

Міністерство освіти і науки України
Черкаський національний університет
Імені Богдана Хмельницького

Хімія неорганічна

Черкаси – 2014

УАК 519.24/27:543/545

Хімія неорганічна – I част.: Навчально-методичний посібник/ Укладачі: В.І.Бойко, О.А.Лут . – Черкаси: Вид. відділ дизайнерської групи «8 колір», 2014 - 143 с.

Посібник включає навчально-методичний комплекс для студентів I курсу напряму підготовки «Біологія» з дисципліни «Хімія неорганічна», а саме: навчальну програму, методичні вказівки до виконання самостійної роботи, теоретичний матеріал, необхідний довідниковий матеріал. Метою даного видання є активізація навчальної роботи, і особливо самостійної роботи студента над опануванням необхідного обсягу матеріалу.

Рецензенти: кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Черкаського національного університету ім. Б.Хмельницького Шафорост Ю.А.

кандидат хімічних наук, доцент кафедри екології Черкаського державного технологічного університету Ящук Л.Б.

Друкується згідно рішення кафедри хімії Черкаського національного університету ім. Б.Хмельницького.

Протокол №7 від 24.04.2014

З М І С Т

ПЕРЕДМОВА	6
Положення про модульно-рейтингову систему оцінювання знань студентів напрямку підготовки «Біологія» з дисципліни «Хімія неорганічна»	7
Навчальна програма	10
Методичні вказівки до виконання поза-аудиторної самостійної роботи студента з дисципліни “Загальна хімія”	13
ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ	
<i>Тема 1. Основні поняття та закони хімії</i>	<i>17</i>
1.1. Атомно-молекулярне вчення	17
1.2. Основні поняття хімії	19
1.3. Стехіометричні закони	20
Запитання для самоконтролю	25
Вправи та задачі з розв’язками	27
<i>Тема 2. Періодичний закон – як основа хімічної систематики</i>	<i>30</i>
2.1. Періодичний закон і будова атома	30
2.2. Багатоелектронні атоми	37
2.3. Структура періодичної системи	40
2.4. Енергетичні характеристики атомів	45
2.5. Радіуси атомів	46
Запитання для самоконтролю	48
Вправи та задачі з розв’язками	49
<i>Тема 3. Основні класи та генезис неорганічних сполук</i>	<i>52</i>
3.1. Поділ елементів Періодичної таблиці Д.І. Менделєєва на метали, неметали та перехідні елементи	52
3.2. Оксиди	53
3.3. Гідроксиди	54
3.4. Солі	57
3.5. Генезис	60
Запитання для самоконтролю	61
Вправи та задачі з розв’язками	62
<i>Тема 4. Типи хімічного зв’язку</i>	<i>64</i>
4.1. Ковалентний зв’язок. Метод валентних зв’язків	64
4.2. Механізми утворення ковалентного зв’язку	66
4.3. Характеристики ковалентного зв’язку	68
4.4. Йонний зв’язок	70
4.5. Водневий зв’язок	72
4.6. Металічний зв’язок	72
Запитання для самоконтролю	72
Вправи та задачі з розв’язками	73
<i>Тема 5. Термохімія та термодинаміка</i>	<i>75</i>
5.1. Основні поняття хімічної термодинаміки	75
5.2. Екзо- та ендотермічні реакції	75
5.3. Напрявленість хімічних реакцій	77
Запитання для самоконтролю	81
Задача з розв’язком	82

<i>Тема 6. Кінетика</i>	83
6.1. Швидкість хімічної реакції	83
6.2. Молекулярність і порядок реакцій	86
6.3. Складні процеси. Паралельні, послідовні, спряжені та ланцюгові реакції	86
6.4. Оборотні реакції. Хімічна рівновага	87
6.5. Поняття про каталіз	89
Запитання для самоконтролю	91
Вправи та задачі з розв'язками	91
<i>Тема 7. Розчини</i>	93
7.1. Способи вираження концентрації речовини у розчині	93
7.2. Процес утворення розчинів	96
7.3. Добуток розчинності	97
7.4. Вплив різноманітних факторів на розчинність речовин	98
7.5. Теорія електролітичної дисоціації	99
7.6. Поняття про сильні електроліти. Активність	100
7.7. Визначення сили кислот і основ. Схема Косселя	100
7.8. Водневий показник рН. Індикатори	102
Запитання для самоконтролю	104
Задачі з розв'язками	105
<i>Тема 8. Окисно-відновні реакції</i>	109
8.1. Типові окисники	109
8.2. Типові відновники	109
8.3. Правила запису та врівнювання окисно-відновних реакцій	111
Запитання для самоконтролю	112
Вправи з поясненнями	113
<i>Тема 9. Електрохімічні процеси</i>	115
Запитання для самоконтролю	118
Вправи та задачі з розв'язками	119
Вправи і задачі для самостійного розв'язування	121
Довідниковий матеріал	138
ЛІТЕРАТУРА	143

ПЕРЕДМОВА

Курс «Хімії неорганічної» для студентів напрямку підготовки «Біологія» є теоретичною базою для вивчення інших хімічних дисциплін та дає можливість на глибокому науковому рівні усвідомити біологічні процеси, що відбуваються у рослинному, тваринному та людському організмах.

Значна низка явищ у природі є спільним об'єктом дослідження як для біологів, так і для хіміків. Це, насамперед, процеси метаболізму у біологічних об'єктах, що передбачають перебіг низки хімічних реакцій.

Крім цього, хімія надає біологам можливість вирішення цілої низки прикладних проблем, таких як одержання та синтез необхідних матеріалів, проведення відповідних розрахунків та приготування розчинів для постановки біологічних дослідів тощо.

Не зважаючи на значимість хімії в підготовці фахівців-біологів кількість годин, що відводяться на вивчення предмету, дуже обмежена. Тому, модульно-рейтингова система, яка впроваджена в навчальний процес, є тим єдиним засобом, що допоможе засвоїти основи хімії в такі стислі терміни. Програмовий матеріал розділено на певні блоки, модулі, що об'єднують у собі розділи хімії, які логічно між собою пов'язані. Кожний такий модуль, незалежно від того в який спосіб він засвоювався студентами (самостійно чи на лабораторних заняттях) завершується контрольною роботою. Сумарний бал, одержаний студентом за весь період вивчення предмету, становить його рейтингову оцінку.

Сподіваємось, що запропонована структура посібника полегшить самостійну роботу студентів з вивчення хімії.

У кінці посібника наведено необхідний довідниковий матеріал.

ПОЛОЖЕННЯ

про модульно-рейтингову систему оцінювання знань студентів напрямку підготовки «Біологія» з дисципліни «Хімія неорганічна»

Реалізація модульно-рейтингової системи навчання зобов'язує студентів до систематичної роботи з вивчення програмного матеріалу, тим самим забезпечує глибокі усвідомленні знання. Компонентом цієї системи навчання є рейтингове оцінювання, яке виступає як прогресивна форма поточного контролю, що дозволяє об'єктивно і точно оцінити знання студентів, диференціювати їх за рівнем знань, практично виключає елемент випадковості та суб'єктивності при виведенні підсумкової оцінки.

Модульно-рейтингова система передбачає логічний поділ змісту навчального матеріалу на чітко окреслені і зрозумілі дидактичні блоки (модулі). Курс «Хімії неорганічної» - I част. розділений на шість модулів, що за своїм обсягом та складністю є до певної міри рівноцінними і такими, що забезпечують повне охоплення всього обсягу навчального матеріалу та навчальних завдань. Перелік модулів з вказуванням максимальної та мінімальної* кількості балів за кожний з них наведений у таблиці 1.

Таблиця 1

Розподіл змісту навчального матеріалу по модулях

№ модулю	Розділ програми	<i>max</i> кількість балів	<i>min</i> кількість балів
1.	Основні поняття та закони хімії	10	6
2.	Періодичний закон як основа хімічної систематики	10	6
3.	Основні класи та генезис неорганічних сполук. Типи хімічного зв'язку	10	6
4.	Термохімія та термодинаміка. Кінетика	10	6
5.	Способи вираження концентрації речовини в розчині.	зарах	зарах
	Теорія електролітичної дисоціації	10	6
6.	Окисно-відновні реакції. Електрохімія	10	6
ВСЬОГО		60	36

(*заокруглення до цілих виконувалось у бік більшого числа)

Модуль вважається зарахованим у разі, коли студент набирає понад 60% загальної кількості балів. Наприклад, 5-й модуль оцінений у 83 бали (*max*), $83 \cdot 0,6 = 49,6 \approx 50$ (балів) (*min*). У разі, коли студент впродовж навчального циклу з кожного модулю набирає достатню кількість балів (60%), то він одержує залік з вивченого курсу автоматично.

Академічним боргом вважається той борг з модулю, за який студент одержав менше 60% від максимально визначеної кількості балів за цей модуль. Над таким модулем студент працює самостійно у позааудиторний час і показує опанування модулем викладачу у визначений день для консультацій.

Рейтингова система має на меті визначення рівня оволодіння студентами змісту кожного модуля, сформованості вмінь та навичок.

При запровадженні системи необхідно чітко визначити критерії оцінки якості опанування програмним матеріалом та забезпечити прозорість процесу визначення рівня оволодіння знаннями. Тому на початку вивчення дисципліни «Хімія неорганічна» студенти повинні ознайомитись із особливостями вивчення цієї дисципліни.

Модульно-рейтингова система вивчення дисципліни «Хімія неорганічна» для студентів напряму підготовки «Біологія»

Основним методичним документом вивчення курсу є “Типова навчальна програма дисципліни «Хімія неорганічна».

Лекційні заняття

Лекційний курс, що складається з 9 лекцій (18 год.) повинен ознайомити студентів із загальними положеннями і теоретичними основами хімії. Присутність та активна робота на лекції (формально – наявність конспекту) оцінюється позитивним балом; у разі відсутності студента на лекції він зобов’язаний представити викладачу конспект опрацьованого матеріалу з теми лекції. Частина матеріалу, що не охоплена лекційним курсом і виноситься на самостійне опрацювання, як правило, не складна, певною мірою знайома студентам з шкільного курсу та носить виключно репродуктивний характер. Опанування навчальним матеріалом, що виноситься на самостійне опрацювання (“Основні поняття та закони хімії” та “Теорія електролітичної дисоціації”), обов’язково контролюється. Перед звітуванням, яке здійснюється у позааудиторний час, студент має можливість проконсультуватись з викладачем з усіх незрозумілих питань.

Лабораторні заняття

На лабораторних заняттях студент повинен деталізувати основні положення програмного матеріалу, розширити фактаж, з’ясувати всі незрозумілі питання, що виникли при розв’язуванні задач та вправ, які рекомендовані для закріплення теми, що вивчається на практичному занятті. Викладач за браком аудиторного часу не має можливості здійснювати жорсткий контроль виконання домашніх

вправ і задач, але студент повинен пам'ятати, що аналогічні завдання та задачі будуть включені у контрольні завдання в кінці лабораторного заняття. Зарахованим вважається заняття в тому разі, коли студент при усному опитуванні, виконанні контрольної роботи та розв'язуванні задач набрав не менше 60% від максимально можливої кількості балів.

**Переведення одержаних балів проводимо
за наступною схемою:**

60 - 100 балів

A - x балів,

де A – набрана кількість балів впродовж семестру;

x – рейтингова оцінка студента.

НАВЧАЛЬНА ПРОГРАМА

Пояснювальна записка

Біологія та хімія – науки тісно пов'язані одна з одною, існування кожної окремо від іншої не можливе. Тому мета викладання курсу “Хімії неорганічної” для студентів напряму підготовки «Біологія», насамперед, полягає в ознайомленні із теоретичними основами найважливіших розділів хімії з урахуванням сучасного стану науки та виробленні певних практичних навичок конче необхідних як для якісного засвоєння біології, так і для формування наукового світогляду, розвитку творчого мислення.

У процесі вивчення курсу “Хімія неорганічна” студенти повинні оволодіти комплексом знань, необхідним для глибокого розуміння закономірностей хімічного процесу, що дозволить у майбутньому фахівцю в теоретичному плані бути більш мобільним і підготовленим до змін обставин.

Завдання студентів полягає в тому, щоб на основі знань про електронну будову атома чітко уявити фундаментальне значення Періодичного закону Д.І. Менделєєва, зрозуміти закономірності у зміні властивостей елементів та їх сполук, природу зв'язків, що в них виникають; навчитись розглядати процеси та явища, що нас оточують, пояснювати стійкість речовин і напрямленість процесів з позицій термодинаміки; з'ясувати закономірності перебігу процесу в часі, сформулювати певні уявлення про механізм хімічних реакцій та закономірності зміщення хімічної рівноваги; особливості окисно-відновних реакцій.

Важливим аспектом навчального процесу є вироблення практичних навичок, зокрема, приготування розчинів молярної концентрації та розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини.

Обсяг вимог

1. Основні поняття та закони хімії

Атомно-молекулярне вчення. Молекула. Атом. Хімічний елемент. Прості речовини та сполуки. Алотропія. Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса. Моль. Молярна маса. Стала Авогадро. Закон збереження маси та енергії. Закон сталості складу. Дальтоніди та бертоліди. Закон еквівалентів. Молярна

маса еквівалента речовини. Фактор еквівалентності. Закон кратних відношень. Закон простих об'ємних відношень. Закон Авогадро та його наслідки. Газові закони.

2. Періодичний закон як основа хімічної систематики

Менделєєвське формулювання періодичного закону – перший етап його розвитку. Докази складності будови атома. Ядерна модель атома. Другий етап в розвитку періодичного закону. Сучасне формулювання періодичного закону. Протиріччя теорії Резерфорда. Будова електронної оболонки за Бором. Квантові числа: головне, побічне, магнітне, спінове. Електронні орбіталі. Багатоелектронні атоми. Правила Клечковського. Принцип Паулі. Правило Хунда. Способи зображення будови електронних оболонок. Третій етап в розвитку періодичного закону. Фізичний зміст періодичного закону. Структура періодичної системи. Група. Підгрупа. Групова та типова аналогія. Період. Малі та великі періоди. Електронна аналогія: повна та неповна. Кайносиметричні орбіталі. Шарова аналогія. Потенціал йонізації. Споріднення до електрону. Радіус атомів. Ступінь окиснення елементів.

3. Основні класи та генезис неорганічних сполук

Метали. Неметали. Лінія Цинтля. Місце металів, неметалів, перехідних елементів у періодичній системі. Оксиди. Гідроксиди. Солі (склад, номенклатура, розчинність, хімічні властивості). Генезис неорганічних сполук.

4. Типи хімічного зв'язку

Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний. Насиченість та ненасиченість ковалентного зв'язку.

Йонний зв'язок. Поляризація йону. Поляризуюча здатність катіонів. Схильність до поляризації аніонів. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок.

5. Термохімія та термодинаміка

Основні поняття хімічної термодинаміки. Ізольована, закрита, відкрита термодинамічні системи. Гомо-, гетерогенні системи. Екзо- та ендотермічні реакції. Закон Гесса та його наслідки. Напрявленість хімічних процесів. Ентропія. Вільна енергія Гіббса. Вільна енергія Гельмгольца. Можливість самочинного здійснення реакцій.

6. Кінетика

Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від природи реагуючих речовин, концентрації, температури. Фізичний зміст константи швидкості реакції. Енергія активації. Теорія активного комплексу. Молекулярність і порядок реакції. Складні процеси. Паралельні, послідовні, спряжені та ланцюгові реакції. Оборотні реакції. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле Шател'є. Поняття про каталіз.

7. Розчини

Дисперсні системи та їх класифікація. Означення розчину. Розчинник. Розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів: масова частка, молярна частка, об'ємна частка, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалента речовини, моляльність, масова концентрація. Процес утворення розчинів. Теплові явища при розчиненні речовини. Насичені, ненасичені, пересичені розчини. Добуток розчинності. Вплив різноманітних факторів на розчинність речовини (природа речовини, температура, тиск, введення йонів). Теорія електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації, фактори від яких вона залежить. Закон розбавлення Оствальда. Активність. Визначення сили кислот і основ. Схема Косселя. Водневий показник. Індикатори. Буферні розчини. Гідроліз солей.

