



**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ
України
ДЕРЖАВНИЙ ЕКОНОМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТУ**

Кафедра екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті

ХІМІЯ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ТА ЗАВДАННЯ

**для підготовки до першого модульного контролю знань
для студентів всіх спеціальностей денної форми навчання**

КИІВ 2012

УДК : 519.6.

Хімія: Висоцька Т.І. Методичні вказівки та завдання для підготовки до першого модульного контролю знань для студентів усіх спеціальностей денної форми навчання. – К.: ДЕТУТ, 2012. – 56 с.

Методичні вказівки та завдання з хімії для самостійної підготовки до першого модульного контролю знань призначені для студентів усіх спеціальностей денної форми навчання.

Дані методичні рекомендації містять досить детальний теоретичний матеріал із тем: «Класи неорганічних сполук», «Періодичний закон Д.І.Менделєєва», «Будова атомів», «Хімічний зв'язок і будова молекул». Для закріплення матеріалу включено приклади розв'язування задач за цими темами та завдання для самостійного розв'язку, тестові завдання та питання до поточних контрольних робіт і до першої модульної контрольної роботи.

Мета методичних рекомендацій – допомогти студентам денної форми навчання засвоїти вказані теми; за допомогою прикладів розв'язування задач навчитися самостійно виконувати завдання.

Рекомендовані літературні джерела дають можливість студентам у разі необхідності відшукати додаткові матеріали з певних питань.

Методичні рекомендації з хімії розглянуті та затверджені на засіданні кафедри Екології і безпеки життєдіяльності (протокол № 5 від 14 грудня 2011 року) та засіданні методичної ради факультету (протокол № 2 від 19 грудня 2011 року).

Укладач: *Т. І. Висоцька*, канд. хім. наук, доцент кафедри екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті

Рецензенти: *О. Ю. Наджафова*, канд. хім. наук., доцент кафедри «Аналітична хімія» Київського національного університету імені Тараса Шевченка;

Т. В. Пічкур, кандидат історичних наук, доцент кафедри екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті Державного економіко-технологічного університету транспорту

ЗМІСТ

	Стор.
<i>Вступ.</i>	4
<i>Тема:</i> Класи неорганічних сполук	5
Контрольні запитання, вправи і задачі.....	14
Тестові завдання до теми «Класи неорганічних сполук».....	19
<i>Тема:</i> Будова атомів	22
Контрольні питання	30
<i>Тема:</i> Періодична система елементів Д.І.Менделєєва	30
Контрольні питання	36
<i>Тема:</i> Хімічний зв'язок і будова молекул	37
Контрольні питання	46
Завдання до першого модульного контролю	49
<i>Список літератури</i>	53
<i>Додатки</i>	54

ВСТУП

Дисципліна «Хімія» у вищих технічних навчальних закладах є однією з провідних, фундаментальних наук, що вивчається. Хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін, яка вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, хімічну форму руху матерії. Знання хімії потрібні для плідної творчої діяльності інженера будь-якого фаху. Вивчення хімії дає можливість одержати сучасне наукове уявлення про матерію і форми її руху; про речовину як один із видів рухомої матерії; про механізм перетворення хімічних сполук; про властивості технічних матеріалів і застосування хімічних процесів у сучасній техніці. Треба добре засвоїти основні закони і теорії хімії, опанувати техніку хімічних розрахунків, набути навичок самостійного виконання хімічних експериментів і узагальнення чинників, що спостерігаються.

Хімія є базою для багатьох напрямів розвитку промисловості і транспорту, оскільки такі суміжні дисципліни, як «Фізика», «Опір матеріалів», «Паливно–мастильні матеріали та їх використання», «Екологія та охорона навколишнього середовища», «Філософія» тощо, неможливо уявити без знання основних законів і закономірностей, що є предметом вивчення хімії. Тому майбутнім спеціалістам необхідно подати відповідні знання про будову речовин, процеси, які протікають у них, зміни, що відбуваються під час взаємодії різних хімічних сполук. Звичайно, під час організації навчально-виховного процесу викладач стикається з проблемою його методичного забезпечення.

Основний вид навчальних занять студентів – самостійна робота з навчальним матеріалом. У курсі хімії вона складається з таких елементів: вивчення дисципліни за підручниками і навчальними посібниками; виконання контрольних завдань; виконання лабораторного практикуму; індивідуальні консультації; відвідування лекцій; складання заліку з лабораторного практикуму; складання іспиту з усього курсу.

Курс хімії поділено на два модулі. У процесі вивчення курсу хімії студент повинен виконувати поточні контрольні роботи та дві модульні контрольні роботи.

Дані методичні рекомендації містять досить детальний теоретичний матеріал із тем: «Класи неорганічних сполук», «Періодичний закон Д.І.Менделєєва», «Будова атомів», «Хімічний зв'язок і будова молекул». Для закріплення матеріалу включено приклади розв'язування задач за цими темами та завдання для самостійного розв'язку, тестові завдання та питання до поточних контрольних робіт і до першої модульної контрольної роботи.

Мета методичних рекомендацій – допомогти студентам денної форми навчання засвоїти вказані теми; за допомогою прикладів розв'язування задач навчитися самостійно виконувати завдання.

Рекомендовані літературні джерела дають можливість студентам у разі необхідності відшукати додаткові матеріали з певних питань.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ТА ЗАВДАННЯ

Тема: КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Неорганічні сполуки поділяють на декілька класів за подібністю властивостей та хімічної будови. Віднесення тієї чи іншої сполуки до певного класу буде найвірнішим тоді, коли ґрунтуватиметься на зіставленні хімічних властивостей сполук, які, в свою чергу, визначаються складом та природою хімічного зв'язку між відповідними атомами.

Класифікація неорганічних сполук, як і будь-яка класифікація в науці, не може бути досконалою. Проте вона допомагає робити узагальнення, передбачення, систематизує і полегшує вивчення великого обсягу фактичного матеріалу.

Усі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяються на прості і складні.

Прості речовини складаються з одного елемента і, в свою чергу, включають метали і неметали.

Складні речовини поділяються на класи за складом (двохелементні, або бінарні, і багатоелементні) або за функціональними ознаками.

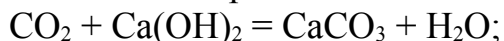
До бінарних сполук належать оксиди, галогеніди, нітриди, карбіди, гідриди тощо, до тринарних – HNO_3 , NaOH тощо.

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є **оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди (амфоліти), солі.**

ОКСИДИ

Оксидами називаються бінарні оксигеновмісні сполуки, в яких Оксиген виявляє негативний ступінь окиснення. Отже, до оксидів належать майже всі бінарні сполуки елементів з Оксигеном, крім сполуки Оксигену з Флуором – OF_2 . Цю сполуку слід віднести до фторидів, а не оксидів, оскільки Оксиген в ній має ступінь окиснення +2 (електронегативність Флуору вища за електронегативність Оксигену).

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні і несолетворні. *Солетворні* – це такі оксиди, які в разі перебігу певних хімічних реакцій здатні утворювати солі. Наприклад:



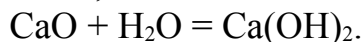
Несолетворні – це такі оксиди, які не здатні утворювати солі. Наприклад NO , CO , SiO_2 , тощо (таких оксидів відомо мало). До несолетворних оксидів також належать і вода H_2O – оксид Гідрогену. Однак несолетворні оксиди беруть участь в інших реакціях, наприклад:



Солетворні оксиди, в свою чергу, поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основними оксидами називаються оксиди, гідрати яких є основами. До основних оксидів, як правило, належать оксиди металів (не всі): Li_2O , Na_2O , K_2O , MgO , MnO , Mn_2O_3 , BaO , CaO тощо. Основні оксиди здатні реагувати з ангідридами кислот та кислотами і не реагують з основними оксидами та

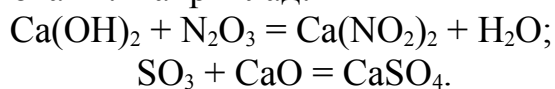
основами. Більшість основних оксидів не вступає у взаємодію з водою, з нею реагують тільки оксиди лужних та лужноземельних металів і оксид талію (1) з утворенням лугів. Наприклад, оксид кальцію CaO реагує за рівнянням:



За агрегатним станом основні оксиди – це тверді тіла.

Кислотними оксидами називаються оксиди, які з водою утворюють кислоти. Тому кислотні оксиди часто називають *ангідридами кислот*. До кислотних оксидів належать: N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , SO_3 , CrO_3 , V_2O_5 тощо.

Оксиди типових неметалів мають кислотний характер. До кислотних належать також оксиди деяких металів, що мають ступінь окиснення п'ять і більше (V_2O_5 , CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7 тощо). Кислотні оксиди не взаємодіють між собою і з кислотами, з утворенням солей, але вступають у реакції з основними оксидами та основами. Наприклад:



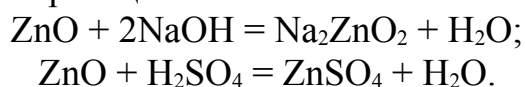
В результаті таких реакцій утворюються солі.

Більшість кислотних оксидів реагує з водою безпосередньо з утворенням солей. Наприклад:



Кислотні оксиди бувають переважно в газоподібному і рідкому, іноді – в твердому стані.

Амфотерні оксиди одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів: у разі дії на них кислот або ангідридів вони ведуть себе як основні, а в разі дії основних оксидів або основ – як кислотні. Наприклад, амфотерний оксид цинку ZnO з гідроксидом натрію і сульфатною кислотою реагує за рівнянням реакцій:

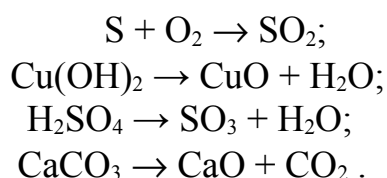


До амфотерних оксидів належать: Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 , BeO , SnO , SnO_2 , PbO , PbO_2 , MnO_2 , UO_3 тощо. Амфотерні оксиди утворюють переважно метали. Вони, як і основні оксиди, за звичайних умов перебувають у твердому стані. Амфотерні оксиди у воді не розчиняються і, як правило, з нею безпосередньо не реагують.

Слід пам'ятати, що деякі амфотерні оксиди (Cr_2O_3 , Al_2O_3 , TiO_2 , тощо) дуже стійкі проти різних впливів: вони не розчиняються ні в водних розчинах лугів, ні в кислотах.

Якщо метал утворює декілька оксидів, то основними, як правило, бувають ті, що виявляють нижчий ступінь окиснення металу. Оксиди з проміжними ступенями окиснення металів здебільшого амфотерні, а оксиди металів зі ступенями окиснення 5, 6, 7 майже завжди кислотні. Так, Манган утворює оксиди MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , (MnO_3) і Mn_2O_7 . Перші два з них – основні, MnO_2 – амфотерний, а два останніх – кислотні.

Найчастіше оксиди добувають безпосереднім окисненням елементів киснем, термічним розкладанням основ, кислот і солей, які містять Оксиген. Прикладами можуть бути такі реакції:



Оксиген здатний утворювати сполуки, які називаються *пероксидами*. Ступінь окиснення Оксигену в пероксидах може бути -1 , а в супероксидах $-1/2(\text{Na}_2\text{O}_2^{-2}, \text{KO}_2^{-1/2})$.

Існує декілька номенклатурних правил оксидів.

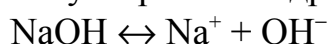
Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в їх назвах, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, зазначають ступінь окиснення електропозитивного елемента римською цифрою в дужках після назви сполуки. Наприклад, FeO – оксид феруму (II), Fe_2O_3 – оксид феруму (III), CuO – оксид купрум (II), Cu_2O – оксид купрум (I) тощо.

Крім того, розрізняють оксиди за допомогою грецьких числівників, які вказують на кількість атомів Оксигену, що припадає на один атом елемента (*гемі-, моно-, сескві-, ді-, геміпента-, три-, гемігепта-, тетра-* тощо). Якщо елемент утворює лише один оксид, його називають просто оксидом, не зазначаючи ступеня окиснення елемента. В назвах пероксидів вживають префікс *пер-*. Наприклад, BaO_2 – пероксид барію.

ОСНОВИ

Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи $-\text{OH}$. Число гідроксильних груп у молекулі основи відповідає валентності металу і визначає кислотність основи. Наприклад, NaOH – однокислотна основа, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двокислотна і т.д.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електроліти, що дисоціюють у розчині з утворенням гідроксид-іонів OH^- :



З хімічної точки зору для основ характерна взаємодія зі сполуками кислотної природи.

За розчинністю у воді основи поділяються на розчинні і нерозчинні.

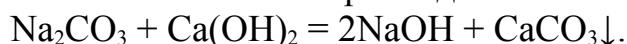
Розчинні у воді основи називаються лугами.

За силою основи поділяють на сильні (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CsOH), середні ($\text{Mg}(\text{OH})_2$, TlOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$) і слабкі ($\text{Tl}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$).

Слабкі основи і більшість середніх погано розчиняються у воді. Розчинними є основи, утворені лужними і лужноземельними металами, амонієм, талієм тощо.

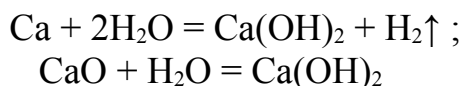
Добувають основи декількома методами.

Розчинні основи (луги) у виробництві добувають електролізом водних розчинів їхніх солей (NaCl , KCl , тощо), а також дією на розчини їхніх карбонатів гашеним вапном. Наприклад:

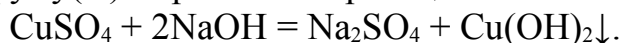


У лабораторних умовах луги можна добути також дією на воду лужними

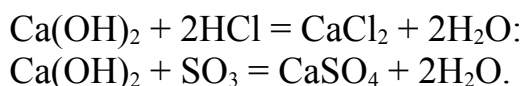
і лужноземельними металами або їхніми оксидами. Наприклад, під час взаємодії металічного кальцію або його оксиду з водою відбуваються реакції, що описуються рівняннями:



Нерозчинні основи добувають дією розчинних основ на солі того металу, основу якого потрібно добути. Наприклад, під час взаємодії розчину сульфату купрум(II) з розчином гідроксиду натрію утворюється нерозчинна основа – гідроксид купрум(II) за рівнянням реакції:



Основи взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



За номенклатурними правилами ІЮПАК речовини, які містять ОН-групи, називають гідроксидами. Якщо елемент утворює декілька гідроксидів, то в його назві позначають ступінь окиснення металу римською цифрою в дужках після назви гідроксиду. Наприклад: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гідроксид купрум(II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гідроксид ферум(III) тощо.

За іншою поширеною номенклатурою гідроксиди, утворені одним металом, розрізняють за допомогою префікса, що означає грецьку назву відповідного числа. Наприклад, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – дигідроксид феруму; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – тригідроксид феруму тощо.

КИСЛОТИ

Кислотами називаються сполуки, що містять у молекулах атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на атоми металу з утворенням солей.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації **кислоти** – це сполуки, які під час дисоціації здатні відщеплювати катіони лише одного типу – йони Гідрогену.

Кількістю атомів Гідрогену у кислоті, здатних заміщуватися на метал, визначається основність кислоти. Наприклад, HCl – одноосновна кислота, H_2CO_3 – двоосновна, H_3PO_4 – трьохосновна і т.ін.

За силою кислоти поділяються на три групи: сильні (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HClO_4 тощо), середні (H_3PO_4 , H_2SO_3 , HCN тощо) і слабкі (HCN , H_2S , H_3BO_3 , H_2CO_3 , HNO_2 тощо).

