

Н. М. Буринська, В. М. Депутат, Г. Ф. Сударева, Н. Н. Чайченко

ХІМІЯ

Підручник для 10 класу
профільного рівня
загальноосвітніх навчальних закладів

Київ
«Педагогічна думка»
2010

УДК 373.5:546+546](075.3)
ББК 24.1я721
Н52

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

Незалежні експерти:

Дутчак Г. М., вчитель-методист гімназії ім. І. Труша, м. Броди Львівської обл.;
Джабка С. Б., вчитель-методист НОК «Гімназія №14», м. Луцьк Волинської обл.;
Філоненко І. О., методист Київського міського педагогічного університету
ім. Б. Д. Грінченка, Інститут післядипломної педагогічної освіти;
Яременко О. В., вчитель-методист Кременчуцького РМК, Полтавська обл.;
Гладюк М. М., кандидат педагогічних наук, доцент кафедри хімії
Тернопільського національного педагогічного університету ім. В. Гнатюка.

Хімія: підр. для 10 кл. проф. рівня загальноосв. навч. закл. / авт. кол.: Бу-
ринська Н. М., Депутат В. М., Сударева Г. Ф., Чайченко Н. Н.; кер. авт. кол.
Н52 Буринська Н. М., док. пед. наук, проф., гол. наук. співроб. лаб. хім. і біолог.
освіти Ін-ту пед-ки НАПН України. – К.: Педагогічна думка, 2010. – 352 с.,
іл., табл.

ISBN 978-966-644-160-0

Видано державним коштом. Продаж заборонено

Якщо 10-класники обрали майбутню професію, пов'язану з використанням хі-
мічних знань, відтак обрали певний хімічний профіль – біолого-хімічний, хіміко-
технологічний, агрохімічний тощо, то цей підручник саме для них. У ньому роз-
криваються відомості про хімічні елементи та їх сполуки на профільному рівні,
тобто поглиблено.

Курс хімії 10 класу починається з повторення основних теоретичних питань,
що вивчалися у попередніх класах, їх зміст поглиблюється, а обсяг збільшується.
Особлива увага в підручнику приділяється хімії елементів, ролі елементів та їх
сполук у здоров'ї людини та матеріальному житті суспільства.

Одним із найсуттєвіших чинників, які забезпечують успіх у засвоєнні на-
вчального матеріалу, є самостійна робота, передусім робота з підручником.

УДК 373.5:546+546](075.3)
ББК 24.1я721
Н52

ISBN 978-966-644-160-0

© Інститут педагогіки НАПН України, 2010
© Буринська Н. М., Депутат В. М.,
Сударева Г. Ф., Чайченко Н. Н., 2010
© Педагогічна думка, 2010

ЗМІСТ

Передмова	7
Як користуватися підручником.	8
Правила поведінки в кабінеті хімії	9
Правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії.	10

РОЗДІЛ 1.

Повторення та поглиблення теоретичних

питань курсу хімії основної школи	12
--	-----------

§ 1. Класифікація хімічних елементів і речовин. Властивості основних класів неорганічних сполук	13
--	----

<i>Практична робота 1. Узагальнення відомостей про основні класи неорганічних сполук</i>	<i>18</i>
--	-----------

§ 2. Обчислення за хімічними рівняннями	19
---	----

§ 3. Сучасні уявлення про будову атома	22
--	----

§ 4. Будова електронних оболонок атомів	25
---	----

§ 5. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва у світлі уявлень про будову атома.	29
---	----

§ 6. Характеристика властивостей атомів елементів	31
---	----

§ 7. Характеристика хімічного елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома	35
---	----

§ 8. Хімічний зв'язок	38
---------------------------------	----

§ 9. Кристалічні ґратки	42
-----------------------------------	----

§ 10. Валентність і ступінь окиснення.	45
--	----

§ 11. Окисно-відновні реакції.	48
--	----

§ 12. Розчини. Процес розчинення речовин	51
--	----

§ 13. Кількісний склад розчинів	54
---	----

<i>Практична робота 2. Виготовлення розчину солі заданої молярної концентрації</i>	<i>57</i>
--	-----------

§ 14. Гідроліз солей.	57
-------------------------------	----

§ 15. Хімічна рівновага.	61
----------------------------------	----

РОЗДІЛ 2. Неметалічні елементи та їх сполуки	64
---	-----------

Гідроген. Водень	65
-----------------------------------	-----------

§ 16. Гідроген.	65
-------------------------	----

§ 17. Водень. Фізичні властивості. Добування	67
--	----

§ 18. Хімічні властивості водню. Застосування	70
---	----

<i>Практична робота 3. Відновні властивості водню</i>	74
Хімічні елементи VIIA групи	75
§ 19. Загальна характеристика	76
§ 20. Хлор. Фізичні властивості. Добування.	80
§ 21. Хімічні властивості хлору. Застосування.	83
§ 22. Хлороводень. Хлоридна кислота. Хлориди	87
<i>Практична робота 4. Хімічні властивості хлоридної кислоти.</i>	92
§ 23. Обчислення за рівнянням хімічної реакції, якщо один з реагентів узятو в надлишку	93
§ 24. Фтор. Бром. Йод	97
<i>Практична робота 5. Розв'язування експериментальних задач з теми «Сполуки галогенів».</i>	102
Хімічні елементи VIA групи (халькогени)	103
§ 25. Загальна характеристика	103
§ 26. Кисень. Озон	108
§ 27. Сірка	113
§ 28. Сірководень. Сульфідн.	118
§ 29. Сполуки Сульфуру(IV)	123
§ 30. Сполуки Сульфуру(VI)	128
<i>Практична робота 6. Розв'язування експериментальних задач з теми «Сполуки Сульфуру»</i>	136
Хімічні елементи VA групи	137
§ 31. Загальна характеристика	138
§ 32. Азот	141
§ 33. Амоніак	144
<i>Практична робота 7. Добування амоніаку і досліди з ним.</i>	149
§ 34. Солі амонію	150
§ 35. Обчислення виходу продукту від теоретичного	153
§ 36. Оксиди Нітрогену	156
§ 37. Нітратна кислота	159
§ 38. Нітрити та нітрати	164
§ 39. Колообіг Нітрогену в природі	167
§ 40. Фосфор	170
§ 41. Сполуки Фосфору	174
§ 42. Колообіг Фосфору в природі	179
§ 43. Азотні та фосфорні мінеральні добрива	181
<i>Практична робота 8. Визначення мінеральних добрив</i>	186
<i>Практична робота 9. Розв'язування експериментальних задач «Сполуки Нітрогену та Фосфору»</i>	188

Хімічні елементи IVA групи	189
§ 44. Загальна характеристика	189
§ 45. Прості речовини Карбону. Адсорбція	194
§ 46. Хімічні властивості вуглецю	200
§ 47. Розрахунки за термохімічними рівняннями реакцій	203
§ 48. Оксиди Карбону	206
§ 49. Карбонатна кислота та її солі	212
<i>Практична робота 10. Добування карбон(IV) оксиду</i> <i>та вивчення його властивостей</i>	216
§ 50. Колообіг Карбону в природі	217
§ 51. Силіцій	221
§ 52. Сполуки Силіцію(IV)	224
§ 53. Силікатні матеріали	228

РОЗДІЛ 3.

Металічні елементи та їх сполуки	232
§ 54. Положення металічних елементів у періодичній системі. Будова атомів	233
§ 55. Метали – прості речовини	236
§ 56. Хімічні властивості металів	240
§ 57. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій між розчином солі та металом	246
§ 58. Загальні способи добування металів	249
§ 59. Електроліз	252
§ 60. Корозія металів	257
Хімічні елементи IA – IIIA груп	263
§ 61. Загальна характеристика хімічних елементів IA групи	263
§ 62. Лужні метали. Натрій і Калій	267
§ 63. Сполуки Натрію і Калію	271
§ 64. Обчислення вмісту металів у їх суміші	274
§ 65. Загальна характеристика хімічних елементів IIA групи	278
§ 66. Магній і Кальцій	282
§ 67. Сполуки Магнію і Кальцію	286
§ 68. Твердість води та способи її усунення	291
§ 69. Алюміній як хімічний елемент і проста речовина	294
§ 70. Сполуки Алюмінію	299
<i>Практична робота 11. Хімічні властивості гідроксидів</i> <i>металічних елементів IA – IIIA груп</i>	302

<i>Практична робота 12. Розв’язування експериментальних задач з теми «Металічні елементи ІА – ІІІА груп періодичної системи Д. І. Менделєєва»</i>	303
§ 71. Ферум	304
§ 72. Залізо	307
§ 73. Сполуки Феруму.	310
<i>Практична робота 13. Розв’язування експериментальних задач з теми «Металічні елементи та їх сполуки»</i>	317

РОЗДІЛ 4.

Промислове виробництво найважливіших неорганічних речовин	318
§ 74. Загальні наукові принципи хімічного виробництва	319
§ 75. Виробництво сульфатної кислоти	322
§ 76. Охорона навколишнього середовища від забруднення промисловими викидами. Кислотні дощі.	327
§ 77. Промисловий синтез амоніаку	329
§ 78. Сплави.	332
§ 79. Доменний процес виробництва чавуну	334
§ 80. Способи виробництва сталі	337
§ 81. З історії розвитку чорної металургії в Україні. Металургія й охорона довкілля.	341
Відповіді до завдань	343
Тлумачний словник	348
Предметний покажчик.	350

ПЕРЕДМОВА

Юні друзі!

Ви успішно завершили навчання в основній школі і, мабуть, уже визначились, за яким напрямом продовжувати навчання у старшій школі, визначили й своє ставлення до хімії як навчального предмета.

Якщо ви маєте бажання обрати майбутню професію, пов'язану з використанням хімічних знань, відтак обираєте певний хімічний профіль – біолого-хімічний, хіміко-технологічний, агрохімічний тощо, то цей підручник саме для вас. У ньому розкриваються відомості про хімічні елементи та їхні сполуки на профільному рівні, тобто поглиблено. При цьому здійснюється опора на загальнотеоретичні знання, яких ви набули під час вивчення хімії в основній школі.

Однак цих знань недостатньо, щоб глибше пізнати особливості хімічних елементів та їхніх сполук, зрозуміти й пояснити залежність між складом, будовою, властивостями, застосуванням і способами добування найважливіших речовин. Тому курс хімії 10 класу починається з повторення основних теоретичних питань, які вивчалися у попередніх класах, їх зміст поглиблюється, а обсяг збільшується.

Особлива увага в підручнику приділяється хімії елементів, ролі елементів і їх сполук у здоров'ї людини та матеріальному житті суспільства. Ці питання розглядаються практично в кожному розділі. Про добування важливих для розвитку суспільного господарства речовин ви дізнаєтесь з окремого розділу «Промислове виробництво найважливіших неорганічних речовин», де приділяється увага й охороні навколишнього середовища від забруднення промисловими викидами.

Одним із найсуттєвіших чинників, які забезпечують успіх у засвоєнні навчального матеріалу, є самостійна робота, передусім робота з підручником. Відтак нагадаємо вам, як саме потрібно працювати з підручником.

ЯК КОРИСТУВАТИСЯ ПІДРУЧНИКОМ

1. Навчальний матеріал, викладений у параграфі, краще вивчати у два етапи. Під час першого читання створюється загальне уявлення про зміст і з'ясовується, що незрозуміло у тексті. Повторне читання допоможе зрозуміти суть питання, теоретичні положення, рівняння хімічних реакцій тощо.

2. Хімічний елемент, що вивчається, характеризуйте у певному порядку, наприклад за таким планом:

- символ і назва елемента, його відносна атомна маса, місце у періодичній системі;
- будова атома: заряд ядра, загальна кількість електронів, кількість електронних шарів, нуклонне число;
- електронна конфігурація атома і графічна електронна формула;
- можливі ступені окиснення елемента;
- формула найвищого оксиду, його властивості, рівняння реакцій, що підтверджують характер властивостей оксиду;
- можливість утворення легкої сполуки з Гідрогеном, формула цієї сполуки і ступінь окиснення елемента в ній;
- поширення елемента у природі, відомі вам його алотропні модифікації.

3. Речовину просту (або складну) також характеризуйте за певним планом:

- назва речовини, хімічна формула;
- відносна молекулярна (формульна) маса;
- структурна та електронна формули (де можливо);
- тип хімічного зв'язку;
- вид кристалічних ґраток (де можливо);
- фізичні властивості;
- хімічні властивості;
- застосування речовини;
- добування в лабораторії та промисловості;
- вплив на здоров'я людини і довкілля.

4. Наприкінці кожного параграфа наводяться завдання (запитання, вправи, тести, задачі). Намагайтеся виконувати якомога більше з них, це допоможе вам контролювати свої знання і сприятиме кращому засвоєнню і практичному застосуванню матеріалу. Правильність виконання можна перевірити за відповідями, наведеними наприкінці підручника.

5. Незрозумілі в тексті слова з'ясовуйте за допомоги тлумачного словника.

6. Якщо вам треба щось пригадати або повторити раніше вивчений матеріал, скористайтеся предметним покажчиком, також розміщеним наприкінці підручника.