8. Окисно-відновні реакції. Електрохімічні процеси

Реакції окиснення-відновлення. Типові окисники та відновники. Основні схеми для запису правої частини окисно-відновного рівняння. Правила запису та врівнювання окисно-відновних реакцій. Гальванічні явища. Електроліз. Порядок відновлення на катоді та окиснення на аноді у водних розчинах. Кількісні співвідношення в електролізі.

Методичні вказівки до виконання поза-аудиторної самостійної роботи студента з дисципліни “Хімія неорганічна”

Основними видами позааудиторної самостійної роботи студента при вивченні хімії є:

- робота з підручником;
- опрацювання лекційного матеріалу;
- підготовка до лабораторних занять;
- розв'язування задач.

Записи звітування виконаної позааудиторної самостійної роботи при вивченні хімії студент робить у робочому зошиті.

Робота з підручником

Вивчення хімії **бажано** здійснювати за конспектом лекцій та підручниками, виклад матеріалу в якому для вас є більш зрозумілішим.

Обов'язково під час вивчення певних питань користуйтеся предметним показником, який розміщений у кінці підручника. При першому читанні розділу підручника намагайтесь одержати загальне уявлення про питання, що там розглядаються, відмітьте складні і незрозумілі місця (тобто не затримуйтесь на математичних виразах, складанні рівнянь хімічних реакцій та незрозумілих речах). Після того, як ви ухопили суть розділу, уважно прочитайте другий раз і вчитуйтесь у всі деталі матеріалу. Коли будете читати другий (третій) раз, вам стануть зрозумілішими проблемні місця.

Вникаючи у сутність матеріалу, що вивчається вами, не намагайтесь запам'ятати окремі факти та положення. Глибокому та міцному засвоєнню матеріалу сприяє вивчення будь-якого питання на рівні сутності.

Для кращого запам'ятовування та засвоєння матеріалу, що вивчається, бажано мати робочий зошит, у який заносьте формулювання основних понять хімії, зміст нових незнайомих термінів, формули речовин та рівняння реакцій, математичні залежності, висновки тощо.

Короткий конспект корисний для повторення вивченого матеріалу у період підготовки до усного контролю (співбесіди).

Самостійне вивчення дисципліни за підручником – основний вид самостійної роботи.

Опрацювання лекційного матеріалу

Щоб добре зрозуміти та засвоїти матеріал, викладений на останній лекції, необхідно оволодіти матеріалом попередніх лекцій. Ті питання програми, які не висвітлювалися на лекції, необхідно обов'язково опрацювати за підручником чи навчальним посібником (методичній розробці) і коротко законспектувати. Для кращого опрацювання студентом лекційного матеріалу у даний посібник включений короткий конспект основного лекційного матеріалу, запитання для самоконтролю, на які обов'язково треба дати відповіді. Саме ці відповіді покажуть рівень засвоєння вами навчального матеріалу.

Розв'язання задач

Розв'язання задач – один з найкращих методів міцного засвоєння, перевірки та закріплення теоретичного матеріалу теми, що вивчається. Перед розв'язанням задач треба вивчити теорію питання. Після цього необхідно переглянути зразки рішень задач, даних на лекціях, у збірниках задач, у методичних розробках. Розібравшись у зразках розв'язків задач, можна починати самостійно їх розв'язувати. Розв'язуючи задачі, які винесені чи то на лабораторне заняття, чи то на самостійну роботу, необхідно вчитися коротко і точно пояснювати теоретичні положення та формули, що використовуються, розмірність величин. У даний посібник включені зразки розв'язків задач, пояснення завдань та задачі для самостійного розв'язання. Грамотне оформлення розв'язку задачі – показник рівня засвоєння навчального матеріалу.

Підготовка до лабораторних занять

Підготовку до лабораторного заняття необхідно проводити у відповідності з методичними вказівками до них (див. далі). У методичних вказівках сформульовані мета заняття, практичні знання, вміння та навички, які потрібно одержати на занятті. Підготовка до заняття потребує ретельного вивчення теоретичних питань і самостійного розв'язання вправ та задач, вказаних у методичних вказівках.

Підготовка до теоретичної частини лабораторного заняття сприяє підвищенню рівня самостійної роботи студента. У ході підготовки до цієї частини заняття необхідно повторити ті відомості з попередніх розділів хімії чи інших дисциплін (фізики, математики, біології та ін.), знання яких необхідні для

висвітлення питань теми. Особливу увагу необхідно приділяти використанню хімічних закономірностей для пояснення різноманітних процесів у природі.

Виконання лабораторних робіт з хімії – обов'язковий елемент навчального процесу. Будь-яку лабораторну роботу з хімії можна розділити на три частини: мислений експеримент, явний експеримент і обробка результатів. Всі частини складають єдине ціле.

Рекомендуємо такі етапи та послідовність підготовки до лабораторного заняття:

1. Уважно прочитати тему та мету заняття;
2. Познайомитися з висвітленням теми у програмі;
3. Вивчити теоретичний матеріал відповідної теми (за лекціями, підручником, посібником);
4. Здійснити самоконтроль набутих знань за контроль-ними питаннями, що винесені на заняття;
5. Підготувати можливі запитання з теоретичного матеріалу для консультації у викладача;
6. В робочому зошиті оформити протокол лабораторного заняття у відповідності до методичної розробки та провести всі можливі розрахунки;
7. Розв'язати вправи та задачі, що винесені на лабораторне заняття; оформити розв'язки цих вправ і задач у робочому зошиті для лабораторних занять з хімії під заголовком: “Завдання самостійної роботи лабораторного заняття № ...”;

*У випадку будь-яких затруднень, що виникають при вивченні навчального матеріалу, необхідно звертатись до викладача за консультацією у години, вказані в графіку роботи викладача або за індивідуальною домовленістю.

ТЕОРЕТИЧНИЙ МАТЕРІАЛ

Тема 1

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

*Широко простирає хімія руки свої
в справи людські*

М.В. Ломоносов

Хімія – наука, яка вивчає процеси перетворення речовин, що супроводжуються зміною складу та структури, а також взаємні переходи між цими процесами та іншими формами руху матерії.

Отже, головним об'єктом хімії є речовини та їх перетворення.

Відомі дві форми існування матерії як об'єктивної реальності: речовина та поле.

Речовина – матеріальне утворення, що складається з елементарних частинок, які мають власну масу або масу спокою.

Поле – матеріальне середовище, в якому відбувається взаємодія частинок. Так, в електромагнітному полі здійснюється взаємодія між зарядженими частинками, а в ядерному полі – між нуклонами і т.д..

Матерія – субстанція, що перебуває в неперервному русі. Рух – це спосіб існування матерії, її основна і невід'ємна властивість. Всі явища Всесвіту є не що інше, як різноманітні форми і види матерії, що рухається.

1.1. Атомно-молекулярне вчення

До числа основних узагальнень хімії та природознавства відноситься атомно-молекулярна теорія розвинута і вперше застосована в хімії великим російським вченим М.В. Ломоносовим. Основні положення його вчення викладені в роботі "Елементи математичної хімії" (1741 р.). Суть вчення М.В. Ломоносова зводиться до наступного:

1. Всі речовини складаються із "корпускул" (так М.В. Ломоносов називав молекули);
2. Молекули складаються із "елементів" (так М.В. Ломоносов називав атоми);
3. Частинки, атоми та молекули перебувають у безперервному русі. Теплота є внутрішній рух цих частинок;
4. Молекули простих речовин складаються з однакових атомів, молекули складних речовин складаються із різних атомів.

Далі вчення М.В. Ломоносова розвинув англійський вчений Джон Дальтон. У своїй книзі "Нова система хімічної філософії" (1808 р.) він вперше визначив атомні маси відомих тоді елементів, увів символи для позначення атомів. Цілком правильно вважаючи, що абсолютна маса атомів надзвичайно мала, Дж. Дальтон запропонував визначати відносні атомні маси. При цьому масу атома Гідрогену, як найлегшого з усіх атомів, було прийнято за одиницю. Проте Дж. Дальтон не бачив якісної різниці між атомами і молекулами.

Атомно-молекулярне вчення в хімії остаточно затвердилось лише в середині ХІХ століття. На міжнародному з'їзді хіміків у м. Карлсруе в 1860 р. було дано означення понять молекула та атом.

Молекула – це найменша частинка даної речовини, що володіє її властивостями. Хімічні властивості молекули визначаються її складом та будовою.

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що здатна зберігати його хімічні властивості. За сучасними уявленнями: **атом** – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, які рухаються навколо нього.

Хімією молекул продовжує залишатись сучасна органічна хімія. Проте, для неорганічних сполук молекулярна форма існування речовини характерна лише для газуватого та пароподібного станів. Переважна більшість твердих неорганічних речовин не має молекулярної структури, існує у вигляді макротіл.

Макротіла, що складаються з атомів одного й того ж хімічного елемента, називаються **простими речовинами**, а із атомів різних елементів – **хімічними сполуками**.

1.2. Основні поняття хімії

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Прості речовини – це речовини, які утворені атомами одного елемента. Наприклад, проста речовина залізо утворена атомами елемента Феруму, проста речовина азот утворена атомами елемента Нітрогену.

Складні речовини (хімічні сполуки) – це речовини, які утворені атомами різних елементів. Так, вода утворена атомами елементів Гідрогену та Оксигену, сульфатна кислота – атомами елементів Гідрогену, Сульфуру та Оксигену.

Поняття “проста речовина” не можна ототожнювати з поняттям “хімічний елемент”. Проста речовина характеризується певними фізичними (густиною, розчинністю, температура плавлення та кипіння тощо) та хімічними властивостями. Всі ці властивості відносяться до сукупності атомів і для різних простих речовин вони є різними. Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра, ізотопним складом і т.д.

Багато хімічних елементів, що мають однакові характеристики окремих атомів, утворюють кілька простих речовин, відмінних за своєю будовою, а, отже, і властивостями. Таке явище називається алотропією. Так, елемент Оксиген утворює дві алотропні модифікації: кисень і озон; елемент Карбон – чотири: алмаз, графіт, карбін та фулерен. Явище алотропії може бути обумовлене двома причинами:

1. Різна кількість атомів у молекулі (наприклад, кисень O_2 та озон O_3);
2. Утворення різноманітних кристалічних форм (наприклад, алмаз, графіт, карбін і фулерен).

Відносна атомна маса

Маси атомів надзвичайно малі:

$$m(H) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}; \quad m(O) = 2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг};$$

$$m(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$$

Користуватись такими числами під час різноманітних розрахунків дуже незручно. Тому застосовують не абсолютні значення мас, а відносні. За одиницю відносної атомної маси з 1961 року прийнято **атомну одиницю маси (а.о.м.)**, що являє собою $1/12$ частину маси атома ізотопу Карбону ^{12}C .

Відносною атомною масою елемента називається маса його атома, виражена в атомних одиницях маси.

Позначається $A_r(\text{X})$; індекс r – початкова буква англійського слова relative – відносний.

Відносна молекулярна маса

Відносною молекулярною масою речовини $M_r(\text{X})$ *називається маса її молекули, виражена в атомних одиницях маси.*

Молекулярна маса чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас всіх атомів, що входять до складу молекули речовини.

Моль. Молярна маса

У Міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю кількості речовини прийнято моль.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, радикалів, електронів і т.д.), скільки їх міститься в 12 г Карбону ^{12}C .

Знаючи масу одного атома ^{12}C ($1,993 \cdot 10^{-23}$ г) легко вирахувати число атомів N_A , що знаходяться в 1 молі речовини:

$$N_A = \frac{12 \text{ г}}{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23} .$$

Число частинок в одному молі будь-якої речовини є величина стала, вона називається сталою Авогадро (позначається N_A).

Маса одного моля речовини називається **молярною масою** (позначається $M(\text{X})$) і виражається в $\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}$ (або в г/моль). Очевидно, що молярна маса, виражена в грамах, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

1.3. Стехіометричні закони

Стехіометрія – розділ хімії, в якому розглядаються масові та об'ємні відношення між речовинами, що реагують. У перекладі з грецької слово "стехіометрія" означає "складова частина" і "вимірює".

Закон збереження маси та енергії

У 1760 році М.В. Ломоносов сформулював єдиний закон збереження маси і енергії: *"...ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения: ибо тело, движущее своею силою другое, столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает."*

До початку ХХ століття хімія в основному мала справу із законом збереження маси речовини, а фізика – із законом збереження енергії. У 1905 році

основоположник релятивіст-ської фізики А. Ейнштейн показав, що між масою та енергією існує взаємозв'язок, що кількісно виражається рівнянням:

$$E = mc^2,$$

де E – енергія, m – маса, c – швидкість світла у вакуумі.

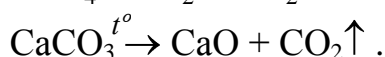
Маса – властивість матерії, міра її інерції, тоді як енергія – міра її руху. Тому і маса, і енергія невіддільні від матерії.

Закон збереження маси слугує основою при вивченні реакцій між різними речовинами. Виходячи з нього складаються хімічні рівняння і проводяться розрахунки.

Закон постійності складу

Будь-яка чиста речовина незалежно від способу та місця одержання має постійний якісний та кількісний склад.

Речовину вуглекислий газ можна одержати різними спосо-бами: $C + O_2 = CO_2 \uparrow$;



Незалежно від способу одержання молекула вуглекис-лого газу складається із 1 атома Карбону і 2 атомів Оксигену. Закон сталості складу вперше сформулював французький вчений Ж.Л. Пруст (1808 р.).

Подальший розвиток хімії показав, що існують сполуки як постійного (дальтоніди), так і змінного (бертоліди) складу.

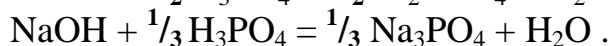
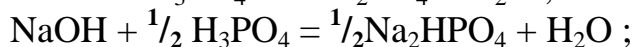
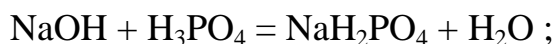
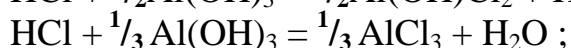
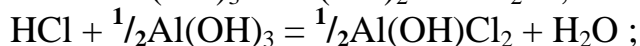
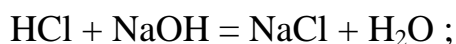
Склад дальтонідів виражається формулами з цілочисель-ними стехіометричними індексами (наприклад, H_2O , HCl , H_2SO_4 , C_6H_6).

У бертолідів – дробові стехіометричні індекси. Так титан(II) оксид має склад від $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$, а склад TiO_2 змінюється від $TiO_{1,9}$ до $TiO_{2,0}$.

Тому в сучасне формулювання закону сталості складу слід внести уточнення: склад сполук молекулярної структури є сталим незалежно від способу одержання, тоді як склад сполук з немолекулярною структурою залежить від умов одержання.

Закон еквівалентів

Речовини взаємодіють між собою в строго визначених кількісних співвідношеннях:



Масові кількості речовин, що вступають у реакцію, еквівалентні (рівноцінні) між собою.

Моль еквівалентів речовини – це така кількість речовини, яка сполучається з 1 моль атомів Гідрогену, або заміщає їх у хімічних реакціях обмінного типу.