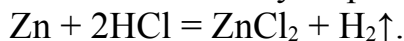
Часто кислоти поділяються за їхньою окиснювальною здатністю на кислоти-окисники (HNO_3 , HClO_3 , HClO_2 , HNO_2 , концентрована H_2SO_4 , концентрована HClO_4 тощо) та кислоти-неокисники (HCl , HBr , HI , H_3PO_4 , розведена H_2SO_4 , розведена HClO_4 тощо).

За складом кислоти поділяють на безоксигенні (HCl , HI , H_2S , HCN), та оксигеновмісні (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 тощо).

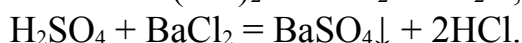
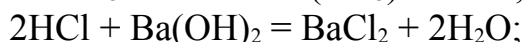
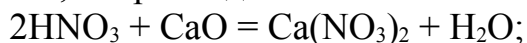
Частина молекули кислоти після відщеплення від неї йона Гідрогену

називається **кислотним залишком**. Його валентність дорівнює числу атомів Гідрогену у молекулі кислоти. Наприклад, для кислот HNO_3 , H_2CO_3 і H_3PO_4 відповідно кислотними залишками будуть: одновалентний нітрат-іон NO_3^- , двовалентний карбонат-іон CO_3^{2-} і тривалентний фосфат-іон PO_4^{3-} .

Водень з кислот витісняється багатьма металами. Під час перебігу цієї реакції виділяється вільний водень і утворюються відповідні солі:



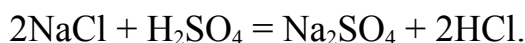
Кислоти здатні взаємодіяти з основними оксидами, основами і солями з утворенням солей, наприклад:



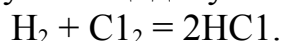
Кислоти добувають декількома методами. Більшість оксигеновмісних кислот утворюється під час взаємодії їхніх ангідридів з водою (*ангідрид* – оксид, який при взаємодії з водою утворює дану кислоту):



Деякі кислоти добувають, діючи на їхні солі сильнішими або менш леткими кислотами:



Хлороводень HCl у техніці добувають синтезом з водню і хлору:



Кислоти, як і основи, по-різному ведуть себе під час нагрівання. Наприклад, кислоти H_2CO_3 , H_2SO_3 та інші настільки нестійкі, що у вільному стані не добуті – відомі тільки їхні водні розчини, а для розкладання H_2SO_4 , HCl , H_2S , тощо їх слід нагріти до досить високої температури.

У науковій та навчальній літературі кислоти називають за міжнародними номенклатурними правилами: назви оксигеновмісних кислот утворюють від кореня латинської назви кислотоутворюючого елемента, суфіксів *-ат-* (вищий ступінь окиснення) або *-ит-* (нижчий ступінь окиснення), закінчення *-на* та слова “кислота”. Якщо елемент може виявляти більш, ніж два ступені окиснення в оксигеновмісних кислотах, то вживають префікси *гіпо-* (найнижчий ступінь окиснення) і *пер-* (найвищий). Назви безоксигенних кислот містять суфікс *-ид-*.

Якщо елемент з певним ступенем окиснення здатний утворювати кілька кислот, що відрізняються між собою за числом молекул води, то їх розрізняють за префіксами в назві кислоти: до назви найбагатшої на воду кислоти додають префікс *орто-*, до назви найбіднішої – *мета-*. Наприклад, HPO_3 – метафосфатна кислота, H_3PO_4 – ортофосфатна.

Деякі кислоти мають поширені побутові (тривіальні) назви, наприклад, HCl – соляна кислота, HNO_3 – азотна, H_2SO_4 – сірчана, H_2CO_3 – вугільна.

Наведемо номенклатурні назви деяких кислот:

Формула кислоти

Назва кислоти

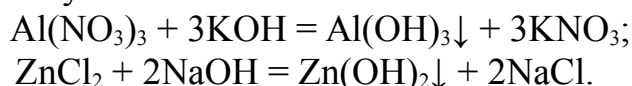
	HCl	хлоридна
	HNO ₃	нітратна
	HNO ₂	нітритна
	H ₂ SO ₄	сульфатна
	H ₂ SO ₃	сульфітна
	HPO ₃	метафосфатна
	H ₃ PO ₄	ортофосфатна
	H ₂ CO ₃	карбонатна
	HMnO ₄	перманганатна
Формула кислоти		Назва кислоти
	HClO	гіпохлоритна
	HClO ₂	хлоритна
	HClO ₃	хлоратна
	HClO ₄	перхлоратна
	H ₂ CrO ₄	хроматна
	H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна

АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

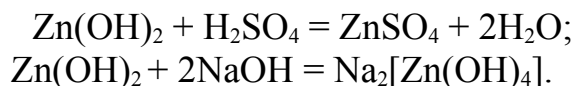
Амфотерним оксидам відповідають амфотерні гідроксиди: Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂, Be(OH)₂, Sn(OH)₂ тощо.

Амфотерними називаються такі гідроксиди, які можуть взаємодіяти як з кислотами, так і з основами з утворенням солей.

Амфотерні гідроксиди не розчиняються у воді. Під час взаємодії з кислотами і кислотними оксидами вони виявляють властивості основ, а під час взаємодії з основами й основними оксидами – властивості кислот. Добувають амфотерні гідроксиди, діючи лугами на солі відповідних металів, причому надлишок лугу повинен бути незначним:



Основною ознакою амфотерних гідроксидів є їх взаємодія як з кислотами, так і з основами:

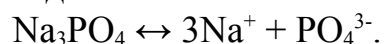


Назви амфотерних гідроксидів утворюються подібно до назв основ: Си(OH)₂– гідроксид купруму (II), Be(OH)₂ гідроксид берилію тощо.

СОЛІ

Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену у кислотах на атоми металів, або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це речовини, які під час дисоціації розпадаються на катіони металів та аніони кислотних залишків:

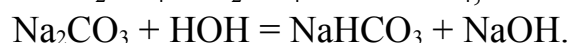
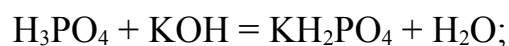


Розрізняють такі типи солей: середні, або нормальні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні.

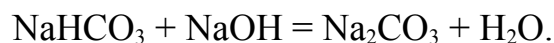
Середні солі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот (K_2SO_4 , Na_2CO_3 , K_3PO_4 , тощо).

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот ($NaHCO_3$, $KHSO_4$, Na_2HPO_4 тощо).

Кислі солі можна добути неповною нейтралізацією багатоосновних кислот основами, дією відповідних кислот на середні солі, гідролізом солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами:

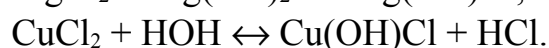
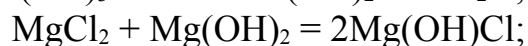
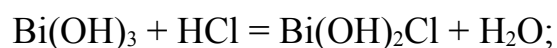


Кислі солі виявляють властивості кислот – незаміщений атом Гідрогену в них може заміщуватися з утворенням середніх солей. Наприклад, під час дії на гідроген карбонат натрію $NaHCO_3$ лугом $NaOH$ відбувається реакція за рівнянням:

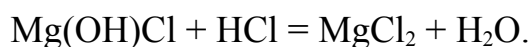


Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі багатокислотної основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки ($Mg(OH)NO_3$, $Zn(OH)Cl$, $(CuOH)_2SO_4$ тощо).

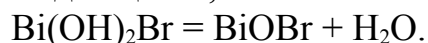
Основні солі добувають неповною нейтралізацією багато кислотних основ або амфотерних гідроксидів кислотами, дією основи на сіль цієї самої основи, гідролізом солей, утворених слабкими багато кислотними основами, або амфолітами:



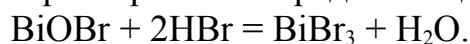
Основні солі подібно до основ здатні реагувати з кислотами з утворенням середніх солей. Наприклад, під дією на основний хлорид магнію $Mg(OH)Cl$ хлоридної кислоти HCl утворюється хлорид магнію $MgCl_2$ за рівнянням реакції:



Основні солі під дією нагрівання або з часом здатні втрачати воду. Солі, що утворюються внаслідок цього, називаються оксо- солями. Наприклад:



Оксосолі можна перетворити на середні солі дією відповідних кислот:



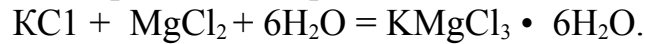
Подвійні солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот атомами двох металів ($KAl(SO_4)_2$, $NaKSO_4$ тощо).

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно – кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот:
 $Cl-Ca-OC1$.

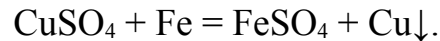
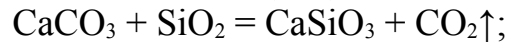
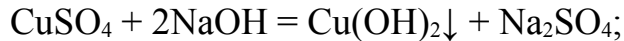
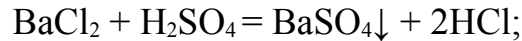
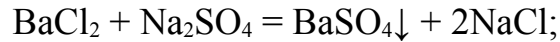
Подвійні солі можна добути нейтралізацією будь-якої багато основної кислоти двома основами:



або під час одночасної кристалізації різних солей:

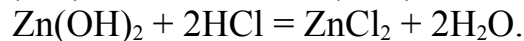
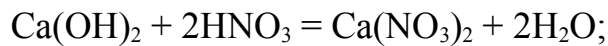


Залежно від природи солі, останні можуть реагувати з іншими солями, кислотами, основами, ангідридами, металами та іншими речовинами, з якими солі утворюють нові сполуки, наприклад:

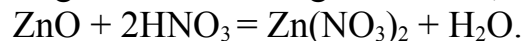
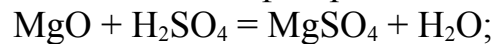


Як бачимо, при цьому утворюється кожного разу нова сіль. Солі добувають багатьма способами.

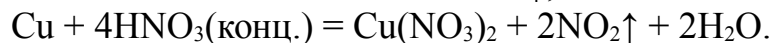
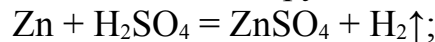
1. Взаємодією кислот з основами або амфотерними гідроксидами (реакція нейтралізації):



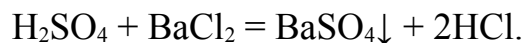
2. Взаємодією кислот з основними або амфотерними оксидами:



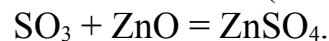
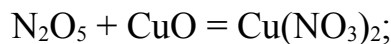
3. Взаємодією кислот з металами (кислоти-неокисники взаємодіють лише з активними металами з виділенням водню, кислоти-окисники – з активними і неактивними, крім золота і деяких платинової групи, без виділення водню):



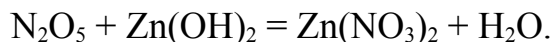
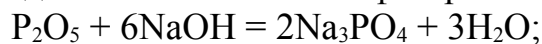
4. Взаємодією кислот з іншими солями:



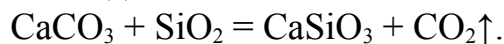
5. Взаємодією кислотних оксидів з основними або амфотерними оксидами:



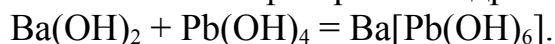
6. Взаємодією кислотних оксидів з основами або амфотерними гідроксидами:



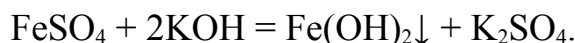
7. Взаємодією кислотних оксидів із солями:



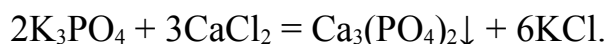
8. Взаємодією сильних основ з амфотерними гідроксидами:



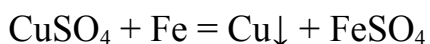
9. Взаємодією основ з солями:



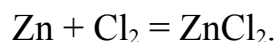
10. Взаємодією солей між собою:



11. Взаємодією солей з металами, що мають вищу активність, ніж метали, які входять до складу солей:



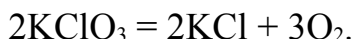
12. Взаємодією металів з неметалами:



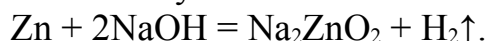
13. Взаємодією активних неметалів з лугами:



14. Термічним розкладанням солей:



15. Взаємодією металів (оксиди і гідроксиди яких мають амфотерний характер), з водними розчинами лугів:



За міжнародними номенклатурними правилами назва солі складається з назви металу у родовому відмінку та латинської назви кислотного залишку. Наприклад: Na_2SO_4 – сульфат натрію, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – нітрат кальцію, CuCl_2 – хлорид купруму(II), FeS – сульфід феруму(II), $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат хрому (III), $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$ – хлорит барію тощо.

У назві кислих солей до латинської назви аніона додають числівник, що відповідає числу атомів Гідрогену у молекулі кислоти і слово *гідроген-*, наприклад: Na_2HPO_4 – гідрогенфосфат натрію, NaH_2PO_4 – дигідрогенфосфат натрію тощо. Аналогічно до назви катіона основної солі додають слово *гідроксо-* наприклад: $\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$ – нітрат гідроксобісмуту(III), $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нітрат дигідроксобісмуту (III) тощо.

Безводні основні солі називають таким чином: BiOCl – хлорид оксобісмуту(III), ThOSO_4 – сульфат оксоторію(IV).

Подвійні і змішані солі слід називати так, щоб за назвою можна було встановити їхній склад, тобто потрібно зазначити всі прості йони: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – хлорид-гіпохлорит кальцію; KNaSO_4 – сульфат калію-натрію.

СОЛЕПОДІБНІ БІНАРНІ СПОЛУКИ

Солеподібні бінарні сполуки – це сполуки, що складаються з двох елементів різної електронегативності і виявляють деякі типові ознаки солей: здатність гідролізувати, подібність кристалічних ґраток до ґраток солей, тощо.

До солеподібних бінарних сполук належать сполуки металів з неметалами, зокрема, активних металів з Гідрогеном, Нітрогеном, Карбоном, Фосфором, Силіцієм, наприклад: LiH – гідрид літію, Mg_3N_2 – нітрид магнію, Mg_2Si – силіцид магнію, CaC_2 – карбід кальцію, Mg_3P_2 – фосфід магнію.

Контрольні запитання, вправи і задачі

1. Дайте назви і вкажіть хімічний характер оксидів: CaO , SO_3 , N_2O_5 , Na_2O , NiO , P_2O_5 .
2. Дайте назви і вкажіть хімічний характер оксидів: Cs_2O , SiO_2 , MnO , Cl_2O_7 , N_2O , ZnO .
3. Дайте назви і вкажіть хімічний характер оксидів: MgO , N_2O_3 , Cl_2O , K_2O , BaO , B_2O_3 .
4. Напишіть формули оксидів, які відповідають наведеним основам: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.
5. Напишіть формули оксидів, які відповідають наведеним основам: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, NaOH .
6. Напишіть формули оксидів, які відповідають наведеним основам: KOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$.
7. Назвіть речовини, формули яких MgSO_4 , KNO_3 , HCl . До яких класів сполук вони належать?
8. Назвіть речовини, формули яких FeSO_4 , Na_3PO_4 , P_2O_5 . До яких класів сполук вони належать?
9. Назвіть речовини, формули яких HI , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. До яких класів сполук вони належать?
10. Назвіть речовини, формули яких CuSO_4 , Fe_2O_3 , H_2SiO_3 . До яких класів сполук вони належать?
11. Назвіть речовини, формули яких Ag_2O , BaSO_4 , NaOH . До яких класів сполук вони належать?
12. Назвіть речовини, формули яких $\text{Mg}(\text{OH})_2$, FeO , H_3PO_4 . До яких класів сполук вони належать?
13. Назвіть речовини, формули яких CaCl_2 , H_2S , KHCO_3 . До яких класів сполук вони належать?
14. Назвіть речовини, формули яких $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Mn_2O_3 . До яких класів сполук вони належать?
15. Назвіть речовини, формули яких $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CO_2 . До яких класів сполук вони належать?