7. Пам'ятайте, підручник – не єдине джерело хімічної інформації. Для розширення і поглиблення знань читайте додаткову літературу з хімії, яку порекомендує вчитель.

Успіхів вам у навчанні!

Автори

ПРАВИЛА ПОВЕДІНКИ У КАБІНЕТІ ХІМІЇ

Учні зобов'язані:

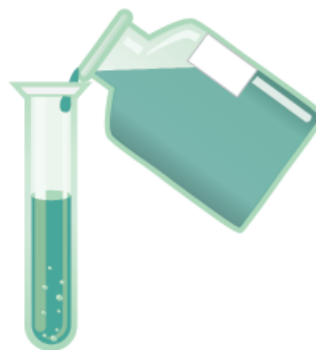
1. Входити до кабінету хімії і лаборантської тільки з дозволу вчителя.
2. Входити до кабінету або виходити з нього спокійно, аби ненароком не перекинути хімічного посуду, приладдя чи склянок з реактивами, що стоять на столах.
3. Займати в кабінеті завжди одне й те саме робоче місце, не переходити на інше місце без дозволу вчителя.
4. Підтримувати чистоту і порядок на своєму робочому місці, мити за собою хімічний посуд.
5. Під час роботи не тримати на лабораторному столі нічого зайвого, крім підручника, збірника задач, довідника, зошита і письмового приладдя.
6. Усі досліди виконувати самостійно, крім тих, які (за вказівкою вчителя) виконуються парами або групами з 3 – 4 учнів.
7. Не починати роботу, доки не перевірено, чи є все необхідне для дослідів, і не продумано послідовність виконання кожного з них.
8. Працювати сидячи, швидко, однак без зайвої квапливості, під час роботи дотримуватися тиші.
9. Записувати в зошиті хід виконання роботи, спостереження, рівняння реакцій, робити висновки одразу після закінчення дослідів.
10. Дбайливо ставитися до обладнання кабінету.
11. Дотримуватися правил користування водопроводом, газом, електричним струмом, не відкривати крани й не вмикати електричні прилади без потреби.
12. Дотримуватися правил нагрівання, поводження з реактивами, хімічним посудом, лабораторним обладнанням. Знати запобіжні заходи під час роботи в кабінеті хімії.
13. Знати розташування в кабінеті аптечки, протипожежних засобів і вміти ними користуватися.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В КАБІНЕТІ ХІМІЇ:

1. Працюйте у кабінеті хімії обов'язково в халаті.
2. Будьте максимально обережними під час виконання будь-яких практичних робіт. Пам'ятайте, що неохайність, неуважність, необізнаність з певними властивостями речовин, з якими проводиться робота, можуть спричинити нещасний випадок.
3. Виконуйте лише ті хімічні досліди, які узгоджено з учителем, під його наглядом або лаборанта.
4. Уважно читайте етикетку на посудині з речовиною, яку використовуєте під час досліду. Відкривши посудину, пробку (корок) кладіть на лабораторний стіл не боком, а так, як зображено на мал. 1.
5. Реактиви для дослідів беріть лише у такій кількості, яка зазначена в інструкції.
6. Якщо в інструкції не зазначено масу чи об'єм реактиву, то сухої речовини слід брати таку кількість, щоб вона покривала лише дно пробірки, а розчину – не більше $1/6$ її об'єму.
7. Надлишок реактиву в жодному разі не зливайте (не зсипайте) знову в посудину, де він зберігався. Зливати (зсипати) реактив можна лише в спеціальні склянки.
8. Наливаючи розчин, посудину з реактивом беріть так, щоб етикетка була в долоні. Знімайте краплю з шийки посудини (мал. 2), бо рідина стікатиме по склу, псуватиме етикетку, може пошкодити шкіру рук.
9. Посудину, з якої брали реактив, одразу закрийте корком і поставте на місце.
10. Під час нагрівання розчину в пробірці користуйтеся дерев'яним тримачем. Уважно стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований



Мал. 1. Так потрібно ставити пробку, відкривши склянку з реактивом



Мал. 2. Знімання краплі рідини з шийки посудини

від вас та оточуючих, оскільки внаслідок перегрівання може статися викид рідини з пробірки.

11. Під час нагрівання рідини стежте, щоб не перегрівалися стінки посудини над рідиною (особливо, якщо рідини мало), – у разі потрапляння на перегріте скло крапель посудина може тріснути.

12. Щоб уникнути перегрівання, не нагрівайте пробірку лише знизу, а рівномірно прогрівайте всю пробірку, весь її вміст.

13. Не заглядайте у пробірку, де нагрівається рідина, і не нахилийтеся над посудиною, в яку наливаєте будь-яку рідину (особливо їдку), оскільки непомітні бризки можуть потрапити в очі (мал. 3).

14. Ніякі речовини не пробуйте на смак.

15. Нюхайте всі речовини обережно, не нахилийтеся над посудиною і не вдихайте на повні груди, а спрямовуйте до себе лише пару чи газ рухами руки (мал. 4).

16. Будьте особливо обережні під час роботи з лугами. Потрапляння в очі навіть розбавлених розчинів лугів може призвести до повної втрати зору. Якщо розчин лугу потрапив на руки, негайно змивайте його великою кількістю води – аж до зникнення відчуття мильності.

17. Будьте також дуже обережні під час роботи з кислотами. Особливо бережіть очі. У разі потрапляння розчину кислоти на руки негайно змийте його великою кількістю води.

18. Будьте особливо обережні під час роботи з нагрівними приладами.

19. Гарячі предмети ставте на кахель або спеціальну підставку.

20. Відпрацьовані реактиви зливайте в раковину (після їх нейтралізації), а цінні реактиви – у спеціальний хімічний посуд.

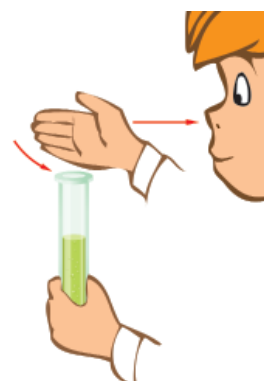
21. Після завершення роботи приберіть своє робоче місце, відключіть воду, вимкніть електронагрівні прилади та обов'язково ретельно помийте руки.

22. Не кладіть свої сніданки на лабораторні столи і ніколи не вживайте їжу в хімічному кабінеті.

У РАЗІ НЕЩАСНОГО ВИПАДКУ НЕГАЙНО ЗВЕРТАЙТЕСЯ ДО ВЧИТЕЛЯ!



Мал. 3. Розбризування рідини під час наливання в посудину

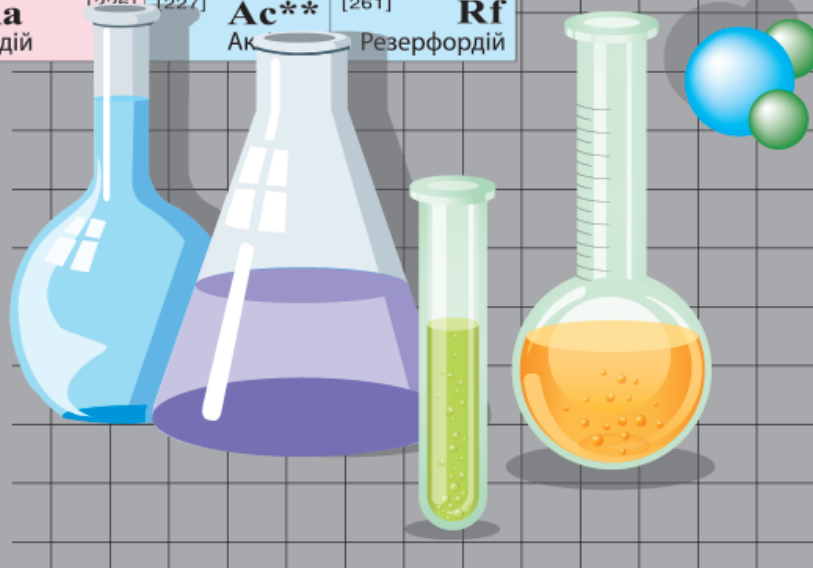
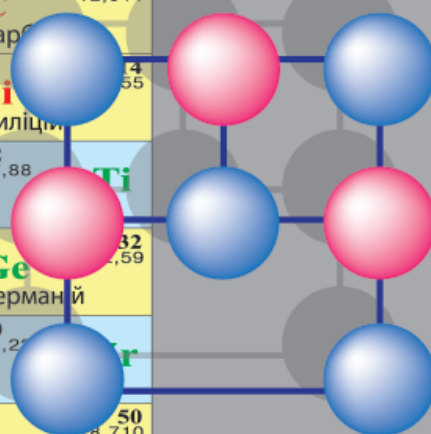


Мал. 4. Так потрібно нюхати речовини

РОЗДІЛ 1

ПОВТОРЕННЯ ТА ПОГЛИБЛЕННЯ ОСНОВНИХ ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ ОСНОВНОЇ ШКОЛИ

Be Берилій 4 9,01218	B Бор 5 10,811	C Карбон 6 12,011
Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,98154	Si Силіцій 14 28,0855
Ca Кальцій 20 40,078	Sc Скандій 21 44,95591	Ti Титан 22 47,88
Zn Цинк 30 65,39	Ga Галій 31 69,723	Ge Германій 32 72,64
Sr Стронцій 38 87,82	Y Ітрій 39 88,9059	Zr Цирконій 40 91,224
Cd Кадмій 48 112,41	In Індій 49 114,82	Sn Станум 50 118,710
Ba Барій 56 137,33	La* Лантан 57 138,9055	Hf Гафній 72 178,49
Hg Меркурій 80 200,59	Tl Телур 81 204,383	Pb Плюмбум 82 207,2
Ra Радій 88 [226]	Ac** Актиній 89 [227]	Rf Резерфордій 104 [261]



§ 1. Класифікація хімічних елементів і речовин. Властивості основних класів неорганічних сполук

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ◆ класифікувати хімічні елементи та їх речовини;
- ◆ визначати властивості основних класів неорганічних сполук;
- ◆ називати хімічні елементи та їх сполуки;
- ◆ наводити приклади *s*-, *p*-, *d*-елементів;
- ◆ складати рівняння хімічних реакцій, які відображають хімічні властивості оксидів, основ, кислот, солей.

Хімічні елементи – це складові простих і складних речовин.

Хімічний елемент – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Кожний хімічний елемент характеризується ступенями окиснення, які можуть виявляти його атоми у сполуках. Під час хімічних реакцій елементи зберігаються, оскільки при цьому відбувається лише розподіл електронів зовнішніх електронних оболонок атомів, а ядра залишаються незмінними.

Одну з перших спроб класифікації хімічних елементів здійснив шведський хімік Я. Берцеліус у 1804 р. Він класифікував усі відомі на той час 32 елементи на *металічні* та *неметалічні* (за відмінністю властивостей простих речовин – металів і неметалів, що їм відповідають). Ця класифікація виявилася не зовсім вдалою, оскільки не враховувала властивості перехідних елементів, які можуть утворювати амфотерні оксиди й гідроксиди. Однак нею користуються й досі.

Нині відомо понад 114 хімічних елементів, з них 22 – *неметалічні елементи*, наприклад, H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, галогени та інертні гази – неметалічні елементи; 92 – металічні елементи.

За будовою електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи. Наприклад, H, He, Na, Ca – *s*-елементи, C, N, P, O – *p*-елементи, Cr, Mn, Fe, Zn – *d*-елементи.

За походженням елементи класифікують на *природні* та *штучні*, які добуті внаслідок перебігу ядерних реакцій. Так, елементи з протонним числом > 94 – штучні.

За поширенням у природі елементи поділяють на *поширені* та *розсіяні*, або *рідкісні*.

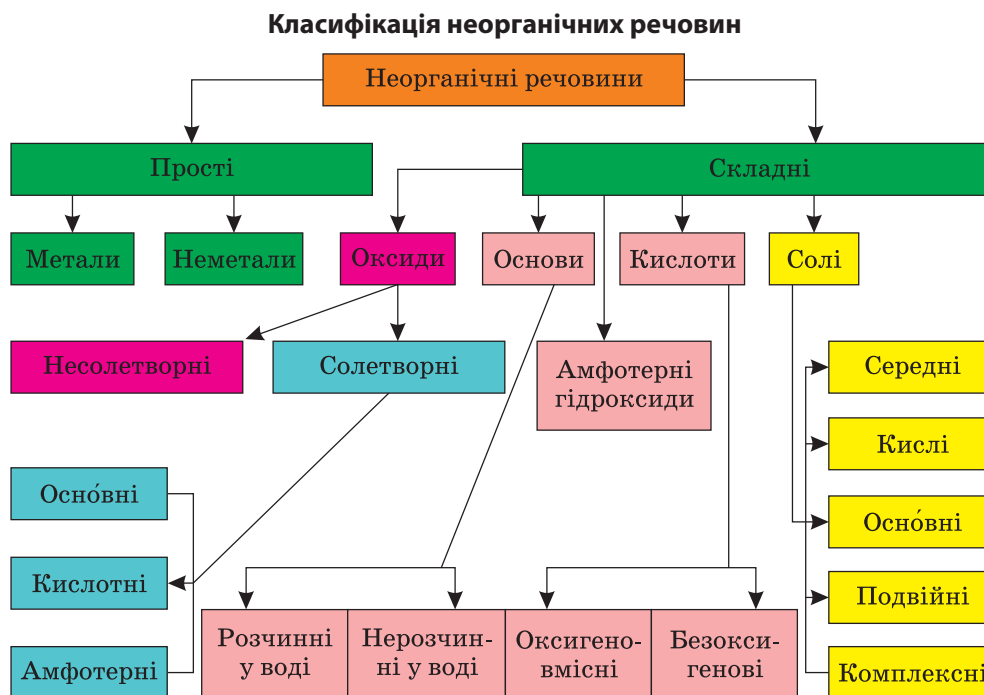
Взаємозв'язок усіх хімічних елементів відображає періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

У природі хімічні елементи існують у формі простих і складних речовин. Складні речовини поділяються на органічні та неорганічні. Класифікацію неорганічних речовин наведено на схемі 1.