Молярна маса еквівалентів речовини визначається як добуток молярної маси на певний коефіцієнт, який називається фактором еквівалентності.

$$M(f_{екв.}(X)X) = f_{екв.}(X) \cdot M(X)$$

Фактор еквівалентності – це величина, обернена до основності кислоти, кислотності основи в конкретному хімічному процесі, або до добутку кількості атомів і ступеня окиснення металу у солі, наприклад:

$$M(f_{екв.}(\text{H}_2\text{SO}_4)) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{екв.}(\text{H}_2\text{SO}_4);$$

$$M(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98\text{г/моль} = 49\text{ г/моль};$$

$$M(^{1/3}f_{екв.}(\text{Al}(\text{OH})_3) \text{ Al}(\text{OH})_3) = f_{екв.}(\text{Al}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3);$$

$$M(^{1/3} \text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3 \cdot 78\text{г/моль} = 26\text{ г/моль};$$

$$M(f_{екв.}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = f_{екв.}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3);$$

$$M(^{1/6} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6 \cdot 342\text{г/моль} = 57\text{ г/моль}.$$

Поняття про молярну масу еквівалентів речовини має винятково важливе значення, оскільки з його допомогою формулюється один з основних законів хімії – **закон еквівалентів: речовини взаємодіють між собою в кількостях, пропорційних молярним масам еквівалентів речовин, що реагують:**

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(f_{екв.}(X_1)X_1)}{M(f_{екв.}(X_2)X_2)}.$$

Закон кратних відношень

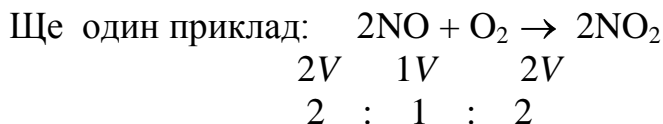
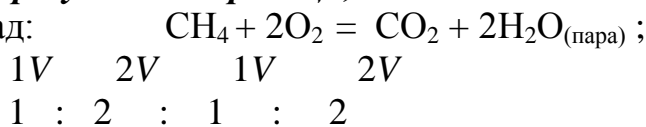
Якщо два елементи утворюють між собою кілька молекулярних сполук (дальтоніди), то масові кількості одного елемента, що припадають на одну і ту ж кількість другого, відносяться між собою як невеликі цілі числа:

Формули молекулярних сполук	N ₂ O	N O	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅
Маса Оксигену (г), що припадає на 14 г Нітрогену	8	16	24	32	40
Співвідношення мас Оксигену в оксидах різного складу.	1	2	3	4	5

Для сполук, що не мають молекулярної структури (берто-ліди), масові кількості одного елемента, що припадають на одну і ту ж кількість другого, відносяться між собою як дробові числа.

Закон простих об'ємних відношень

У 1808 році французький хімік Ж.Л. Гей-Люссак сформулював зазначений закон: *об'єми газів, що вступають в реакцію, а також об'єми газів, що утворюються в результаті реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.* Наприклад:



Закон Авогадро

У рівних об'ємах різних газів за однакових температурних та тискових умов міститься однакове число частинок.

Із закону Авогадро витікають такі важливі наслідки:

1. Мірою кількості речовини є моль, тобто така кількість речовини, що містить сталу кількість молекул $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Отже, якщо в одному молі будь-якого газу міститься стала кількість молекул, то і об'єм 1 моль будь-якого газу є величина стала. Такий об'єм називається молярним об'ємом газу. За нормальних умов (н.у.) молярним об'ємом газу дорівнює приблизно $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ ($V_{m,0} = 22,4135 \pm 0,0006 \text{ дм}^3/\text{моль}$, він визначається експериментально).
2. Якщо в рівних об'ємах газів за однакових умов міститься однакове число молекул, то відношення мас рівних об'ємів газів дорівнює відношенню їх молярних мас:

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(X_1)}{M(X_2)},$$

де $m(X_1)$, $m(X_2)$ – маси певного об'єму газуватих речовин X_1 та X_2 ; $M(X_1)$, $M(X_2)$ – молярні маси газів X_1 та X_2 .

3. Молярна маса газу рівна добутку його відносної густини за відношенням до будь-якого іншим газом $D(X_1/X_2)$ на молярну масу останнього.

$$M(X_1) = D(X_1/X_2) \cdot M(X_2), \quad \text{де } D(X_1/X_2) = \frac{M(X_1)}{M(X_2)}.$$

$$M(\text{CH}_4) = D(\text{CH}_4/\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)$$

За умов відмінних від нормальних, об'єм будь-якої кількості газу можна розрахувати за **рівнянням Клапейрона-Менделєєва**:

$$PV(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \cdot RT,$$

де $m(X)$ – маса газу (г), $M(X)$ – молярна маса газуватої речовини (г/моль), R – молярна газова стала, що дорівнює $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, p – тиск (Па), T – абсолютна температура (К), V – об'єм газу (м^3).

У випадку коли немає потреби визначати масу або кількість газуватої речовини, об'єм за умов відмінних від нормальних можна визначити за **рівнянням об'єднаного газового закону**:

$$\frac{p_0 V_0(X)}{T_0} = \frac{p_1 V_1(X)}{T_1},$$

де p , $V(X)$, T мають теж значення, що і в попередньому рівнянні. Тиск і температура за нормальних умов мають такі значення: $p_0 = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T_0 = 273 \text{ К}$.

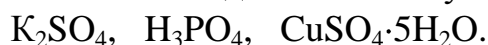
Запитання для самоконтролю

1. Що є предметом вивчення хімії?
2. Які є форми існування матерії?
3. Що таке речовина і що їй властиве?
4. Що слід розуміти під таким поняттям як “поле”?
5. Охарактеризуйте погляди М.В. Ломоносова на будову речовини.
6. Що позитивного вніс Дж. Дальтон в атомно-молекулярне вчення?
7. Чому погляди Джона Дальтона в деяких аспектах атомно-молекулярного вчення можна вважати кроком назад у порівнянні з концепцією М. В. Ломоносова?
8. Значення міжнародного з'їзду хіміків у м. Карлсруе.
9. Дайте визначення атома, молекули.
10. Яка різниця між хімічним елементом і простою речовиною?
11. У наступних виразах вкажіть де мова йде про хімічний елемент, а де про просту речовину:
 - до складу сульфатної кислоти входить сірка, сульфатну кислоту можна одержувати із самородної сірки;
 - людина дихає киснем, молекула озону складається із трьох атомів Оксигену;
 - вуглець – основа всього живого, електроди виготовлені з вуглецю.
12. У чому суть явища алотропії?
13. Чим обумовлена алотропія?
14. Що є одиницею виміру маси атомів і молекул?
15. Що таке відносна атомна та відносна молекулярна маса?
16. Що є мірою кількості речовини в хімії? Як визначається молярна маса?
17. Число Авогадро: фізичний зміст, як обрахувати цю величину.
18. Сформулюйте закон збереження маси та енергії сучасною науковою мовою.
19. Як змінюється склад речовини в залежності від способу її одержання?
20. Як визначити фактор еквівалентності речовини в обмінних реакціях?
21. Що таке дальтоніди та бертоліди?
22. У чому суть закону Авогадро?
23. Які наслідки витікають із закону Авогадро?
24. Що таке густина газу за відношенням до іншого газу?

25. Запишіть математичний вираз рівняння Клапейрона-Менделєєва та об'єднаного газового закону. В якому разі слід використовувати кожне з них?

Вправи та задачі з розв'язками

1. Обчисліть відносні молекулярні маси речовин:

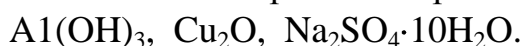


$$Mr(K_2SO_4) = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 174 ;$$

$$Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 ;$$

$$Mr(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 5(1 \cdot 2 + 16) = 250 .$$

2. Обчисліть молярні маси речовин:



$$M(Al(OH)_3) = 27 + 3(16 + 1) = 78 \text{ (г/моль)} ;$$

$$M(Cu_2O) = 64 \cdot 2 + 16 = 144 \text{ (г/моль)} ;$$

$$M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 + 10(2 \cdot 1 + 16) =$$

$$= 322 \text{ (г/моль)} .$$

3. Обчисліть молярні маси еквівалентів речовин у обмінних реакціях: H_3BO_3 , $Fe_2(SO_4)_3$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

$$M(\frac{1}{3}H_3BO_3) = \frac{1}{3} (3 \cdot 1 + 11 + 3 \cdot 16) = 20,6 \text{ (г/моль)} ;$$

$$M(\frac{1}{6}Fe_2(SO_4)_3) = \frac{1}{6} (2 \cdot 56 + 3 \cdot 96) = 50 \text{ (г/моль)} ;$$

$$M(\frac{1}{2}CaSO_4 \cdot 2H_2O) = \frac{1}{2} (40 + 96 + 2 \cdot 18) = 106 \text{ (г/моль)} .$$

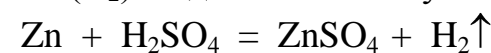
4. Визначте об'єм газу, що утворився при взаємодії 3,25 г цинку з розведеною сульфатною кислотою (надлишок) за температури 20^0 C і тиску $100,5 \text{ кПа}$.

Дано:
 $m(Zn) = 3,25 \text{ г}$
 $t^{\circ}C = 20^{\circ}C$
 $p = 1,005 \cdot 10^5 \text{ Па}$
 $V(H_2) - ?$

Розв'язок:

Спосіб 1.

1. Який $V(H_2)$ виділиться за н.у. ?



	за р.р.	n	1 моль
M, Vm, o	65 г/моль		22,4 дм ³ /моль
m, V	65 г		22,4 дм ³

за у.з. 3,25 г x дм³

$$x = \frac{3,25 \cdot 22,4}{65} = 1,12 \text{ (дм}^3\text{)}$$

2. Який $V(H_2)$ виділиться за умов задачі ?

$$T_1 = t^{\circ}C + T_0 ; \quad T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ К} ;$$

$$\frac{p_0 V_0(H_2)}{T_0} = \frac{p_1 V_1(H_2)}{T_1} ; \rightarrow V_1(H_2) = \frac{p_0 V_0(H_2) T_1}{T_0 p_1} ;$$

$$V_1(H_2) = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 1,12 \text{ дм}^3 \cdot 293 \text{ К}}{273 \text{ К} \cdot 1,005 \cdot 10^5 \text{ Па}} = 1,21 \text{ дм}^3 .$$

Відповідь: $V_1(H_2) = 1,21 \text{ дм}^3$.

Спосіб 2.

$$pV(X) = \frac{m(X)RT}{M(X)};$$

$$V(H_2) = \frac{m(X) RT}{M(X) \cdot p};$$

$$V(H_2) = \frac{3,25 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 293 \text{ К}}{65 \text{ г/моль} \cdot 1,005 \cdot 10^5 \text{ Па}} = 1,21 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

або 1,21 дм³

Відповідь: $V(H_2) = 1,21 \text{ дм}^3$.

5. Відносна густина деякого газу за воднем дорівнює 8. Визначте об'єм цього газу, взятого масою 32 г за температури 25°C та тиску 98,3 кПа .

Дано:
 $D(X/H_2) = 8$
 $m(X) = 32 \text{ г}$
 $t^\circ\text{C} = 25^\circ\text{C}$
 $p = 98,3 \text{ кПа}$
 $V(X) - ?$

Розв'язок:

1. Яка молярна маса газу ?

$$M(X) = D(X/H_2) \cdot M(H_2)$$

$$M(X) = 8 \cdot 2 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}$$

2. Який $V(X)$ за даних умов ?

$$pV(X) = \frac{m(X)RT}{M(X)}; \quad V(X) = \frac{m(X)RT}{M(X) \cdot p};$$

$$T = t^\circ\text{C} + T_0; \quad T = 25 + 273 = 298 \text{ К};$$

$$V(X) = \frac{32 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 298 \text{ К}}{16 \text{ г/моль} \cdot 9,83 \cdot 10^4 \text{ Па}} = 5,04 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$$

або 50,4 дм³ .

Відповідь: $V(X) = 50,4 \text{ дм}^3$.

Тема 2

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН – ЯК ОСНОВА ХІМІЧНОЇ СИСТЕМАТИКИ

“Періодичний закон не лише чекає нових застосувань, але й удосконалень, детальної розробки і свіжих сил. Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудова і розвиток обіцяються...”

Д.І. Менделєєв

2.1. Періодичний закон і будова атома

Відкриття Д.І. Менделєєвим періодичного закону і створення ним періодичної системи елементів є наслідком тривалої і напруженої роботи. Попередники Д.І. Менделєєва (Доберейнер, Ньюлендс, Майєр та ін.) порівнювали властивості лише подібних елементів, а, отже, і не могли відкрити періодичний закон, що характеризує закономірності розташування в періодичній системі та зміну властивостей елементів та їх сполук в цілому.

На першому етапі в якості аргументу, що визначає властивості елементів та їх сполук, було взято атомну масу і закон був сформульований Д.І. Менделєєвим так:

“Властивості елементів, а також форми і властивості їх сполук знаходяться в періодичній залежності від їх атомної ваги.”

Д.І. Менделєєв побудував періодичну систему елементів, яка об’єктивно відображає періодичний закон і є його графічним зображенням. Дата відкриття закону та створення першого варіанту періодичної системи – 1 березня 1869 року. Над удосконаленням періодичної системи Д.І. Менделєєв працював до кінця свого життя. Але можливості Д.І. Менделєєва були обмежені відсутністю інформації про будову атома.

До кінця ХІХ ст. атоми вважались неподільними, однак в міру накопичення дослідних даних довелось відмовитись від таких уявлень, оскільки багато фактів вказували на те, що атоми мають складну будову. Ще в 1871 р. Д.І. Менделєєв писав: “...зараз ще не має можливості довести, що атоми простих тіл – складні речовини, утворені складанням деяких ще менших частинок, те що ми називаємо неподільним (атом) – неподільне лише звичайними хімічними силами.”

У 1897 р. англійський фізик Дж. Томсон відкрив електрон. Електрон – елементарна частинка, що володіє най-меншим в природі негативним електричним зарядом ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл). Маса електрона рівна $9,1095 \cdot 10^{-28}$ г, тобто майже в 2000 разів менше маси атома Гідрогену.

У 1896 р. французький фізик А. Беккерель відкрив явище радіоактивності. Дослідженнями Марії Склодовської-Кюрі, П’єра Кюрі та англійського фізика Ернеста Резерфорда було встановлено, що радіоактивне випромінювання неоднорідне: під дією магнітного поля воно розділяється на три пучки, один з

яких не змінює свого початкового напрямку, а два інших відхиляються в протилежні сторони (рис. 2.1).

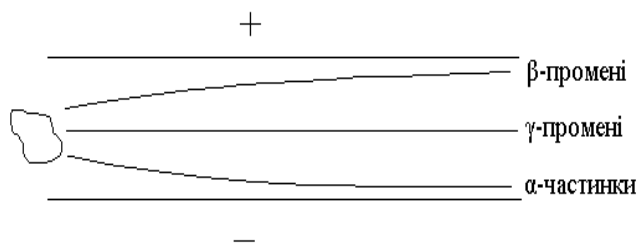


Рис. 2.1. Розділення радіоактивного випромінювання в магнітному полі

β-промені – це потік електронів, що швидко рухаються.

α-частинки – це атоми Гелію, що втратили свої електрони (“оголені” ядра Гелію), а тому набули позитивного заряду. Їх маса рівна 4 а.о.м., а заряд +2.

γ-промені – це електромагнітне випромінювання, яке подібне до рентгенівських променів і володіє високою проникливою здатністю.

Відкриття електрону та дослідження радіоактивності підтвердили складність будови атома.

У 1903 р. Дж. Томсон запропонував модель, згідно з якою атоми складаються із позитивного заряду, рівномірно розподіленого по всьому об’єму атома, і електронів, що коливаються всередині цього заряду.

Для перевірки гіпотези Дж. Томсона Е. Резерфорд провів серію дослідів з розсіювання α-частинок тонкими металічними пластинками. Схема дослідів зображена на рис. 2.2.

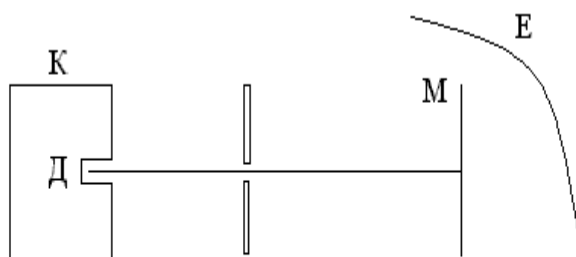


Рис. 2.2. Схема дослідів з розсіювання α-частинок

Джерело α-випромінювання Д помістили в свинцевий кубик К з просвердленим в ньому каналом, таким чином отримали потік α-променів, що рухались в одному напрямку. Потрапляючи на екран Е, покритий цинк сульфідом, α-частинки викликали свічення. Між джерелом випромінювання і екраном розмістили тонку металічну фольгу М.

Виявилось, що більшість α-частинок проходить через фольгу, не змінюючи свого напрямку, незважаючи на те, що товщина металічної фольги відповідала сотням тисяч атомних діаметрів. Певна доля α-частинок відхилялась на незначні кути, і дуже рідко α-частинки різко змінювали напрямок руху, відкидаючись назад, ніби наштовхувшись на масивну перешкоду.

Результати дослідів свідчили, що переважна частина простору, що займає атом металу, не містить важких частинок – там можуть знаходитись лише електрони. Адже маса електрона майже в 7500 разів менша маси α -частинки, так що зіткнення з електроном практично не може вплинути на напрям руху α -частинки. Випадки ж різного відхилення і навіть відкидання α -частинок означають, що в атомі є якесь важке ядро, в якому зосереджена переважна частина всієї маси атома. Це ядро займає дуже малий об'єм, тому що α -частинка дуже рідко з ним стикається, і повинно володіти позитивним зарядом, який і відштовхує позитивно заряджені α -частинки в сторону.