16. З якими із вказаних речовин взаємодіє оксид натрію: SO_3 , CaO , N_2O_5 , BaO ? Напишіть рівняння реакцій.
17. З якими із вказаних речовин взаємодіє оксид сульфуру (VI): Na_2O , CuO , Al_2O_3 , N_2O_5 ? Напишіть рівняння реакцій.
18. З якими із вказаних речовин взаємодіє оксид калію: Na_2O , H_2O , CO_2 , BaO , SO_2 ? Напишіть рівняння реакцій.
19. З якими із вказаних речовин взаємодіє гідроксид натрію: CaO , CuSO_4 , NiCl_2 , CO_2 , BaO , SO_2 ? Напишіть рівняння реакцій.
20. З якими із вказаних речовин взаємодіє оксид сульфуру (VI): Na_2O , HCl , Al_2O_3 , N_2O_5 , H_2O ? Напишіть рівняння реакцій.
21. З якими із вказаних речовин реагує хлоридна кислота: CuO , CO_2 , N_2O_5 , H_2O ? Напишіть рівняння реакції.
22. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HNO_3 , H_3BO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 .
23. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HClO , HNO_2 , H_3PO_3 , HBO_2 , H_2SO_3 .
24. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HClO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 .
25. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HReO_4 , HNO_3 , H_3PO_3 , H_2SO_3 .
26. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HClO_4 , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_2AsO_4 .
27. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HNO_2 , H_3PO_4 , HBO_2 , H_2SO_3 .
28. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: H_2SO_4 , H_3BO_3 , H_2SeO_3 , H_2CrO_4 .
29. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HNO_3 , H_3PO_3 , HBO_2 , H_2SiO_3 .
30. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки: HNO_2 , H_3PO_3 , H_2CrO_4 , H_2SeO_4 .

31. Напишіть формули ангідридів вказаних кислот та їх кислотні залишки:
 HMnO_4 , HPO_3 , HClO_2 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 .
32. Напишіть формули ангідридів та відповідних кислот, виходячи з формул їх кислотних залишків: $(\text{NO}_2)^-$, $(\text{AsO}_4)^{3-}$, $(\text{SO}_4)^{2-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$.
33. Напишіть формули ангідридів та відповідних кислот, виходячи з формул їх кислотних залишків: $(\text{NO}_3)^-$, $(\text{AsO}_3)^{3-}$, $(\text{SO}_3)^{2-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$.
34. Напишіть формули ангідридів та відповідних кислот, виходячи з формул їх кислотних залишків: $(\text{Br})^-$, $(\text{CO}_3)^{2-}$, $(\text{BO}_3)^{3-}$, $(\text{SiO}_3)^{2-}$.
35. Напишіть формули ангідридів та відповідних кислот, виходячи з формул їх кислотних залишків: $(\text{Cl})^-$, $(\text{NO}_3)^-$, $(\text{SO}_3)^{2-}$, $(\text{BO}_2)^-$.
36. Складіть формули середніх та кислих солей магнію з кислотами: H_2SO_4 ; H_3BO_3 .
37. Складіть формули середніх та кислих солей натрію з кислотами: H_3PO_4 ; H_2CO_3 .
38. Складіть формули середніх та кислих солей калію з кислотами: H_2SiO_3 ; H_3PO_3 .
39. 37 Складіть формули середніх та кислих солей калію з кислотами: H_2SO_3 ; H_3AsO_4 .
40. 38 Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; Na_3PO_4 .
41. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$.
42. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$, NaHSO_3 .
43. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, Na_3BO_3 .
44. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: AlPO_4 , $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$.
45. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{NO}_3)$, Na_3PO_3 .

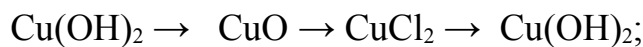
46. Складіть рівняння реакцій між відповідними кислотами та основами, внаслідок яких утворюються солі: $\text{Cr}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, K_3BrO_3 .
47. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$
 - в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
48. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$
49. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{HNO}_3 \rightarrow$
50. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
51. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - в) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
52. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 - в) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
53. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

54. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - в) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
55. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - в) $\text{KNO}_3 \rightarrow$
56. Закінчіть рівняння реакцій, вкажіть типи:
- а) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
 - в) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
57. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O}$;
58. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
59. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
60. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$;
61. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$;
62. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$;
63. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$;
64. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$;
65. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$

66. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:



67. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:



Тестові завдання до теми «Класи неорганічних сполук».

Завдання 1–15 містять по чотири варіанти відповідей з яких лише одна правильна.

1. Виберіть визначення оксиду:

- а) сполука, до складу якої входить Оксиген;
- б) сполука, яка утворюється у результаті згоряння речовин;
- в) бінарна сполука, що містить Оксиген зі ступенем окиснення -2 ;
- г) бінарна сполука, яка містить Оксиген.

2. Виберіть відповідь, яка визначає склад основи як сполуки, що містить:

- а) катіон металу та кислотний залишок;
- б) кислотний залишок і гідроксильні групи;
- в) катіон металу та гідроксильні групи;
- г) катіон Гідрогену та кислотний залишок.

3. Виберіть відповідь, яка визначає склад солі:

- а) катіони гідрогену та аніони кислотного залишку;
- б) катіони гідрогену та гідроксильні групи;
- в) катіони металу та гідроксильні групи;
- г) катіони металу та аніони кислотного залишку.

4. Виберіть відповідь, яка визначає склад кислій солі

- а) катіон Гідрогену, аніони кислотного залишку та гідроксильні групи;
- б) катіони металу, гідрогену, аніони кислотного залишку та гідроксильні групи;
- в) катіони металу і гідрогену та аніони кислотного залишку;
- г) катіони металу, аніони кислотних залишків та гідроксильні групи.

5. Виберіть хімічну ознаку кислотного оксиду за здатністю взаємодіяти:

- а) з основними сполуками;
- б) з кислотними сполуками;
- в) як з кислотними, так і з основними сполуками;
- г) з водою.

6. Виберіть хімічну ознаку основного оксиду за здатністю взаємодіяти:

- а) тільки з солями;
- б) з кислотними сполуками;
- в) як з кислотними, так і з основними сполуками;
- г) з водою.

7. Виберіть хімічну ознаку кислоти за здатністю взаємодіяти:

- а) з основними сполуками;
- б) з кислотними сполуками;
- в) як з кислотними, так і з основними сполуками;
- г) з водою.

8. Виберіть хімічну ознаку основи за здатністю взаємодіяти:

- а) з основними сполуками;
- б) з кислотними сполуками;
- в) як з кислотними, так і з основними сполуками;
- г) з водою.

9. Виберіть твердження щодо властивостей амфотерних оксидів, які:

- а) взаємодіють із кислотами (чи кислотними оксидами) з утворенням солей;
- б) взаємодіють з основами (чи з основними оксидами) з утворенням солей;
- в) утворюють солі при взаємодії як із кислотами, так і з основами;
- г) не утворюють солі при взаємодії з основними оксидами.

10. Виберіть відповідь щодо характеристики лугів:

- а) прості речовини;

- б) бінарні сполуки;
- в) погано розчинні у воді основи;
- г) добре розчинні у воді основи.

11. Виберіть хімічний елемент, що обов'язково входить до складу кислот:

- а) Гідроген;
- б) Оксиген;
- в) Сульфур;
- г) Нітроген.

12. Виберіть хімічний елемент, що обов'язково входить до складу оксидів:

- а) Нітроген;
- б) Карбон;
- в) Оксиген;
- г) Гідроген.

13. Вкажіть типи оксидів, що утворюють метали

- а) кислотні;
- б) основні;
- в) амфотерні;
- г) Кислотні, основні й амфотерні.

14. Виберіть реагент, з яким вступають у реакцію усі основні оксиди:

- а) вода;
- б) кислота;
- в) луг;
- г) сіль.

15. Виберіть тип реакцій, до якого належить взаємодія кислот з основами:

- а) заміщення;
- б) нейтралізація;
- в) розклад;
- г) гідроліз.

Тема: БУДОВА АТОМІВ

За сучасною теорією **атом** – це електронейтральна система, що

складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Ядро (синонім – нуклід) – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Ядро складається з нуклонів – протонів та нейтронів. **Протон** – це частка з масою $1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг (≈ 1 а. о. м.) і позитивним зарядом, абсолютне значення якого становить 1. **Нейтрон** – це електронейтральна частка з масою ≈ 1 а.о.м. **Електрон** – це електронейтральна частка з масою $9,109534 \cdot 10^{-31}$ кг і негативним зарядом, абсолютне значення якого становить 1. (Маса електрона менша за масу протона в 1836 разів). Заряди протона і електрона мають однакове абсолютне значення та різні знаки (+1 і -1), тому в електронейтральному атомі число електронів дорівнює числу протонів. **Заряд ядра атома** – визначається числом протонів у ядрі і дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Маса окремих атомів одного й того ж хімічного елемента може мати різні значення. Такі атоми називаються *ізотопами*. Ізотопи позначаються символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч: верхній показує масове число, нижній – заряд ядра. Ізотопи водню позначаються так: легкого (протію) – ${}^1_1\text{H}$; або ${}^2_1\text{H}$, або Д; надважкого (тритію) – ${}^3_1\text{H}$, або Т.

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра. Відносна атомна маса елемента в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природному елементі.

Термін «ізотоп» слід використовувати тільки для позначення різновидів одного елемента, тобто нуклідів з однаковим порядковим номером, наприклад, ізотопи калію-39 і калію-40.

Вживають також поняття «ізобари» і «ізотони». Ізобари – це атоми різних елементів з однаковим масовим числом. Ізотони – атоми різних елементів з однаковим числом нейтронів, але різним масовим числом.

Усі ізотопи елемента мають однакові хімічні властивості. Це явище підтверджує чинність сучасного формулювання періодичного закону Д. Менделєєва. Радіоактивні ізотопи застосовуються в наукових дослідженнях (як мічені атоми, що дозволяють стежити за перебігом хімічних і біологічних перетворень), у промисловості, медицині, сільському господарстві.

Електронна оболонка - це сукупність електронів, що рухаються в атомі навколо ядра. Число електронів у нейтральному атомі дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Двоїста природа електрона. У 1910-1920 рр. вважали, що електрони – це частки, які обертаються на певних орбітах навколо ядра (як планети навколо Сонця). У 1920-1930 рр. було створено сучасну теорію будови атома. Результати експериментів свідчили, що електрон має двоїсту природу – властивості частки та хвилі. Електрон у атомі можна уявити як хмару з певною густиною від'ємного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра, що називається атомною *орбіталлю* або орбіталлю. Можна дати також інше тлумачення цього поняття: *орбіталь* – це простір навколо ядра, в якому перебування електрона є найбільш імовірним.

Квантові числа. Орбіталі містяться на певних відстанях від ядра, мають певні форму та орієнтацію в просторі. Для їхньої характеристики використовують набір квантових чисел: головного n , побічного l та магнітного m_l . **Головне квантове число.** Це число характеризує енергію орбіталі, яка перш за все залежить від відстані орбіталі від ядра. Воно може мати цілочисельні значення від одиниці до нескінченності ($n=1, 2, \dots$). Орбіталі, що характеризуються однаковим значенням головного квантового числа, перебувають на однаковій відстані від ядра, мають однакову енергію, отже перебувають на одному енергетичному рівні. **Енергетичний рівень** – це сукупність орбіталей, які характеризуються однаковим значенням головного квантового числа n . Чим далі від ядра орбіталі, тим більшу енергію вона має.

Побічне орбітальне, або азимутальне квантове число. Це число визначає форму орбіталі. Воно може набувати цілочисельних значень від 0 до $n - 1$ ($l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$). Кожному значенню орбітального квантового числа відповідає орбіталь певної форми. Якщо $l = 0$, орбіталь незалежно від значення головного квантового числа має сферичну форму та називається s -орбіталлю. Значенню $l = 1$ відповідає орбіталь, що має форму гантелі (p -орбіталь). Зі збільшенням значення форма орбіталей ускладнюється. Наводимо позначення орбіталей залежно від значення азимутального квантового числа:

Значення l	0	1	2	3
Позначення орбіталі	s	p	d	f

Орбіталі, які характеризуються однаковим n і різним l , мають різну енергію. Тому поруч з поняттям «енергетичний рівень» існує поняття «енергетичний підрівень» як сукупність орбіталей з певними значеннями головного та побічного квантових чисел. Кожному енергетичному рівню з певним значенням n відповідає набір енергетичних підрівнів із значеннями побічного квантового числа від 0 до $n - 1$. *Розрахунок свідчить, що число енергетичних підрівнів на енергетичному рівні дорівнює значенню його n .* Доведемо це.

Число енергетичних підрівнів на першому енергетичному рівні ($n = 1$) визначається набором цілочисельних значень l між $l = 0$ і $l = n - 1$. Оскільки $n - 1 = 1 - 1 = 0$, на першому енергетичному рівні міститься один енергетичний підрівень з $l = 0$, тобто s -підрівень. Його позначення: $1s$ -підрівень, де цифра 1 означає номер рівня, тобто $n = 1$.

Число енергетичних підрівнів на другому енергетичному рівні ($n = 2$) визначається набором цілочисельних значень l між $l = 0$ і $l = n - 1$. Оскільки $n - 1 = 2 - 1 = 1$, а між числами 0 і 1 немає інших цілих чисел, то другий енергетичний рівень розщеплюється на два енергетичних підрівні з $l = 0$ і $l = 1$, тобто на s - і p -підрівні. Позначення – $2s$ і $2p$.

Число енергетичних підрівнів на третьому енергетичному рівні ($n = 3$) визначається набором цілочисельних значень l між $l = 0$ і $l = n - 1 = 3 - 1 = 2$, тобто $l = 0, l = 1, l = 2$. Звідси третій енергетичний рівень розщеплюється – на три енергетичні підрівні s, p і d . Позначення $3s, 3p$ і $3d$.

Треба підкреслити, що в позначенні підрівня великою цифрою перед

літерами (s , p , d та ін.) обов'язково треба вказувати номер рівня, тобто головне квантове число (1, 2, 3 тощо).

Магнітне квантове число. Це число визначає орієнтацію орбіталі в просторі. Воно може набувати цілочисельних значень від $-l$ до $+l$ (зокрема і нуль). Розрахунок свідчить, що при певному значенні l число можливих значень m_l дорівнює $2l + 1$.

Так, при $l = 0$ $m_l = 0$. При $l = 1$ m_l може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$. Це означає, що p -орбіталі мають три орієнтації в просторі, d -орбіталі – п'ять, f -орбіталі – сім орієнтацій.

Таким чином, набір значень магнітного квантового числа визначає число орбіталей на енергетичному підрівні. Схематично орбіталь зображується чотирикутником. Загальне число орбіталей на рівні n становить n^2 ; на першому рівні міститься одна орбіталь ($1^2 = 1$), на другому – чотири ($2^2 = 4$), на третьому – дев'ять ($3^2 = 9$) тощо.

Так, перший енергетичний рівень містить на одному s -підрівні одну s -орбіталь. Другий енергетичний рівень $n=2$ має два підрівні $2s$ і $2p$. На $2s$ -підрівні знаходиться одна s -орбіталь, на $2p$ -підрівні – три p -орбіталі. Третій енергетичний рівень має три підрівні: $3s$, $3p$ і $3d$. На $3s$ -підрівні – одна s -орбіталь, на $3p$ -підрівні – три p -орбіталі, на $3d$ -підрівні – п'ять d -орбіталей. Четвертий енергетичний рівень має таку будову: одна s -орбіталь, три p -орбіталі, п'ять d -орбіталей та сім f -орбіталей.

Отже, кожний енергетичний рівень містить певний набір енергетичних підрівнів, кожний енергетичний підрівень має певні орбіталі.

Орбіталь характеризується сукупністю трьох квантових чисел: головного n , побічного l та магнітного m_l .

Електронні конфігурації. Атомні орбіталі можуть бути вакантними або заповненими електронами. На будь-якій орбіталі стан електрона можна описати набором чотирьох квантових чисел:

головним квантовим числом орбіталі n ;

побічним квантовим числом l ;

магнітним квантовим числом m_l ;

спіновим квантовим числом електрона, або спіном m_s .

Спін електрона характеризує його обертання навколо своєї осі, тобто власний магнітний момент електрона. Тому спін може мати лише два значення $+1/2$ і $-1/2$. Графічне позначення значень спіну: \downarrow або \uparrow .

Будову електронних оболонок атомів відображають за допомогою електронних формул, або електронних конфігурацій.

Електронні конфігурації атомів – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях. Так, $1s^1$ – електронна конфігурація атома Гідрогену, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ – атома Натрію.

Велика цифра вказує номер енергетичного рівня (головне квантове число n). Літери s , p , d означають форму орбіталі, або енергетичний підрівень. Маленька цифра над літерою праворуч показує число електронів на цьому підрівні. Конфігурація $1s^1$ свідчить, що електронна оболонка атома Гідрогену в основному (незбудженому) стані (стан з мінімальною енергією) складається з

одного електрона на s -підрівні першого енергетичного рівня. Конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ показує, що електронна оболонка атома Натрію містить два електрони на s -підрівні першого енергетичного рівня, два електрони на s -підрівні та шість електронів на p -підрівні другого енергетичного рівня, тобто вісім електронів на другому рівні та один на s -підрівні останнього третього енергетичного рівня.

За електронною конфігурацією атома можна визначити:

число електронів, які містяться в електронній оболонці (за сумою верхніх індексів);

заряд ядра атома – порядковий номер (тобто який це елемент – число електронів у нейтральному атомі дорівнює порядковому номеру);

номер періоду періодичної системи, в якому міститься елемент (за числом енергетичних рівнів у електронній оболонці);

у якій групі та підгрупі періодичної системи міститься цей елемент (за будовою останнього та передостаннього енергетичних рівнів);

можливі ступені окислення елемента.

Електронна конфігурація конкретного атома має відображати дійсну будову його електронної оболонки. Для складання електронних конфігурацій слід використовувати три правила, за якими згідно з сучасною теорією будови атома утворюються електронні оболонки атомів.

Перше правило – принцип Паулі (принцип виключення, заборона Паулі).

Воно формулюється так. *У атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел*, тобто на одній орбіталі міститься не більше двох електронів, які мають протилежні (антипаралельні) спіни.

Орбіталь з двома електронами, спіни яких є антипаралельними (квантова комірка), схематично зображуються так:



За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. Оскільки на одній орбіталі найбільше число електронів дорівнює двом, максимальне число електронів становитиме: на s -підрівні – два; на трьох p -орбіталах p -підрівня – шість, на п'ятих d -орбіталах d -підрівня – десять; на сімох f -орбіталах f -підрівня – 14 тощо. Максимальне можливе число електронів (N) на енергетичному рівні визначається формулою $N = 2n^2$, де n – номер рівня, максимальне число орбіталей – формулою n^2 .

Друге правило – найменшого запасу енергії (правило Клечковського).

Воно формулюється так. *Електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням їхньої енергії, яка характеризується сумою $n + l$. При цьому, якщо сума $n + l$ кількох різних підрівнів однакова, рівні заповнюються за збільшенням значень n .* Зроблено розрахунок суми $n + l$ усіх 28 підрівнів

перших семи енергетичних рівнів.

Якщо записати ці числа за їх зростанням, одержимо послідовність підвищення енергії підрівнів, тобто заповнення їх електронами:

$n + l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8	8
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6
Послідовність	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d

заповнення
підрівнів

Як бачимо, суму $n + l = 1$ має тільки s -підрівень, тобто його енергія найменша і він заповнюється першим. Оскільки на s -підрівні максимальне число електронів становить два, можливі електронні конфігурації $1s^1$ і $1s^2$. Ці конфігурації реалізуються відповідно в атомах водню та гелію. Тепер перший енергетичний рівень завершено.

Суму $n + l = 2$ має лише $2p$ -підрівень. Він заповнюється електронами після $1s$ -підрівня. Можливі такі електронні конфігурації: $1s^2 2s^1$ і $1s^2 2s^2$. Вони реалізуються в атомах Літію та Берилію. Суму $n + l = 3$ мають два підрівні – $2p$ і $3s$, але оскільки $n = 2 < n = 3$, після $2s$ -підрівня заповнюється $2p$ -підрівень, а після нього $3d$ -підрівень. На $2p$ -підрівні містяться три p -орбіталі, кожна з них заповнюється двома електронами.

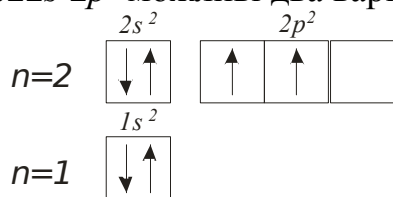
Відповідні електронні конфігурації реалізуються у шести елементів: В – $1s^2 2s^2 2p^1$; С – $1s^2 2s^2 2p^2$; N – $1s^2 2s^2 2p^3$; О – $1s^2 2s^2 2p^4$; F – $1s^2 2s^2 2p^5$; Ne – $1s^2 2s^2 2p^6$. У Неона завершується другий енергетичний рівень. Після нього двома електронами послідовно заповнюється $3s$ -підрівень. Відповідні електронні конфігурації реалізуються у Натрію та Магнію: Na: $[\text{Ne}] 3s^1$ і Mg: $[\text{Ne}] 3s^2$. Символ $[\text{Ne}]$ замінює повну конфігурацію Неона $1s^2 2s^2 2p^6$. Суму $n + l = 4$ мають два підрівні – $3p$ і $4s$. Оскільки $n = 3 < n = 4$, після $3s$ -підрівня заповнюється $3p$ -підрівень шести елементів: Al: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$; Si: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$; P: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$; S: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$; Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$; Ar: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Після заповнення $3p$ -підрівня атома Аргону шістьма електронами у Калію починає заповнюватися $4s$ -орбіталь, а не вакантні $3d$ -орбіталі. Це відбувається тому, що сума $n + l$ $4s$ -підрівня дорівнює чотирьом, а сума $n + l$ $3d$ -підрівня – п'яти. Відповідні електронні конфігурації реалізуються у Калію та Кальцію – K: $[\text{Ar}] 4s^1$ і Ca: $[\text{Ar}] 4s^2$. Після заповнення $4s$ -орбіталі електрони послідовно займають $3d$ -, $4p$ - і $5s$ -орбіталі, які мають однакову суму $n + l = 5$ але різні n [$n = 3$ (у $3d$)] < [$n = 4$ (у $4p$)] < [$n = 5$ (у $5s$)]. Потім десятьма електронами заповнюються п'ять $3d$ -орбіталей у десяти елементів: від Sc: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$; Ti: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ і т. д. до Zn: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$.

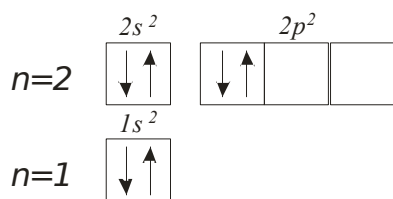
Третє правило – правило Гунда (або Хунда) – найбільшого сумарного спінового числа. Воно формулюється так. Сумарне спінове число електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним. Звідси випливають такі висновки:

а) під час заповнення підрівня електрони посідають різні орбіталі доти, доки це можливо;

б) спіни поодиноких електронів, що містяться на різних орбіталах, паралельні. Це правило не суперечить принципу Паулі: будь-які два електрони, що розташовані на одній орбіталі, згідно з принципом Паулі мають протилежні спіни. Тому у разі заповнення кількох орбіталей одного підрівня (трьох p -орбіталей, п'яти d -орбіталей або семи f -орбіталей) електрони намагаються посісти різні за орієнтацією в просторі орбіталі, щоб зменшити взаємне відштовхування. Так, під час заповнення двома електронами $2p$ -підрівня атома Карбону (C) $1s^2 2s^2 2p^2$ можливі два варіанти:

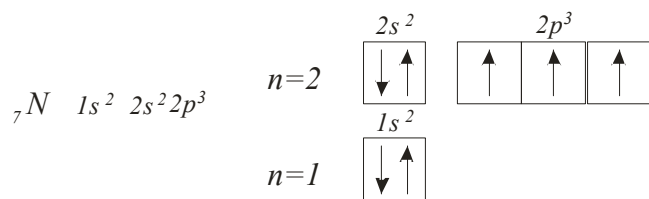


(сумарний спін двох неспарених електронів $2p$ -підрівня дорівнює одиниці: $+\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$);



(сумарний спін двох неспарених електронів $2p$ -підрівня дорівнює нулю: $+\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0$).

Оскільки сумарний спін двох електронів p -підрівня за першим варіантом більший ($1 > 0$), $2p$ -орбіталі в атомі Карбону заповнюються саме за ним. Згідно з цим правилом оболонка атома Азоту схематично зображується так:

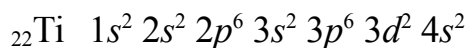
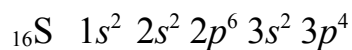


Приклад 1. Складіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 16 і 22. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових (енергетичних) комірках.

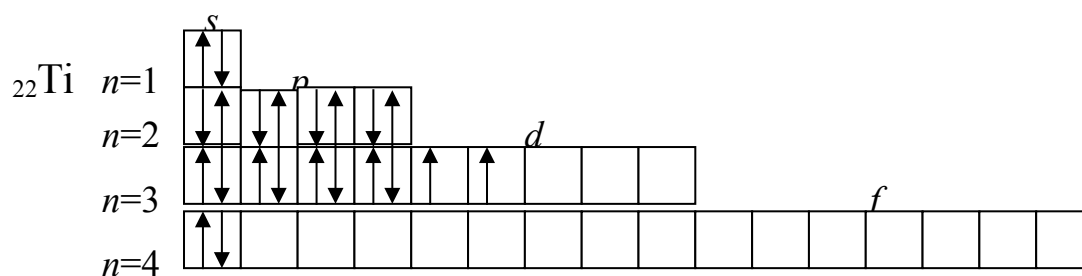
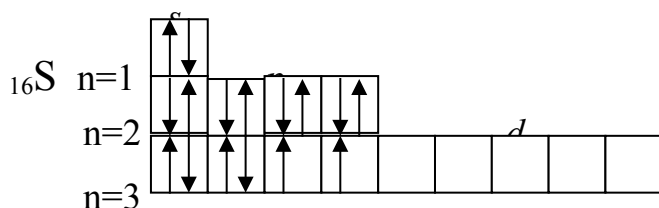
Розв'язок. Електронні формули відображають розподіл електронів у атомі по енергетичних рівнях, підрівнях (атомних орбіталах). Електронна конфігурація позначається групами символів n^l , де n – головне квантове число; l – орбітальне квантове число (замість нього вказують відповідне літерне позначення (s, p, d, f)); x – число електронів у даному підрівні (орбіталі). При цьому варто враховувати, що електрон займає той енергетичний підрівень, на якому він має найменшу енергію – менша сума $(n + l)$ (правило

Клечковського). Послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів така:
 $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^{1-2}) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$.

Оскільки число електронів у атомі того або іншого елемента дорівнює його порядковому номеру в таблиці Д. І. Менделєєва, то для елементів № 16 (Сульфур, Сірка) і № 22 (Титан) електронні формули мають вигляд:



Електронна структура атома може бути зображена також у вигляді схем розміщення електронів у квантових (енергетичних) комірках, що є схематичним зображенням атомних орбіталей (АО). Квантова комірка позначається прямокутником, колом або лінійкою, а електрони в цих комірках позначають стрілками. У кожній квантовій комірці може бути не більше двох електронів із протилежними спінами або $-\downarrow\uparrow-$. У цій методичці застосовують прямокутники. Орбіталі цього підрівня заповнюються спочатку по одному електрону з однаковими спінами, а потім по другому електрону з протилежними спінами (правило Гунда):

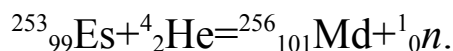


Приклад 2. Ізотоп 101-го елемента Менделєєва (256) був отриманий бомбардуванням α -частинками ядер атомів Енштейнія (253). Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.

Розв'язок. Перетворення атомних ядер зумовлюється їхньою взаємодією з елементарними частинками або один з одним. Ядерні реакції супроводжуються зміною складу ядер атомів хімічних елементів. За допомогою ядерних реакцій можна з атомів одних елементів одержати атоми інших.

Перетворення атомних ядер як при природній, так і при штучній

радіоактивності записують рівняннями ядерних реакцій. При цьому варто пам'ятати, що суми масових чисел (цифри, що стоять біля символу елемента вгорі зліва) і алгебраїчні суми зарядів ядер атомів (цифри, що стоять біля символу елемента знизу зліва) у лівій і правій частинах рівняння мають бути рівні. Таку ядерну реакцію виражають рівнянням:



Часто застосовують скорочену форму запису. Для наведеної реакції вона має вигляд: ${}^{253}\text{Es}(\alpha, n) {}^{256}\text{Md}$. У дужках на першому місці пишуть частинку, що бомбардується, а на другому, через кому, – частинку, що утворюється в цьому процесі. У скороченому рівнянні частинки



Приклад 3. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: $4s$ чи $3d$; $5s$ чи $4p$? Чому?

Розв'язок. Згідно з правилом Клечковського, Електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням їхньої енергії, яка характеризується сумою $n+l$. При цьому, якщо сума $n+l$ кількох різних підрівнів однакова, рівні заповнюються за збільшенням значень n . Зробимо розрахунок суми $n+l$ для заданих підрівнів:

$$4s - n + l = 4 + 0 = 4$$

$$3d - n + l = 3 + 2 = 5$$

Згідно з правилом Клечковського спочатку заповнюється $4s$ -підрівень.

$$5s - n + l = 5 + 0 = 5$$

$$4p - n + l = 4 + 1 = 5$$

Згідно з правилом Клечковського спочатку заповнюється $4p$ - підрівень.

Приклад . Виходячи із скорочених рівнянь ядерних реакцій (табл.1), напишіть їхні повні рівняння.

Розв'язок. Відповідь на питання відображено в табл. 1.

Таблиця 1

Скорочені і повні рівняння ядерних реакцій

Скорочені рівняння	Повні рівняння
${}^{27}\text{Al}(p, \alpha) {}^{24}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^1_1\text{H} = {}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^4_2\text{He}$
${}^9\text{Be}(\alpha, n) {}^{12}\text{C}$	${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} = {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0n$
${}^{59}\text{Co}(n, \alpha) {}^{56}\text{Mn}$	${}^{59}_{27}\text{Co} + {}^1_0n = {}^{56}_{25}\text{Mn} + {}^4_2\text{He}$

Контрольні запитання

1. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 9 і 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якого електронного сімейства належить кожний із цих елементів?
2. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 16

- і 26. Розподіліть електрони цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?
3. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 25 і 34. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?
 4. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: $6s$ чи $5d$; $4s$ чи $3p$? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 21.
 5. Ізотоп Ніколу – 57 утворюється при бомбардуванні α -частинками ядер атомів Феруму (заліза) – 54. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
 6. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: $4d$ чи $5s$; $6s$ чи $5p$? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 29.
 7. Ізотоп Силіцію – 30 утворюється при бомбардуванні α -частинками ядер атомів Алюмінію – 27. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
 8. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 14 і 40. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?
 9. Ізотоп Карбону (вуглецю) – 11 утворюється при бомбардуванні протонами ядер атомів Нітрогену (азоту) – 14. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
 10. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 15 і 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. Чому дорівнює максимальний спін p -електронів у атома першого і d -електронів – у атома другого елемента?

Тема: ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Аналізуючи електронні конфігурації атомів, можна логічним шляхом одержати ті самі періодичні залежності, які Д. Менделєєв встановив, вивчаючи хімічні властивості елементів. Виявляється, будова періодичної системи пояснюється електронною теорією будови атомів.

1. У одному періоді містяться елементи, атоми яких у основному стані мають однакове число енергетичних рівнів. Так, атоми елементів першого періоду (H і He) мають один енергетичний рівень, другого періоду (Li, Be, B, C, N, O, P, Ne) – два, сьомого періоду (від Rg до останнього нещодавно одержаного з $Z=110$) – сім енергетичних рівнів тощо.

2. Число елементів у кожному періоді визначається максимально можливим сумарним числом електронів на енергетичних підрівнях, які заповнюються електронами в цьому періоді. Так, у елементів першого періоду заповнюється перший рівень. Найбільше число електронів цього рівня становить два – перший період містить два елементи (H і He).

У елементів другого періоду заповнюються $2s$ - і $2p$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить вісім ($2 + 6=8$) – другий період має вісім елементів (від Li до Ne включно).

У елементів третього періоду заповнюються $3s$ - і $3p$ -підрівні, найбільше сумарне число електронів цих підрівнів дорівнює восьми ($2+6 = 8$) – третій період містить вісім елементів (від Na до Ar включно).

У елементів четвертого періоду заповнюються $4s$ -, $4p$ - та $3d$ -підрівні, сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить 18 ($2 + 6+10=18$) – четвертий період нараховує вісімнадцять елементів (від K до Kr включно).

У елементів шостого періоду електронами заповнюються $6s$ -, $6p$ -, $4f$ - та $5d$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів дорівнює 32 ($2+6+14+10=32$) – шостий період містить тридцять два елементи (від Cs до Kr включно) тощо.

3. У одній підгрупі містяться елементи, які мають не тільки подібні хімічні властивості, а й однакову будову зовнішніх енергетичних рівнів. За будовою зовнішніх енергетичних рівнів розрізняють s -, p -, d -, f -елементи.

4. s -Елементи мають конфігурацію [] ns^1 або [] ns^2 , де знак [] означає електронну конфігурацію попереднього інертного елемента. В кожному періоді міститься по два s -елементи, якими він починається. s^1 -Елементи – це елементи головної підгрупи першої групи (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). У вільному стані вони є металами (крім водню).

До s^2 -елементів належать елементи головної підгрупи другої групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). У вільному стані – це метали.

5. p -Елементи мають конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня ns^2np^x , де $1 \leq x \leq 6$, тобто в них заповнюються електронами p -орбіталі зовнішнього рівня. Максимальне число електронів трьох p -орбіталей дорівнює шести. У кожному періоді, крім першого, міститься по шість p -елементів. Це елементи головних підгруп третьої – восьмої підгруп: ns^2np^1 – Al, Ga, In, Tl; ns^2np^2 – C, Si, Ge, Sn, Pb; ns^2np^3 – N, P, As, Sb, Bi; ns^2np^4 – O, S, Se, Te, Po; ns^2np^5 – F, Cl, Br, I, At; ns^2np^6 – Ne, Ar, Xe, Kr. Вони мають проміжні властивості між металічними та неметалічними або неметалічні властивості.

6. d -Елементи мають конфігурацію [] $ns^2(n-1)d^x$, де $1 \leq x \leq 10$, тобто в них заповнюються електронами d -орбіталі передостаннього рівня. Максимальне число електронів п'яти d -орбіталей становить десять. У четвертому – шостому періодах після двох s -елементів знаходиться по десять d -елементів ($Z=21-30$, $Z=39-49$, $Z=57, 72-80$), у сьомому незакінченому періоді – елементи з $Z=89, 104-110$. Усі вони належать до побічних підгруп і у вільному стані є металами. Ці елементи називають перехідними.

7. f -Елементи – це елементи, в атомах яких заповнюються орбіталі $4f$ - або $5f$ -підрівня. Оскільки максимальне число електронів семи f -орбіталей дорівнює 14, у шостому та сьомому періодах міститься по 14-елементів: лантаноїди – $4f$ -елементи з $Z = 58- 71$ та актиноїди – $5f$ -елементи з $Z= 90- 103$. f -Елементи знаходяться в побічній підгрупі третьої групи. Їх, як і d -елементи, називають перехідними. Усі вони у вільному стані є металами.

8. Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів головних підгруп (крім He) дорівнює номеру групи, в якій містяться елементи.

До елементів головних підгруп належать *s*- і *p*-елементи. Загальне число електронів на *s*- і *p*-підрівні дорівнює восьми. У періодичній системі вісім груп.

Таким чином, електронна теорія будови атома пояснила структуру періодичної системи елементів – число груп, підгруп, періодів, елементів у групах і періодах. Завдяки їй було з'ясовано положення в періодичній системі Калію, Аргону, Кобальту, Ніколу, Телуру, Йоду та ін. Отже, ця теорія підтверджує, що періодична система елементів Д. Менделєєва відображає об'єктивні зв'язки, які існують у природі.

Сучасна електронна теорія будови атома пояснила залежність властивостей елемента від будови його атома та положення в періодичній системі.

Вплив будови зовнішнього енергетичного рівня на хімічні властивості елементів. Енергетичні рівні та підрівні, орбіталі яких заповнені максимально, називаються завершеними. Вони – найбільш стабільні. Стабільними є також напівзаповнені підрівні p^3 і d^5 . Тому деякі елементи мають аномальні конфігурації (Cr, Mo, Pd). Зовнішній енергетичний рівень з електронною конфігурацією s^2p^6 – завершений. Перший енергетичний рівень є завершеним за конфігурації $1s^2$.

Атоми інертних елементів (He, Ne, Ar, Kr, Xe) мають завершені зовнішні енергетичні рівні і тому не вступають у хімічні реакції (за винятком ксенону).

У атомів усіх інших хімічних елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. Атоми металів, вступаючи в хімічну реакцію, втрачають електрони зовнішніх енергетичних підрівнів, які слабо зв'язані з ядром. *Здатність елемента віддавати електрони можна вважати мірою металічності. Для порівняння металічних властивостей елементів використовують спеціальну величину – енергію іонізації.*

Енергія іонізації – це кількість енергії, необхідної для відриву від атома найбільш слабо зв'язаного з ним електрона. Позначення: E_I

Цю величину вимірюють у електрон-вольтах на атом (еВ/атом) або в СІ в кілоджоулях на моль (кДж/моль), $1 \text{ еВ/атом} = 96,5 \text{ кДж/моль}$. Енергія іонізації атомів виявляє періодичну залежність від порядкового номера елемента.

Атоми неметалів у зовнішньому енергетичному рівні мають чотири й більше електронів, які міцно зв'язані з ядром. *Атоми неметалів, вступаючи в хімічну реакцію, як правило, приєднують електрони.*

Для порівняння неметалічних властивостей використовують спеціальну величину – спорідненість до електрона. Спорідненість до електрона – це кількість енергії, яка виділяється або поглинається під час приєднання одного електрона до нейтрального атома. Позначення: E_S . Спорідненість до електрона теж вимірюють у електрон-вольтах на атом (еВ/атом) або в кілоджоулях на моль (кДж/моль). Найбільше значення спорідненості до електрона мають елементи головної підгрупи сьомої групи

(F, Cl, Br, I) – типові неметали.

Електронегативність – це здатність атома хімічного елемента притягувати до себе електронні пари. Позначення: *EH*. Електронегативність елемента визначається сумою його енергій іонізації та спорідненості до електрона. Електронегативність підлягає періодичному закону. У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента, тобто зліва направо. На початку періоду містяться елементи, електронегативність яких низька (метали), а в кінці – найбільш електронегативні (неметали). У групі електронегативність елементів зменшується із зростанням порядкового номера, тобто згори донизу. Найбільш електронегативним у періодичній системі є Флор. Інертні елементи електронегативності не мають. За зростанням електронегативності хімічні елементи можна розташувати в такій послідовності: Rb, K, Na, Li, Sr, Ca, Mg, Be, In, Al, Sn, Ga, Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F.

Зміни в межах одного періоду. Розглянемо, як змінюється будова атомів і хімічні властивості елементів у межах одного періоду, наприклад, третього. Атом кожного елемента цього періоду має три енергетичні рівні. Будова двох перших – однакова в усіх елементах цього періоду, а третього, зовнішнього, – різна. Радіуси атомів також різняться. Зі збільшенням заряду кількість ядер атомів елементів одного періоду зменшується радіус атома і зростає о зовнішніх електронів. Притягання зовнішніх електронів до ядра посилюється, енергія іонізації та спорідненість до електрона збільшуються. Відхилення від цієї тенденції у Магнію, Фосфору та Аргону пояснюється підвищеною стабільністю заповнених *3s*-підрівня у Магнію, *3p*-підрівня в Аргону та напівзаповненого *3p*-підрівня у Фосфору. Тому в ряду в кожного нового елемента поступово посилюються неметалічні властивості та послаблюються металічні.

Так, третій період починається типовим лужним металом – Натрієм. За ним другий типовий метал – Магній, металічні властивості якого слабкіші, ніж у Натрію. Наступний метал – Алюміній у деяких сполуках виявляє неметалічні властивості. Елементи Si, P, S, Cl також мають неметалічні властивості, які посилюються від S до Cl. Хлор типовий неметал. Період закінчується інертним елементом – Аргоном.

Такі зміни хімічних властивостей елементів спостерігаються в усіх періодах. У великих періодах металічні властивості послаблюються, а неметалічні посилюються повільніше, ніж у малих. Це пояснюється тим, що великі періоди містять *d* або *f*-елементи (перехідні).

Таким чином, хімічні властивості елементів змінюються періодично зі зміною їхнього порядкового номера та будови електронної оболонки.

Зміни в межах однієї групи. Розглянемо, як змінюється будова атома і хімічні властивості елементів головних підгруп на прикладі ІА групи.

Елементи однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня та подібні хімічні властивості. В атомів усіх елементів ІА групи зовнішній енергетичний рівень містить один електрон на *s*-підрівні. Однак радіус атома і число енергетичних рівнів зростає зі збільшенням

порядкового номера елемента (заряду ядра). При цьому притягання зовнішніх електронів до ядра послаблюється, енергія іонізації зменшується. Тому в головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елементів (тобто зверху донизу) їхні металічні властивості посилюються, а неметалічні послаблюються.

Звідси випливає, що найсильніше металічні властивості виявлені в Цезію, а неметалічні – у Флуору. Поділ елементів на метали та неметали відносний. Як відомо, існують елементи, сполуки яких мають амфотерні властивості.

Висновок: кількість електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів змінюється періодично із зростанням зарядів ядер атомів (повторюється через період). Тому властивості хімічних елементів змінюються періодично (повторюються через період).

Приклад 1. Який вищий і нижчий ступінь окиснення виявляють Арсен (миш'як), Селен і Бром? Складіть формулу сполук даних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.

Розв'язок. Вищий ступінь окиснення елемента визначає номер групи періодичної системи Д. І. Менделєєва, в якій він міститься. Нижчий ступінь окиснення визначається тим умовним зарядом, що набуває атом при приєднанні такої кількості електронів, яка необхідна для утворення стійкої восьмиелектронної оболонки (ns^2np^6).

Дані елементи містяться в VA-, VIA-, VIIA-групах і мають структуру зовнішнього енергетичного рівня s^2p^3 , s^2p^4 та s^2p^5 . Відповідь на питання див. у табл. 2.

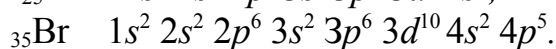
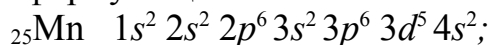
Таблиця 2

Ступені окиснення Арсену, Селену, Бром

Елемент	Ступінь окиснення		Сполуки
	вищий	нижчий	
As	+ 5	– 3	As ₂ O ₅ ; H ₃ As
Se	+ 6	– 2	SeO ₃ ; H ₂ Se
Br	+ 7	– 1	Br ₂ O ₇ ; HBr

Приклад 2. У якого з елементів четвертого періоду – Мангану чи Бром – сильніше виражені металеві властивості?

Розв'язок. Електронні формули цих елементів такі:



Манган – *d*-елемент VII B-групи, а Бром – *p*-елемент VII A-групи. На зовнішньому енергетичному рівні в атома Мангану два електрони, а в атома Бром – сім. Атоми типових металів характеризуються наявністю невеликої кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні і, отже, тенденцією

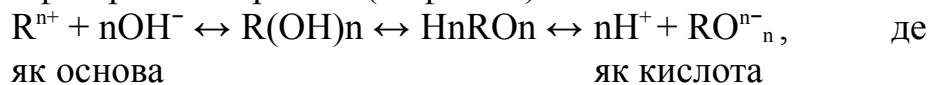
втрачати ці електрони. Вони володіють тільки **відновлювальними** властивостями і не утворюють елементарних негативних іонів. Елементи, атоми яких на зовнішньому енергетичному рівні містять більше трьох електронів, мають певну спорідненість до електрона, а отже, набувають негативного ступеня окиснення, і навіть утворюють елементарні негативні іони. Таким чином Манган, як і всі метали, має тільки відновлювальні властивості, тоді як для Броду, що виявляє слабкі відновлювальні властивості, більш характерні **окиснювальні** функції. Загальною закономірністю для всіх груп, що містять *p*- і *d*-елементи, є переважання металевих властивостей у *d*-елементів. Отже, металічні властивості у Мангану сильніше виражені, ніж у Броду.

Приклад 3. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів і гідрооксидів від ступеня окиснення атомів елементів, що їх утворюють? Які гідроксиди називають амфотерними (амфолітами)?

Розв'язок. Якщо цей елемент проявляє змінний ступінь окиснення й утворює декілька оксидів і гідрооксидів, то зі збільшенням ступеня окиснення властивості останніх змінюються від основних до амфотерних і кислотних. Це пояснюється характером електролітичної дисоціації (іонізації) гідроксидів ROH , що залежно від порівняльної міцності й полярності зв'язків $R-O$ і $O-H$ може проходити за двома типами:

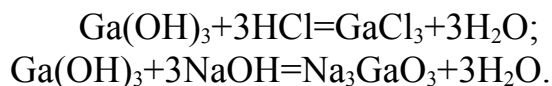


Полярність зв'язків, у свою чергу, визначається різницею електронегативностей компонентів, розмірами і ефективними зарядами атомів. Дисоціація за кислотним типом (II) проходить, якщо $E_{O-H} \ll E_{R-O}$ (високий ступінь окиснення), а за основним типом, якщо $E_{O-H} \gg E_{R-O}$ (низький ступінь окиснення). Якщо міцність зв'язків $O-H$ і $R-O$ близька або рівна, дисоціація гідроксиду може одночасно протікати і за (I), і (II) типами. У цьому випадку мова йде про амфотерні електроліти (амфоліти):



R – елемент; n – його позитивний ступінь окиснення.

У кислому середовищі амфоліт виявляє основний характер, а в лужному середовищі – кислотний характер:



Контрольні запитання

1. Що таке енергія іонізації? В яких одиницях вона вимірюється? Як змінюється відновлювальна активність *s*- і *p*-елементів у групах періодичної системи із збільшенням порядкового номера? Чому?
2. Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність *p*-елементів у періоді й у групі періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Чому?

3. Що таке спорідненість до електрона? У яких одиницях вона вимірюється? Як змінюється окисна активність неметалів у періоді й у групі періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів.
4. Який з елементів четвертого періоду – Ванадій чи Арсен (миш'як) – має більш виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Відповідь обґрунтуйте, виходячи з будови атомів елементів.
5. У якого елемента четвертого періоду – Хрому чи Селену – сильніше виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів Хрому і Селену.
6. Який найнижчий ступінь окиснення виявляють Хлор, Сульфур (сірка), Нітроген (азот) і Карбон (вуглець)? Чому? Складіть формули сполук Алюмінію із вказаними елементами в цих ступенях окиснення. Як називають відповідні сполуки?
7. У якого з *p*-елементів п'ятої групи періодичної системи – Фосфору чи Стибію – сильніше виражені неметалеві властивості? Яка з водневих сполук цих елементів – більш сильний відновник? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів цих елементів.
8. Який найнижчий ступінь окиснення виявляє Гідроген (водень), Флуор (фтор), Сульфур (сірка) й Нітроген (азот)? Чому? Складіть формули сполук Кальцію із вказаними елементами в цих ступенях окиснення. Як називають відповідні сполуки?
9. Який найнижчий і найвищий ступінь окиснення виявляють Силіцій, Арсен (миш'як), Селен і Хлор? Чому? Складіть формули сполук вказаних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.
10. Який найнижчий і найвищий ступінь окиснення виявляють Карбон (вуглець), Фосфор, Сульфур (сірка) і Йод? Складіть формули сполук вказаних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.
11. Вкажіть фрагмент періодичної системи, де розташовані елементи з подібними хімічними властивостями: а) малий період; б) група; в) підгрупа; г) великий період.
12. Виберіть твердження щодо атомів ізотопів одного елемента: а) мають однакову відносну атомну масу; б) різняться кількістю електронів; в) мають однакову кількість протонів; г) мають однакову кількість нейтронів.
13. Виберіть характеристику, яка збігається із порядковим номером елементів: а) значення відносної атомної маси; б) значення відносної електронегативності; в) кількість електронів в атомі; г) кількість нейтронів у ядрі.
14. Виберіть твердження щодо атома елемента, який знаходиться у III періоді та VI групі періодичної системи а) має електронну конфігурацію атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; б) має ядро, що складається з 16 нуклонів; в) має ядро в якому 16 протонів;

г) містить 32 електрони.

15. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{23}^{51}\text{V}$.

Тема: ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

Теорія будови атома, крім властивостей елементів пояснила процес утворення молекул, а також природу хімічного зв'язку. *Під хімічним зв'язком слід розуміти силу, яка діє між атомами і забезпечує сполучення їх у молекулу або кристал.* У разі зближення двох атомів між їхніми електронними оболонками та ядрами починають діяти певні сили, які зумовлюють взаємовплив останніх.

Сучасна наука розглядає утворення хімічного зв'язку як процес, внаслідок перебігу якого загальна енергія системи електронів і ядер атомів, що взаємодіють, зменшується.

Зменшення енергії зумовлене тим, що електрони одночасно притягуються до двох ядер. Внаслідок перекривання електронних хмар у разі зближення атомів у просторі між ядрами цих атомів виникає ділянка підвищеної густини негативного електричного заряду. Позитивно заряджені ядра притягуються в напрямку цієї ділянки перекривання електронних хмар, що й забезпечує стійкість молекули.

Отже, хімічний зв'язок – це наслідок взаємодії електронів і ядер атомів, що приводить до зменшення енергії системи.

Відомо кілька типів хімічного зв'язку. Основними є ковалентний та іонний. **Всі типи хімічних зв'язків мають електронну природу.** Сполучення атомів різних елементів у молекулу зумовлене їх прагненням до утворення енергетично найстійкіших електронних систем – завершених зовнішніх електронних шарів.

Вивчення природи хімічного зв'язку найдоцільніше починати з розгляду механізму утворення найбільш універсального ковалентного зв'язку.

Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків Відомо, що найстійкішими є електронні оболонки, в яких всі електрони спарені, оскільки в цьому разі вони перебувають у стані найменшого електричного напруження. В разі спарювання двох електронів з однаковими енергіями й з антипаралельними спінами їх стан стабілізується, а енергія знижується.

У 1927 р. російський вчений М.О.Морозов, а в 1916 р. американський фізикохімік Дж. Льюїс висловили припущення, що хімічний зв'язок може утворюватись, якщо виникає спільна пара електронів, що одночасно належить двом атомам. Ця ідея стала провідною для розробки сучасної теорії ковалентного зв'язку.

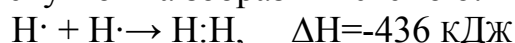
У 1927 р. В. Гейтлер і Ф. Лондон на основі квантово-механічних розрахунків довели, що під час зближення атомів, електрони яких мають однаково напрямлені спіни, збільшується сила їх відштовхування, а під час зближення атомів, електрони яких мають спіни, напрямлені в протилежні боки, наростає сила притягання, але до певного моменту, доки наступить

відштовхування ядер.

Якщо під час сполучення двох атомів утворюються спільні пари електронів, що обертаються у полі ядер обох атомів, то такий зв'язок називається **ковалентним**. Ковалентний зв'язок може утворюватись за участю двох, чотирьох і шести узагальнених електронів.

Ковалентний зв'язок характеризується *поляризованістю, насичуваністю та напрямленістю*. Природа ковалентного зв'язку виявляється в особливій квантово-механічній взаємодії електронів, яка забезпечує утримування атомів. У цьому разі атомні орбіталі валентних електронів перекриваються, внаслідок чого густина негативного електричного заряду в між'ядерному просторі зростає.

Якщо валентні електрони позначити крапками, то ковалентний зв'язок між атомами Гідрогену можна зобразити схемою:



Наближений квантово-механічний розрахунок молекули водню, зроблений В.Гейтлером і Ф.Лондоном, згодом був використаний для пояснення механізму утворення хімічного зв'язку в складніших молекулах і став відправним пунктом для розвитку теорії хімічного зв'язку, що дістала назву методу валентних зв'язків (ВЗ).

Згідно з цим методом, молекулу або кристал з атомними ґратками можна уявити як сукупність атомів, сполучених між собою завдяки перекриванню атомних орбіталей. Метод валентних зв'язків ґрунтується на припущенні, що електрони, які не беруть участь в утворенні зв'язків, розміщені на тих самих орбіталах, що й в ізольованих атомах. Основу методу ВЗ становлять положення, наведені нижче.

1. Ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами; спільна пара електронів належить обом атомам.
2. Міцність ковалентного зв'язку визначається мірою перекривання електронних хмар атомів, між якими виникає зв'язок: чим повніше перекриваються електронні хмари, тим міцніший зв'язок.

Якщо атоми в молекулі сполучені за допомогою однієї спільної пари електронів (одного зв'язку), то зв'язок носить назву ординарного. Коли зв'язок між атомами здійснюється за допомогою двох спільних пар електронів, він називається подвійним, якщо ж атоми сполучені трьома хімічними зв'язками, – потрійним .

Утворення ковалентного зв'язку між атомами Фтору, Оксигену й Нітрогену можна подати схемами:



Завдяки взаємодії цих атомів, що завершується встановленням між ними

ковалентного зв'язку, навколо кожного атома утворюється стійка конфігурація із восьми електронів. З наведених схем також видно, що утворення потрійного зв'язку між атомами Нітрогену супроводжується, порівняно з утворенням інших розглянутих молекул, виділенням найбільшої кількості енергії, тому молекула азоту характеризується високою стійкістю, чим і пояснюється хімічна пасивність азоту.

Важливою характеристикою хімічного зв'язку є енергія його утворення, яка позначається величиною D і називається **енергією зв'язку**. Чисельно вона дорівнює кількості теплоти, що виділяється під час утворення з атомів $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул за нормальних умов. Величина, обернена до величині D , називається енергією (розриву) дисоціації зв'язку.

Другою важливою характеристикою зв'язку є рівноважна між'ядерна відстань, що називається **довжиною зв'язку**. Зі збільшенням кратності зв'язку енергія його зростає, а довжина – зменшується.

Ковалентний зв'язок утворюється переважно в разі сполучення атомів неметалів. Серед простих речовин і хімічних сполук із ковалентним зв'язком є тверді, рідкі та газоподібні речовини.

Неполярний і полярний ковалентний зв'язок. Типовий ковалентний зв'язок виникає між атомами одного елемента, наприклад, у молекулах водню, кисню, азоту, хлору тощо. Спільна пара електронів, за допомогою якої здійснюється ковалентний зв'язок, розміщується у просторі симетрично відносно ядер обох атомів. Такий ковалентний зв'язок називається **неполярним**, або гомеополярним. Ковалентний зв'язок може утворитися не тільки між однаковими атомами, а й між атомами з близькими електронегативностями. Якщо ж електронегативності атомів, що сполучаються між собою, відрізняються, то спільна пара електронів зміщується в бік одного з цих атомів. У цьому разі порушується симетрія розподілу електричного заряду. З одного кінця такого зв'язку буде надлишок позитивного заряду, а з другого – негативного.

Полярний, або гетерополярний зв'язок – це такий ковалентний зв'язок, що характеризується зміщенням спільної пари електронів у бік одного із сполучених цим зв'язком атомів.

Прикладів утворення полярних ковалентних зв'язків можна навести дуже багато. Так, під час сполучення атома Гідрогену з атомом Хлору зв'язуюча їх електронна пара зміщується в бік атома Хлору, що зумовлює виникнення на атомі Хлору частково негативного заряду, який дорівнює $0,17$ заряду електрона, а на атомі Гідрогену – частково позитивного заряду такої самої величини. Молекула $\text{H}^{+0,17}\text{Cl}^{-0,17}$ є полярною молекулою. Її можна розглядати як систему двох однакових за абсолютною величиною, але протилежних за знаком зарядів, що перебувають на певній відстані один від одного. Такі системи називаються **електричними диполями**. Диполі, що утворюються, відрізняються за своєю полярністю. Полярність молекули кількісно оцінюють величиною дипольного моменту μ , що є добутком абсолютного значення заряду електрона на відстань між центрами позитивного і негативного зарядів у молекулі:

$$\mu = q l$$

де q – заряд електрона; l – відстань між центрами зарядів, або довжина диполя.

Довжина диполя – величина порядку розміру молекули (10^{-10} м), заряд електрона становить $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл·м). Дипольні моменти вимірюють у кулон-метрах або дебаях $D(1D=3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл · м).

У багатьох молекулах, подібних за будовою, дипольний момент зростає із збільшенням різниці електронегативностей атомів, що входять до складу молекули. Так, дипольні моменти HCl, HBr і HI дорівнюють відповідно 1,04; 0,79; 0,38 D.

Дипольні моменти неполярних молекул (O_2 , H_2 , N_2 тощо) дорівнюють нулю.

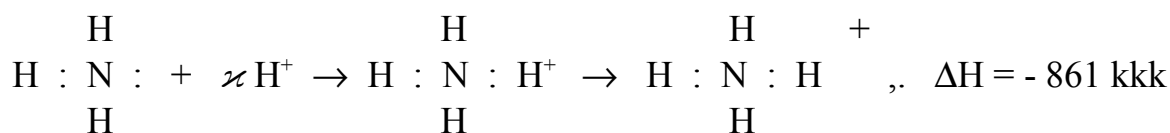
Механізм утворення ковалентного зв'язку. Ковалентний зв'язок може утворюватись спільною парою електронів, яка складається неспареними електронами двох атомів, що взаємодіють.

Кількість спільних пар електронів, що сполучають атом одного елемента з атомом іншого (кількість ковалентних зв'язків, що утворюються атомом), називається ковалентністю елемента.

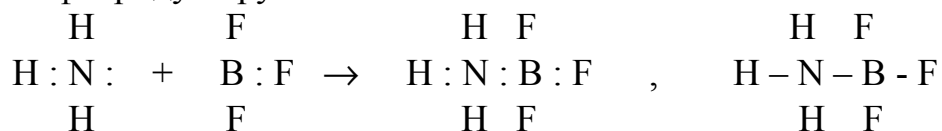
Хімічний зв'язок, що виникає між атомами в результаті узагальнення пари електронів, що належали одному з них, дістав назву ковалентного, утвореного за донорно-акцепторним механізмом.

Ковалентний зв'язок за **донорно-акцепторним** механізмом виникає внаслідок переміщення зв'язуючої пари електронів одного атома (донора) на вільну орбіталь другого атома (акцептора).

Це можна проілюструвати на прикладі утворення йона амонію:



Прикладом донорно-акцепторного зв'язку, що виникає під час сполучення нейтральних молекул, може бути утворення сполуки $NH_3 \cdot BF_3$ з аміаку та флориду бору:



Атом Бору молекули BF_3 має одну вільну орбіталь, а атом Нітрогену молекули амоніаку – неподілену пару електронів, яка зміщується на вільну $2p$ -орбіталь атома Бору, забезпечуючи донорно-акцепторний зв'язок.

Донорно-акцепторний механізм утворення зв'язку характерний для більшості координаційних сполук, тому його ще називають координаційним зв'язком.

Ковалентність елемента в загальному випадку визначається загальним числом валентних орбіталей, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку

Ковалентний зв'язок характеризується насичуваністю, тобто здатністю

атомів брати участь в утворенні обмеженого числа ковалентних зв'язків.

Напрявленість ковалентного зв'язку. Реакційна здатність молекул залежить не тільки від міцності хімічних зв'язків у молекулі, а й від їхніх структур.

Згідно з положеннями квантової механіки найміцнішими будуть зв'язки, що виникають у напрямках максимального перекривання хмар валентних електронів. Звідси зрозуміла певна просторова спрявленість ковалентного зв'язку, яку можна встановити різними фізичними методами.

Розділ хімії, що вивчає просторову будову молекул різних речовин та залежність властивостей сполук від будови їхніх молекул, називається *стереохімією*.

Атоми сполучаються між собою ординарними, подвійними та потрійними зв'язками. Ординарні зв'язки здебільшого утворюються за участю s - або p_x -електронів.

Зв'язок між двома атомами, спрявлений вздовж прямої, що сполучає їх ядра, який збігається з віссю симетрії електронних хмар, називається *сігма-зв'язком* (σ -зв'язком).

У разі утворення кратних (подвійних, потрійних) зв'язків, як правило, тільки один із них може бути σ -зв'язком. Інші зв'язки, утворені за участю p -електронів, називаються *пі-зв'язками* (p -зв'язками). Отже, зв'язок, що виникає внаслідок взаємодії p -електронних хмар, орієнтованих перпендикулярно до осі зв'язку, називається *p -зв'язком*.

Взаємне розміщення атомів у багатоатомних молекулах можна пояснити спрявленістю ковалентних зв'язків. Так, під час утворення молекули води електронні хмари двох неспарених $2p$ -електронів атома Оксигену перекриваються з $1s$ -електронними хмарами двох атомів Гідрогену.

Ковалентні зв'язки, утворені за рахунок перекривання p_x - і p_z -орбіталей атома Оксигену, орієнтованих у взаємно перпендикулярних напрямках, з s -орбіталами атомів Гідрогену повинні бути спрявлені один відносно одного під кутом 90° . Кути між зв'язками називаються *валентними кутами*.

Вивчення полярності молекул води H_2O має не лінійну, а кутову будову (валентний кут $104,5^\circ$). Деяке збільшення валентного кута між p -орбіталами порівняно з теоретично обчисленим можна пояснити взаємним відштовхуванням поляризованих атомів Гідрогену.

Гібридизація атомних електронних орбіталей. Часто атом утворює зв'язки за рахунок електронів, що перебувають на різних енергетичних рівнях. Наприклад, атом Берилію в незбудженому стані не містить неспарених електронів ($1s^2 2s^2$), тому щоб набути здатності до утворення хімічних зв'язків, атом Берилію повинен перейти у збуджений стан ($1s^2 2s^1 2p^1$). У збудженому стані атом Берилію має два неспарених електрони, розміщених на $2s$ - та $2p$ -орбіталах. У цьому разі відбувається так звана гібридизація: вихідні форми електронних хмар (орбіталей) взаємно змінюються й утворюються хмари (орбіталі) нових, інших форм.

Приклад 1.

Що таке гібридизація валентних орбіталей? Яку будовують молекули типу AB_n , якщо зв'язок у них утвориться за рахунок sp -, sp^2 -, sp^3 - гібридизації орбіталей атома А?

Розв'язок. Теорія валентних зв'язків (ВЗ) передбачає участь в утворенні ковалентних зв'язків не тільки «чистих» АО, а й «змішаних», так званих гібридних АО. При гібридизації початкова форма й енергія орбіталей (електронних хмар) взаємно змінюються й утворюються орбіталі (хмари) нової однакової форми й однакової енергії. Кількість гібридних орбіталей (q) дорівнює числу вихідних. Відповідь на поставлене запитання відображена у табл. 3.

Таблиця 3

Гібридизація орбіталей і просторової конфігурації молекул

Тип молекули	Вихідні орбіталі атома А	Тип гібридизації	Кількість гібридних орбіталей атома А	Просторова конфігурація молекули
AB_2	$s + p$	sp	2	Лінійна
AB_3	$s + p + p$	sp^2	3	Трикутна
AB_4	$s + p + p + p$	sp^3	4	Тетраедрична

Розглянемо гібридизовану sp -орбіталь, яка виникла внаслідок комбінації хмар s - і p -електронів. Гібридизована sp - хмара більш витягнута по один бік від ядра, тому хімічний зв'язок, утворений за рахунок гібридизованої хмари, повинен бути міцнішим, ніж зв'язок, що виник внаслідок перекривання окремих хмар s - і p -електронів.

Розглянутий випадок гібридизації однієї s - і однієї p - орбіталі, що приводить до утворення двох sp -орбіталей, називається sp -гібридизацією. Sp -орбіталі орієнтовані у протилежних напрямках. Звідси хімічні зв'язки, утворені за їх участю, також розміщуються під кутом 180° , що й зумовлює лінійну будову таких молекул, як $BeCl_2$, BeF_2 , тощо.

Внаслідок комбінації хмар одного s - і двох p -електронів утворюються три гібридизовані хмари, розміщені одна відносно одної під кутом 120° . Під таким самим кутом розміщуються зв'язки, що виникли за їх участю. Внаслідок sp^2 -гібридизації молекула BCl_3 має форму правильного плоского трикутника, в центрі якого розміщений атом Бору, а у вершинах – атоми Хлору.

Якщо в гібридизації беруть участь одна s - і три p -орбіталі (sp^3 -гібридизація), то утворюються чотири гібридизовані sp^3 -орбіталі, які орієнтовані в просторі стметрично відносно чотирьох вершин тетраедра, тобто під кутом $109^\circ 28'$.

Тетраедричне розміщення зв'язків характерне для багатьох сполук, в яких Карбон виявляє валентність, що дорівнює чотирьом, наприклад, CH_4 .

Аналогічне явище sp^3 -гібридизації спостерігається в молекулі води. Під час її утворення піддаються sp^3 -гібридизації атомні орбіталі Оксигену. Саме тому валентний кут HOH становить не 90° , а $104,5^\circ$

Метод молекулярних орбіталей (МО). Згідно з методом валентних зв'язків, усі ковалентні зв'язки, що виникають між атомами, зумовлені

наявністю спільної пари електронів. Однак за цим методом неможливо пояснити існування досить міцного молекулярного йона H_2^+ , що містить тільки один електрон.

Крім того, метод валентних зв'язків приводить до неправильних висновків про властивості молекули кисню, яка утворюється внаслідок виникнення двох спільних електронних пар:

Отже, метод валентних зв'язків має як позитивні, так і негативні сторони. Так, він пояснює здатність атомів утворювати чітко визначене число ковалентних зв'язків, причини напрямленості цих зв'язків, дає можливість задовільно описати структуру і властивості багатьох молекул, але в деяких випадках цим методом неможливо пояснити природу хімічних зв'язків або ж можна дійти неправильних висновків про властивості молекул.

Згідно з методом Молекулярних орбіталей (МО), молекула або комплекс розглядаються як єдине ціле. Метод молекулярних орбіталей виходить з припущення, що під час утворення молекул атомні орбіталі електронів, які не утворюють хімічних зв'язків, а також ті, що беруть в них безпосередню участь, не залишаються незмінними, а перетворюються на нові молекулярні орбіталі. Кожній молекулярній орбіталі відповідає певний набір молекулярних чисел; для молекул залишається справедливим принцип Паулі: на кожній молекулярній орбіталі може перебувати не більше двох електронів з протилежно напрямленими спінами.

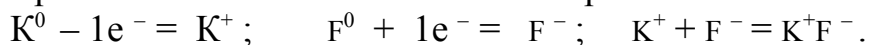
Отже, метод МО спирається на положення, перелічені нижче.

1. Кожний електрон у молекулі характеризується певною хвильовою функцією ψ , яка визначає орбіталь електрона і називається молекулярною орбіталлю.
2. На відміну від одноцентрових атомних орбіталей молекулярна орбіталь дво- або багатоцентрова; електронна хмара одночасно належить кільком атомним ядрам.
3. Форма хвильової функції та енергія відповідного рівня (стан електронів у молекулі) визначаються чотирма молекулярними квантовими числами.

Йонний зв'язок. Природу іонного зв'язку, структуру і властивості йонних сполук можна пояснити з позицій електростатичної теорії хімічного зв'язку. Така енергетично стійка електронна система може утворитись також завдяки односторонній передачі електронів, що й спостерігається в йонних сполуках. Притягування електронів одного атома атомом іншого приводить до утворення позитивно та негативно заряджених йонів зі стійкими електронними оболонками. Ці йони взаємно притягуються між собою. Так виникає йонний, або електровалентний, зв'язок, оскільки утворення протилежно заряджених йонів з дуже стійкими електронними оболонками супроводжується зменшенням енергії кожного з атомів, що сполучилися. Вперше утворення йонного зв'язку як наслідок переміщення електронів від одного атома до іншого пояснив німецький фізик В. Коссель у 1916р.

Розглянемо для прикладу сполучення атомів Калію і Флуору. Атом Флуору має таку електронну будову: ${}_{9}\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$, тобто 7 електронів розміщено в зовнішньому електронному шарі. Будову атома Калію можна подати формулою ${}_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, він має лише один електрон у зовнішньому електронному

шарі. Отже, щоб утворились енергетично вигідні стійкі електронні оболонки в обох атомах, атому Калію легше віддати свій один електрон, ніж приєднати 7 чужих електронів. Тому атом Калію легко утворює позитивно заряджений йон K^+ , віддаючи електрон, а атом Флуору з тієї самої причини приєднує один електрон і перетворюється на йон F^- зі стійкою електронною оболонкою:



Кожен йон можна записати електронною формулою. Так електронна формула йона F^- має вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6$, а йона K^+ $1s^2 2s^2 2p^6$. Як видно, в цих йонах досягнута стійка електронна конфігурація.

Характерною особливістю йонного зв'язку є його *ненасичуваність* і *ненапрявленість*. Взаємодію двох різнойменно заряджених йонів не можна звести до повної компенсації силових полів. Тому однойменно заряджені йони можуть притягати до себе будь-яку кількість йонів з протилежним знаком, тобто йонний зв'язок характеризується ненасичуваністю. У разі утворення йонного зв'язку електронні хмари атомів, що взаємодіють, перекриваються так, що ділянка підвищеної електронної густини розміщується симетрично відносно обох атомів, тому йонний зв'язок ненапрявлений.

Через ненасичуваність і ненапрявленість йонного зв'язку сполучення окремих йонів приводить до утворення великих агрегатів - кристалів, а не завершується утворенням певних молекул. За звичайних умов йонні сполуки є кристалічними речовинами. Йонний зв'язок, крім сполук, утворених атомами активних металів і активних неметалів, характерний і для твердих гідроксидів найактивніших металів (KOH, NaOH, RbOH, CsOH). До йонних сполук належить також велика кількість солей оксигеновмісних кислот.

Водневий зв'язок. Під час сполучення атома Гідрогену з сильно електронегативним елементом (Флуором, Оксигеном, Нітрогеном, тощо) може утворитись ще один додатковий зв'язок - водневий. Енергія водневого зв'язку невелика (8 - 40 кДж/моль), але, оскільки для нього характерна напрямленість і насичуваність, його слід вважати різновидом ковалентного зв'язку. *Водневий зв'язок утворюється між атомами Гідрогену й атомами електронегативних елементів різних молекул однієї і тієї самої речовини, які мають неподілені пари електронів.*

Механізм утворення водневого зв'язку значною мірою зводиться до донорно-акцепторної взаємодії, при цьому донором є атом електронегативного елемента, акцептором - атом Гідрогену (протон).

Водневий зв'язок тим сильніший, чим більша електронегативність атома-партнера і чим менші його розміри, тому водневий зв'язок характерний для сполук Гідрогену з Флуором, Оксигеном, меншою мірою - з Нітрогеном, Хлором, Сульфуром. Не ослаблюючи зв'язку з атомом елемента, з яким він утворює полярний ковалентний зв'язок, атом Гідрогену притягує електрони електронегативного елемента від іншої молекули сполуки. Цю здатність атома Гідрогену можна пояснити його малим розміром і здатністю проникати в електронні оболонки інших атомів.

Вода, аміак, спирти та інші рідини відрізняються від неасоційованих

рідин здатністю до асоціації. Асоціацією зумовлено підвищення температур топлення, кипіння і теплоти пароутворення речовин, зміна їх розчинності, тощо.

Водневий зв'язок значно слабкіший, ніж ковалентний або йонний, однак він, порівняно з дисперсійними силами, значно полегшує перехід речовин із газоподібного стану в рідкий або твердий.

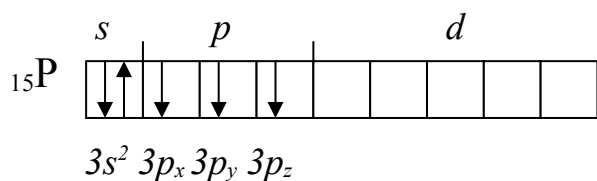
Металічний зв'язок. Природу хімічного зв'язку в металах можна пояснити, виходячи з двох характерних особливостей металів, які відрізняють їх як від ковалентних, так і від йонних сполук. Метали, по-перше, порівняно з іншими речовинами виявляють високі електро- і теплопровідність, по-друге, за звичайних умов вони є кристалічними речовинами з високими координаційними числами. З першої особливості металів можна зробити висновок, що частина електронів може переміщуватись по всьому зразку металу, з другої - що атоми металу не сполучені один з одним локалізованими двохелектронними зв'язками, оскільки валентних електронів атома металу недостатньо для утворення подібних зв'язків з усіма сусідніми атомами.

Більшість металів кристалізується в об'ємноцентрованих кубічних, гранецентрованих кубічних і щільно упакованих гексагональних ґратках. У металах невелика кількість електронів одночасно сполучає велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщуватись у металах. Отже, у металах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок. Спрощено метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, сполучених один з одним спільними електронами (електронним газом).

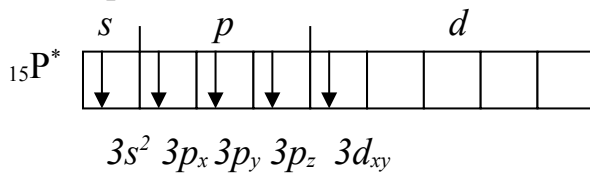
Металічний зв'язок сполучає всі атоми даного кристала, і всі вони беруть участь в узагальненні валентних електронів; валентні електрони не належать якійсь одній парі атомів. У вузлах кристалічних ґраток металу розміщуються не тільки відповідні катіони металів, а й нейтральні атоми, тому в металах частково виявляється звичайний ковалентний зв'язок. В металах завжди якась частка валентних електронів локалізована, металічний зв'язок іноді розглядають як різновид ковалентного зв'язку, що здійснюється блукаючими електронними парами.

Приклад 1. Яку валентність, зумовлену неспареними електронами, (спінвалентність) може виявляти Фосфор у нормальному і збудженому (*) стані?

Розв'язок. Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня Фосфору ... $3s^2 3p^3$ (враховуючи правило Гунда, $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$) по квантових комірках має вигляд



Атоми Фосфору мають вільні d -орбіталі, тому можливий перехід одного $3s$ -електрона в $3d$ -стан



Звідси валентність (спінвалентність) Фосфору в нормальному стані дорівнює трьом, а в збудженому – п'ятьом.

Приклад 2. Як метод молекулярних орбіталей (МО) описує будову двохатомних гомоядерних молекул елементів другого періоду?

Розв'язок. Метод валентних зв'язків (ВЗ) не може обґрунтувати низку властивостей і будову деяких молекул (парамагнетизм молекули O_2 ; кращу міцність зв'язків у молекулярних йонах F_2^+ і O_2^+ , ніж, відповідно, в молекулах F_2 і O_2 ; навпаки, гіршу міцність зв'язку в йоні N_2^+ , ніж в молекулі N_2 ; існування молекулярного йону He_2^+ і нестійкість молекули He_2 і т. ін.). Більш плідним виявився інший підхід до обґрунтування ковалентного зв'язку – метод молекулярних орбіталей (МО). У методі МО стан молекули описується як сукупність електронних молекулярних орбіталей. При цьому кількість молекулярних орбіталей дорівнює сумі атомних орбіталей. Молекулярній орбіталі, що виникає від додавання атомних орбіталей (АО), відповідає більш низька енергія, ніж вихідним орбіталям. Така МО має підвищену електронну щільність у просторі між ядрами, сприяє утворенню хімічного зв'язку і називається *зв'язуючою*. Молекулярній орбіталі, що утворилася від віднімання атомних, відповідає вища енергія, ніж атомним орбіталям. Електронна щільність у цьому випадку сконцентрована за ядром атома, а між ними – дорівнює нулю. Подібні МО енергетично менш вигідні, ніж вихідні АО, вони приводять до послаблення хімічного зв'язку і називаються *розпушуючими*. Електрони, що займають зв'язуючі та розпушуючі орбіталі, називають зв'язуючими (*зв*) і розпушуючими (*розн*) електронами. Заповнення молекулярних орбіталей відбувається при дотриманні принципу Паулі та правила Хунда зі збільшенням їхньої енергії в такій послідовності:

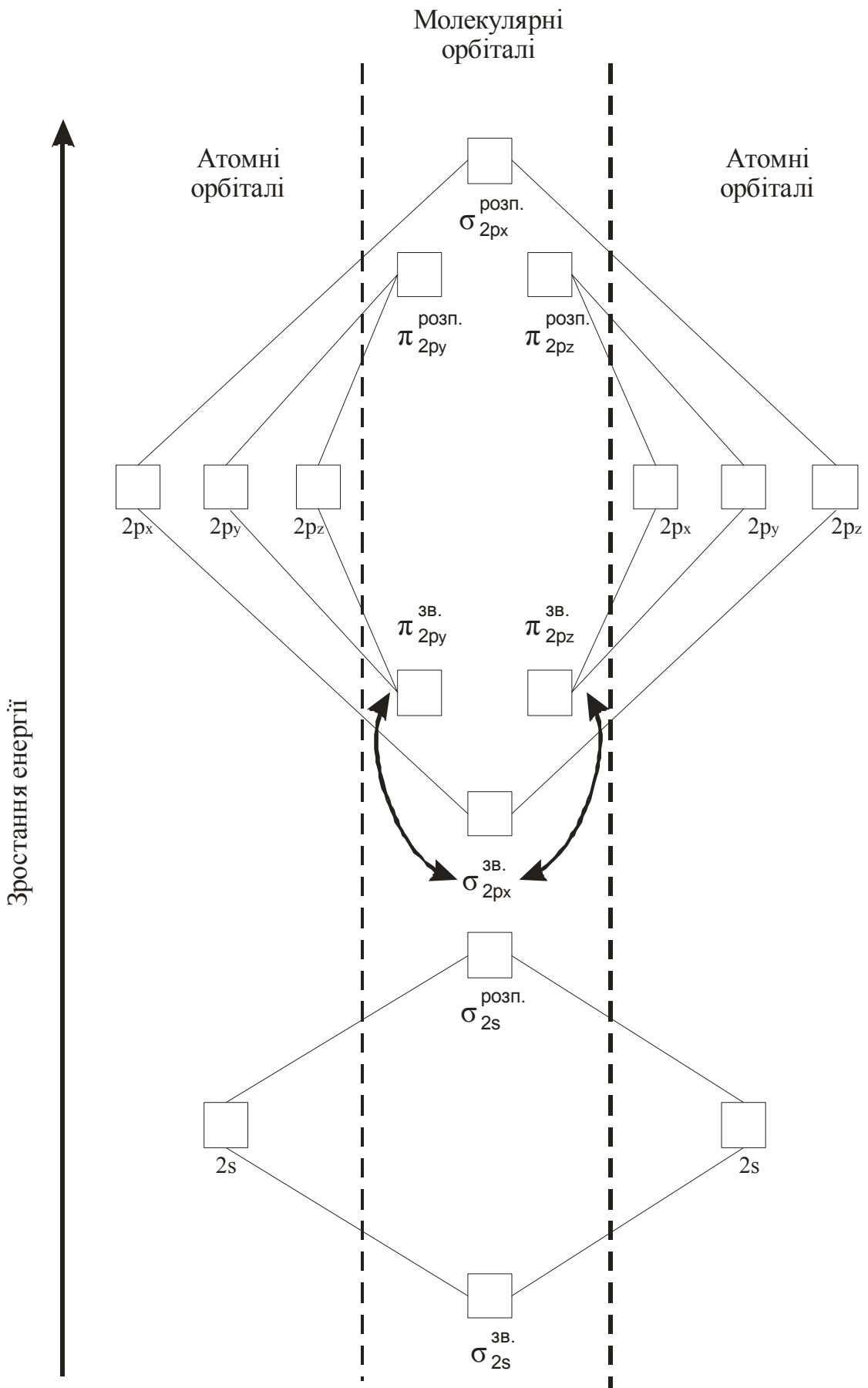


Рис.1

$$\sigma^{36} 1s < \sigma^{розп} 1s < 1 \sigma^{36} 2s < \sigma^{розп} 2s < \sigma^{36} 2p_x < \pi^{36} 2p_y < \pi^{36} 2p_z < \pi^{розп}$$

$$2p_y = \pi^{розн} 2p_z < \sigma^{розн} 2p_x.$$

На рисунку зображена енергетична схема утворення молекулярних орбіталей з атомних для двохатомних гомоядерних (того самого елемента) молекул елементів другого періоду. Число зв'язуючих і розпушуючих електронів залежить від їхньої кількості в атомі вихідних елементів.

Слід зазначити, що при утворенні молекул B_2 , C_2 і N_2 енергія зв'язуючої $\sigma 2p_x$ -орбіталі більша енергії зв'язуючих $\pi 2p_y$ - і $\pi 2p_z$ -орбіталей, тоді як у молекулах O_2 і F_2 , навпаки – енергія, зв'язуючих $\pi 2p_y$ і $\pi 2p_z$ – орбіталей більше зв'язуючої енергії $\sigma 2p_x$ -орбіталі. Це потрібно враховувати при зображенні енергетичних схем (див. рис.1) відповідних молекул.

Порядок зв'язку в молекулі визначається різницею між числом зв'язуючих і розпушуючих орбіталей, поділеною на два. Порядок зв'язку може бути рівним нулю (молекула не існує), цілому або дробовому позитивному числу.

Подібно до електронних формул, що показують розподіл електронів у атомі по атомних орбіталях, у методі МО складаються формули молекул, що відображають їхню електронну конфігурацію. За аналогією з атомними s -, p -, d - f -орбіталями молекулярні орбіталі позначаються грецькими літерами σ , π , δ , φ .

Так, електронна конфігурація молекул O_2 описується таким чином:

$$O_2 [KK(\sigma_s^{36})^2 (\sigma_s^{розн})^2 (\sigma_{p_x}^{36})^2 (\pi_{p_y}^{36})^2 (\pi_{p_z}^{36})^2 \pi_{p_y}^{розн} \pi_{p_z}^{розн}].$$

Літерами KK показано, що чотири $1s$ -електрони (два зв'язуючих і два розпушуючих) практично не впливають на хімічний зв'язок.

Контрольні запитання

21. Який хімічний зв'язок називають ковалентним? Чим можна пояснити напрямленість ковалентного зв'язку? Як метод валентних зв'язків (ВЗ) пояснює будову молекули води?
22. Який ковалентний зв'язок називають полярним? Що є кількісною мірою полярності ковалентного зв'язку? Виходячи зі значень електронегативності атомів відповідних елементів, визначте, який зі зв'язків HI чи HF більш полярний.
23. Який спосіб утворення ковалентного зв'язку називають донорно-акцепторним? Які хімічні зв'язки є в йонах NH_4^+ і BF_4^- ? Зазначте донор і акцептор.
24. Скільки неспарених електронів має атом Хлору в нормальному і збудженому станах? Розподіліть ці електрони по квантових комірках. Чому дорівнює валентність Хлору, зумовлена неспареними електронами? Наведіть приклади сполук Хлору з цими валентностями.
25. Розподіліть електрони атома Сульфуру (сірки) по квантових комірках. Скільки неспарених електронів має Сульфур у нормальному і збудженому станах? Чому дорівнює валентність Сульфуру (сірки), зумовлена неспареними електронами? Наведіть приклади сполук Сульфуру з цими

валентностями.

26. Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється? Чому H_2O і HF , маючи меншу молекулярну масу, плавляться і киплять при більш високих температурах, ніж їхні аналоги?
27. Який хімічний зв'язок називають йонним? Який механізм його утворення? Які властивості йонного зв'язку відрізняють його від ковалентного? Наведіть два приклади типових йонних сполук. Напишіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.
28. Що варто розуміти під ступенем окиснення атома? Визначте ступінь окиснення атома Карбону (вуглецю) і його валентність, зумовлену кількістю неспарених електронів, у сполуках CH_4 , CH_3OH , HCOOH , CO_2 .
29. Які сили молекулярної взаємодії називають орієнтаційними, індукційними і дисперсійними? Коли виникають ці сили і яка їхня природа?
30. Намалуйте енергетичну схему утворення молекул F_2 за методом молекулярних орбіталей (МО). Скільки електронів міститься на зв'язуючих і розпушуючих орбіталях? Чому дорівнює порядок зв'язку в цій молекулі?
31. Виберіть частинку з ковалентним зв'язком, утвореним за донорно-акцепторним механізмом: а) HSO_4^- ; б) NH_4^+ ; в) H_2O ; г) CO_2 .
32. Виберіть рядок в якому перелічені сполуки з ковалентним неполярним типом зв'язку: а) P_2O_3 , H_2S , SO_3 ; б) NaCl , CaO , K_2S ; в) N_2 , Cl_2 , O_2 г) PH_3 , NH_3 , H_2O .

Завдання до першого модульного контролю

1. Що таке радіоактивність?
2. Типи радіаційних випромінювань.
3. α -розпад.
4. Що таке β -розпад?
5. Що таке γ -розпад?
6. Що таке ізотопи?
7. Що таке ізобари?
8. Що таке штучна радіоактивність?
9. Правило Содді-Фаянса.
10. Постулати Бора.
11. Закон Д.І. Менделєєва (сучасне формулювання).
12. Закон Д.І. Менделєєва (перше формулювання).
13. Правила Клечковського.
14. Принцип Паулі.
15. Головне квантове число. Основні характеристики.
16. Побічне квантове число. Основні характеристики.
17. Що таке спин?
18. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{23}^{51}\text{V}$?
19. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{13}^{27}\text{Al}$?

20. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{40}^{91}\text{Zr}$?

21. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{42}^{96}\text{Mo}$?

22. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{25}^{55}\text{Mn}$?

23. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{43}^{99}\text{Tc}$?

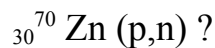
24. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{31}^{70}\text{Ga}$?

25. Скільки протонів, електронів та нейтронів у ядрі атома ${}_{40}^{91}\text{Zr}$?

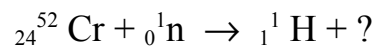
26. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



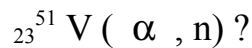
27. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



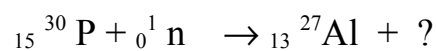
28. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



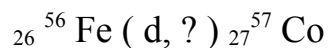
29. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



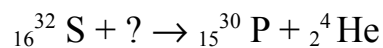
30. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



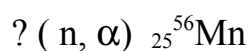
31. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



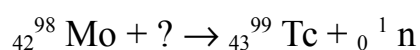
32. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



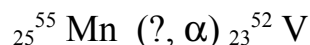
33. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



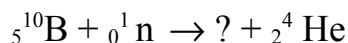
34. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



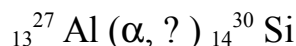
35. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



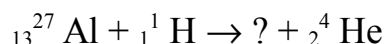
36. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



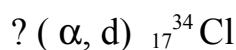
37. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



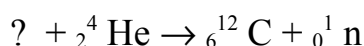
38. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



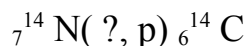
39. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



40. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



41. Написати повне та скорочене рівняння ядерної реакції:



42. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $6s$ або $5p$? Чому?

43. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $3p$ або $4s$? Чому?

44. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $4d$ або $5s$? Чому?

45. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $3d$ або $4p$? Чому?

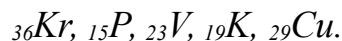
46. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $4d$ або $5s$? Чому?

47. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $4s$ або $3d$? Чому?

48. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $5s$ або $4p$? Чому?

49. Які орбіталі заповнюються електронами раніше $5p$ або $6s$? Чому?

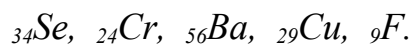
50. Напишіть електронні формули атомів:



51. Напишіть електронні формули атомів:



52. Напишіть електронні формули атомів:



53. Напишіть електронні формули атомів:

${}_5B, {}_{22}Ti, {}_{11}Na, {}_{38}Sr, {}_{31}Ga.$

54. Напишіть електронні формули атомів:

${}_{36}Kr, {}_4Be, {}_{21}Sc, {}_{32}Ge, {}_{20}Ca.$

55. Напишіть електронні формули атомів:

${}_{18}Ar, {}_{30}Zn, {}_{17}Cl, {}_{39}Y, {}_{53}I$

56. Напишіть електронні формули атомів:

${}_{36}Kr, {}_4Be, {}_{21}Sc, {}_{32}Ge, {}_{20}Ca.$

57. Напишіть електронні формули атомів:

${}_{13}Al, {}_{20}Ca, {}_{25}Mn, {}_8O, {}_{42}Mo.$

58. Визначити, які валентні стани можуть мати Стилбій (${}_{51}Sb$) та Германій (${}_{32}Ge$). Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

59. Визначити, які валентні стани можуть мати Фосфор (${}_{15}P$) та Телур (${}_{52}Te$), Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

60. Визначити, які валентні стани можуть мати Оксиген (${}_8O$) та Скандій (${}_{21}Sc$). Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

61. Визначити, які валентні стани можуть мати Ванадій (${}_{23}V$) та Станум (${}_{50}Sn$). Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

62. Визначити, які валентні стани можуть мати Арсен (${}_{33}As$) та Флуор (${}_9F$). Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

63. Визначити, які валентні стани можуть мати (${}_{14}Si$) та Селен (${}_{34}Se$), Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

64. Визначити, які валентні стани можуть мати Калій (${}_{19}K$) та Бром (${}_{35}Br$). Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

65. Визначити, які валентні стани можуть мати Карбон (${}_6C$) та Сульфур (${}_{16}S$), Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Басов В. П., Родіонов В. М., Юрченко О. Г. Хімія. – К.: Каравелла, 2002. – 280 с.
2. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравелла, 2003. – 352 с.
3. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 480 с.
4. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 1. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 104 с.
5. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 2. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2004. – 104 с.
6. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 3. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2005. – 104 с.
7. Висоцька Т. І. Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Класифікація та номенклатура неорганічних сполук» і «Розчини електролітів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 35 с.
8. Висоцька Т. І., Артюхович Т. Д. Методичні рекомендації до самостійного вивчення теми: «Окисно-відновні реакції» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 35 с.
9. Висоцька Т. І. Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Основи електрохімічних процесів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2006. – 35с.

Навчально-методичне видання

Висоцька Тетяна Іванівна

Хімія

Методичні вказівки та завдання

для підготовки до другого модульного контролю знань
для студентів всіх спеціальностей денної форми навчання

Відповідальний за випуск О. Я. Пилипчук

Редактор Н.В.Щербак

Директор РВЦ ДЕТУТ Л. В. Пономаренко

Верстка і макет В.О.Андрієнка

Підписано до друку 29.12.2011 р. Формат 60x84/16, папір офсетний,
спосіб друку – ризографія. Зам. № 124-2/11. Наклад 150 прим.

Надруковано в Редакційно-видавничому центрі
Державного економіко-технологічного університету транспорту
Свідоцтво про реєстрацію Серія ДК № 3079 від 27.12.2007 р.
03049, м. Київ-49, вул. Миколи Лукашевича, 19.