- Наведіть визначення кожного класу (підкласу) основних неорганічних сполук, користуючись схемою 1.

- Запишіть формулу й зазначте назву представника кожної класифікаційної одиниці.

Схема 1.



Для прикладу розглянемо солі.

Солі – це складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків.

Таке визначення стосується *середніх*, або *нормальних*, солей, що їх можна розглядати як продукти повного заміщення йонів Гідрогену в кислотах йонами металічних елементів або гідроксильних груп в основах кислотними залишками, наприклад, Na_2SO_4 , K_3PO_4 .

Кислі солі – продукти неповного заміщення йонів Гідрогену в молекулі кислоти на йони металічного елемента, наприклад, NaHCO_3 – натрій гідрогенкарбонат, KH_2PO_4 – калій дигідрогенортофосфат.

Оснóвні солі – продукти неповного заміщення гідроксогруп в основі на йони кислотного залишку, наприклад $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ – купрум гідроксохлорид, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ – алюміній гідроксосульфат.

Подвійні солі – продукти заміщення йонів Гідрогену в молекулі кислоти йонами двох різних металічних елементів, наприклад, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – калій-алюміній сульфат (алюмокалієвий галун).

Комплексні солі – це солі, до складу яких входять комплексні йони. Вони містять хоча б один хімічний зв'язок, утворений за донорно-

акцепторним механізмом, наприклад, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – натрій тетрагідроксоцинкат, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат(III) (червона кров'яна сіль).

Поділ складних речовин на класи ґрунтується на подібності їх хімічних властивостей. У табл. 1 наведено властивості солетворних оксидів.

- ➔ Розгляньте табл. 1, виразіть її зміст за допомоги формул і відповідних рівнянь хімічних реакцій.

Таблиця 1.

Властивості солетворних оксидів

Характеристики	Оксиди		
	Оснóвні	Кислотні	Амфотерні
Агрегатний стан	Твердий	Твердий, рідкий, газуватий	Твердий
Тип хімічного зв'язку	Йонний	Ковалентний полярний	Йонно-ковалентний
Характер гідроксиду	Основа	Кислота	Виявляє властивості кислоти й основи
Хімічні властивості			
Взаємодія з:			
лугами	–	Утворюють солі	Утворюють солі
кислотами	Утворюють солі	–	Утворюють солі
оксидами оснóвними	–	Утворюють солі	Утворюють солі
оксидами кислотними	Утворюють солі	–	Утворюють солі

- ➔ Пригадайте, які властивості характерні для основ.

Основи є твердими речовинами. За розчинністю у воді вони поділяються на розчинні (луги) і нерозчинні. Лугами є гідроксиди лужних і лужноземельних елементів (крім Be і Mg). Луги – йонні сполуки, хімічний зв'язок в інших основах має йонно-ковалентний характер. Хімічні властивості основ наведено в таблиці 2.

- ➔ Наведіть приклади основ, розчинних у воді та нерозчинних. Запишіть їх формули і назви.

Таблиця 2.

Хімічні властивості основ

Властивості	Основи	
	Луги	Нерозчинні
Дія на індикатори	Змінюють забарвлення індикаторів	Не діють на індикатори
Дисоціація на йони у водних розчинах	$\text{KOH} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	Дуже слабо дисоціюють на йони

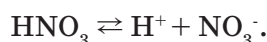
Закінчення табл. 2

Взаємодія з:		
кислотами	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
амфотерними гідроксидами	$\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \stackrel{t}{=} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] - \text{у водних розчинах}$	–
кислотними оксидами	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	–
амфотерними оксидами	$2\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	–
середніми солями	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	–
кислими солями	$\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	–
Розклад під час нагрівання	$\text{NaOH}, \text{KOH} - \text{не розкладаються}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{розкладаються}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \stackrel{t}{=} \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \stackrel{t}{=} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$

- Пригадаємо властивості кислот. Кислоти можуть бути твердими (H_3PO_4 , H_3BO_3) й рідкими (H_2SO_4 , HNO_3). Водні розчини газуватих водневих сполук деяких неметалічних елементів (HF , HCl , HBr , HI , H_2S) також є кислотами. Більшість кислот добре розчиняється у воді. У молекулах кислот атоми Гідрогену зв'язані з кислотними залишками ковалентним полярним зв'язком.

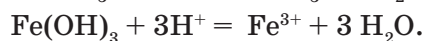
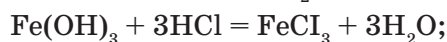
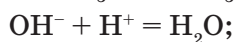
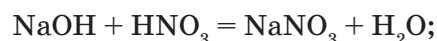
Щодо хімічних властивостей, то:

1. Кислоти у водних розчинах дисоціюють на йони – сильні кислоти повністю, слабкі – мало:

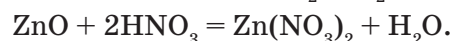
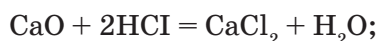


За наявності у розчині йонів H^+ кислоти змінюють забарвлення індикаторів.

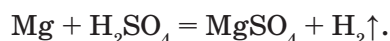
2. Кислоти реагують з основами та амфотерними гідроксидами:



3. Кислоти реагують з основними та амфотерними оксидами:



4. Кислоти взаємодіють з металами:

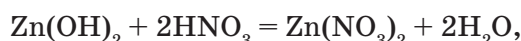


→ Користуючись електрохімічним рядом напруг, пригадайте, які метали витісняють водень, а які – не витісняють його з кислот.

6. Оксигеновмісні кислоти під час нагрівання розкладаються:



Амфотерні гідроксиди $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ усі є твердими речовинами, нерозчинними у воді. Тип зв'язку між атомом металічного елемента та гідроксогрупою – ковалентний. Під дією кислот амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості:

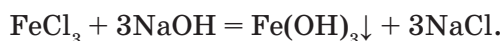


а під дією сильних основ (лугів) – кислотні:

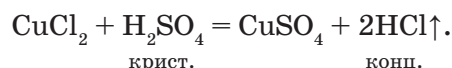


Солі – це тверді кристалічні речовини йонної будови, мають різний колір і різну розчинність у воді.

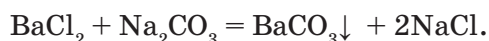
1. Реагують з лугами:



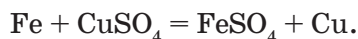
2. Реагують з кислотами:



3. Взаємодіють між собою:



4. Взаємодіють з металами (*пригадайте, з якими саме*):



5. Розкладаються під час нагрівання:



! Коротко про головне

Хімічні елементи – це сукупності атомів з однаковими зарядами їх ядер. Нині відомо 114 хімічних елементів. Усі вони знайшли своє місце у періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

Хімічні елементи класифікують за відмінністю властивостей простих речовин, які їм відповідають, за будовою електронних оболонок їх атомів та походженням і поширенням у природі.

Формою існування хімічних елементів є речовини. Складні неорганічні речовини поділяють на класи за подібністю їх будови та хімічних властивостей.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, за якими ознаками класифікують хімічні елементи, і наведіть відповідні приклади.
2. Наведіть визначення оксидів і поясніть їх класифікацію.

3. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості оксидів.
4. Наведіть визначення основ і поясніть їх класифікацію.
5. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості основ.
6. Наведіть визначення кислот і поясніть їх класифікацію.
7. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості кислот.
8. Наведіть визначення солей і поясніть їх класифікацію.
9. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості солей.
- 10*. Напишіть рівняння реакцій утворення солі з: а) двох простих речовин; б) двох складних речовин; в) простої і складної речовин.
- 11*. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe};$
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2;$
 $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4.$
- 12*. Масова частка елемента(V) у його оксиді становить 43,67%. Знайдіть відносну атомну масу цього елемента, запишіть формулу його оксиду і доведіть характер оксиду рівняннями хімічних реакцій.
- 13*. У розчині натрій гідроксиду масою 40,0 г із масовою часткою NaOH 5% додатково розчинили натрій масою 0,12 г. Обчисліть масову частку лугу в утвореному розчині.

ПРАКТИЧНА РОБОТА 1

УЗАГАЛЬНЕННЯ ВІДОМОСТЕЙ ПРО ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Завдання. На підставі здобутих знань про хімічні властивості представників основних класів неорганічних речовин ви повинні вміти:

- а) доводити наявність певної речовин;
- б) здійснювати перетворення речовин;
- в) розпізнавати видані вам зразки речовин.

■ *Варіант I (середній рівень)*

1. Доведіть, що видана вам сіль – хлорид, і що це – саме натрій хлорид.
2. Здійсніть перетворення:
 $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ і виразіть їх рівняннями реакцій.
3. Визначте речовини: у трьох пробірках під номерами містяться розчини солей Натрію – хлорид, сульфат і карбонат.

■ *Варіант II (достатній рівень)*

1. Доведіть, що видані вам речовини: а) натрій гідроксид; б) калій сульфат.
2. Здійсніть перетворення:
 алюміній нітрат \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній сульфат. Виразіть їх рівняннями реакцій.

3. Визначте речовини: у трьох пробірках під номерами містяться розчини ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду і хлоридної кислоти.

■ *Варіант III (високий рівень)*

1. Доведіть, що видані вам речовини: а) барій хлорид; б) купрум(II) сульфат.

2. Здійсніть перетворення:

кальцій оксид \rightarrow кальцій хлорид \rightarrow кальцій карбонат \rightarrow карбон(IV) оксид. Виразіть їх рівняннями реакцій.

3. Визначте речовини: у чотирьох пробірках під номерами містяться розчини ферум(III) сульфату, натрій сульфату, натрій хлориду і калій гідроксиду.

У звіті про роботу зазначте свої спостереження і складіть рівняння виконаних реакцій.

§ 2. Обчислення за хімічним рівняннями

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *опанувати* алгоритм розв'язування розрахункової задачі та позначення фізичних величин;
- ♦ *обчислювати* масу речовини за відомою кількістю речовини або кількість речовини за відомою масою; об'єм газуваної речовини (н.у.) за відомою масою або кількістю речовини і навпаки.

Ви вже розв'язували розрахункові задачі з хімії і розумієте, що систематичне їх розв'язування сприяє свідомому засвоєнню навчального матеріалу, формуванню логічного мислення, розвитку розумової діяльності й навчає практичному використанню здобутих теоретичних знань.

Щоб розв'язувати задачі за хімічними рівняннями, пригадайте, що таке хімічне рівняння, як його складають. Хімічні рівняння складають на основі закону збереження маси речовин.

→ Пригадайте означення хімічного рівняння та формулювання закону збереження маси речовин.

За хімічними рівняннями можна робити різні розрахунки – обчислювати кількість речовини, масу, об'єм вихідних речовин або продуктів реакції. Пригадайте загальні правила розв'язування задач.

1. Проаналізуйте умову задачі і з'ясуйте, що дано і що треба обчислити.
2. Запишіть скорочено умову і вимогу задачі, використовуючи при цьому загальноживані позначення величин та одиниці СІ.
3. Запишіть рівняння хімічної реакції, необхідне для розрахунків.
4. Сплануйте логічну послідовність дій та оберіть спосіб розв'язування.

5. Розв'яуйте задачу в загальному вигляді через математичні рівняння, а числа підставляйте в остаточні рівняння.

6. Виконуйте розрахунки в тих одиницях вимірювання, які задані умовою задачі. Для спрощення розрахунків переводьте зазначені в задачі маси, об'єми речовин у кількість речовини, розглядаючи молярні співвідношення, які здебільшого є співвідношеннями малих простих чисел.

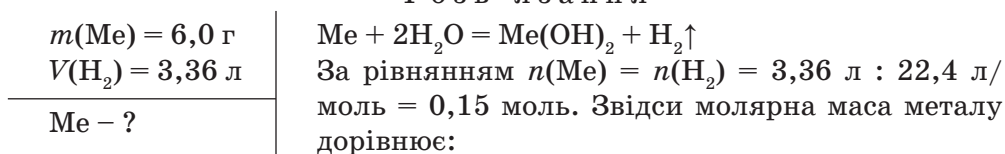
7. Заокруглюйте добуті результати до 0,01 або навіть до цілих чисел, користуючись правилами наближених розрахунків, і запишіть повну відповідь.