Виходячи з цих міркувань, Е. Резерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома. Атом складається із позитивно зарядженого ядра, в якому зосереджена практично вся маса атома, і електронів, що обертаються навколо нього. Позитивний заряд ядра нейтралізується сумарним негативним зарядом електронів – атом в цілому електронейтральний. Відцентрова сила, що виникає внаслідок обертання електронів, урівноважується силою електростатичного притягання електронів до протилежно зарядженого ядра. Розміри ядра дуже малі в порівнянні з розмірами атома в цілому: діаметр атома – величина порядку 10^{-8} см, а діаметр ядра – 10^{-13} – 10^{-12} см.

З дослідів Е. Резерфорда витікало, що заряд ядра чисельно дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Було встановлено фізичний зміст порядкового номера елемента в періодичній системі: порядковий номер – це важлива константа елемента, що виражає позитивний заряд ядра його атома. У 1913 році Г. Мозлі встановив простий зв'язок між довжинами хвиль певних ліній рентгенівського спектра і його порядковим номером. У 1920 році Д. Чедвік з великою точністю визначив заряди атомних ядер багатьох елементів за розсіюванням α -частинок.

Зазначені дослідження стали науковою основою для нового, другого етапу в розвитку періодичного закону, вони по-новому обґрунтували розміщення елементів в періодичній системі, усунули протиріччя в системі Д.І. Менделєєва (невідповідність розміщення деяких елементів їх атомним масам), зокрема: Ag – K, Co – Ni, Te – I. Тому періодичний закон Д.І. Менделєєва в наш час можна сформулювати так: ***властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.***

Але, навіть, на цьому етапі розвитку періодичного закону залишався неясним фізичний зміст явища періодичності, не було зрозуміло, чому при монотонному зростанні заряду ядра атома властивості елементів та їх сполук змінюються не монотонно, а періодично. Та, власне, й сама ядерна модель атома містила в собі певні протиріччя.

По-перше, теорія Е. Резерфорда не могла пояснити стійкість атома. Електрон, обертаючись навколо позитивно зарядженого ядра, повинен, подібно до коливального електричного заряду, випромінювати електромагнітну енергію у вигляді світлових хвиль. Випромінюючи світло, електрон втрачає частину своєї

енергії. Це призводить до порушення рівноваги між відцентровою силою, що пов'язана з обертанням електрона, та силою електростатичного притягання електрона до ядра. Таким чином, електрон, безперервно випромінюючи енергію і рухаючись по спіралі, буде наближатись до ядра. Вичерпавши всю свою енергію, він мусить “упасти” на ядро – і атом припинить своє існування. У реальних умовах атом є стійким утворенням і може існувати надзвичайно довго.

По-друге, атомні спектри газів і пароподібних речовин були одержані у вигляді ряду окремих кольорових ліній, розділених темними проміжками. Електрон, обертаючись навколо ядра, повинен наближатись до ядра, постійно змінюючи швидкість свого руху. Спектр випромінювання атома повинен бути неперервним, суцільним, а це не відповідає дійсності.

Таким чином, теорія Е. Резерфорда не змогла пояснити існування стійких атомів та наявності в них лінійчатих спектрів.

Нільс Бор побудував свою теорію будови атома на ядерній моделі атома. Спираючись на положення квантової теорії світла про перервну, дискретну природу випромінювання та на лінійчатий характер атомних спектрів, він зробив висновок, що енергія електронів в атомі не може змінюватись неперервно, а змінюється дискретно. Тому в атомі можливі не будь-які енергетичні стани, а лише певні, “дозволені”. Енергетичні стани електронів в атомі квантовані.

Основні положення своєї теорії Н. Бор сформулював у вигляді таких постулатів:

1. Електрон може обертатись навколо ядра не за будь-якими, а лише за певними визначеними круговими орбітах. Ці орбіти називають стаціонарними.
2. Рухаючись по стаціонарних орбітах, електрон не випромінює електромагнітної енергії.
3. Випромінювання відбувається при стрибкоподібному переході електрона із однієї стаціонарної орбіти на іншу. При цьому випромінюється або поглинається квант електромагнітного випромінювання, енергія якого рівна різниці енергій атома в кінцевому і початковому станах.

Уявлення про електрон як матеріальну точку не відповідає його істинній фізичній природі. Електрон “розмазаний” по об'єму атома у вигляді так званої електронної хмари. Електронна хмара не має певних означених, чітко окреслених меж. Навіть на великій відстані від ядра існує певна, хоча й незначна, ймовірність виявлення електрону. Тому під електронною хмарою умовно слід розуміти частину простору навколо ядра атома, в якій зосереджена переважна частина (90%) заряду і маси електрона. Для визначення положення електрона в просторі навколо ядра існує чотири квантових числа.

Головне квантове число n визначає розміри електронної хмари та можливі енергетичні стани. Значення, які може приймати це число, відповідають позитивним цілим числам: 1, 2, 3, ... і т.д.. Найменшою енергією електрон володіє на рівні, головне квантове число якого дорівнює 1 ($n=1$); із його збільшенням (n) енергія електрону зростає. Тому стан електрону, що характеризується певними значеннями головного квантового числа, прийнято

називати **енергетичним рівнем електрону** в атомі. Кількість енергетичних рівнів, за якими рухаються електрони в атомі, визначається номером періоду Періодичної системи, в якому стоїть хімічний елемент.

Для енергетичних рівнів електрону в атомі, що відповідають різним значенням головного квантового числа, прийняті такі буквені позначення:

Головне квантове число n	1	2	3	4	5	6	7
Літерне позначення енергетичного рівня	K	L	M	N	O	P	Q

Максимальна ємність електронного рівня (максимальна кількість електронів на будь-якому енергетичному рівні) визначається за формулою: $N = 2n^2$, де n – головне квантове число (номер енергетичного рівня).

Побічне, орбітальне, азимутальне квантове число l визначає форму електронної хмари, а також енергію електрона. Значення, які може приймати це число, відповідають цілим позитивним числам від 0 до $(n-1)$, де n – головне квантове число. Різним значенням головного квантового числа (n) відповідає різне число можливих значень l :

n	1	2	3	4
l	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3

Побічне квантове число (l) визначає енергію електрону в межах одного енергетичного рівня. Тому стан електрону, який характеризується різним значенням l , називається енергетичним підрівнем електрону в атомі. Цим підрівням присвоєно такі буквені позначення:

Орбітальне квантове число (l)	0	1	2	3	4
Літерне позначення енергетичного підрівня	s	p	d	f	g

Електронна хмара s -електронів ($l = 0$) характеризується кулевидною формою.

Електронна хмара p -електронів ($l = 1$) нагадує дві груші, які повернуті хвостиками до центру, або об'ємну правильну вісімку.

Ще більш складну форму має електронна хмара d -електронів ($l = 2$). Кожна з них являє собою “чотирьохпелюсткову” квітку, або чотири груші, які повернуті хвостиками до центру. Форма f -орбіталі ще складніша, являє собою утворення, що складається із шести або восьми приплюснутих сфер або ж об'ємну вісімку із двома кільцями.

Магнітне квантове число m_l визначає орієнтацію електронної хмари у просторі. Магнітне квантове число може приймати будь-які цілочисельні значення – як позитивні, так і негативні, але в межах від $-l$ до $+l$.

Для s -електронів ($l = 0$) можливе лише одне значення магнітного квантового числа ($m_l = 0$), для p -електронів ($l = 1$) можливі три різних значення ($m_l = -1, 0, +1$), для d -електронів ($l = 2$) може приймати п'ять різних значень

($m_l = -2, -1, 0, 1, 2$), для f -електронів ($l = 3$) можливі сім варіантів магнітного квантового числа ($m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$).

Стан електрона в атомі, що характеризується певними значеннями квантових чисел n, l, m_l , тобто певними розмірами, формою та орієнтацією в просторі електронної хмари, називається атомною електронною орбіталлю.

Дослідження атомних спектрів привели до висновку, що, крім квантових чисел n, l, m_l , електрон характеризується ще однією квантовою величиною, не зв'язаною з його рухом навколо ядра, а такою, що визначає власний стан електрону – **спінове квантове число m_s** . Виявилось, що у електрону існує специфічний внутрішній ступінь свободи. З ним асоціюється власний механічний момент, не зв'язаний з орбітальним рухом електрону. Цей механічний момент називається спіном. Спін електрону – така ж фундаментальна властивість, як маса і заряд. Спінове число може мати лише два значення $\pm 1/2$ (тобто один електрон обертається за, а другий проти годинникової стрілки).

2.2. Багатоелектронні атоми

В атомі Гідрогену електрон знаходиться в силовому полі, яке створюється лише ядром. У багатоелектронних атомах на кожен електрон діє не лише ядро, але й вся решта електронів. При цьому електронні хмари окремих електронів ніби зливаються в одну спільну багатоелектронну хмару.

Дослідження спектрів багатоелектронних атомів показало, що енергетичний стан електронів залежить не лише від головного квантового числа n , але й від орбітального квантового числа l . Це зв'язано з тим, що електрон в атомі не лише притягується ядром, але і відчуває відштовхування з боку електронів, розміщених між даним електроном і ядром. Внутрішні електронні шари ніби утворюють своєрідний екран, що послаблює притягання електронів до ядра, або, як прийнято говорити, екранує зовнішній електрон від ядерного заряду. При цьому для електронів, що відрізняються значеннями орбітального квантового числа l , екранування виявляється різним.

Найбільш енергетично вигідному порядку розміщення електронів за енергетичними підрівнями відповідає така схема:

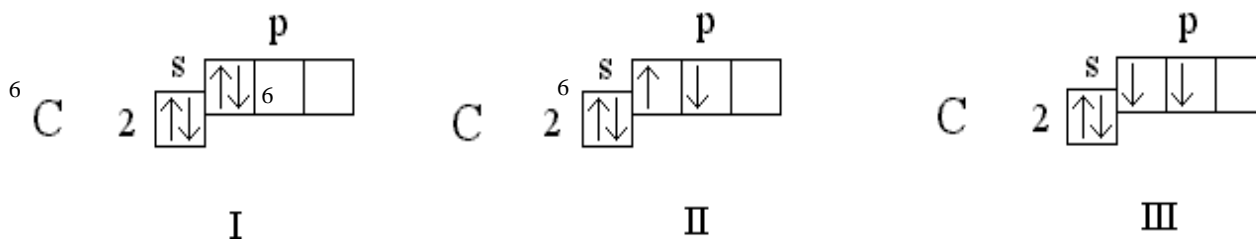
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < \\ < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p \dots$$

Для визначення стану електрона в багатоелектронному атомі важливе значення має **принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів, у яких всі чотири квантових числа були б однаковими.**

Із цього слідує, що кожна атомна орбіталь, що характеризується певними значеннями n, l, m_l , може бути зайнята не більше ніж двома електронами, що володіють протилежно напрямленими спінами.

Порядок розміщення електронів у межах одного підрівня регламентується **правилом Хунда: стійкому стану атома відповідає таке розміщення електронів в межах енергетичного підрівня, при якому абсолютне значення сумарного спіну буде максимальним.**

Наприклад:



Лише варіант III розміщення електронів є правильним.

Послідовність заповнення атомних електронних орбіталей визначається такими **правилами Клечковського**:

1). **При збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталі з меншим значенням суми головного та побічного квантових чисел ($n + l$) до орбіталі з більшим значенням цієї суми, іншими словами – значення суми ($n + l$) не може зменшуватися;**

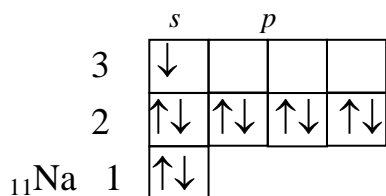
2). **При однакових значеннях суми ($n + l$) заповнення орбіталей відбувається послідовно в напрямку зростання значення головного квантового числа n .**

Існує два умовних способи зображення заселення електронних оболонок атомів: у вигляді електронних та електронно-графічних формул (у формі квантових комірок). У першому способі спочатку цифрою позначається символ енергетичного рівня (тобто головне квантове число n), далі за допомогою буквеного позначення визначається форма орбіталі, підрівень (тобто орбітальне квантове число l), а у вигляді показника ступеня біля числа l вказується число електронів на даному енергетичному підрівні.

Наприклад: ${}_{11}\text{Na} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Недоліком електронних формул є детермінування лише двох квантових чисел.

Більш повно описує стан електронів в атомах метод квантових комірок в електронно-графічних формулах, який визначає всі чотири квантових числа. Кожній комірці (клітинці) відповідає певна орбіталь, електрон зображається у вигляді стрілки, напрямком якої унаочнює спінове квантове число. Наприклад:



З розвитком квантово-механічної теорії електронної будови атома стало можливим розкрити **фізичний зміст періодичного закону**. Виявилось, що суть періодичності полягає в існуванні граничної ємності електронних шарів і в періодичному відновленні схожих валентних електронних конфігурацій на більш високому енергетичному рівні в результаті накладання квантово-механічного принципу Паулі на класичний принцип найменшої енергії в атомній системі.

Протиріччя між монотонним зростанням заряду ядра атома і періодичною зміною властивостей як простих, так і складних речовин, цим самим усувається.

Наприклад: ${}_{7}\text{N}$ $\underline{1s^2 2s^2} 2p^3$ ${}_{15}\text{P}$ $\underline{1s^2 2s^2} 2p^6 3s^2 3p^3$

Близька подібність хімічних властивостей цих двох елементів забезпечується однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня – $ns^2 np^3$.

2.3. Структура періодичної системи

Періодичний закон є фундаментальним законом природи, що відбиває єдність кількісних і якісних характеристик елементів. Періодичну таблицю (ПТ) Д.І. Менделєєва, яка є графічним відображенням періодичного закону, доцільно розглядати як своєрідну матрицю, “елементами” якої є власне хімічні елементи. Роль строчки виконує тут **період**, а роль стовпчика – **група**. Сукупність цих характеристик забезпечує інваріантність положення елемента в періодичній таблиці. З точки зору сучасних уявлень про будову атома належність елемента до конкретного періоду визначається числом електронних шарів атома в нормальному, не збудженому стані. Належність елемента до тієї чи іншої групи визначається загальною кількістю валентних електронів, тобто електронів, що знаходяться на зовнішньому та недобудованих внутрішніх шарах.

Групова аналогія

У групах періодичної системи об’єднуються елементи з однаковою загальною кількістю електронів на шарах, що добудовуються, не залежно від їх типу (значення побічного квантового числа).

Наприклад:

Хром $[_{24}\text{Cr}]$: $[_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ і Сульфур $[_{16}\text{S}]$: $[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, обидва атоми мають по шість валентних електронів. У вищих ступенях окиснення, що відповідають номеру групи, утворюють оксиди однакового складу CrO_3 і SO_3 , що володіють схожими кислотними властивостями, їм відповідають гідроксиди, що теж мають яскраво виражений кислотний характер. Ця аналогія зникає для елементів у нижчих ступенях окиснення і тим більше у вільному стані.

Типова аналогія

У межах кожної групи можна виділити елементи, які володіють більш глибокою схожістю між собою. Ця схожість проявляється не лише у вищих ступенях окиснення, а й у всіх проміжних, і обумовлена не лише однаковим числом валентних орбіталей, але й однаковим типом орбіталей, на яких розміщені ці електрони. За цією ознакою і виділяються підгрупи елементів у межах однієї групи.

Наприклад:

Елементи III групи бор, алюміній і підгрупа галію, що утворюють головну підгрупу (або III-A групу), є тип-аналогами, так як для всіх цих елементів характерний однаковий тип валентних електронних орбіталей ($ns^2 np^1$). Елементи підгрупи скандію, які утворюють побічну підгрупу III групи (або III-B групу), також є між собою типовими аналогами, їх валентна електронна конфігурація $ns^2 (n-1)d^1$.

Типова аналогія характеризує більш глибоку аналогію між елементами в порівнянні з груповою, що знаходить своє втілення в закономірностях зміни властивостей як самих елементів, так і їх сполук.

Періоди у періодичній системі

З точки зору електронної будови атома номер періоду набуває наочного фізичного змісту. Він співпадає із значенням головного квантового числа, яким характеризуються *s*- і *p*-орбіталі, що заповнюються або завершені.

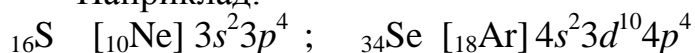
Кожен період починається з елемента, валентна електронна конфігурація якого відповідає формулі ns^1 , а закінчується елементом із стабільною конфігурацією ns^2np^6 (або $1s^2$ – для першого періоду). Періоди в яких заповнені лише ці оболонки, називаються малими. До них відносяться перші три періоди, що містять відповідно 2, 8, 8 елементів. Число елементів у першому та другому періодах відповідає максимальній ємності електронних шарів. Ємність третього електронного шару (18 електронів) перевищує число елементів у третьому періоді. Це зв'язано з існуванням $3d$ -орбіталі, яка лишається вакантною у елементів 3 періоду, і її заповнення стає енергетично вигідним лише в четвертому періоді. Таким чином починаючи з четвертого періоду порушується порядок заповнення електронних шарів і між *ns*- і *np*-елементами з'являються вставні декади *d*-елементів, у яких заповнюються передзовнішні $(n-1)d$ -оболонки. Такою структурою володіють четвертий та п'ятий періоди, що містять по 18 електронів. У 6-му та 7-му періодах, крім вставних декад *d*-елементів, існують ще елементи, у яких відбувається заповнення $(n-2)f$ - оболонкою (це лантаноїди і актиноїди). Ці періоди повинні складатись із 32 елементів. Періоди, що містять, крім *s*- і *p*-елементів, вставні декади *d*-елементів і сімейства *f*-елементів, називаються великими.

У малих періодах, де у ряді не більш 8 елементів, їхні властивості змінюються стрімко при переході від одного до другого. У великих періодах *s*- і *p*-елементи підкоряються тій же закономірності, а для *d*-елементів характерна плавна зміна властивостей, так як електронами заповнюється друга зовні оболонка. Всі *d*-елементи – метали. Ще більшою мірою ця особливість характерна для *f*-елементів, у яких формується третій зовні шар. Всі ці елементи дуже близькі за своїми хімічними властивостями.

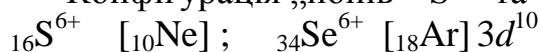
Електронна аналогія

У *s*-елементів малих і великих періодів, а також *p*-елементів малих періодів під валентною електронною оболонкою знаходиться атомний остов попереднього інертного газу. У *p*-елементів великих періодів, крім атомного остова попереднього інертного газу містяться ще й електрони $(n-1)d$ -підрівня.

Наприклад:



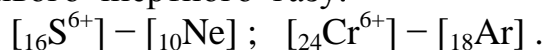
Конфігурація „йонів” S^{6+} та Se^{6+} відповідно:



Таким чином, не треба очікувати повної аналогії у властивостях сполук Сульфуру та Селену в максимальних ступенях окиснення. У проміжних

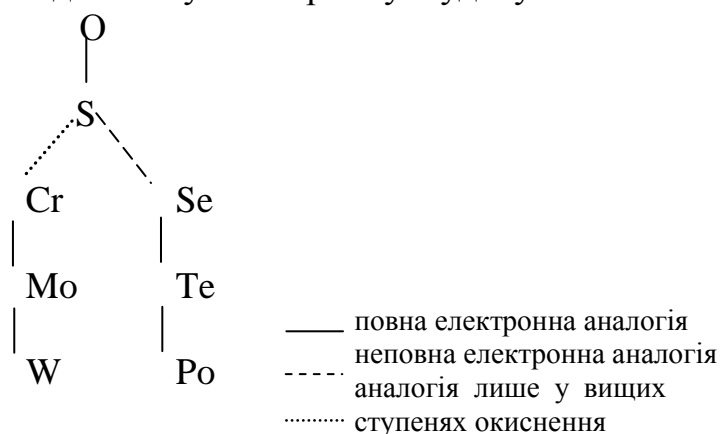
позитивних, а також у негативних ступенях окиснення в Сульфур та Селену спостерігається повна електронна аналогія.

З іншого боку, у проміжних ступенях окиснення відсутня будь-яка аналогія між елементом VI-A групи – Сульфуром і елементом VI-B групи – хромом; проте така аналогія проявляється у цих елементів у вищих ступенях окиснення. Так у Сульфур та Хрому утворюється стійка електронна конфігурація попереднього інертного газу:



Таким чином, елементи малих періодів можуть проявляти електронну аналогію як з елементами головних підгруп (у проміжних і мінімальних ступенях окиснення), так і з елементами побічних підгруп (у максимальних ступенях окиснення). Тим самим вони визначають вигляд групи в цілому, тому їх називають типічними. Цей термін введено Д.І. Менделєєвим.

Повні електронні аналоги – це такі елементи, які в усіх ступенях окиснення мають ідентичну електронну будову.



s-Елементи (I-A та II-A підгруп) є повними електронними аналогами, разом з тим проявляють групову і типову аналогію. Це обумовлено аналогією будови електронних орбіталей (ns^{1-2}) у всіх представників однієї групи, а також відсутністю заповнених передзовнішніх *d*-орбіталей.

Типові елементи обох груп (Li, Na та Be, Mg) є неповними електронними аналогами з елементами побічних підгруп (Cu, Ag, Au та Zn, Cd, Hg). Останні являють собою сімейства типових аналогів і характеризуються повною електронною аналогією між собою.

У елементів III–VII груп можна виділити три сімейства повних електронних аналогів:

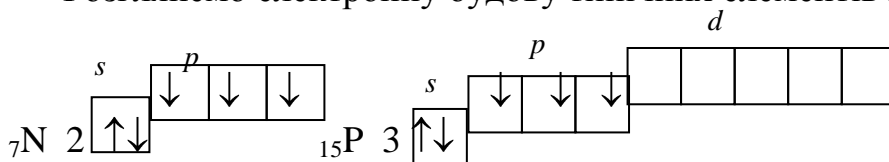
- 1 – типічні елементи;
- 2 – решта елементів головної групи;
- 3 – елементи побічної підгрупи.

Між собою ці елементи зв'язані через типічні елементи неповною аналогією. Причому електронна аналогія між елементами головних підгруп виражена яскравіше, оскільки вони є типовими аналогами. Відмінність між електронними аналогами в цих групах від I і II обумовлена наявністю вставних декад між II-A та III-A підгрупами.

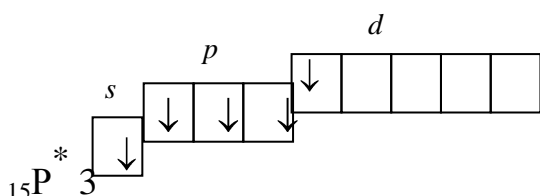
Наскрізна аналогія не простежується серед елементів VIII-A групи, тут також слід відмітити типічні елементи (Ne, Ar) і елементи підгрупи Крептон, у яких на відміну від типічних елементів присутні заповнена передзовнішня $(n-1)d^{10}$ оболонка.

Порівнюючи між собою типові елементи 2-го і 3-го періодів відзначимо, що вони з точки зору електронної будови теж відмінні.

Розглянемо електронну будову типічних елементів Нітрогену та Фосфору.



Максимальна ковалентність Нітрогену дорівнює IV (3 за рахунок спінової теорії валентності і 1 за рахунок донорно-акцепторної взаємодії неподіленої пари електронів). У Фосфорі додається ще одна ковалентність за рахунок переходу s -електрона на валентну d -орбіталь при збудженні атома:



Кайносиметричні орбіталі

Кайносиметричними (“кайнос” (грец.) – новий) орбітальями називають такі орбіталі, які з’являються вперше, а саме: $1s, 2p, 3d, 4f$. У зв’язку з цим можна виділити ще один тип аналогії – шарову. Шаровими аналогами називають елементи, що є типовими аналогами, але не мають зовнішніх або передзовнішніх кайносиметричних електронів.

2.4. Енергетичні характеристики атомів

Потенціал йонізації

Потенціал йонізації I – енергія необхідна для відриву електрона від атома в його нормальному стані; тобто енергію процесу: $E = E^{1+} + 1e$. Потенціал йонізації – міра металічності елемента. Енергію йонізації виражають у будь-яких одиницях, що мають розмірність енергії (кілоджоулях, електронвольтах). Для багатоелектронних атомів в принципі існує стільки енергій йонізації, скільки електронів є в атомі.

У періоді при переході від лужного металу до інертного газу спостерігається зростання потенціалу йонізації. Це пояснюється зростанням заряду ядра при сталості числа електронних шарів. Зростання потенціалу йонізації першого порядку (відривається перший електрон від електронейтрального атома)

відбувається в середині періоду нерівномірно. Це пояснюється підвищеною стабільністю атомів, у яких зовнішня електронна оболонка зовсім не заселена електронами, або заповнена наполовину.

У групі в напрямку зверху донизу спостерігається зменшення потенціалу йонізації, оскільки з збільшенням числа електронних шарів сильно зростає віддаль зовнішнього електрона від ядра атома. У елементів вставних декад (*d*-елементи) ця тенденція дещо ослаблена в порівнянні з елементами головних підгруп, що обумовлено ефектом проникнення *s*-електронів зовнішнього рівня до ядра атома.

Споріднення до електрона

Під спорідненням до електрона E розуміють ту енергію, яка виділяється при приєднанні електрона до нейтрального атома, тобто енергію процесу: $E^{\circ} + 1e = E^{1-}$. E – міра неметалічності елемента.

У періоді споріднення до електрона зростає, досягаючи максимального значення у *p*-елементів VII-A групи, що пояснюється зростанням заряду ядра атома в межах енергетичного рівня. У групі споріднення до електрона зростає в напрямку знизу догори. Це пояснюється зменшенням відстані від зовнішніх електронів до ядра атома (тобто зменшенням радіуса атома).

2.5. Радіуси атомів

З точки зору квантової механіки ізольований атом немає строго визначених розмірів, так як електронна густина перетворюється в нуль на нескінченно великій відстані від ядра. Тому ми будемо розглядати так звані **ефективні атомні радіуси**, що визначаються експериментально за величиною міжядерних віддалей у молекулах і кристалах.

Для одного й того ж елемента ефективні радіуси (ковалентний, механічний та йонний) не співпадають між собою. Це свідчить про залежність ефективних радіусів не лише від природи атома, але й від характеру хімічного зв'язку, координаційного числа та інших факторів.

У періодах в міру зростання заряду ядра ефективні радіуси атомів зменшуються, так як відбувається стягування електронних шарів до ядра. Найбільше зменшення характерне для *s*- і *p*-елементів. У великих періодах для *d*- і *f*-елементів спостерігається більш плавне зменшення ефективних радіусів, яке називається *d*- і *f*-стисненням. У підгрупах Періодичної таблиці ефективні радіуси атомів збільшуються тому, що зростає число електронних шарів. При цьому в підгрупах *s*- і *p*-елементів ефективні радіуси зростають помітніше в порівнянні з підгрупами із *d*- і *f*-елементів, що пояснюється інтенсивним зростанням заряду ядер атомів останніх.

Останнім часом у зв'язку з розвитком електронно-обчислювальної техніки набуло розповсюдження поняття про орбітальний радіус атома – відстань від ядра до найбільш віддаленого від нього максимуму функції радіального розподілу.

Ступінь окиснення елементів

Це формальне поняття в хімії має дуже важливе значення. Під ступенем окиснення слід розуміти той **умовний заряд атома елемента в сполуці, який**

ми йому приписуємо, виходячи з міркування, що всі зв'язки в сполуці є йонними.

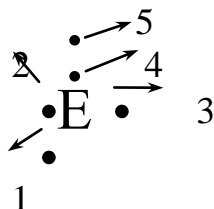
Важливість окиснювального числа полягає в тому, що номер групи періодичної системи вказує на найвищий позитивний ступінь окиснення (характеристичний ступінь окиснення).

Крива зміни максимального позитивного ступеня окиснення має періодичний характер в залежності від порядкового номера елемента. При цьому в межах кожного періоду ця залежність є складною і своєрідною. Мінімальний ступінь окиснення визначається як різниця номера групи і числа 8.

Не можна ототожнювати ступінь окиснення з валентністю елемента.

Зверніть увагу!

Правильне місце написання протонного числа (1), масового числа (2), заряду йона ($n\pm$) (3), ступеня окиснення ($\pm n$) (4) та валентності (позначається римськими цифрами) (5):



Наприклад:

1) ${}_{13}\text{Al}$; 2) ${}^{27}\text{Al}$; 3) Al^{3+} ; 4) Al^{+3} ; 5) Al^{III}

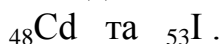
Запитання для самоконтролю

1. Що використано Д.І. Менделєєвим в якості аргументу, що визначає зміну властивостей елементів та їх сполук?
2. Які відкриття кінця ХІХ століття вказували на складність будови атома?
3. У чому суть моделі будови атома за Дж. Томсоном?
4. Схема досліду Е. Резерфорда з розсіювання α - частинок.
5. Як Е. Резерфорд інтерпретував результати досліду з розсіювання α -частинок?
6. Які протиріччя теорії Е. Резерфорда з класичною фізикою?
7. Сформулюйте постулати Н. Бора?
8. На що вказують та які значення можуть приймати квантові числа?
9. У чому суть принципу Паулі?
10. Який порядок розміщення електронів у межах енергетичного підрівня відповідає стійкому стану атома?
11. Сформулюйте правила Клечковського.
12. Чому при монотонному зростанні заряду атома зміна властивостей елементів та їх сполук відбувається періодично?
13. Які елементи називають груповими аналогами?

14. Яка додаткова вимога ставиться до елементів, щоб їх можна було вважати не лише груповими, а й типовими аналогами?
15. Фізичний зміст номеру періоду в якому знаходиться елемент.
16. В якому періоді відбувається заповнення електронами у s -, p -, d -, f -елементів?
17. Що таке потенціал йонізації та які закономірності його зміни в групі та періоді?
18. Яку енергетичну величину називають спорідненням до електрона? Які закономірності її зміни у Періодичній таблиці?
19. Які закономірності зміни ефективних радіусів атомів? Які закономірності її зміни у Періодичній таблиці?
20. Що таке ступінь окиснення елемента? Як визначити максимальний, мінімальний ступінь окиснення та ступінь окиснення елемента у сполучці?

Вправи і задачі з розв'язками

1. Складіть електронні та електронно-графічні формули атомів:



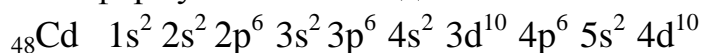
Розв'язок:

Для запису формули електронної конфігурації атомів слід пам'ятати, що s - та p -орбіталі заповнюються в межах свого періоду, d -орбіталі на один період менше, f -орбіталі – на два. Для визначення послідовності заповнення орбіталей можна також скористатися схемою Гольданського:

1s							
	2s						
2p		3s					
	3p		4s				
3d		4p		5s			
	4d		5p		6s		
4f		5d		6p		7s	
	5f		6d		7p		8s

Звідси:

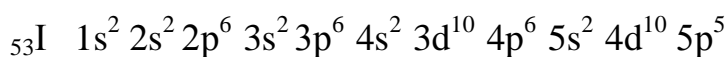
Електронна формула атома Кадмію :



Електронно-графічна формула атома Кадмію :

	s		p			d				
5	↑↓									
4	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓						
1	↑↓									

Електронна формула атома Іоду :



Електронно-графічна формула атома Іоду:

	<i>s</i>				<i>p</i>					<i>d</i>				
5	↑↓	↑↓	↑↓	↓										
4	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓										
1	↑↓													

2. Вкажіть можливі значення побічного та магнітного квантових чисел для електронів, що знаходяться на 4-му енергетичному рівні.

Розв'язок:

$$n = 4$$

$$l = 0 \quad \quad \quad 1 \quad \quad \quad 2 \quad \quad \quad 3$$

$$m_l = 0 \quad -1, 0, 1 \quad \quad -2, -1, 0, 1, 2 \quad -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$$

3. Якому правилу Клечковського відповідають запропоновані варіанти енергетично вигідного порядку розміщення електронів: $3p4s$, $5s4d$, $3s3p$, $4f5d$?

Розв'язок:

Пам'ятаючи, що $s = 0$, $p = 1$, $d = 2$, $f = 3$, визначимо суму $n + l$ для зазначених орбіталей:

$$3p4s \rightarrow 3 + 1 = 4 + 0 \quad - \text{II правило Клечковського};$$

$$5s4d \rightarrow 5 + 0 < 4 + 2 \quad - \text{I правило Клечковського};$$

$$3s3p \rightarrow 3 + 0 < 3 + 1 \quad - \text{I правило Клечковського};$$

$$4f5d \rightarrow 4 + 3 = 5 + 2 \quad - \text{II правило Клечковського}.$$

4. Валентні електрони у атомів розміщені відповідно на $3s^2 3p^2$ та $4s^2 3d^2$ підрівнях. Вкажіть ці елементи та підгрупи, в яких вони знаходяться.

Розв'язок:

$3s^2 3p^2$ – елемент III періоду четвертої групи.

Це ${}_{14}\text{Si}$ – підгрупа II-A;

$4s^2 3d^2$ – елемент IV періоду п'ятої групи.

Це ${}_{23}\text{V}$ – підгрупа V-B.

5. Вкажіть тип аналогії у таких пар атомів: Mg – Ca, Ca – Zn, Cr – Mo, Cr – S.

Розв'язок:

Mg – Ca – типова – (II-A підгрупа);

Ca – Zn – групова – (II-A і II-B підгрупи)

Cr – Mo – типова – (VI-B підгрупа);

Cr – S – групова – (VI-B і VI-A підгрупи)

6. В якісному плані порівняйте енергетичні характеристики атомів (потенціал іонізації, споріднення до електрону) та радіуси атомів для таких пар елементів: K – Rb, Si – S, Li – Na, K – Ca, S – Se, Na – Mg ?

Розв'язок:

Елементи	Потенціал іонізації	Спорідненість до електрону	Радіуси атомів
K – Rb	зменшується	зменшується	зростає
Si – S	зростає	зростає	зменшується
Li – Na	зменшується	зменшується	зростає
K – Ca	зростає	зростає	зменшується
S – Se	зменшується	зменшується	зростає
Na – Mg	зростає	зростає	зменшується

Тема 3

ОСНОВНІ КЛАСИ ТА ГЕНЕЗИС НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

3.1. Поділ елементів Періодичної таблиці

Д.І. Менделєєва на метали, неметали та перехідні елементи

Всі прості речовини умовно поділяються на дві категорії: метали та неметали.

З фізичної точки зору метали володіють високою тепло- та електропровідністю, металічним блиском, ковкістю, пластичністю; неметали навпаки мають низьку тепло- та електропровідність, крихкі.

З хімічної точки зору для металів характерні основні властивості оксидів та гідроксидів, самі ж метали виступають типовими відновниками; для неметалів навпаки властивий кислотний характер оксидів та гідроксидів, неметали в основному типові окисники (виняток H_2 , типовий відновник).

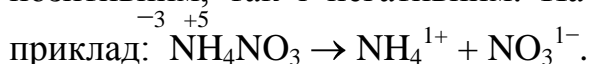
Орієнтуючись на фізичні властивості, до найбільш типових металів відносять мідь, срібло, золото. Проте за хімічними властивостями ці речовини не є яскраво вираженими металами, оскільки в “Електрохімічному ряді напруг металів” вони стоять правіше Гідрогену. Елементи I-A групи з хімічної точки зору є типовими металами, проте вони не є носіями металічних властивостей з фізичної точки зору. У періодичній системі між елементами III-A і IV-A груп можна провести вертикальну лінію, зліва від якої розміщені елементи з дефіцитом валентних електронів, а справа – з надлишком. Ця вертикаль називається межею Цінтля. Зазначена межа не є межею між металами та неметалами. Така межа проходить по діагоналі від Берилію (Be) до Астату (At).

Типові метали розміщені в I-A, II-A групах періодичної системи, за винятком Гідрогену та Берилію. Для них характерна здатність до утворення катіонних форм, ступінь

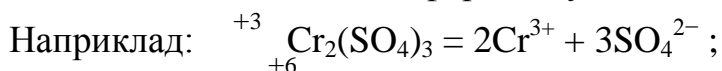
окиснення позитивний. Наприклад: Na_2O , KOH , $CaCl_2$.



Типові неметали розміщені в головних підгрупах III-VII груп. Якщо в III-A групі типовий неметал лише Бор (B), то в кожній наступній підгрупі їх кількість збільшується на один у порівнянні з попередньою. Для них характерна здатність утворення як катіонних, так і аніонних форм; ступінь окиснення може бути як позитивним, так і негативним. На-



Решта елементів періодичної таблиці, за винятком інертних газів, є перехідними елементами. Для них теж характерна здатність утворення як катіонних, так і аніонних форм; ступінь окиснення позитивний.





3.2. Оксиди

Бінарні сполуки елементів з Оксигеном, які підпорядковуються правилу формальної валентності, називаються **оксидами**. Ступінь окиснення Оксигену в таких сполуках –2 (Оксиген проявляє валентність II в усіх своїх сполуках).

Номенклатура: спочатку називається елемент, потім додається слово оксид. У разі змінної валентності елемента вказується її значення. Наприклад: FeO – ферум (II) оксид; Fe₂O₃ – ферум (III) оксид, Cl₂O₇ – хлор (VII) оксид.

Оксиди не електроліти, тобто не дисоціюють (не розпадаються на складові частинки) під впливом полярних молекул розчинника.

Всі оксиди поділяють на такі групи:

- основні (оксиди металів), наприклад, Na₂O, MgO, CdO ;
- кислотні (оксиди неметалів), наприклад, SO₃, CO₂, NO₂ ;
- амфотерні (оксиди перехідних елементів), наприклад, ZnO, Cr₂O₃, Al₂O₃.
(Амфотерні оксиди проявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів.)

Розчинність оксидів у воді

Серед основних оксидів добре розчинними у воді є оксиди I-A групи, Кальцію, Стронцію та Барію. Кислотні оксиди добре розчиняються у воді, крім силіцій оксиду SiO₂ (він нерозчинний). Амфотерні оксиди розчиняються у воді дуже слабо.

Хімічні властивості оксидів

<i>Основні оксиди</i>	<i>Кислотні оксиди</i>
1. Взаємодія розчинних оксидів з водою	
Na ₂ O + H ₂ O → NaOH CaO + H ₂ O → Ca(OH) ₂	P ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₃ PO ₄ SO ₂ + H ₂ O → H ₂ SO ₃ SO ₃ + H ₂ O → H ₂ SO ₄
2. Взаємодія з оксидами, протилежними за своєю хімічною природою	
K ₂ O + CO ₂ → K ₂ CO ₃ CaO + SO ₂ → CaSO ₃	SO ₃ + CaO → CaSO ₄ MgO + N ₂ O ₅ → Mg(NO ₃) ₂
3. Взаємодія з гідроксидами, протилежними за своєю хімічною природою	
MgO + HNO ₃ → → Mg(NO ₃) ₂ + H ₂ O CaO + H ₂ SO ₄ → → CaSO ₄ + H ₂ O	CO ₂ + NaOH → Na ₂ CO ₃ + H ₂ O SO ₂ + Ba(OH) ₂ → Ba(HSO ₃) ₂

3.3. Гідроксиди

Гідроксиди – це продукти взаємодії оксидів з водою, незалежно від того прямим чи непрямим способом вони одержані.

Гідроксиди металів називаються основами.

Номенклатура: спочатку називають елемент, потім додають слово гідроксид. У разі змінної валентності елемента вказується її значення. Наприклад:

NaOH – натрій гідроксид Na—OH

Ca(OH)₂ – кальцій гідроксид Ca

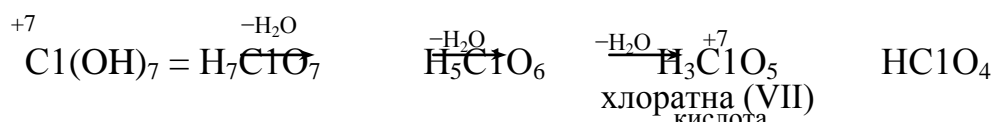
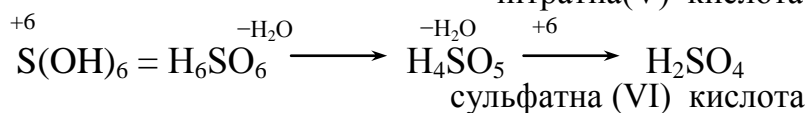
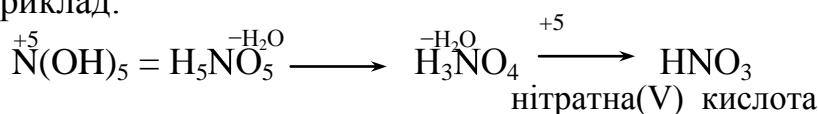
Fe(OH)₃ – ферум (III) гідроксид Fe

Електролітичні властивості: всі гідроксиди типових металів є сильними електролітами. Амоній гідроксид NH₄OH (NH₃·H₂O) – слабкий електроліт.

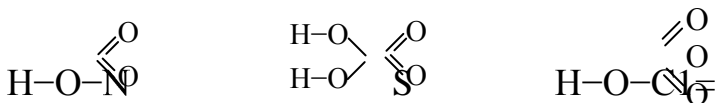
Розчинність у воді: гідроксиди металічних елементів I-A та II-A груп (крім берилію та магнію), а також амоній гідроксид є добре розчинними. Розчинні гідроксиди називають ще **лугами** (так як амоній гідроксид у воді дисоціює слабо, то його лугом не вважають). Всі інші гідроксиди металічних елементів є важкорозчинними у воді.

Гідроксиди неметалічних елементів та перехідних елементів у найвищому ступені окиснення (ступінь окиснення, який співпадає з номером групи) називаються кислотами. Як правило, це нестійкі кислоти; з їхніх молекул виштовхується молекула (-и) води поки не утвориться стійка форма кислоти.

Наприклад:



Графічне зображення формул кислот:



Номенклатура:

Рекомендуємо запам'ятати номенклатурні назви найбільш важливих кислот:

HNO₃ – нітратна(V) кислота; HNO₂ – нітратна(III) кислота

H₂SO₄ – сульфатна(VI) кислота; H₂SO₃ – сульфатна(IV) кислота

H₂CO₃ – карбонатна кислота; H₂SiO₃ – силікатна кислота;

H₃PO₄ – фосфатна (ортофосфатна) кислота

Розчини деяких бінарних сполук неметалічних елементів з воднем також проявляють властивості кислот. Серед них такі (рекомендуємо запам'ятати):

HCl – хлоридна (соляна) кислота; HI – йодидна кислота

HBr – бромідна кислота; H₂S – сульфідна кислота.

Електролітичні властивості: до сильних електролітів слід віднести такі кислоти, як HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ; до слабких – HNO_2 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S . Нероз-чинною у воді є силікатна кислота H_2SiO_3 , це колоїд.

Хімічні властивості гідроксидів

Основні гідроксиди (основи)	Кислотні гідроксиди (кислоти)
1. Взаємодія з простими речовинами	
$\text{NaOH} + \text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{KOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ (Умова: $E^{o1}_{(\text{Me})} < 0$)
2. Взаємодія з оксидами протилежними за своєю хімічною природою	
$\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. Взаємодія з гідроксидами протилежними за своєю хімічною природою (Реакція між кислотою і основою, в результаті якої утворюється сіль і вода, називається реакцією нейтралізації)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
4. Гідроксиди реагують із солями ²⁾	
$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (Умова: вихідні речовини розчинні)	$\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3) + \text{H}_2\text{O}$ $\quad \quad \quad + \text{CO}_2 \uparrow^{3)}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{HCl}$

3.4. Солі

Солі – це складні речовини, які містять в своєму складі катіони металів та кислотний залишок³⁾.

Солі поділяють на:

- середні (Na_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_3PO_4);
- кислі (KHSO_4 , Na_2HCO_3 , CaHPO_4);
- основні ($\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, $\text{Ba}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$);
- подвійні ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$);
- змішані ($\text{Cr}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$, ZnClBr).

¹⁾ Стандартний окисно-відновний потенціал металу, який вказаний у “Електрохімічному ряді напруг металів”

²⁾ Гідроксиди реагують із солями за умови виконання правила Бертоле-Михайленка: обмінні реакції протікають до кінця лише в разі утворення осаду, будь-якого слабого електроліту, газу, координаційної сполуки

³⁾ Кислота може реагувати як з розчинною, так і з важкорозчинною у воді сіллю, але така сіль має бути утворена аніоном слабкої кислоти

³⁾ До складу солей може входити амоній-іон (NH_4^{1+})

Номенклатура солей:

Середні солі: спочатку називають метал-іон, потім назву кислотного залишку. У разі змінної валентності металу вказується її значення. Наприклад: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – ферум (III) сульфат, CuCl – купруму (I) хлорид.

Кислі солі: спочатку називають метал (вказують його валентність, якщо необхідно), кількість не заміщених атомів Гідрогену та назву кислотного залишку. Наприклад: NaHCO_3 – натрій гідрокарбонат, $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – ферум (III) дигідрофосфат, $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$ – ферум (III) гідро фосфат⁴⁾.

Основні солі: спочатку називають метал (вказують його валентність, якщо необхідно), кількість гідроксогруп та назву кислотного залишку. Наприклад: $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ – алюміній гідрок-сосульфат, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – феруму (III) дигідроксохлорид⁵⁾.

Подвійні солі: спочатку називають обидва метали (в алфавітному порядку, вказуючи валентність при потребі), потім назву кислотного залишку. Наприклад: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній- калій сульфат, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$ – натрій хром(III) сульфат⁶⁾.

Змішані солі: спочатку називають метал (вказуючи його валентність при потребі), потім назви кислотних залишків у алфавітному порядку. Наприклад: $\text{Al}(\text{NO}_3)(\text{SO}_4)$ – алюміній нітрат-сульфат. В утворенні змішаних солей можуть брати участь багатокислотні основи.

Електролітичні властивості: всі солі сильні електроліти. За відношенням до води вони є добре розчинними та важко-розчинними. Розчинність солей у воді показана у табл. 3.1.

Таблиця 3.1

Розчинність солей

Солі, які утворені аніонами сильних кислот				
Формула кислот	Назва кислоти	Назва солі	Розчинність	Винятки
HNO_3	нітратна	Нітрат	добра	
HCl	хлоридна	Хлорид	добра	AgCl , PbCl_2
H_2SO_4	сульфатна	сульфат	добра	Ag_2SO_4 , PbSO_4 , BaSO_4
Солі, які утворені аніонами слабких кислот				

⁴⁾ Одноосновні кислоти ніколи не можуть утворити кислі солі.

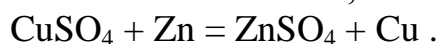
⁵⁾ Однокислотні основи ніколи не можуть утворити основних солей.

⁶⁾ Одноосновні кислоти не можуть утворити подвійних солей.

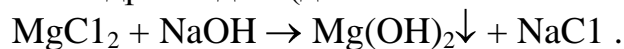
H_2CO_3	карбонатна	карбонат	погана	Na_2CO_3 K_2CO_3 $(NH_4)_2CO_3$
H_2SiO_3	силікатна	Силікат	погана	Na_2SiO_3 K_2SiO_3 $(NH_4)_2SiO_3$
H_2SO_3	сульфатна (IV)	сульфат (IV)	погана	Na_2SO_3 K_2SO_3 $(NH_4)_2SO_3$
H_3PO_4	фосфатна	Фосфат	погана	Na_3PO_4 K_3PO_4 $(NH_4)_3PO_4$

Хімічні властивості

1. Розчинні у воді солі взаємодіють з металом, стандартний окисно-відновний потенціал якого має більш негативне значення, ніж катіон даної солі:



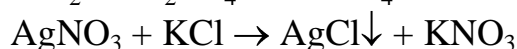
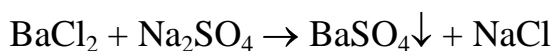
2. Сіль реагує з основним гідроксидом (див. властивості основних гідроксидів):



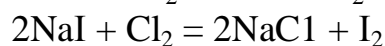
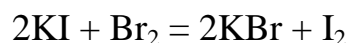
3. Сіль реагує з кислотним гідроксидом (див. властивості кислотних гідроксидів):



4. Розчинні солі взаємодіють між собою за умов виконання правила Бертолле-Михайленко:

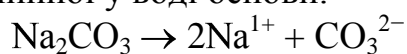


5. Солі взаємодіють з простими речовинами (активніший галоген витісняє слабший):

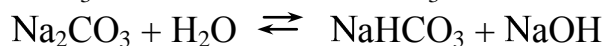


6. Розчинні у воді солі гідролізують (вступають у взаємодію з водою). Ця властивість має виключно важливе значення, оскільки ми, як правило, маємо справу з розчинами солей. Розглянемо чотири можливі варіанти.

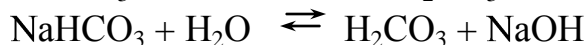
- а) сіль утворена аніоном слабкої кислоти та катіоном сильної добре розчинної у воді основи:



належить слабкому кислотному гідроксиду

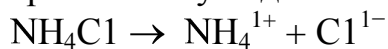


йонна форма
молекулярна
форма



середовище лужне

б) сіль утворена аніоном сильної кислоти та катіоном слабкої або важкорозчинної у воді основи:



належить слабкому основному гідроксиду



йонна форма



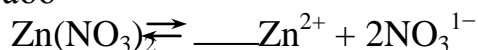
молекулярна

форма

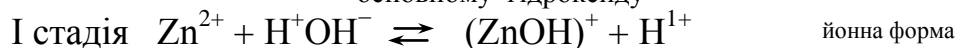
середовище

кисле

або



належить важкорозчинному основному гідроксиду

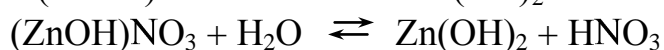


йонна форма



молекулярна

форма



середовище кисле

в) сіль утворена аніоном слабкої кислоти і катіоном слабкої або важкорозчинної у воді основи:



належать слабким гідроксидам

Має місце повний гідроліз:



йонна форма рівняння



молекулярна форма рівняння

середовище близьке до нейтрального

г) сіль утворена аніоном сильної кислоти та катіоном сильної основи:



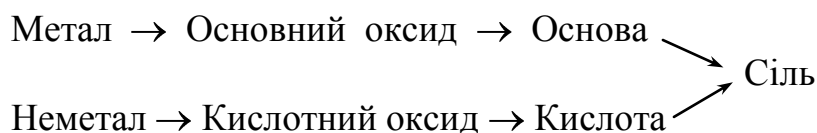
належать **сильним** гідроксидам

У такому випадку гідроліз солі не відбувається. Середовище в розчині таких солей нейтральне.

3.5. Генезис неорганічних сполук

Вивчення властивостей простих речовин, оксидів, гідроксидів (кислотних і основних) показало, що між ними існує зв'язок. Цей зв'язок називається генетичним.

Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук можна зобразити такою схемою:



Отже, всі основні класи неорганічних сполук генетично зв'язані між собою.

Запитання для самоконтролю

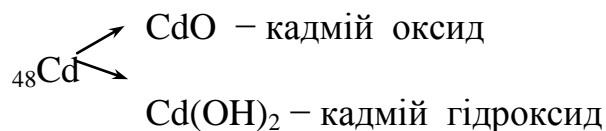
1. Якими властивостями володіють метали та неметали з фізичної точки зору ?
2. Елементи яких підгруп є типовими металами, а яких – типовими неметалами ? Які властивості характерні для металів, а які для неметалів з хімічної точки зору?
3. Які сполуки відносяться до оксидів? На які групи вони поділяються?
4. Які електролітичні властивості оксидів ?
5. Назвіть оксиди, що не розчиняються у воді?
6. Які хімічні властивості характерні для оксидів ?
7. Які сполуки називають гідроксидами? На які групи вони поділяються ?
8. Які кислоти та основи слід вважати сильними електролітами? Наведіть приклади.
9. Назвіть важкорозчинні у воді кислоти та основи. Наведіть приклади.
10. З якими речовинами вступають у реакції гідроксиди? Проілюструйте відповідними рівняннями.
11. Які речовини відносяться до солей? Яка класифікація солей?
12. Сформулюйте правило Бертоле–Михайленка.
13. Які електролітичні властивості солей?
14. Назвіть важкорозчинні у воді солі.
15. Дайте номенклатурну назву речовин: Al_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SiO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, AlOHSO_4 , NaHCO_3 , ZnO .
16. Що таке гідроліз солей? Які існують типи солей з огляду на процес гідролізу?
17. Як можна подавити процес гідролізу?
18. Які хімічні властивості характерні для амфотерних оксидів та гідроксидів?

Вправи та задачі з розв'язками

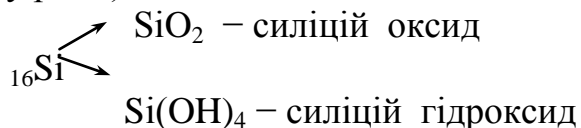
1. Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Кадмій та Силіцій. Назвіть сполуки.

Розв'язок:

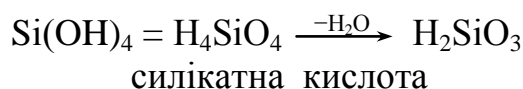
Кадмій у сполуках проявляє валентність II (бо має $2e^-$ на зовнішньому енергетичному рівні).



Силіцій у сполуках проявляє валентність IV (бо 4e⁻ на зовнішньому енергетичному рівні).



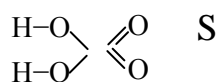
Так як Силіцій неметалічний елемент, то його гідроксид є не стійким, у нього відбувається виштовхування молекул води:



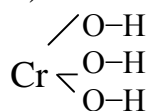
2. Наведіть схематично зображення будови гідроксидів H_2SO_4 та Cr(OH)_3 . Назвіть сполуки.

Розв'язок:

H_2SO_4 – сульфатна(VI) кислота. Так як Сульфур проявляє валентність VI, то він утворює в сполуці шість зв'язків, два з яких спрямовані на дві гідроксогрупи (OH^{1-}), а решта – на Оксиген.



Cr(OH)_3 – хром(III) гідроксид. Хром у даному гідроксиді проявляє валентність III. Отже, три зв'язки, які він утворює, спрямовані на три гідроксогрупи (OH^{1-}).

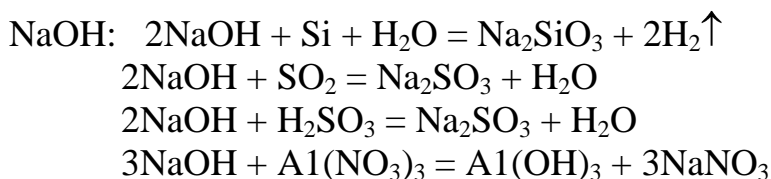
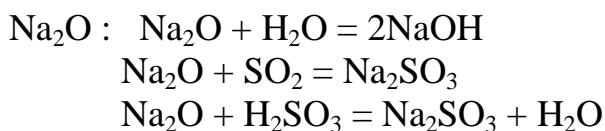


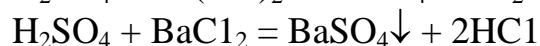
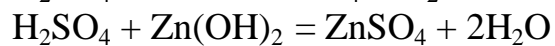
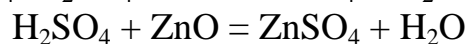
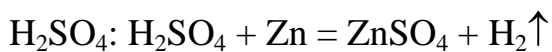
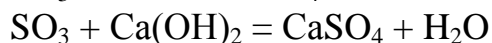
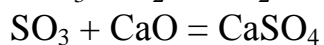
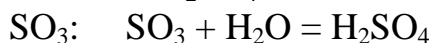
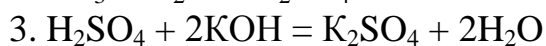
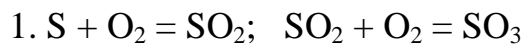
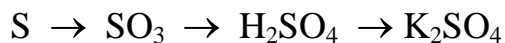
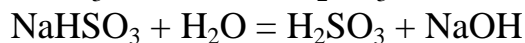
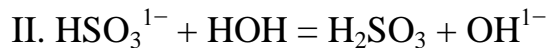
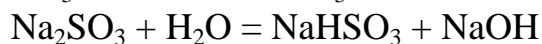
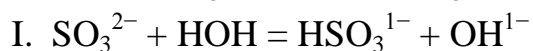
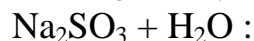
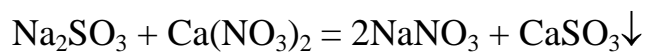
3. Генезис елементів ${}_{11}\text{Na}$ та ${}_{16}\text{S}$. Урівняйте рівняння відповідних реакцій.

Розв'язок:



1. $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$
2. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
3. $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$





ТИПИ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Хімічний зв'язок – це взаємодія атомів між собою, яка супроводжується зменшенням повної енергії новоутвореної системи (молекули, комплексу, кристалу).

4.1. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків

Умовою утворення стійкої молекули є зменшення потенційної енергії системи атомів, що взаємодіють.

Вперше наближені розрахунки потенційної енергії були проведені в 1927 р. В. Гейтлером і Ф. Лондоном для молекули водню. Автори спочатку розглядали систему з двох атомів Гідрогену, що знаходяться на значній віддалі один від одного. За цих умов можна врахувати лише взаємодію електрону з своїм ядром, а всіма іншими взаємодіями знехтувати.

У результаті В. Гейтлер і Ф. Лондон отримали рівняння, що дозволяє знайти залежність потенційної енергії (E) системи, що складається з двох атомів Гідрогену від відстані (r) між ядрами цих атомів. При цьому виявилось, що результати розрахунків залежать від значення спінового числа електронів (рис. 4.1). E

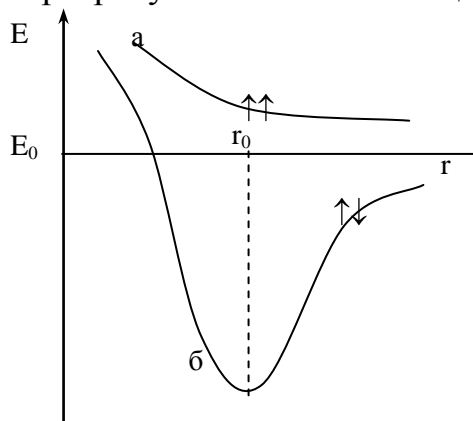


Рис. 4.1. Залежність енергії молекули від між'ядерної відстані

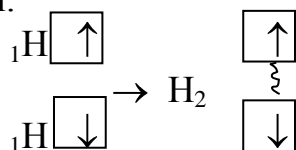
а – при однаково напрямлених спінах електронів;

б – при протилежно напрямлених спінах електронів;

r_0 – між'ядерна відстань у молекулі водню

При протилежно напрямлених спінах електронів (рис. 4.1, крива б) зближення атомів до певної відстані (r_0) супроводжується зменшенням енергії системи. При $r = r_0$ система володіє найменшою потенційною енергією, тобто знаходиться в найбільш стійкому стані, подальше зближення атомів знову приводить до зростання енергії.

Дослідження В. Гейтлера та Ф. Лондона дозволило зробити висновок, що хімічний зв'язок у молекулі водню здійснюється шляхом утворення пари електронів з протилежно напрямленими спінами, що одночасно належать тепер обом атомам.

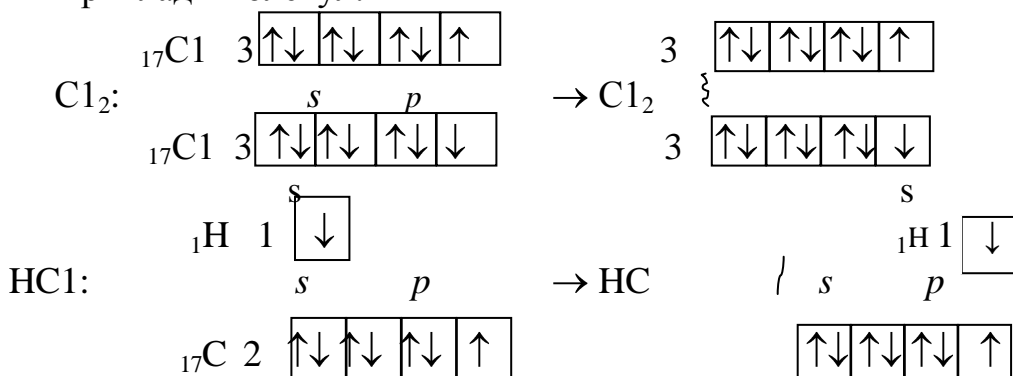


Уявлення про механізм утворення хімічного зв'язку, розвинуті В. Гейтлером та Ф. Лондоном на прикладі молекули водню, були розповсюджені й на більш складні молекули. Розроблена на цій основі теорія хімічного зв'язку одержала назву метод валентних зв'язків (МВЗ), в основі якого лежать такі положення:

1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами, причому новоутворена електронна пара одночасно належить обом атомам. Комбінації такого двоелектронного двоцентрового зв'язку, що відображають електронну будову молекули, одержали назву валентних схем.

2. Ковалентний зв'язок тим міцніший, чим більшою мірою перекриваються електронні хмари, що взаємодіють.

Приклади молекул:



Полярний та неполярний ковалентний зв'язок

Якщо двоатомна молекула складається з атомів одного елемента, то кожна електронна хмара утворена парою електронів, що здійснюють ковалентний зв'язок, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер атомів. У такому випадку зв'язок називається неполярним.

Якщо двоатомна молекула складається з двох різних атомів, то спільна електронна пара зміщена у одного з них, так що виникає асиметрія в розподілі заряду. У таких випадках має місце полярний зв'язок.

Для оцінки здатності атома одного з елементів відтягувати на себе спільну електронну пару користуються величиною **відносної електронегативності**. Чим більша електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару.

4.2. Механізми утворення ковалентного зв'язку

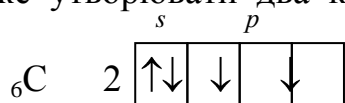
Розрізняють два способи утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний.

Обмінний механізм. Якщо ковалентний зв'язок утворюється парами електронів, що належать різним атомам, то це означає, що зв'язок здійснюється за обмінним механізмом. Спільна електронна пара може утворюватись за рахунок:

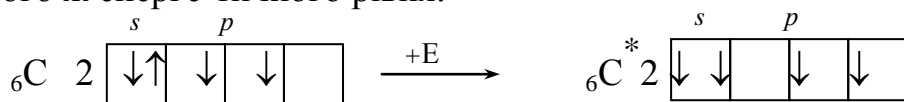
а) неспарених електронів, що належать незбудженим атомам. Наприклад: H_2 , Cl_2 , N_2 , HCl , H_2S , NH_3 ;

б) неспарених електронів, що утворились у процесі “роз-парювання” при переході атома у збуджений стан в межах зайнятого підрівня. Наприклад: CH_4 .

У стаціонарному стані за рахунок неспарених електронів атом Карбону може утворювати два ковалентних зв'язки:



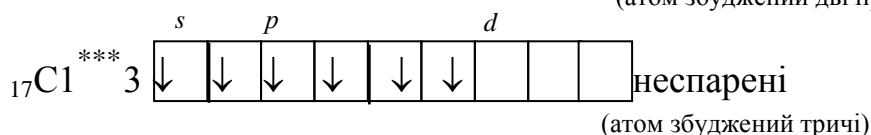
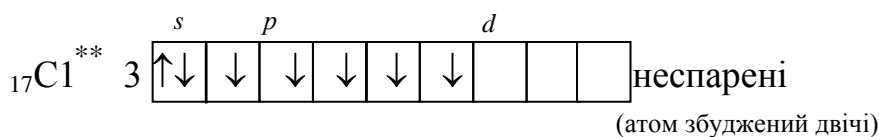
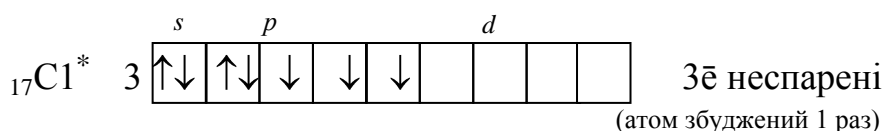
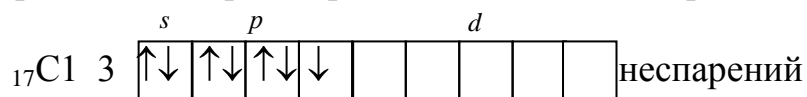
У результаті переходу атома в збуджений стан, число неспарених електронів зростає, бо здійснюється перехід одного з спарених електронів на вільну орбіталь цього ж енергетичного рівня:



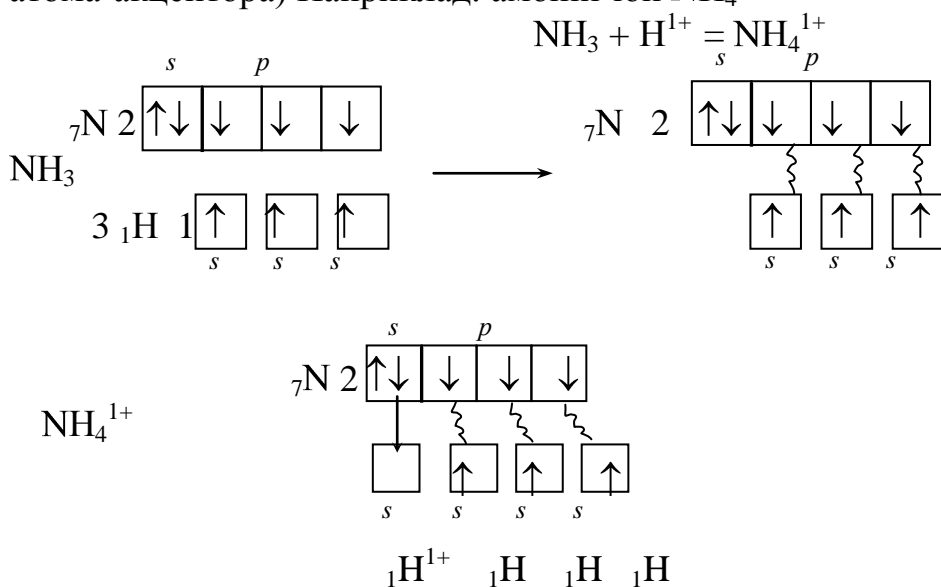
Тепер на зовнішньому енергетичному рівні атому Карбону знаходяться чотири електрони. Отже, збуджений атом Карбону бере участь в утворенні чотирьох ковалентних зв'язків. При цьому збільшення числа ковалентних зв'язків супроводжується виділенням великої кількості енергії, значно більшої від тієї, що витрачається на збудження атома.

Якщо витрати на збудження атома не компенсуються тією енергією, що виділяється при утворенні нового зв'язку, то такий процес у цілому виявляється енергетично невигідним.

в) атоми елементів третього та наступних періодів мають на зовнішньому електронному рівні вакантний d -підрівень, на який при збудженні можуть переходити s - і p -електрони зовнішнього енергетичного рівня. Наприклад:



Донорно-акцепторний механізм. Якщо ковалентний зв'язок утворюється парою електронів, які належать одному із атомів, що утворюють зв'язок, а інший атом при цьому надає лише орбіталь для розміщення електронної пари, то такий механізм утворення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним** (схематично він показується стрілочкою від атома-донора до атома-акцептора) Наприклад: амоній-іон NH_4^{1+}



Атом, що надає пару електронів (у даному разі Нітроген) виконує функцію донора, катіон Гідрогену, який надає лише простір для розміщення електронів, виконує роль акцептора.

4.3. Характеристики ковалентного зв'язку

Насиченість ковалентного зв'язку

Атоми володіють різноманітними можливостями для утворення ковалентних зв'язків. Загальне число ковалентних зв'язків, які здатен утворити атом, обмежене. Воно визначається загальним числом валентних орбіталей, використання яких для утворення ковалентних зв'язків виявляється енергетично вигідним. Квантово-хімічні розрахунки показали, що до подібних орбіталей належать s - і p -орбіталі зовнішнього електронного шару та d -орбіталі попереднього, в деяких випадках в якості валентних орбіталей можуть використувуватись і d -орбіталі зовнішнього енергетичного рівня (наприклад, у атомів Сульфуру, Хлору, Фосфору).

Атоми всіх елементів другого періоду на зовнішньому шарі мають чотири орбіталі ($1s$ і $3p$), тому максимальна ковалентність елементів другого періоду дорівнює чотирьом.

Атоми елементів третього та наступних періодів можуть використовувати для утворення ковалентного зв'язку не лише s - і p -, а і d -орбіталі. Так, у елементів третього періоду максимальна ковалентність може досягати дев'яти.

Здатність атомів приймати участь в утворенні обмеженого числа ковалентних зв'язків називається насиченістю ковалентного зв'язку.

Напрявленість ковалентного зв'язку

Властивості молекули, її реакційна здатність значною мірою залежить не лише від міцності зв'язку, а й від її просторової будови.

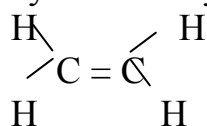
Перекивання валентних електронних хмар відбувається у певному напрямку відносно до атомів, що взаємодіють, тобто ковалентний зв'язок володіє напрямленістю. Так, у молекулі водню перекивання атомних *s*-електронних хмар відбувається по прямій лінії, яка з'єднує ядра атомів, що взаємодіють. Утворений таким чином ковалентний зв'язок називається σ -зв'язок (σ -сігма). Хімічний зв'язок, для якого лінія, що сполучає центри атомних ядер є віссю симетрії електронної хмари, називається σ -зв'язком. σ -Зв'язок може утворюватись і при взаємодії *s*- і *p*-електронних хмар (наприклад, H_2O , HCl , H_2S) та *p*- і *p*-електронних хмар (наприклад, O_2 , N_2 , Cl_2). В утворенні σ -зв'язку приймають участь переважно гібридизовані атомні *p*-орбіталі, які мають форму несиметричної об'ємної вісімки.

При взаємодії *p*-електронних хмар, орієнтованих перпендикулярно осі зв'язку, утворюється не одна, а дві області перекивання, розміщені по обидва боки від цієї осі. Такий ковалентний зв'язок є π -зв'язок (π -пі). Хімічний зв'язок, для якого електронна хмара, що зв'язує атоми має лише площину симетрії, що проходить через атомні ядра, називається π -зв'язок. В утворенні π -зв'язку приймають участь тільки негібридизовані атомні *p*-орбіталі.

Якщо при утворенні хімічного зв'язку перекиваються *d*-*d*-атомні орбіталі, то вони мають також одну площину симетрії, що проходить через атомні ядра (чотири точки перекриття). Тому це буде також π -зв'язок.

Кратність ковалентного зв'язку

Кратні зв'язки – це зв'язки, які здійснюються більше, ніж однією парою електронів. Перший зв'язок, який розглядаються у будь-якій парі елементів, буде σ -зв'язком, решта (якщо вони є в цій же парі елементів) – π -зв'язком. Графічне зображення молекули етилену (C_2H_4) таке:



У молекулі етилену кожен із збуджених атомів Карбону підлягає sp^2 -гібридизації: дві гібридні орбіталі використуються на утворення зв'язку з двома атомами Гідрогену, а третя гібридна орбіталь – для зв'язку з другим атомом Карбону. Четверта атомна орбіталь, що має форму правильної об'ємної вісімки, приймає участь в утворенні π -зв'язку з Карбоном-сусідом. Три σ -зв'язки лежать в одній площині, перпендикулярно до неї розміщується площина орбіталей, що утворюють π -зв'язок.

Молекула азоту має трикратний зв'язок ($N \equiv N$). Атоми Нітрогену збуджуються, має місце sp -гібридизація їх орбіталей. За рахунок них виникає σ -зв'язок між атомами Нітрогену, перекивання P_y і P_z орбіталей забезпечує

утворення двох π -зв'язків, які розташовуються один відносно одного перпендикулярно.

4.4. Йонний зв'язок

Зв'язок йонного типу здійснюється в результаті взаємного електростатичного притягання протилежно заряджених йонів, які виникають при віддачі електронів електронейтральними атомами (така позитивно заряджена частинка називається катіоном) або приєднанні електронів до електронейтральних атомів (така негативно заряджена частинка називається аніоном). Йон може бути простим, тобто складатись із одного виду атома (наприклад, Na^{1+} , Ba^{2+} , S^{2-}), або складним, тобто складатись з кількох видів атомів (наприклад, NH_4^{1+} , OH^{1-} , SO_4^{2-}).

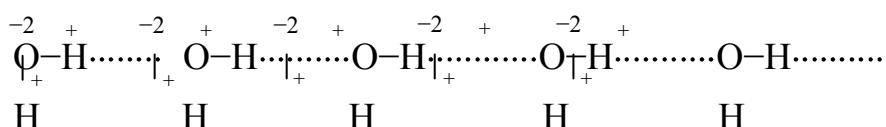
Так як при утворенні йонного зв'язку відбувається повна передача електронів, то утворена молекула складається із обособлених йонів, які мають протилежні заряди. Далі відбувається зміщення електронної оболонки (всі електрони атома її утворюють) під дією електричного поля, що створюється йонами. Це явище називається **поляризація йонів**. Поляризація – процес двохсторонній, в ньому поєднується **поляризуюча дія** йонів з їх **поляризованістю**. Практично доводиться рахуватись лише з поляризуючою дією катіонів (тобто їх здатністю деформувати електронну хмару іншого йону) та поляризованістю аніонів (тобто здатністю їх електронної оболонки до деформації під дією електростатичного поля іншого йону).

Поляризуюча дія катіонів тим більша, чим менший їх радіус і більший заряд. Деформуюча дія катіона збільшується при переході від йонів із 8-електронним шаром до йонів із незавершеним шаром, особливо до йонів із завершеною 18-електронною оболонкою. В ряду Ca^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} поляризуюча дія зростає зліва направо. Поляризованість аніонів зростає при збільшенні радіусу та зменшенні заряду йону. При однаковому значенні головного квантового числа p -електронні хмари поляризуються сильніше, ніж s -хмари.

Типовий йонний зв'язок у сполуках утворюють елементи 1-А групи.

4.5. Водневий зв'язок

У XIX ст. було помічено, що сполуки Гідрогену з Флором, Оксигеном, Нітрогеном володіють рядом аномальних фізичних властивостей (зростає плавлення та кипіння, молярна маса). Ці відхилення пояснюються здатністю атома Гідрогену взаємодіяти з атомом більш електронегативного елемента, що належить сусідній молекулі (тобто утворювати хімічний зв'язок з елементом іншої молекули, який має більш високе значення електронегативності). Наприклад,



Саме такий зв'язок, який встановлюється між атомами Гідрогену та атомом з високим значенням електронегативнос-

ності, що належить сусідній молекулі, називається водневим.

Енергія водневого зв'язку значно менша енергії звичайного ковалентного зв'язку. Проте, енергії достатньо, щоб викликати асоціацію молекул, тобто їх об'єднання в димери та полімери (асоціати). Власне існування останніх пояснює збільшення температури плавлення та кипіння, зростання молярної маси.

4.6. Металічний зв'язок

Зважаючи на низьку енергію йонізації електрони в металі втрачають зв'язок з окремими атомами, легко узагальнюються, утворюючи “електронний газ” – сукупність “вільних” електро-нів, які рухливі, нелокалізовані. Позитивно заряджені йони металічних елементів являють собою щільно упаковану структуру.

Хімічний зв'язок, утворений в результаті електростатичного притягання між йонами металу і узагальненими електронами, називається **металічним**. Він поєднує в собі елементи як ковалентного, так і йонного зв'язків.

Запитання для самоконтролю

1. За рахунок чого відбувається утворення хімічного зв'язку? Як при цьому змінюється енергія системи?
2. Як змінюється енергія системи, що складається з двох атомів Гідрогену при їх зближенні?
3. Охарактеризуйте полярний і неполярний ковалентний зв'язок.
4. На яких орбіталях можуть знаходитись електрони у випадку утворення ковалентного зв'язку за обмінним механізмом?
5. Які атоми надають валентні електрони для утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом?
6. Поясніть такі характеристики ковалентного зв'язку як насиченість, напрямленість, кратність.
7. Другий і третій періоди Періодичної таблиці мають по вісім електронів. Чому дорівнює максимальна ковалентність кожного з них і чому вона різна?
8. Які електронні хмари можуть утворювати σ -, а які π -зв'язки?
9. Якими типами зв'язків (σ - чи π -) утворюються одинарні, подвійні, потрійні зв'язки?
10. Чому процес поляризації йонів у молекулі є двостороннім? Які його складові?
11. Для якого виду йонів суттєвою є їх поляризуюча дія?
12. Які існують закономірності зміни поляризуючої дії йону в залежності від його розмірів, заряду та типу орбіталі?
13. Що таке поляризованість йону? Як залежить ця характеристика від його заряду та значень головного і побічного квантових чисел, орбіталей, що розміщують валентні електрони?
14. Що таке водневий зв'язок і чому він приводить до аномальної зміни фізичних властивостей речовин з таким типом зв'язку?

15. Як змінюється значення енергії йонізації при переході від неметалічних до металічних елементів? У чому специфічність утворення металічного зв'язку?

Вправи і задачі з розв'язками

1. Вкажіть тип зв'язку, що виникає в речовинах: а) HCl, бронза (сплав Cu та Sn), N₂, KBr, PH₃ (скористайтеся даними таблиці "Відносна електронегативність хімічних елементів"). Коротко аргументуйте.

Розв'язок:

HCl – ВЕН(H) = 2,2; ВЕН(Br) = 3,0;

$\Delta\text{ВЕН}(\text{H}-\text{Cl}) = 3,0 - 2,2 = 0,8$;

$0,6 < 1,9$, зв'язок ковалентний полярний; внутрішньо-молекулярний: ковалентний полярний; міжмолекулярний: водневий.

бронза (сплав Cu та Sn) – металічний, бо і мідь, і олово є мета-ли;

N₂ – ВЕН(N) = 3,0; $\Delta\text{ВЕН}(\text{N}-\text{N}) = 3,0 - 3,0 = 0$;

зв'язок ковалентний неполярний;

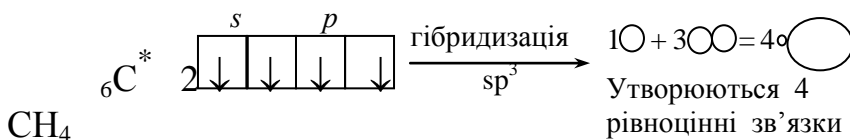
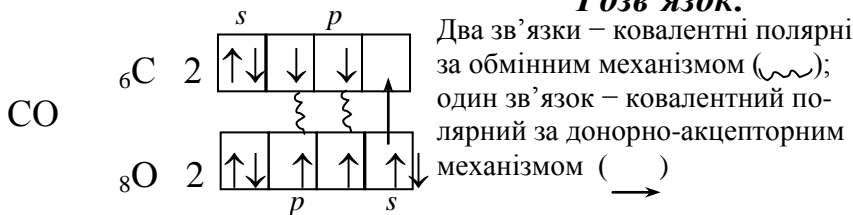
KBr – ВЕН(K) = 0,8, ВЕН(Br) = 2,8;

$\Delta\text{ВЕН}(\text{K}-\text{Br}) = 2,8 - 0,8 = 2,0$;

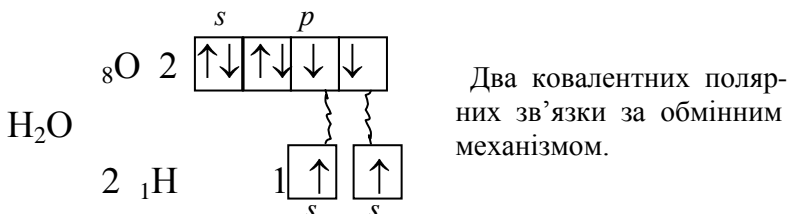
$1,9 < 2,0$, тому йонний, бо Калій елемент I-A групи.

2. Складіть валентні схеми молекул сполук CO, CH₄, H₂O, користуючись електронно-графічним способом зображення електронної будови атомів.

Розв'язок:



Зв'язки розміщуються під кутом тетраедра (109°28')



Тема 5

ТЕРМОХІМІЯ ТА ТЕРМОДИНАМІКА

Вищу і останню мету всіх хімічних досліджень повинно складати вчення про рівновагу хімічних сил і рух матерії.

Л. Мейєр

5.1. Основні поняття хімічної термодинаміки

Сукупність тіл, виділених із простору, утворює систему. