труднощі або захочете перевірити правильність своєї відповіді, звертайтеся до тексту підручників 7-го і 8-го класів, номери параграфів яких зазначено в дужках у кінці кожного запитання.



Запитання й завдання

1. Які речовини називаються простими? На які дві групи вони поділяються? Наведіть приклади (7-й кл., § 7).
2. Які речовини називаються складними? (7-й кл., § 7).
3. На які класи поділяються складні неорганічні речовини? Наведіть приклади (8-й кл., вступ до § 22).
4. Які речовини називаються оксидами? За якою ознакою і як їх класифікують? (8-й кл., § 22).
5. Що таке основа? Який склад цих речовин? Які властивості для них характерні (8-й кл., § 26).
6. Які речовини називаються кислотами? Як їх класифікують? Які властивості для них характерні? (8-й кл., §§ 27, 28).
7. Які речовини належать до солей? З якими речовинами можуть взаємодіяти солі? (8-й кл., § 30, 31).

Висновки

Складні неорганічні речовини поділяються на такі основні класи: *оксиди, основи, кислоти і солі*.

Кожний клас поділяється на групи. Так, оксиди бувають *основні, кислотні та амфотерні*. Основи – *розчинні у воді (луги) та нерозчинні*. Кислоти за складом класифікують на *оксигеновмісні та безоксигенові*, а за основністю – на *одно-, дво-, три- і багатоосновні*. Солі поділяють на *середні й кислі*.



Завдання для самоконтролю

1. Із наведеного переліку речовин випишіть окремо формули оксидів, основ, кислот, солей і зазначте їхні назви: HCl , H_2SiO_3 , K_2O , NaOH , K_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , Al_2O_3 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, FeSO_4 , NaHCO_3 .
2. Порівняйте склад: а) оксидів і основ; б) оксидів і кислот; в) кислот і солей; г) основ і солей. Чим вони подібні й чим відмінні?
3. З якими речовинами, формули яких наведено, може взаємодіяти кальцій оксид: HCl , NaOH , H_2O , CO_2 , HNO_3 , MgO ? Напишіть рівняння можливих реакцій.

4. З якими речовинами, формули яких HCl , Ca(OH)_2 , FeO , CO_2 , H_2SO_4 , може реагувати натрій гідроксид? Напишіть рівняння можливих реакцій.

5*. Складіть чотири рівняння відомих вам типів реакцій, в яких вода є або реагентом, або продуктом.

Практична робота 2.....

Розв'язування експериментальних завдань

На цьому занятті вам треба застосувати набуті знання про оксиди, основи, кислоти і солі для виконання й пояснення дослідів. Уважно прочитайте завдання. Продумайте план проведення дослідів. Доберіть необхідні реактиви і посуд. І лише після цього починайте виконувати дослід. Не забудьте, що у видані вам пробірки з реактивами нічого додавати не можна, бо не виконаєте завдання. Беріть з цих пробірок лише пробу, тобто потроху відливайте в іншу пусту пробірку. Закінчивши дослід, одразу ж записуйте рівняння виконаної реакції. При цьому зазначаєте, де треба, агрегатний стан вихідних речовин і продуктів реакції, їх колір, умови перебігу і назви.

Завдання 1. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини натрій хлориду, натрій гідроксиду і хлоридна кислота. Доведіть, у якій з пробірок міститься кожна з речовин.

Завдання 2. Добудьте цинк гідроксид і доведіть практично, що він – амфотерна сполука.

Завдання 3. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини сульфатної кислоти, калій сульфату і калій гідроксиду. Доведіть, у якій з пробірок міститься кожний із них.

Завдання 4. З натрій гідроксиду добудьте натрій хлорид.

Завдання 5. Добудьте купрум(II) гідроксид, а з нього – купрум(II) оксид.

Завдання 6. З купрум(II) сульфату добудьте купрум(II) хлорид.

Завдання 7. З купрум(II) хлориду добудьте купрум(II) нітрат.

Завдання 8. З ферум(III) оксиду добудьте ферум(III) гідроксид.

Завдання 9. З купрум(II) оксиду добудьте купрум(II) гідроксид.

Завдання 10. Здійсніть практично такі перетворення:

а) магній → магній сульфат → магній гідроксид → магній хлорид;

б) купрум(II) оксид → купрум(II) хлорид → купрум(II) гідроксид → купрум(II) сульфат;

в) купрум(II) карбонат → купрум(II) нітрат → купрум(II) гідроксид → купрум(II) оксид;

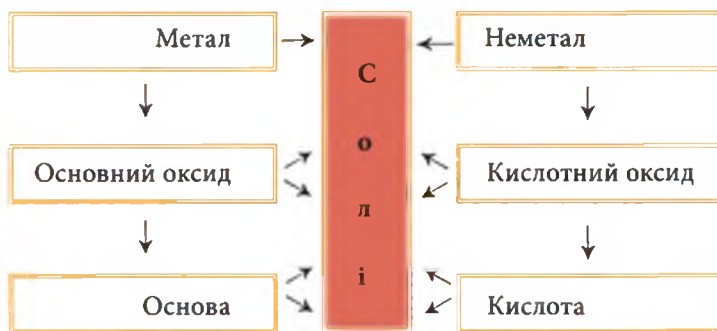
г) ферум(III) сульфат → ферум(III) гідроксид → ферум(III) оксид → ферум(III) хлорид.

§ 34. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете

- **розуміти** суть поняття «генетичний зв'язок» між класами неорганічних сполук;
- **вміти** встановлювати генетичні зв'язки між різними речовинами.

Ознайомлення з хімічними властивостями основних класів неорганічних сполук показує, що між ними існує зв'язок, який називається генетичним (від грец. genesis – походження). Його можна подати такою схемою:



Зі схем видно, що існує два ряди речовин із протилежними властивостями (див. по вертикалі). Один ряд: Метал → Основний оксид → Основа характерний для металічного елемента. Другий ряд: Неметал → Кислотний оксид → Кислота характерний для неметалічного елемента. Простежується генетичний зв'язок між речовинами всередині ряду і між рядами. У взаємодії речовин (див. по горизонталі) виявляється протилежність властивостей: метали реагують з неметалами; основні оксиди з кислотними оксидами і кислотами; основи – з кислотами та кислотними оксидами тощо. Отже, всі речовини взаємопов'язані між собою. Хімічні властивості речовин проявляються в реакціях, що підтверджують їхній генетичний зв'язок, а також у реакціях з речовинами іншого генетичного ряду.

Проте із загального правила завжди є винятки. Так, не всі прості речовини утворюють оксиди в реакціях сполучення з киснем. Відомо, що золото, платина з киснем не сполучаються. Не всі оксиди металічних елементів взаємодіють з водою, а тільки ті, що утворюють луги. Не всі метали витіснюють водень із кислот. На властивості металів витіснити водень з кислот був складений ряд активності металів:



Хімія

К Ва Са Na Mg Al Zn Cr Fe Ni Sn Pb H₂ Cu Ag Au Pt

Цей ряд ще називають рядом металів М. М. Бекетова.

Заміщують Гідроген у кислотах лише ті металічні елементи, символи яких зазначені в ряду зліва від формули водню. Мідь, ртуть, срібло, золото, платина водень з кислот не витісняють.

Не з усіх кислот можна витіснити водень за допомоги металів. Так, нітратна кислота HNO₃ не утворює водень при взаємодії з металами, реакція відбувається з виділенням інших газів (оксидів Нітрогену, амоніаку).

Не всі реакції обміну добігають до кінця, а лише ті, за яких йони зв'язуються один з одним у міцні сполуки. Чим більше ми будемо дізнаватись про особливості речовин і реакцій, тим упевненіше зможемо розмірковувати про можливості та наслідки хімічних процесів.

Висновки

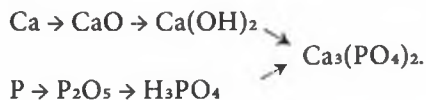
Усі речовини між собою взаємопов'язані за походженням і за реакціями як між простими речовинами, так і між простими і складними речовинами, між складними речовинами – представниками різних класів, між речовинами взагалі.

Існує підпорядкованість речовин та їх перетворень загальним законам. Знання взаємозв'язків між речовинами потрібні людині для керування їх перетвореннями, для добування нових сполук, потрібних у промисловому виробництві, сільському господарстві й побуті.



Завдання для самоконтролю

1. Як ви розумієте суть поняття «генетичний зв'язок»?
2. Напишіть рівняння реакцій, що відображають генетичний зв'язок між речовинами:



3. Напишіть рівняння реакцій, що відображають генетичний зв'язок між речовинами: натрій → натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій хлорид → натрій нітрат.

4. Напишіть рівняння реакцій, що відображають генетичний зв'язок між речовинами різних класів, поданий у загальному вигляді такою схемою:



§ 35. Використання простих і складних речовин у господарстві та побуті

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете

- **мати уявлення** про застосування речовин;
- **розуміти**, що їх застосування на виробництві та в побуті ґрунтується на їхніх властивостях;
- **уміти** обґрунтовувати залежність між властивостями та застосуванням речовин.

Ви вже знаєте, що використання речовин ґрунтується на їх властивостях.

Метали широко використовують у господарстві та побуті. Це зумовлено, головним чином, їхніми фізичними властивостями: твердістю, пластичністю, електричною провідністю. Усі метали тією чи іншою мірою виявляють такі властивості, але кожний окремий метал застосовують згідно з його індивідуальними характеристиками. Електричні проводи виготовляють з міді, алюмінію й заліза, оскільки вони мають добру електричну провідність. Для виготовлення літаків використовують алюміній, оскільки він поєднує в собі міцність і легкість.

Людство знає багато різних металів, проте їхні властивості не можуть задовольнити всіх потреб нашої цивілізації, тому використовують сплави металів один з одним і з неметалами. Найбільш широко використовують чавун і сталь, що являють собою сплави заліза з вуглецем. Змінюючи вміст вуглецю й заліза, добувають багато сплавів з різноманітними властивостями. З них виробляють машини, деталі верстатів, різні інструменти тощо.

Сплави за своїми властивостями значно різноманітніші, ніж чисті метали, тому набувають ширшого застосування.

Використання **неметалів** більшою мірою пов'язано з їхніми хімічними властивостями. З усіх неметалів найчастіше застосовують кисень. Його у великих кількостях добувають з повітря. Кисень використовують для прискорення процесів горіння (наприклад, коксу в доменних печах), для зварювання й різання металів тощо.



Хімія

- ◆ Пригадайте, які ще галузі застосування кисню ви знаєте (вивчали у 7-му класі).

Окрім кисню, широко застосовують такі неметали, як сірка, хлор, вуглець. Багато сірки й хлору іде на добування сульфатної і хлоридної кислот. Вуглець (вугілля) використовують як паливо. Один з різновидів вуглецю – графіт – потрібний для виготовлення електродів і «щіток» для електромоторів, оскільки він добре проводить електричний струм. Вугілля у вигляді коксу у великих кількостях використовують для виробництва чавуну.

Оксиди металічних і неметалічних елементів, що входять до складу гірських порід і мінералів, широко використовують як сировину для добування різних речовин і матеріалів, наприклад: пісок SiO_2 – сировина для добування скла; залізні руди (оксиди Феруму) – для добування заліза. Такі оксиди, як CaO і SO_2 , у природі не трапляються (чому?). Їх добувають хімічним шляхом і використовують для добування інших речовин.

- ◆ Пригадайте, для чого використовують кальцій оксид і сульфур(VI) оксид?

Широкого застосування набув карбон(IV) оксид CO_2 як «сухий лід». За звичайної температури і нормального тиску він переходить у газуватий стан, минаючи рідкий стан, тому не шкодить охолоджуваним продуктам.

Основи й кислоти використовують переважно для добування солей. Хлоридна кислота застосовується для очищення сталевих виробів від іржі. Сульфатною кислотою заповнюють акумулятори, що є в будь-якому автомобілі.

Солі також широко використовуються. З них виготовляють ліки для людини і тварин, окремі солі застосовують як мінеральні добрива, їх вносять у ґрунт для поліпшення родючості.



Завдання для самоконтролю

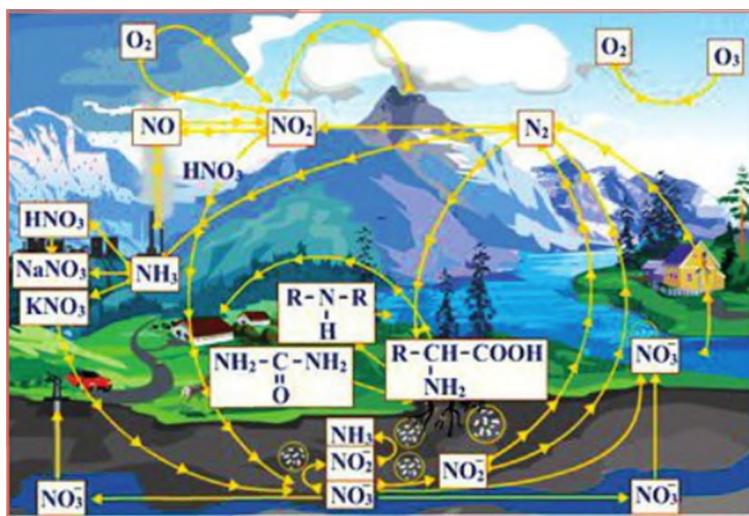
1. Які загальні для всього класу та індивідуальні властивості мають речовини, формули яких:
а) H_2SO_4 і H_2SiO_3 ; б) CuO і MgO ; в) NaOH і $\text{Fe}(\text{OH})_2$?
2. Які кислоти і солі використовують у побуті? На підставі яких властивостей застосовують ці речовини?
3. Як ви вважаєте, чому ложки й виделки не роблять з магнію?

§ 36. Хімія й охорона природи

Опрацювавши зміст параграфа, ви будете:

- мати уявлення про вплив найважливіших представників основних класів неорганічних сполук на навколишнє середовище і здоров'я людини;
- уміти висловлювати судження про необхідність охорони природи, збереження прісної води, переробки промислових відходів.

Ви вже розумієте, що в живій і неживій природі безперервно відбуваються різні фізичні, хімічні та біологічні процеси, що в більшості випадків взаємопов'язані й перебувають у нестійкій рівновазі; спостерігається так званий колообіг елементів і речовин, особливо таких як вода, карбон(IV) оксид, азот тощо.



Колообіг Нітрогену в природі.

Діяльність людини внесла зміни в природний кругообіг елементів і речовин і вже набула таких великих масштабів, що в результаті в природі почалися важливі зміни. Це особливо помітно на прикладі об'єктів тваринного і рослинного світу. Відомо, що в наш час на Землі зникає значна кількість різних видів комах, рослин, тварин. Діяльність людини змінює навіть ландшафт Землі, особливо під час будівництва гідроелектростанцій, залізниць, виробництва сільськогосподарської продукції та видобутку корисних копалин.



Хімія

Господарська діяльність людини залишає в природі велику кількість різних забруднень (30-40 млрд т щорічно). Значні обсяги речовин вносять на сільськогосподарські лани (майже 300 млн. т добрив і 4 млн. т отрутохімікатів).

Нині при добуванні мінеральної сировини, що вилучається з надр нашої планети, майже 90 % іде у відходи (відвали) і лише 10 % використовується. Інколи ще більше. Якщо йдеться про добування міді, то у відвали йде 99 % руди і лише 1 % застосовується для добування потрібної речовини – міді.

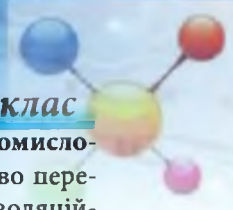
Найбільшу шкоду природі завдають хімічна і металургійна промисловості та поєднані з ними галузі господарства. Але людство не може відмовитися від використання природних ресурсів, які є основою його існування. Тому вирішення проблеми полягає в *раціональному використанні цих ресурсів і у створенні безвідходних технологій.*

Раціональне використання природних ресурсів полягає в їх повному застосуванні. Відходи одного виробництва мають бути сировиною для іншого. Якщо ж об'єктивно неможливо обійтися без відходів, то їх треба знешкодити, аби вони були безпечні.

Наведемо приклади, що показують головні джерела забруднення атмосфери, водних ресурсів і ґрунтів і як ці забруднення перетворюють (або можна перетворити) на джерела сировини.

В атмосферу за рахунок спалювання палива на теплових електростанціях (ТЕЦ), випалювання руд кольорових металів надходить велика кількість води (щорічно майже 200-250 млн. т) і сульфур(IV) оксиду SO_2 (майже 60 млн т). Цей газ згубно впливає на все живе. А у вологому повітрі він ще утворює сульфитну кислоту H_2SO_3 , яка легко окиснюється у сульфатну H_2SO_4 . Випадання кислотних дощів може відбуватися за кілька сотень кілометрів від місця викиду сірчастого газу SO_2 . І хоча концентрація сульфатної кислоти в кислотних дощах невелика, вони руйнують архітектурні споруди, особливо з мармуру, перетворюючи кальцій карбонат CaCO_3 на кальцій сульфат CaSO_4 . Відбувається також підкислення ґрунтів і водойм, що згубно впливає на живу природу.

Нині сульфур(IV) оксид SO_2 , що входить до складу випальних газів, використовують для добування сульфатної кислоти. Сірчастий газ SO_2 ТЕЦ поки що не вловлюють. Окрім того, біля ТЕЦ нагромаджується величезна кількість золи і шлаків, що займають великі земельні площі. Тепер вже відомі методи їх утилізації, наприклад, з них виготовляють будівельні матеріали – плитку, цеглу; використовують у цементній промисловості тощо.



Поверхня Землі забруднюється **відходами металургійної промисловості** – шлаками, особливо під час виробництва чавуну. Їх частково переробляють на шлакобетон, шлаковату, що застосовується як теплоізоляційний матеріал. Молотий шлак використовують для шляхових покриттів, а фосфоровмісні шлаки – як добриво. Все це має великий економічний ефект, оскільки зберігає природну сировину та енергію на її переробку.

Застосування **добрив і засобів боротьби зі шкідниками та бур'янами** – важливий засіб підвищення врожайності сільськогосподарських і технічних культур. Проте важливо стежити, аби під час їх застосування ції засоби не змивалися у водойми, оскільки в такому разі відбуватимуться стрімке розмноження водних рослин, потім їх відмирання, гниття і отруєння водойм. При використанні пестицидів можливе знищення не тільки шкідників, а й корисних комах, наприклад бджіл.

Дуже гостро постає питання **раціонального використання води** і неприпустимості забруднення водойм. Це пояснюється тим, що прісна вода становить лише 2,5 % від загальної її кількості. Кардинальне вирішення проблеми полягає у створенні *замкнених технологічних систем*, коли використана вода очищується і знову повертається у виробництво. Якщо виникає необхідність скидання відпрацьованої води у водойму, то її попередньо ретельно очищують.

Поки що дуже великим є скидання технічної відпрацьованої води (щорічно майже 80 км³). Для її очищення застосовують різні методи, залежно від складу забруднень. Так, для знешкодження побутових відходів використовують *метанове бродіння*: метан, що утворюється під впливом мікроорганізмів, є цінним паливом, яке легко спрямувати для обігрівання теплиць, тваринницьких ферм тощо.

Збирання й переробка відходів хімічної й металургійної промисловості – це не лише природоохоронні заходи, найвелика економія коштів і людських ресурсів. Україна приділяє велику увагу охороні природи. Природу всі люблять. Проте її треба не просто любити, а не забруднювати та захищати. Особливо це важливо під час туристичних походів, екскурсій тощо. Слід пам'ятати, що природа – всенародна власність, джерело нашого існування і ми – частина природи.

Абразивний (лат. abrado – зіскоблюю) – шліфувальний.

Алгоритм (лат. algorithmus) – система правил для розв’язування певного класу задач. Від імені середньовічного узбецького математика аль-Хорезмі.

Бінарний (лат. binarius) – подвійний; бінарні сполуки – сполуки, що складаються з двох елементів.

Генетичний – той, що вказує на походження, розвиток.

Дискретний (лат. discretus – відокремлений, відособлений) переривний, протилежний неперервному.

Еталон (фр. etalon) – 1) зразкова міра або зразковий вимірювальний прилад; 2) у переносному значенні – зразок, мірило.

Ідентичний (лат. identicus) – рівнозначний, тотожний, однаковий.

Іонізація (нім. ionization) перетворення електрично нейтральних частинок середовища (атомів, молекул) на заряджені частинки – йони.

Каркас (фр. carcasse, італ. carcassa) – несуча основа виробу або конструкції, що забезпечує їх міцність.

Класифікація – розподіл об’єктів за групами, розділами, класами.

Компонент (лат. componens, componentis) складова.

Конфігурація (лат. configuratio, від configuro – надаю подібної форми) –

1) загальний вигляд, зовнішній обрис; 2) взаємне розміщення предметів; 3) електронна конфігурація атома – розподіл електронів у атомі відносно ядра та один одного.

Мікро ... (від гр. малий) – частина складних слів, що означає дуже малий, найдрібніший, так само як «макро»-великий, а «мега»-величезний. Наприклад, мегасвіт – це світ планет і зірок.

Номенклатура (лат. nomenclatura – перелік, список) – система назв, уживаних у будь-якій галузі науки, техніки, мистецтва тощо.

Октет (італ. ottetto, від лат. octo – вісім) – восьмиелектронна оболонка.

Світовий океан – безперервна водяна оболонка Землі, що оточує материки й острови і має спільний солевий склад.

Стандартні умови – фізичні умови, що визначаються тиском $p = 100 \text{ кПа}$ (1 атм) і термодинамічною температурою 298 K (250°C).

Суб... (лат. sub...) – префікс, що означає: 1) розміщення під чимсь чи біля чогось; 2) підпорядкований, неосновний, неголовний.

Тенденція (нім. Tendenz, лат. tendentia від tendo – прагну, пряму) – напрям розвитку якогось явища; 2) прагнення, схильність, властиві чому-небудь або кому-небудь.

Форзац (нім. vorsatz) – подвійний аркуш паперу, яким книжковий блок з’єднується з палітуркою.

Фундаментальний (лат. fundamentalis) – основний, головний, обґрунтований, солідний, позитивний.



Іменний показчик

Авогадро А. – 76

Бекетов М. М. – 110

Беккерель А. – 30

Кюрі П. – 31

Мейер Л. – 21, 23

Менделєєв Д. І. – 23

Мозлі Г. – 31

Полінг Л. –

Резерфорд Е. – 31, 32

Складовська-Кюрі М. – 31

Предметний показчик

А

Авогадро число, 81,

Амфотерність, 94, 112

Атом, 8

– відносна атомна маса, 8, 9

– заряд ядра, 8

– радіус, 46

– ядерна модель, 33, 34

В

Валентні електрони, 60, 62

Валентність, 9, 61, 66, 67, 69

Ван-дер-ваальсові сили, 72

Г

Галогени, 19, 21

Гамма-промені, 31

Генетичний зв'язок, 127

Гідроксогрупа, 101

Групи елементів, 25

Густина газів, 83

Д

Дейтерій, 35

Диполь, 60

Діагональна подібність, 38



Хімія

Е

Електронегативність, 63
Електронна густина, 38
– конфігурація, 44
– оболонка атома, 40
– хмара, 39, 67
Електронний шар, 40, 41
Елемент хімічний, 8
Енергетичний рівень, 40, 41, 63
Енергетичні комірки, 39, 54

З

Завершений рівень, 42, 44
Закон(и),
– Авогадро, 81
– збереження маси речовин, 79
– об'ємних відношень, 82
– періодичний, 23, 29
Закономірності періодичної системи, 27

І

Ізотопи, 33, 35
Інгібітори, 102
Індикатори, 109
Інертні елементи, 18

К

Кислоти, 106
– властивості, 107, 108
– добування, 122
– застосування, 108
– основність, 107
Кислотний залишок, 106
Класифікація, 14, 88
– кислот, 107
– неорганічних сполук, 88, 124
– оксидів, 90
– основ, 101



- солей, 115, 116
- хімічних елементів, 14
- Ковалентний зв'язок, 58
- кратність, 60
- неполярний, 71, 72
- одинарний, 60, 61
- подвійний, 60, 61
- полярний, 72
- потрійний, 60, 61
- Кристалічні ґратки, 71, 72
- атомні, 72, 73
- йонні, 72, 73
- молекулярні, 72, 73
- Кругообіг води, 131, 132

Л

- Луги, 93
- Лужні метали, 15, 17

М

- Масова частка, 10
- Молекулярна маса, 10
- Молярна маса, 78, 79, 84
- Молярний об'єм, 82

Н

- Нейтрони, 33
- Нукліди, 34, 36
- Нуклони, 33
- Нуклонне число, 33

О

- Оксиди, 89
- амфотерні, 94
- властивості, 92
- добування, 122
- застосування, 91
- кислотні, 94



Хімія

- назви, 89
- основні, 94
- поширення в природі, 90, 91
- Орбіталь, 38
- Основи, 101
- амфотерні, 112
- властивості, 101, 102
- добування, 122
- застосування, 104

П

- Період піврозпаду, 36
- Періодична система, 23, 25, 54
- довга форма, 51
- коротка форма, 25, 51
- Періодичність, 27
- Полярність молекул, 61
- Протони, 33
- Протонне число, 35
- Порядковий номер елемента, 31

Р

- Радіація, 30, 33, 37
- Радіоактивний розпад, 31, 35, 37
- Радіоактивність, 30
- Радіонукліди, 35, 36
- Реакції хімічні, 95
- заміщення, 109
- нейтралізації, 102
- обміну, 110
- Ряд активності металів, 109

С

- Солі, 114
- властивості, 117, 118
- добування, 123
- кислі, 116
- поширення в природі, 117



- середні, 114
- Спін, 38
- Стандартні умови, 81, 92
- Ступінь окиснення, 66, 67, 68

Т

- Типові 22
- метали, 22
- неметали, 19, 22
- Тритій, 35

Ф

- Формула хімічна, 9
- електронна, 42, 43, 44
- молекулярна, 61
- структурна, 59

Х

- Хімічне рівняння, 11, 122
- Хімічний зв'язок, 58, 61, 73
- йонний, 61, 73
- ковалентний, 58
- кратність, 60
- полярність, 59

Я

- Ядерні реакції, 34
- сили, 34



Відповіді

§ 1. 5. $W(S) = 40\%$

6. $m(Fe) = 49\text{ кг}$

§ 3. 7. Rb

8. Li

§ 5. 7. Б

10. Не вистачить

11. $\nu(AlBr_3) = 0,05\text{ моль}$

§ 7. 3. В

5. Б

6. А

7. Б

8. В

9. В

10. А

11. Г

12. Б, Г

§ 9. 1. Б

3. Б, В

4. А

5. А

6. Г

7. В

9. Б

10. Г

11. В

§ 11. 2. Б

3. В

5. В

6. А

7. В

8. Al

10. А

11. А

12. А



14. Б

15. А, В, Г

16. В

§ 12. 6. В

7. Г

8. В

9. Б

12. В

13. В

14. Г

16. А; Г

17. В

§ 13. 5. 1) Б. В

2) А

3) Г

6. В. Г

7. Г

8. В

§ 16. 8. Б

9. В

10. si p

§ 17. 6. А

7. А. В

8. В

9. В

10. А

12. Ar-

13. Б

§ 18. 4. В.

5. Б. В

6. Б

7. В

8. -2, + 6

§ 19. 5. В. Г

6. А, Б, Г

7. В

9. Б

10. Б



Хімія

§ 20. 2. $n(\text{Cu}) = 18 \cdot 10^{23}$; $n(\text{Fe}) = 3 \cdot 10^{23}$

3. $N(\text{N}_2) = 12 \cdot 10^{23}$; $n(\text{N}) = 24 \cdot 10^{23}$

4. $v(\text{S}) = 0,5$ моль

6. $n(\text{O}) = 18 \cdot 10^{23}$

§ 21. 1. $v(\text{Al}) = 0,1$ моль

2. $m(\text{S}) = 16$ г; $m(\text{Zn}) = 32,5$ г

3. $v(\text{CH}_4) = 0,06$ моль

4. $N(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 10^{23}$ молекул

6. $v(\text{NaCl}) = 17$ моль

§ 22. 1. В

2. А

3. В

4. $v(\text{KClO}_3) = 0,5$ моль

5. В 1 л будь-якого газу за н.у. міститься

$$6 \cdot 10^{23} / 22,4 = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ молекул.}$$

Якщо площа кабінету хімії 30 м^2 ,
висота стелі 4 м, то об'єм = 120 м^3 .

Об'єм O_2 (у перерахунку на н.у.)

$$120 \cdot 0,21 = 25,2 \text{ м}^3. \text{ Число молекул}$$

$$2,7 \cdot 10^{22} \cdot 25,2 \cdot 1000 = 6,8 \cdot 10^{26}.$$

§ 23. 1. Г

2. Б

3. В

4. Б

6. Б

7. CO_2

8. NH_2

§ 24. 5. $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,5$ моль

6. FeO , Fe_2O_3

§ 25. 3. $w(\text{Na}) = 74 \%$

4. $m(\text{PbS}) = 11,5$ т

5. $v(\text{CO}_2) = 0,1$ моль

6. Са

7. Mn_2O_7

§ 26. 1. $m(\text{CH}_4) = 1333$ т

2. Г

3. В

4. А

5. Б



$$6. m(\text{Hg}) = 20,1 \text{ г}$$

$$7. m(\text{O}_2) = 1,6 \text{ г}$$

$$8. m(\text{S}) = 125 \text{ кг}$$

$$9. m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 85,5 \text{ г}$$

$$10. \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 8 \text{ моль}$$

$$\S 27. 7. \nu(\text{SO}_2) = 67,2 \text{ л}$$

$$8. \Gamma$$

$$9. \nu(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л}$$

$$10. \text{Ca};$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 148 \text{ г}$$

$$11. \text{K}; \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$\S 29. 5. \nu(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1,66 \text{ моль}$$

$$9. \text{B}$$

$$10. \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12 \text{ моль}$$

$$\S 30. 3. \text{B}$$

$$4. \text{B}$$

$$5. \Gamma$$

$$6. W(\text{Al}) = 34,6 \%$$

$$\S 32. 3. \text{B}$$

$$4. \text{A}$$

$$8. m(\text{Fe}) = 9,5 \text{ г}$$

$$m(\text{Cu}) = 12 \text{ г}$$

$$\S 33. 3. \text{B}$$

$$4. V(\text{SO}_2) = 5,6 \text{ м}^3$$

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

БУРИНСЬКА Ніна Миколаївна

Хімія

**Підручник для 8 класа
загальноосвітніх навчальних закладів**

Буринська Ніна Миколаївна — доктор педагогічних наук, професор, головний науковий співробітник відділу біологічної, хімічної і фізичної освіти Інституту педагогіки Національної академії педагогічних наук України.