Пам'ятайте, що:

- коефіцієнти в хімічних рівняннях показують молярні співвідношення речовин;
- якщо хімічні рівняння описують реакції між газами, то коефіцієнти показують їх об'ємні співвідношення;
- розв'язувати задачу можна будь-яким способом, але краще обирати найраціональніший. При цьому не обов'язково дотримуватись певного шаблону в оформленні розв'язування. Важливо зрозуміти хімічну суть задачі, вміти проаналізувати її та правильно розв'язати.

■ **Приклад 1.** Унаслідок взаємодії з водою металу зі ступенем окиснення +2 і масою 6,0 г виділився водень об'ємом 3,36 л (н.у.). Визначте цей метал.

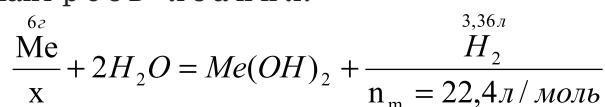
Р о з в ' я з а н н я



$M(\text{Me}) = m : n = 6,0 \text{ г} : 0,15 \text{ моль} = 40 \text{ г/моль}$. Отже, цей метал – кальцій.

В і д п о в і д ь. Кальцій Са.

Інший варіант р о з в ' я з а н н я:



Згідно з рівнянням 6 г металу витискують з води водень об'ємом 3,36 л, а x_r металу – 22,4 л/моль H_2 , звідси

$$A_r = \frac{6 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{3,36 \text{ л}} = 40 \text{ г/моль}$$

Отже, цей метал – кальцій.

В і д п о в і д ь. Кальцій Са.

- **Приклад 2.** Унаслідок прожарювання суміші цинк карбонату і цинк оксиду масою 1,6 г добуто цинк оксид масою 1,248 г. Визначте масову частку компонентів вихідної суміші.

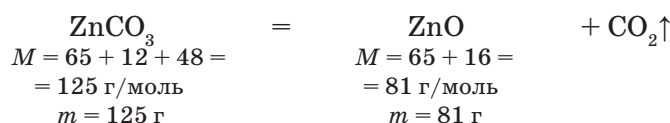
Розв'язання

$$\begin{aligned} m(\text{ZnCO}_3 + \text{ZnO}) &= 1,6 \text{ г} \\ m(\text{ZnO}) &= 1,248 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} W(\text{ZnCO}_3) &- ? \\ W(\text{ZnO}) &- ? \end{aligned}$$

Припускаємо, що у вихідній суміші було $x_r \text{ ZnCO}_3$, тоді $m(\text{ZnO})$ становила $(1,6 - x)$ г.

Обчислюємо масу ZnO, яка утворюється в результаті прожарювання x г ZnCO_3 :



Із 125 г ZnCO_3 утворюється 81 г ZnO,
із $x_r \text{ ZnCO}_3$ утворюється y г ZnO

$$y(\text{ZnO}) = \frac{81 \text{ г} \cdot x}{125 \text{ г}} = 0,648 x (\text{г}).$$

За умовою $0,648x + 1,6 - x = 1,248$, або $0,648x - x = 1,248 - 1,6$;
 $x - 0,648x = 1,6 - 1,248$; $0,352x = 0,352$; звідси $x = 1$ г.

Отже, маса ZnCO_3 в суміші дорівнює 1 г, а масова частка ZnCO_3 становить:

$$W(\text{ZnCO}_3) = \frac{1 \text{ г}}{1,6 \text{ г}} = 0,625, \text{ або } 62,5 \%,$$

тоді масова частка ZnO в суміші дорівнює:

$$W(\text{ZnO}) = 100\% - 62,5\% = 37,5\%.$$

В і д п о в і д ь: $W(\text{ZnCO}_3) = 62,5\%$; $W(\text{ZnO}) = 37,5\%$.

! Коротко про головне

Рівняння хімічної реакції складається на основі закону збереження маси речовин. Воно відображає матеріальний баланс хімічного процесу, тобто за ним можна здійснювати різні розрахунки.

Щоб розв'язати розрахункову хімічну задачу, треба передусім зрозуміти її хімічну суть, правильно написати формули речовин, скласти рівняння хімічної реакції та виконати розрахунки, користуючись формулами, які виражають взаємозв'язок між фізичними величинами. При цьому слід використовувати одиниці СІ, для кожної з речовин застосовуючи одну й ту саму величину.

? Контрольні завдання

1. Обчисліть, який об'єм водню (н.у.) можна одержати при розчиненні у воді 1 моль лужного металу.

2. Визначте, в яких масових співвідношеннях треба взяти кальцій гідроксид та ортофосфатну кислоту, щоб відбулася реакція нейтралізації.
- 3*. У результаті спалювання металу зі ступенем окиснення +2 і масою 3,0 г утворився його оксид масою 4,2 г. Який це метал?
- 4*. Обчисліть масу гашеного вапна, яке можна добути з вапняку масою 12 кг, якщо масова частка домішок у ньому становить 10%. Визначте об'єм (н.у.) вуглекислого газу, що виділяється при цьому.
- 5*. Унаслідок обробки сульфатною кислотою суміші цинку з цинк оксидом масою 1,6 г виділився водень об'ємом 448 мл (н.у.). Визначте масові частки компонентів суміші.
- 6*. Змішайте розчини, що містять 0,4 моль натрій гідроксиду і 0,4 моль сульфатної кислоти. Яка сіль і в якій кількості утвориться при цьому?
- 7*. При взаємодії лужноземельного металу масою 3,425 г з водою виділився водень об'ємом 560 мл (н.у.). Який метал узято для реакції?
- 8*. У воді об'ємом 300 мл розчинили хлороводень об'ємом 112 л (н.у.). Яка масова частка HCl у добутій кислоті?
- 9*. Зразок металу зі ступенем окиснення +2 і масою 2,74 г спалили у надлишку кисню. Утворену сполуку повністю розчинили в хлоридній кислоті. До цього розчину додавали розчин натрій сульфату, поки не припинилося випадання осаду. Утворений осад відфільтрували, промили водою й висушили до сталої маси. Утворилася біла речовина масою 4,66 г. З'ясуйте, який метал було взято і напишіть рівняння усіх реакцій, що відбулися.

§ 3. Сучасні уявлення про будову атома

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *характеризувати* основні положення сучасної теорії будови атома, склад атомних ядер;
- ♦ *пояснювати* значення понять нукліди, нуклони, ізотопи, орбіталі;
- ♦ *уміти* визначати число протонів і нейтронів у ядрі атома, число електронів у атомі, його масове число.

Упродовж 25 століть, із часів філософів Давньої Греції і до кінця XIX ст., у науці панувала думка про те, що атом – найменша неподільна частинка речовини, яка залишається незмінною під час будь-яких процесів чи явищ.

Проте наприкінці XIX ст. у фізиці було зроблено низку відкриттів, які засвідчили складну будову атома.

➔ Пригадайте, які відкриття стали прямими доказами складності атома.

На підставі нових відкриттів почала розвиватися теорія будови атома (модель будови атома Е. Резерфорда, 1911 р.; модель Н. Бора, 1913 р.).

- Поясніть, що є спільним для цих моделей і чим вони різняться одна від одної.

Сучасна теорія будови атома виникла як результат переосмислення й доповнення теорії Бора. Найсуттєвішим нововведенням стало поняття про *електронну хмару*, яке прийшло на зміну поняттю про електрон лише як частинку. Сучасна *квантова теорія будови атома* враховує *хвильові* властивості електрона та інших елементарних частинок – протонів, нейтронів тощо.

Основні положення сучасної теорії будови атома:

1. Електрону властива двоїста (корпускулярно-хвильова) природа. Як частинка електрон має певну масу і заряд, а як хвиля – здатність до дифракції (обгинання перешкоди).

2. Для електрона неможливо одночасно й точно виміряти координату та енергію. У кожний момент часу можна визначити лише одну з цих властивостей.

3. Електрон в атомі не обертається навколо ядра за певною траєкторією, а може рухатися в будь-якій частині навколоядерного простору. Однак вірогідність перебування його в різних частинах простору неоднакова.

4. Ядра атомів складаються з протонів і нейтронів. Число протонів дорівнює атомному номеру елемента (*протонне число*), а сума чисел протонів і нейтронів відповідає його *масовому числу*.

Різні види атомів мають загальну назву – *нукліди*. Найважливіші характеристики нуклідів – атомний номер і масове число, їх позначають зліва від символу елемента, наприклад, ${}_{11}^{23}\text{Na}$ – нуклід Натрію. Якщо нукліди (ядра) одного й того самого елемента мають однаковий заряд ядра, але різні масові числа, вони називаються *ізотопами*. Наприклад, ${}_{6}^{12}\text{C}$ і ${}_{6}^{13}\text{C}$ – ізотопи Карбону.

Розрізняють стійкі (стабільні) та нестійкі (радіоактивні) ізотопи. Їх називають і позначають тими самими символами, що й хімічні елементи. Винятком є ізотопи Гідрогену, які мають індивідуальні назви і символи: ${}_{1}^1\text{H}$ – Протій; ${}_{1}^2\text{H}$, або ${}_{1}^2\text{D}$ – Дейтерій; ${}_{1}^3\text{H}$, або ${}_{1}^3\text{T}$ – Тритій.

Знаючи частки ізотопів у природному елементі та середнє значення їх атомних мас, можна визначити відносну атомну масу елемента у періодичній системі. Загальна формула для розрахунку:

$$A_{r(\text{сеп.})} = \frac{w_1 \cdot A_{r1} + w_2 \cdot A_{r2} + \dots + w_n \cdot A_{rn}}{w_1 + w_2 + \dots + w_n}$$

- **Приклад.** У природному Хлорі частка нукліда ^{35}Cl становить $\approx 75,53\%$, а нукліда $^{37}\text{Cl} \approx 24,47\%$ (атомних відсотків). Визначити відносну атомну масу елемента Хлору.

$$A_{r(\text{ср.})} = \frac{75,53 \cdot 35 + 24,47 \cdot 37}{100} = 35,489, \text{ або заокруглено } 35,5.$$

Коротко про головне

Атом – складна частинка. Він складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Ядро атома містить протони і нейтрони, загальна назва яких – *нуклони*.

Маса атома зосереджена в його ядрі. Кількість протонів і нейтронів визначає *масове число елемента*. Кількість протонів у ядрі дорівнює атомному номеру (протонному числу) елемента, а кількість нейтронів – масовому числу мінус атомний номер.

Електрон має корпускулярно-хвильову природу. Кількість електронів у атомі також дорівнює атомному номеру (протонному числу) елемента.

Електрони в атомі постійно рухаються, але певної траєкторії руху вони не мають. Електрон може перебувати в будь-якій ділянці простору біля ядра, утворюючи *електронну хмару*. Така тривимірна ділянка простору біля ядра, де перебування електрона найімовірніше, називається *орбіталлю*.

Контрольні завдання

- Розкрийте основні положення сучасної теорії будови атома.
- Схарактеризуйте нуклони. Чим вони відрізняються від нуклідів?
- Схарактеризуйте електрон, розкрийте його природу.
- Число електронів у атомі

А більше за число протонів;	В дорівнює числу протонів;
Б менше за число протонів;	Г дорівнює заряду ядра атома.
- Ядро атома певного нукліда містить 16 нейтронів, а електронна оболонка – 15 електронів. Масове число нукліда дорівнює

А 16;	Б 15;	В 31;	Г 1.
-------	-------	-------	------
- Два нейтрони містяться в ядрах атомів

А Протію;	В Дейтерію;
Б Гелію;	Г Тритію.
- Хімічні символи тільки ізотопів наведено в ряду

А ^{16}O , ^{32}S , ^{12}C ;	В ^{40}Ar , ^{40}K , ^{40}Ca ;
Б ^{41}K , ^{41}Ca , ^{41}Sc ;	Г ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O .
- Число протонів у аніоні PO_4^{3-} дорівнює

А 36;	Б 39;	В 95;	Г 47.
-------	-------	-------	-------
- Обчисліть середню відносну атомну масу Купруму, якщо відомо, що у природі є два стабільних ізотопи цього елемента: ^{63}Cu (атомна частка 71,87%) і ^{64}Cu (атомна частка 28,53%).

§ 4. Будова електронних оболонок атомів

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *пояснювати* значення понять електронна оболонка атома, квантове число, електронна конфігурація атома;
- ♦ *характеризувати складати* закономірності розподілу електронів у атомах;
- ♦ схеми будови атомів, електронні формули атомів хімічних елементів і графічні схеми розподілу електронів за квантовими комірками.

Пригадаємо, що атом складається з ядра та *електронної оболонки*, тобто сукупності електронів, що рухаються в атомі біля ядра. Електрон в атомі можна уявити як хмару з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору довкола ядра. Такий простір, у якому перебування електрона найімовірніше, називається *атомною орбіталлю*.

Орбіталі розміщуються на певних відстанях від ядра, мають певну форму та орієнтацію в просторі. Для їх характеристики використовують набір *квантових чисел*, яких є чотири. Кожне з них дедалі більше уточнює стан електрона в атомі, його місцезнаходження в електронній оболонці.

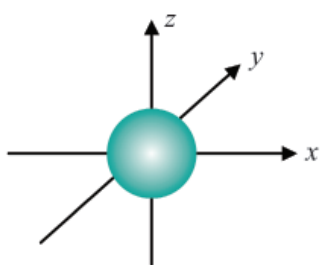
Головне квантове число n визначає номер енергетичного рівня (електронного шару), на якому розміщується електрон, а також енергію електрона в атомі і ступінь його віддаленості від ядра.

Енергетичний рівень – це сукупність орбіталей, які характеризуються однаковим значенням головного квантового числа n

Головне квантове число набуває цілочислових значень, починаючи з одиниці ($n = 1, 2, 3, \dots, \infty$). Чим більше n , тим більшою буде енергія. З числом n поєднані й інші характеристики енергетичного рівня. Наприклад, число підрівнів на енергетичному рівні дорівнює n – номеру рівня, а число орбіталей на енергетичному рівні n – квадрату номера рівня. Отже, максимальне число електронів, які можуть розміститися на n -му рівні (по два на кожній орбіталі), дорівнює $2n^2$.

Побічне (орбітальне) квантове число l визначає форму атомної орбіталі (АО), на якій розміщений електрон. Воно може набувати цілочислових значень від 0 до $n - 1$ (підрівні позначаються буквами).

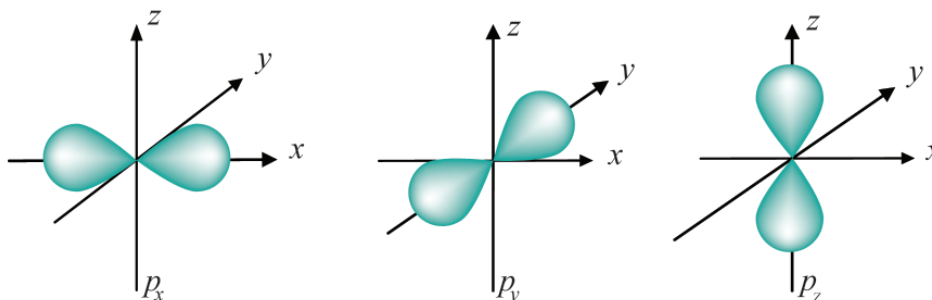
n	АО
1	1s
2	2s, 2p
3	3s, 3p, 3d
4	4s, 4p, 4d, 4f



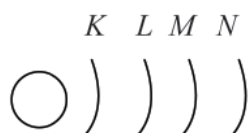
Мал. 5. s-Орбіталь

Кожному енергетичному рівню з певним значенням n відповідає набір енергетичних підрівнів, число яких дорівнює значенню n .

Магнітне квантове число m характеризує орієнтацію орбіталей у просторі (у зовнішньому магнітному або електричному полях). Воно може набувати цілочисельних значень від $-l$ до $+l$ (зокрема, і нуль). При певному значенні l число можливих значень m дорівнює $2l + 1$. Так, при $l = 0 - m = 0$. Це означає, що s-орбіталь має одну орієнтацію щодо трьох осей координат (мал. 5). При $l = 1$ може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$, тобто p-орбіталі мають три орієнтації в просторі – за координатними осями x, y, z (мал. 6).



Мал. 6. p-Орбіталі



Ядро 2 8 18 32

Мал. 7. Схема будови електронної оболонки атома

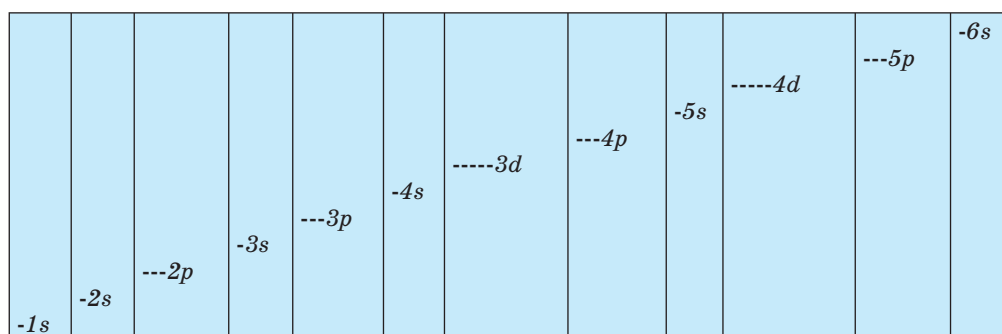
Отже, електрони в атомі розміщуються на різній відстані від ядра, оскільки вони мають різний запас енергії. Так утворюються *електронні шари*, які складаються з електронів із близьким значенням енергії. Їх ще називають *енергетичними рівнями*. Число енергетичних рівнів дорівнює головному квантовому числу n , тобто номеру періоду (мал. 7).

Головне квантове число n	1	2	3	4
Електронна оболонка	K	L	M	N
Максимальне число електронів, $2n^2$	2	8	18	32

Як саме розподіляються електрони в електронній оболонці? Розподіл електронів у атомі по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях називається *електронною конфігурацією* атома. Наприклад, електронна конфігурація атома Натрію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Зазвичай вона наводиться для основного стану атома (стан з мінімальною енергією).

Для складання електронної конфігурації атома слід пам'ятати певні принципи і правила.

Принцип мінімуму енергії полягає в тому, що першими заповнюються орбіталі з мінімальними рівнями енергії. У межах одного електронного шару найменше значення енергії має електрон, що перебуває на *s*-орбіталі, а далі – на *p*-, *d*-, *f*-орбіталях (мал. 8).

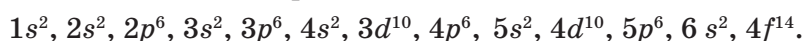


Мал. 8. Енергетична діаграма електронних рівнів і підрівнів

Принцип заборони Паулі. В атомі не може бути двох електронів з однаковим набором усіх чотирьох квантових чисел: $\uparrow\uparrow$ $\downarrow\downarrow$ – заборонено. Це означає, що на одній орбіталі не може бути більше двох електронів з антипаралельними спінами: $\downarrow\uparrow$ – дозволено.

Правило Хунда. Орбіталі одного підрівня заповнюються електронами в такий спосіб, щоб їх сумарний спін був максимальним: $\downarrow\uparrow$ \uparrow \square – заборонено. Це означає, що спочатку електрони заповнюють орбіталі по одному на кожній, а якщо число електронів більше за число орбіталей, то – по два, утворюючи електронні пари $\downarrow\uparrow$ \uparrow \uparrow – дозволено.

Правила Клечковського. 1. Електрони заповнюють орбіталі в порядку збільшення суми головного та орбітального квантових чисел. 2. Якщо сума $n + l$ однакова, то передусім заповнюється орбіталь з меншим значенням n . Отже, послідовність заповнення орбіталей електронами можна подати таким рядом:



Запам'ятовувати цей ряд не потрібно. Його використовують під час складання електронних конфігурацій атомів або йонів елемента (див. мал. 8).

! Коротко про головне

Оскільки електрони мають різний запас енергії, вони розміщуються в атомі на різній відстані від ядра, утворюючи електронні шари. Кожному електронному шару відповідає певний рівень енергії електронів, що розміщуються на ньому, тому електронні шари називають ще *енергетичними рівнями*.

Число енергетичних рівнів у атомі елемента відповідає головному квантовому числу n , тобто номеру періоду в періодичній системі. Енергетичні рівні атомів позначаються також латинськими літерами K, L, M, N, O, P, Q.

Кожний енергетичний рівень поділяється на підрівні, число яких дорівнює номеру рівня.

На одній орбіталі може бути лише два електрони з протилежними спінами.

Електрони розміщуються спочатку по одному на кожній з орбіталей, а потім – по два.

Розподіл електронів у атомі по орбіталах на енергетичних рівнях і підрівнях називається *електронною конфігурацією атома*. Графічно вона передається за допомогою електронних формул або квантових комірок.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, на що вказують квантові числа. Розкрийте їх суть.
2. Розкажіть про будову електронної оболонки атома.
3. Поясніть, якими правилами регулюється заповнення орбіталей електронами.
4. Поміркуйте, які атомні орбіталі в багатоелектронному атомі заповнюються в першу чергу: $5s$ чи $4d$. Чому? Яким правилом ви скористалися для відповіді на це запитання?
5. Напишіть електронну конфігурацію атомів Оксигену і Калію та покажіть розподіл електронів за квантовими комірками.
6. Напишіть електронну конфігурацію йона Cl^{5+} .
7. Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ відповідає атому
А Кальцію; Б Калію; В Скандію; Г Аргону.
- 8*. Скорочена електронна конфігурація основного стану $\dots 3d^{10} 4s^1$ відповідає атому із зарядом ядра
А 19; Б 29; В 39; Г 49.

- 9*. Неправильно заповнені орбіталі у випадках



Яким правилом ви скористалися для відповіді?

- 10*. Електронну конфігурацію атома інертного газу має
А Te^{2-} ; Б Cu^+ ; В Fe^{2+} ; Г Cr^{3+} .

§ 5. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва у світлі уявлень про будову атома

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *пояснювати* сучасне формулювання періодичного закону; будову короткої і напівдовгої форм періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва; сучасні уявлення про періодичність властивостей елементів за будовою атомів;
- ♦ *характеризувати* хімічні елементи за їх місцем у періодичній системі.

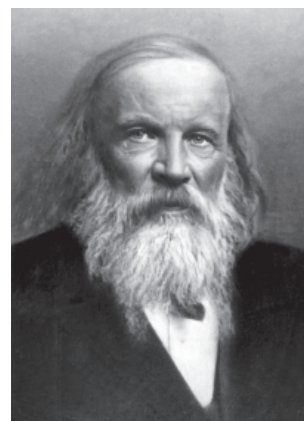
До середини ХІХ ст. число відомих на той час хімічних елементів досягло 63, тож виникла потреба їх упорядкування. Як засвідчує історія розвитку хімії, німецький учений Лотар Мейєр першим знайшов правильний шлях, оскільки він обрав для класифікації на той час єдину для всіх елементів загальну їх характеристику (фізичну величину) – масу.

Однак скласти таблицю, яка включала б усі відомі 63 елементи, згрупувати їх у кілька горизонтальних рядів таким чином, щоб у вертикальні колонки потрапили елементи, подібні за хімічними властивостями, вдалося лише Д. І. Менделєєву. Він відкрив періодичний закон (1869), коли про будову атома вчені не мали ще жодного уявлення. При цьому сформулював закономірності зміни властивостей хімічних елементів, як тепер виявилось, однозначно пов'язаних з будовою електронних оболонок атомів, ще задовго до відкриття складної будови самого атома.

Тільки з виявленням фізичного змісту порядкового (атомного) номера елемента (1912 р.) і відкриттям будови атомного ядра (1932 р.) стало зрозуміло, що елементи у періодичній системі розміщені в порядку збільшення позитивного заряду їх атомних ядер. Тому сучасне формулювання періодичного закону таке:

Властивості елементів та утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів.

Щодо періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва, то нині відомо понад 500 варіантів її графічного зображення. Серед них найбільш популярні так звані коротка і напівдовга форми, які доповнюють одна одну і в цілому ідентичні, оскільки в обох формах хімічні



Д. І. Менделєєв
(1834–1907)

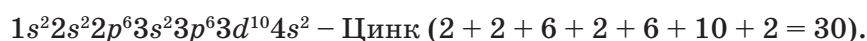
елементи за структурою незбуджених атомів поділяються на природні сукупності. Це відображено у вигляді горизонтальних і вертикальних рядів – періодів і груп.

Останнім часом напівдовга форма стала домінуючою, оскільки краще узгоджується з будовою атомів елементів. Напівдовга форма періодичної системи так само має сім періодів, але вони займають лише одну горизонталь, на два ряди не поділяються. Ліворуч розміщуються *s*-елементи, в атомах яких заповнюються *s*-орбіталі. Це лужні та лужноземельні елементи, а також Гідроген і Гелій (див. табл. на форзаці). Праворуч – *p*-елементи, в атомах яких заповнюються *p*-орбіталі. В середній частині розміщуються так звані *перехідні елементи*, в атомах яких заповнюються *d*-орбіталі передзовнішнього шару. Родини лантаноїдів та актиноїдів – це *f*-елементи. У їх атомах заповнюється третій ззовні шар. Ці родини в короткій і напівдовгій формах виносять за межі таблиці.

Напівдовга форма періодичної системи хімічних елементів включає 16 груп – 8А і 8В. У групах А містяться *s*- та *p*-елементи, в їх атомах електрони зовнішнього енергетичного рівня є *валентними*. В атомах елементів груп В до валентних, окрім зовнішніх електронів, належать також електрони *d*-орбіталей, що заповнюються. Отже, *причина подібності властивостей хімічних елементів полягає в повторюваності будови зовнішнього енергетичного рівня*.

Число валентних електронів відповідає номеру групи, в якій перебуває елемент, і вищому ступеню окиснення атомів елемента. Наприклад, усі елементи VIIA групи мають по 7 валентних електронів, електронна конфігурація атомів яких ns^2np^5 , де *n* – номер періоду, в якому розміщений елемент, і, отже, номер зовнішнього енергетичного рівня. Кількість валентних електронів 7 відповідає номеру групи і вищому ступеню окиснення елементів +7 (за винятком найелектронегативнішого Флуору, який не виявляє позитивного ступеня окиснення).

Отже, місце елемента у періодичній системі прямо пов'язане з електронною конфігурацією його атома. Тобто за місцем елемента у періодичній системі можна скласти електронну конфігурацію атома. Проте справедливим є й зворотне твердження: за електронною конфігурацією можна визначити елемент. Наприклад, елемент з електронною конфігурацією атома



Якщо зазначено конфігурацію тільки валентних електронів, наприклад, $4s^24p^3$, то можна розмірковувати так: оскільки атом має четвертий енергетичний рівень, то елемент міститься в 4-ому періоді; оскільки валентних електронів 5, то – в п'ятій групі; оскільки в атомі заповнюється *p*-підрівень, то *3d*-орбіталі вже заповнені. Отже, елемент належить до А групи – VA, тобто це Арсен.

! Коротко про головне

Властивості хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини позитивного заряду ядра їх атомів. Причина подібності властивостей груп елементів полягає у періодичній повторюваності конфігурації валентних електронів. Номер зовнішнього енергетичного рівня атома відповідає номеру періоду, в якому розміщений елемент. Число валентних електронів, як правило, відповідає номеру групи, в якій міститься елемент, та його вищому ступеню окиснення у сполуках.

? Контрольні завдання

1. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва і поясніть причину уточнення Менделєєвського формулювання.
2. Поясніть структуру напівдовгої форми періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
3. Для елемента зі скороченою електронною конфігурацією атома в основному стані $\dots 3d^5 4s^1$ справедливі твердження
А міститься в 3-му періоді; **В** розміщений у VIБ групі;
Б розміщений у VIA групі; **Г** в атомі 6 валентних електронів.
4. На основі електронної конфігурації $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ назвіть елемент і поясніть будову його атома.
5. Атом елемента має електронну конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Назвіть номер періоду, номер групи і максимальний ступінь окиснення елемента.
6. Поясніть, чому групи лантаноїдів і актиноїдів містять по 14 хімічних елементів.
7. Поясніть, чи можуть електрони йона Al^{3+} перебувати на орбіталях:
а) $2p$; б) $1p$; в) $3d$.
- 8*. Скорочені електронні конфігурації атомів елементів, що утворюють вищі оксиди складу E_2O_7 , – це:
А $\dots 2s^2 2p^5$; **В** $\dots 3d^5 4s^2$;
Б $\dots 3s^2 3p^5$; **Г** $\dots 3d^3 4s^2$.
- 9*. Назвіть інертний газ та йони чотирьох елементів, що мають однакову електронну конфігурацію з частинкою, яка виникає внаслідок видалення з атома Кальцію всіх валентних електронів.

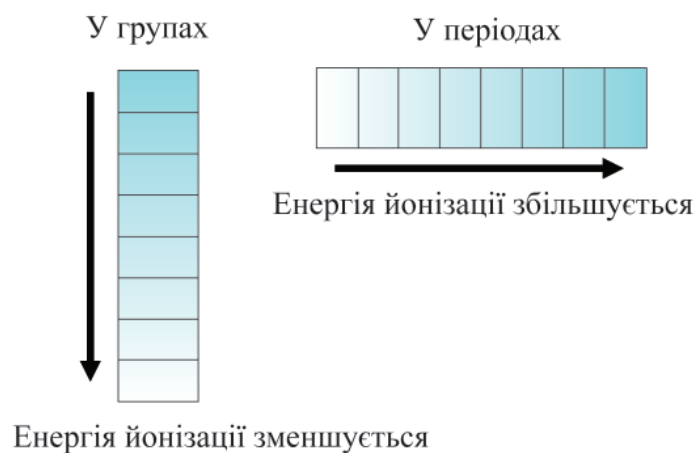
§ 6. Характеристика властивостей атомів елементів

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *пояснювати* суть відновних та окисних властивостей атомів елементів, їх металічний і неметалічний характер, енергію йонізації, спорідненість до електрона, радіус атома, електронегативність;
- *уміти обґрунтовувати* закономірності зміни властивостей атомів елементів у періодичній системі.

Металічні та неметалічні елементи. Ви вже знаєте, що для атома найбільш енергетично вигідною є повністю заповнена електронна оболонка, – як у атомів інертних газів. Тому атоми інших елементів намагаються завершити свою електронну конфігурацію до оболонки інертного газу ns^2np^6 . Для цього атоми або віддають електрони із зовнішнього енергетичного рівня (окиснення), або приєднують електрони (відновлення), яких не вистачає до повного заповнення орбіталей зовнішнього рівня.

Кількість енергії, необхідної для відриву від атома найбільш слабкоз'язаного з ним електрона, називається енергією йонізації (в перерахунку на 1 моль). Чим вона менша, тим легше атом віддає електрон, тим більше виражені його відновні властивості (мал. 9).

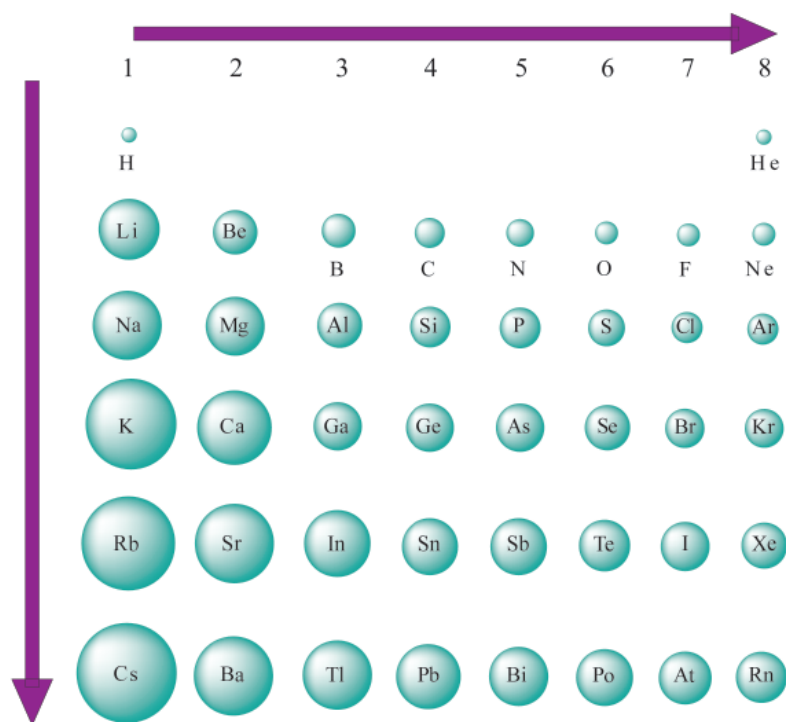


Мал. 9. Схема зміни енергії йонізації хімічних елементів

Властивості неметалічних елементів характеризують за *спорідненістю до електрона, тобто енергетичним ефектом приєднання електрона до атома* (у перерахунку на 1 моль). Чим вища спорідненість до електрона, тим міцніше атом утримує чужий електрон, тим сильніше виражені його окисні властивості.

Радіус атома. Зрозуміло, що атоми не мають суворо визначених меж через корпускулярно-хвильовий характер електрона. Тому абсолютне значення радіуса атома визначити неможливо. Ось чому за радіус атома умовно приймають відстань від ядра до найбільш віддаленого від нього електрона.

Спостерігається періодичність у зміні атомних радіусів. Так, у періодах зі збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні збільшується їх сумарний негативний заряд. Електрони сильніше притягаються до позитивно зарядженого ядра, і атом ніби стискається, тобто його радіус зменшується (мал. 10).



Мал. 10. Порівняльні величини атомних радіусів деяких елементів

Зі збільшенням атомного номера елемента радіус його атома в А групах, як правило, збільшується внаслідок збільшення числа енергетичних рівнів. Проте збільшення заряду ядра при цьому викликає протилежний ефект. Тому збільшення атомних радіусів зі збільшенням головного квантового числа n (номера періоду) відносно невелике, а в деяких випадках, наприклад, у p -елементів IIIA групи, значення радіуса атома Al більше, ніж у Ga.

Електронегативність елемента – це здатність атома елемента в хімічній сполуці притягувати до себе електрони. Чим більше електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару (через що вона зміщується в бік більш електронегативного елемента), тим яскравіше виявлені в нього неметалічні властивості.

Уперше шкалу електронегативностей елементів розробив американський учений Л. Полінг (1932). Він виявив загальну тенденцію зміни електронегативностей елементів у періодичній системі: в періодах їх електронегативність зростає зліва направо, а в групах – знизу вгору.

Як пояснити цю закономірність?

У періодах у міру зростання зарядів ядер атомів число валентних електронів збільшується, радіус атомів зменшується, а спорідненість до електрона зростає. Отже, електронегативність збільшується. У гру-



Л. К. Полінг
(1901–1994)

Американський фізик і хімік, громадський діяч. Праці зі структури білків, імунохімії, молекулярної генетики. Виступав проти випробувань ядерної зброї. Нобелівська премія з хімії (1954), Нобелівська премія миру (1962), Міжнародна Ленінська премія (1970). Золота медаль ім. Ломоносова АН СРСР (1977).

пах A навпаки: радіус атомів збільшується, зв'язок валентних електронів з ядром послаблюється, і приєднання нових електронів ускладнюється, тобто електронегативність зменшується.

Найбільшу електронегативність мають галогени, особливо Флуор; найменшу – лужні елементи. Інертні елементи електро-негативності не мають.

! Коротко про головне

Властивості хімічних елементів змінюються періодично зі зростанням зарядів ядер атомів. Причина зміни властивостей полягає в тому, що так само періодично змінюється число валентних електронів у атомах.

У *періодах* зі збільшенням зарядів ядер атомів елементів посилюються їх неметалічні властивості, а металічні – послаблюються, відповідно окисні властивості посилюються, а відновні – послаблюються; електронегативність елементів посилюється, а радіуси атомів зменшуються.

У *групах* зі збільшенням зарядів ядер атомів елементів металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються, відповідно відновні властивості атомів посилюються, а окисні – послаблюються; електронегативність елементів зменшується, а радіуси атомів збільшуються.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, чим зумовлені металічні та неметалічні властивості атомів елементів. Назвіть два елементи: атоми одного з них найбільше виявляють металічні, атоми іншого – неметалічні властивості. Відповідь обґрунтуйте.
2. Поміркуйте, чому атоми з конфігурацією валентних електронів ns^2np^6 не виявляють спорідненості до електрона. Для обґрунтування відповіді наведіть схему розподілу валентних електронів по орбіталях у атомах Be і Ne.
3. Користуючись мал. 10 у підручнику, поясніть закономірність зміни величини атомних радіусів хімічних елементів у періодах і групах періодичної системи.
4. У атомів елементів, символи яких наведено нижче, електронегативність спочатку збільшується, а потім зменшується в ряду

А Na, Mg, C;	В I, Cl, Br;
Б Na, K, Rb;	Г Cs, K, Be.

5. Серед схем розподілу електронів по квантових комірках елемент з найбільш яскраво вираженими неметалічними властивостями – це



- 6*. Назвіть елементи-метали за конфігураціями валентних електронів їх атомів: а) $6s^1$; б) $4s^2$; в) $3s^23p^1$; г) $4d^{10}5s^1$. Розмістіть ці елементи в порядку посилення відновлювальних властивостей.
- 7*. Поміркуйте, як змінюються радіус, окиснювальні властивості атомів і металічні властивості простих речовин у таких рядах елементів:
- а) Al – Si – P – S;
 б) Ba – Sr – Ca – Mg;
 в) Te – Se – Br – Cl.
- 8*. Назвіть елемент, який не належить до елементів-металів, але його атом на зовнішньому енергетичному рівні містить два електрони. Схарактеризуйте цей елемент. Чому число валентних електронів його атома не відповідає номеру групи, в якій він міститься?
- 9*. Висловіть своє передбачення щодо властивостей, які повинен мати елемент з атомним номером 119.

§ 7. Характеристика хімічного елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ визначати місце хімічного елемента у періодичній системі;
- ♦ пояснювати будову атома хімічного елемента;
- ♦ характеризувати за місцем елемента у періодичній системі та будовою атома властивості простої речовини, склад і характер вищого оксиду та гідроксиду, склад леткої сполуки з Гідрогеном (де можливо).

Пригадайте:

- сучасне формулювання періодичного закону;
- основні закономірності зміни властивостей атомів, простих і складних речовин, утворених хімічними елементами, у періодах і групах.

Нині, коли встановлено зв'язок між ученням про періодичність і теорією будови атомів, можна доволі повно характеризувати хімічні елементи. Краще це робити за певним планом.

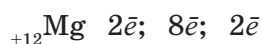
План характеристики хімічного елемента

- | | |
|---|---|
| 1. Хімічний знак і назва елемента. | Хлор Cl |
| 2. Місце хімічного елемента у періодичній системі (атомний номер, відносна атомна маса, період, група). | Атомний номер 17
$A_r(\text{Cl}) = 35,5$
3-й період
VIIA група |

- | | |
|--|--|
| <p>3. Будова атома хімічного елемента (заряд ядра атома; число протонів, нейтронів, електронів у атомі; розподіл електронів за енергетичними рівнями).</p> <p>4. Характер простої речовини, утвореної атомами цього елемента (метал, перехідний метал, неметал).</p> <p>5. Склад вищого оксиду, його характер (основний, кислотний, амфотерний).</p> <p>6. Склад вищого гідрату оксиду, його характер (кислота, основа, амфотерний гідроксид).</p> <p>7. Склад легкої сполуки з Гідрогеном (для неметалічних елементів).</p> | $\begin{matrix} 35 \\ 17 \end{matrix} \text{Cl}$ $17^+_p, 18^0_n, 17\bar{e}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ <p>Хлор Cl_2 –
неметал</p> <p>Cl_2O_7
кислотний оксид</p> <p>HClO_4
хлорна кислота</p> <p>HCl
гідроген хлорид, або
хлороводень; водний розчин – кислота</p> |
|--|--|

Покажемо на прикладі Магнію, як ще можна характеризувати хімічний елемент.

1. Mg – Магній.
2. Елемент Магній має атомний номер 12, відносну атомну масу 24 (заокруглене значення). Розміщений у третьому періоді, в другій групі.
3. Оскільки атомний номер Mg $Z = 12$, то ядро атома Mg містить 12 протонів, заряд ядра +12. Число нейтронів у ядрі дорівнює:
 $N = A_r - Z = 24 - 12 = 12$. Оскільки атом електронейтральний, то число електронів у атомі також дорівнює 12. Електрони утворюють в атомі три шари (три енергетичних рівні):



Електронна конфігурація атома Магнію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Виходячи з будови атома, можна передбачити ступінь окиснення Магнію в його сполуках. Оскільки під час хімічних реакцій атом Магнію віддає два зовнішні електрони, виявляючи відновні властивості, то його ступінь окиснення дорівнює +2. Отже, Магній – типовий елемент – метал. Якщо порівняти з елементами-сусідами по групі, то відновні властивості у Магнію виявляються сильніше, ніж у Берилію Be, але слабкіше, ніж у Кальцію Ca. Це пов'язано зі збільшенням радіусів атомів при переході від Be до Mg і Ca. У зв'язку з цим два зовнішні електрони дедалі більше віддаляються від ядра, їхній зв'язок з ядром послаблюється, і атом легше втрачає їх, перетворюючись на позитивний двозарядовий йон.

4. Елемент Магній утворює просту речовину – магній, для якої характерні металічні кристалічні ґратки і металічний хімічний зв'язок, тобто усі типові для металів властивості.

5. Магній оксид MgO є основним оксидом. Він виявляє всі типові властивості основних оксидів (*пригадайте, які саме*).

6. Елементу Магнію відповідає гідроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – основа, що виявляє всі характерні властивості основ (*пригадайте, які саме*).

7. Леткої сполуки з Гідрогеном Магній не утворює, а утворює тверду солеподібну сполуку – MgH_2 магній гідрид.

Характеристику хімічного елемента можна подати в скороченій формі, наприклад:

Магній Mg	
→	Місце в періодичній системі: 3-й період, ІА група
→	Склад атома: ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ $12p^+, 12n^0, 12\bar{e}$
→	Будова атома: ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [{}_{10}\text{Ne}]3s^2$
→	Властивості: $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{+2}$, типовий відновник
→	Висновок: Магній – типовий металічний елемент

Такі характеристики можна навести для більшості хімічних елементів – металічних і неметалічних.

! Коротко про головне

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва дає змогу передбачати будову і властивості атомів елементів та утворених ними простих і складних речовин.

? Контрольні завдання

- Користуючись планом характеристики хімічного елемента, наведеним на с. ____, схарактеризуйте Карбон.
- В атомі хімічного елемента електрони розподілені по енергетичних рівнях так: 2, 8, 6. Визначте місце цього елемента в періодичній системі; характер простої речовини, яку утворює цей елемент; склад і характер його вищого оксиду та гідроксиду; склад леткої сполуки з Гідрогеном, якщо цей елемент її утворює.
- Зазначте склад і назву вищого оксиду хімічного елемента з атомним номером 14. Поясніть характер цього оксиду.
- Відомо, що металічні властивості Магнію виражені слабкіше, ніж Натрію, але сильніше, ніж Алюмінію. Дайте пояснення.
- Обґрунтуйте, чи будуть вищі оксиди елементів з атомними номерами 6, 11, 18 взаємодіяти з кислотою. Напишіть рівняння можливих реакцій.
- Назвіть елемент p'ятого періоду, який є найтипівішим неметалічним елементом. Чому?
- Визначте хімічний елемент, якщо відомо, що в його атомі два електронних шари, а склад леткої сполуки з Гідрогеном відповідає формулі RH_2 . Яку просту речовину – метал або неметал – утворює цей елемент? Відповідь мотивуйте.
- Порівняйте будову електронних оболонок атомів елементів з атомними номерами: а) 7 і 15; б) 17 і 18. Знайдіть подібність і відмінність у будові атомів цих елементів. Поясніть, як це позначається на їх властивостях.

9. За місцем елемента у періодичній системі та будовою атома опишіть хімічні властивості елемента з атомним номером 23.
- 10*. Один з елементів, передбачених Д. І. Менделєєвим, утворює оксид, масова частка Оксигену в якому становить 0,306. У цьому оксиді елемент виявляє ступінь окиснення, що дорівнює +4. Визначте відносну атомну масу елемента, зазначте його назву.

§ 8. Хімічний зв'язок

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *пояснювати* природу хімічного зв'язку, суть збудженого стану атома, правило октету, кратність зв'язку;
- ♦ *вміти розрізняти* різні типи хімічного зв'язку; пояснювати механізми їх утворення.

Ви вже знаєте, що лише деякі елементи (*пригадайте, які саме*) за стандартних умов перебувають у стані одноатомного газу (*чому?*). Атоми всіх інших елементів, навпаки, в індивідуальному вигляді не існують. Вони взаємодіють між собою або з атомами інших елементів, утворюючи більш або менш складні частинки, оскільки таке об'єднання за енергетичним станом вигідніше, ніж існування окремих атомів.

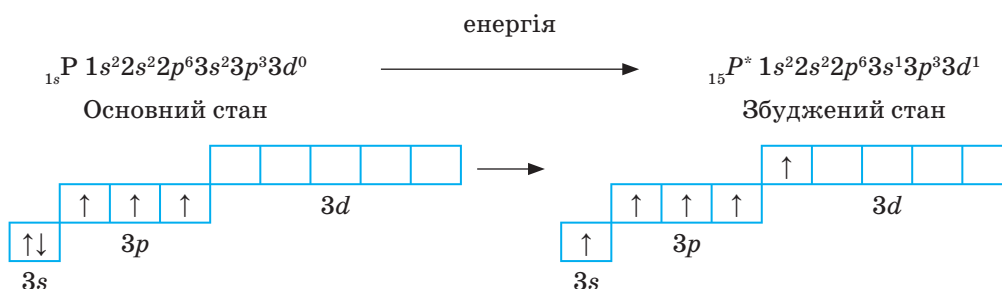
Під поняттям «хімічний зв'язок» розуміють різні види взаємодій, що зумовлюють утворення і стійке існування молекул, йонів, кристалів, радикалів

В утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь:

- неспарені електрони атома;
 - пара валентних електронів, що перебувають на одній орбіталі;
 - вакантна орбіталь.
- Напишіть електронну формулу атома Натрію і покажіть його електронну конфігурацію у вигляді квантових комірок. Визначте, скільки неспарених електронів містить валентний енергетичний рівень.

Під час утворення хімічного зв'язку атоми поглинають деяку кількість енергії і переходять у *збуджений стан*. Звідки ж береться ця енергія? Вона виділяється внаслідок утворення хімічного зв'язку, адже перебіг реакцій вимагає в одних випадках нагрівання, в інших – опромінення світлом або короткохвильового електромагнітного випромінювання. У цьому випадку на збудження атома затрачається відповідно тепла або світлова енергія.

Розглянемо, що відбувається з атомом Фосфору під час переходу у збуджений стан. У результаті поглинання деякої кількості енергії відбувається розпаровування валентних електронів, що перебувають на одній орбіталі. При цьому один з електронів переходить на вільну орбіталь зовнішнього енергетичного рівня:



У незбудженому стані атом Фосфору має три неспарені електрони на p -підрівні і може утворювати три хімічні зв'язки, а в збудженому стані – п'ять.

Отже, в утворенні хімічного зв'язку між атомами головну роль відіграють валентні електрони, бо вони слабкіше зв'язані з ядром.

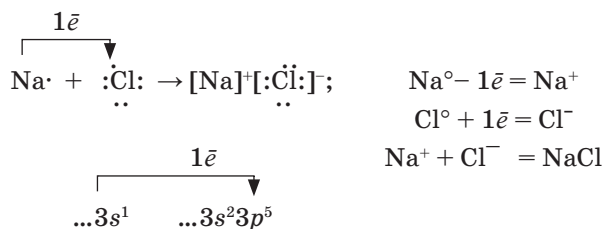
За сучасними уявленнями, *хімічний зв'язок має електронну природу*. В його утворенні беруть участь різні види взаємодій, у тому числі кулонівські сили, носіями яких є електрони і ядра атомів. Хімічний зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

У результаті утворення хімічного зв'язку атоми можуть набувати такої самої електронної конфігурації, як в інертних елементах, які (за винятком Гелію) мають на зовнішньому рівні вісім електронів $ns^2 np^6$ – октет. Прагнення до створення такої стійкої електронної конфігурації називається **правилом октету**.

Утворення стійкої електронної конфігурації може відбуватися різними способами, що спричиняє утворення різних типів хімічних зв'язків.

- Пригадайте типи хімічних зв'язків. Назвіть один-два типи.
- Поясніть механізми утворення хімічних зв'язків. Наведіть приклади.

Йонний зв'язок утворюється під час взаємодії атомів, які дуже відрізняються один від одного за електронегативністю:



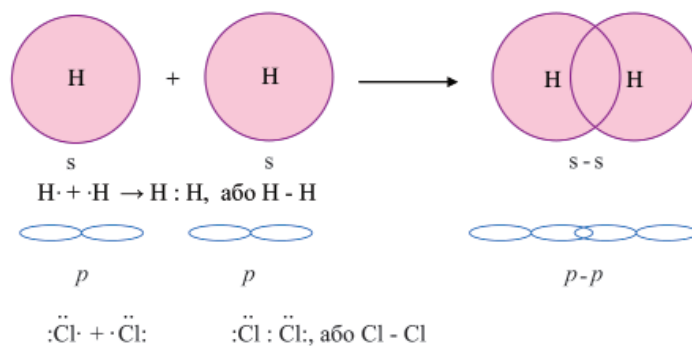
Протилежно заряджені йони притягуються один до одного, утворюючи йонні сполуки.

Ковалентний зв'язок утворюється за рахунок спільних електронних пар. Існують два механізми утворення ковалентного зв'язку – *обмінний* і *донорно-акцепторний*.

- За мал. 11 поясніть механізм утворення ковалентного зв'язку в молекулах водню і хлору.

В обох прикладах ковалентний зв'язок об'єднує атоми одного й того самого елемента, тобто атоми з однаковою електронегативністю. Тому електронна густина зв'язку однаковою мірою належить обом атомам. Такий зв'язок називається *неполярним*.

У всіх наведених прикладах хімічний зв'язок здійснювався внаслідок утворення однієї спільної пари електронів. Проте атоми здатні утворювати дві або три спільні електронні пари.

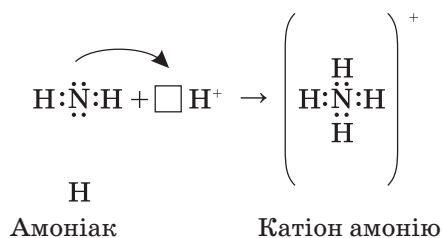


Мал. 11. Схема обмінного механізму утворення ковалентного зв'язку

- Напишіть схеми утворення хімічного зв'язку в молекулах етилену, карбон(IV) оксиду та азоту.

Число спільних електронних пар називають *кратністю зв'язку*.

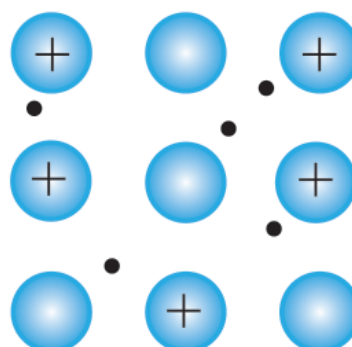
Інший механізм утворення ковалентного зв'язку – донорно-акцепторний. Розглянемо його на прикладі утворення катіону амонію NH_4^+ :



Якщо за *обмінним механізмом* утворення ковалентного зв'язку кожний атом надає у спільне користування свій неспарений електрон, то в цьому випадку *електронну пару* дає тільки один атом Нітрогену – *донор електронів*. Атом, який приймає електронну пару в спільне користування (наразі це катіон Гідрогену, що надає свою вакантну орбіталь), називається *акцептором*. У результаті всі чотири зв'язки N–H у катіоні амонію абсолютно рівноцінні.

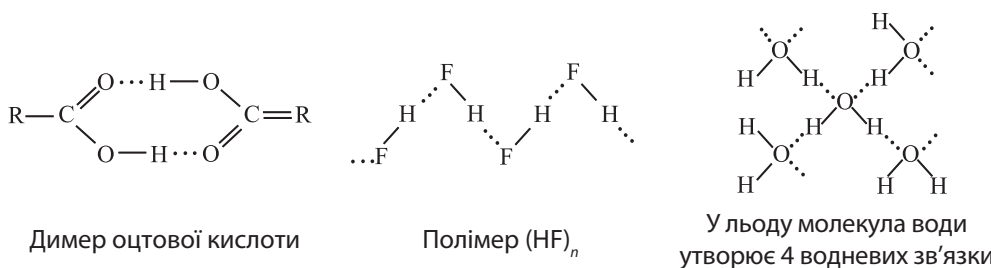
Металічний зв'язок існує в металах і їх сплавах між позитивними йонами та відносно вільними електронами (електронним газом), що є спільними для усіх йонів (мал. 12).

У металічних елементів енергія йонізації є нижчою, ніж у неметалічних. Тому валентні електрони легко відриваються від атомів і стають спільними для всього кристала. Так утворюються позитивні йони металічних елементів та електронний газ – сукупність рухливих електронів, які зв'язують катіони металічних елементів. Типовий металічний зв'язок характерний для лужних і лужноземельних металів. У перехідних металів зв'язок між атомами частково є ковалентним.



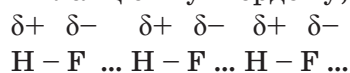
Мал. 12. Схема металічного зв'язку

Водневий зв'язок утворюється через атом Гідрогену, що розміщений між двома електронегативними атомами (найчастіше атомами Флуору, Оксигену та Нітрогену). Його позначають крапками (мал. 13).



Мал. 13. Приклади водневого зв'язку

Молекули гідроген фториду HF завдяки водневим зв'язкам асоційовані в ланцюги у твердому, рідкому й газуватому стані:



Такий зв'язок може утворювати тільки атом Гідрогену, але чому? У полярних молекулах атом Гідрогену має унікальні властивості: відсутність внутрішніх електронних оболонок, значний зсув електронної пари до атома з високою електронегативністю і дуже малий розмір. Саме тому атом Гідрогену здатний глибоко укорінятися в електронну оболонку сусіднього негативно поляризованого атома.

Водневий зв'язок дуже поширений і відіграє важливу роль під час асоціації молекул, у процесах кристалізації, розчинення, утворення кристалогідратів тощо.

! Коротко про головне

Хімічний зв'язок утворюється лише в тому випадку, коли під час наближення атомів повна енергія системи знижується.

Він виникає за рахунок електростатичної взаємодії ядер і електронів атомів, а також різних видів взаємодій, унаслідок чого існують дво- та багатоатомні структури (молекули, йони, кристали тощо).

В утворенні хімічного зв'язку між атомами головну роль відіграють електрони, розміщені на зовнішній оболонці. Саме тому будова валентної електронної конфігурації атомів є визначальним чинником при утворенні хімічного зв'язку. Існує така закономірність: під час утворення молекули атоми намагаються набути стійкої восьмиелектронної (октет) або двоелектронної (дублет) оболонки.

Хімічний зв'язок може утворюватися різними способами, що зумовлює різні типи хімічного зв'язку – йонний, ковалентний, металічний, водневий, які різняться механізмом утворення.

? Контрольні завдання

1. Поясніть природу хімічного зв'язку.
2. Розкрийте суть ковалентного зв'язку і на конкретних прикладах покажіть два способи його утворення.
3. Поясніть, що таке кратність зв'язку. Наведіть приклади.
4. Поясніть механізм утворення йонного типу зв'язку.
5. Розкрийте суть водневого зв'язку. На прикладі води покажіть механізм його утворення.
6. Схарактеризуйте металічний зв'язок. Поясніть, чому поняття валентності до металів як простих речовин незастосовно.
- 7*. Металічний зв'язок утворює елемент з електронною конфігурацією атома

А $1s^1$;	В ... $2s^2 2p^2$
Б $1s^2$;	Г ... $3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- 8*. Водневий зв'язок найміцніший у

А Н – О...Н–;	В Н – N... Н – ;
Б Н – F...Н – ;	Г Н – Cl... Н – .
- 9*. Атом Нітрогену є електронним аналогом Фосфору. Проте Фосфор може утворювати п'ять хімічних зв'язків, а Нітроген – ні. Поясніть, чому?

§ 9. Кристалічні ґратки

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- *зрозуміти* внутрішню будову твердої речовини, значення понять кристалічні ґратки;
- *пояснювати* аморфний стан, будову кристалічних ґраток різних типів, залежність фізичних властивостей речовин від кристалічної будови й обґрунтовувати її.

Ви вже знаєте, що відносно прості форми організації речовини – атоми, йони, молекули – у стандартних умовах індивідуально не існують.

Вони взаємодіють одна з одною й утворюють сукупність частинок – різні речовини.

► Пригадайте з курсу фізики, в якому агрегатному стані можуть існувати речовини і чим ці стани різняться.

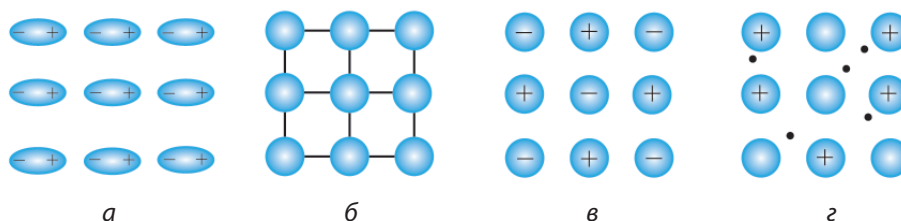
Залежно від природи частинок і характеру взаємодії між ними розрізняють певні агрегатні стани.

Тверді речовини можуть перебувати в аморфному і кристалічному станах. Речовини в аморфному стані *не мають упорядкованої структури*. До них належить багато полімерів, смоли, сульфати, карбонати, янтар (бурштин), силіцій, селен тощо. Серед аморфних матеріалів найвідомішим є скло, тому аморфний стан ще називають *склоподібним*.

У речовин у кристалічному стані складові частинки мають упорядковане просторове розташування. Регулярне розміщення частинок у твердому тілі зображується у вигляді ґраток, у вузлах яких містяться ті або інші частинки, з'єднані уявними лініями, що утворюють так звані *кристалічні ґратки*.

Кристалічні ґратки – це розташування в просторі атомів, молекул, йонів у певному порядку

На основі різної природи частинок, які містяться у вузлах кристалічних ґраток, і різних хімічних зв'язків між ними усі кристали поділяються на молекулярні, атомні, йонні та металічні. Залежно від цього й кристалічні ґратки поділяють на відповідні типи (мал. 14).



Мал. 14. Типи кристалічних ґраток: а – молекулярні; б – атомні; в – йонні; з – металічні

Молекулярні кристали. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток (мал. 14, а) містяться молекули (полярні та неполярні), зв'язані між собою слабкими міжмолекулярними силами, зокрема водневими зв'язками. Наприклад, кристали льоду складаються з молекул води, які утримуються в ґратці водневими зв'язками, що значно слабкіші за сили ковалентного зв'язку. Тому речовини з молекулярними ґратками мають невелику твердість, вони легкоплавкі й леткі. До таких речовин належать кристали йоду, хлору, броду, водню, кисню, азоту, інертних газів, «сухого льоду» CO_2 , амоніаку NH_3 , метану CH_4 та майже всіх органічних сполук.

Атомні кристали. У вузлах атомних кристалічних ґраток містяться атоми, сполучені між собою міцними ковалентними зв'язками (мал. 14, б).

Тому речовини з таким типом кристалічних ґраток характеризуються великою твердістю, дуже високими температурами плавлення і кипіння; вони нелеткі, практично не розчиняються в жодних розчинниках, електричний струм не проводять. Атомні ґратки мають лише деякі речовини в твердому стані – алмаз С, силіцій Si, бор В, силіцій(IV) оксид SiO_2 , силіцій(IV) карбід SiC та ін.

Йонні кристали. У вузлах йонних кристалічних ґраток містяться позитивно і негативно заряджені йони – як прості (Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{2-}), так і складні (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NH_4^+) (мал. 14, в). Вони сполучені один з одним силами електростатичного притягання. До них належать солі, основні оксиди, гідроксиди. Речовини з йонними ґратками мають порівняно високу твердість; вони доволі тугоплавкі, майже нелеткі та крихкі.

Металічні кристали. У вузлах металічних кристалічних ґраток містяться атоми і позитивно заряджені йони металічних елементів. Між ними – «електронний газ», розподілений по всьому металу (мал. 14, г). Отже, валентні електрони металічних елементів не локалізовані. Між позитивно зарядженими йонами металічних елементів та нелокалізованими електронами існує електростатична взаємодія. Речовини з металічними ґратками – метали – мають різні температури плавлення, здебільшого високі. Вони нелеткі (крім ртуті), тверді, пластичні, ковкі. Мають високу електро- і теплопровідність.

! Коротко про головне

Тверді речовини у кристалічному стані складаються з атомів, молекул, йонів, розміщених не хаотично, а в певному порядку, утворюючи кристалічні ґратки.

Залежно від характеру частинок, які утворюють кристал, і типу хімічного зв'язку між ними кристалічні ґратки поділяються на *молекулярні, атомні, йонні, металічні*.

Тип кристалічної ґратки чітко визначає фізичні властивості речовини. Чим міцніший зв'язок між структурними частинками кристалічної ґратки, тим переважно вищі твердість речовини і температура плавлення. Міцними є атомні та металічні ґратки, а молекулярні мають незначну міцність і невисокі температури плавлення, особливо якщо у вузлах ґратки містяться неполярні молекули.

? Контрольні завдання

1. Поясніть, як ви розумієте аморфний і кристалічний стан твердої речовини.
2. Схарактеризуйте кристалічні ґратки речовини. Вкажіть ознаки, за якими вони поділяються на певні типи.
3. Речовина, в якій хімічні зв'язки сформовані між атомами елементів із зарядами ядер +3 і +17, має кристалічні ґратки

А атомні;	В металічні;
Б молекулярні;	Г йонні.

4. Поясніть, чому різні метали мають такі спільні властивості, як електрична провідність, металічний блиск, пластичність.
5. За стандартних умов йонні кристалічні ґратки характерні для

А йоду;	В натрій карбонату;
Б глюкози;	Г калій гідроксиду.
6. Металічні кристалічні ґратки має речовина, утворена елементом з електронною конфігурацією (повною або скороченою) атомів

А $1s^1$;	В $\dots 2s^2 2p^2$;
Б $1s^2$;	Г $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.
7. Речовина, утворена елементами з електронними конфігураціями атомів $1s^1$ і $2s^2 2p^2$, має кристалічні ґратки

А атомні;	В молекулярні;
Б йонні;	Г металічні.
- 8*. Речовини з молекулярними кристалічними ґратками утворені парами елементів з електронною конфігурацією атомів

А $1s^1$ і $\dots 2s^2 2p^3$;	Б $\dots 2s^2 2p^4$ і $\dots 2s^2 2p^2$ (у вищому ступені окиснення);
В $\dots 2s^2 2p^4$ і $\dots 3s^2 3p^2$ (у вищому ступені окиснення);	Г $\dots 3d^{10} 4s^1 4p^0$ і $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^0$.

§ 10. Валентність і ступінь окиснення

Усвідомлення змісту цього параграфа дає змогу:

- ♦ *пояснювати* сучасний зміст понять валентності та ступеня окиснення;
- ♦ *вміти* визначати валентність і ступінь окиснення атомів елементів у сполуках та розмежовувати ці поняття.

Поняття «валентність» було введено в хімію у середині XIX ст., раніше, ніж дізналися про будову атома.

Валентність – це здатність атома хімічного елемента приєднувати або заміщувати певне число атомів іншого елемента

Це поняття відіграло неоціненну роль у розвитку хімії. Д. І. Менделєєв, розміщуючи елементи в комірках періодичної системи, використовував валентність як орієнтир у спірних питаннях (*яких?*). О. М. Бутлеров уявлення про валентність поклав в основу класичної теорії хімічної будови.

Проте фізичний зміст валентності став відомим лише з розвитком електронної теорії будови атома. *Валентністю атома почали вважати число його неспарених електронів у основному або збудженому станах, які беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів, тобто в утворенні ковалентних зв'язків. Отже, величину валентності почали визначати числом ковалентних зв'язків, які атом утворює з іншими атомами. Наприклад, електронна конфігу-*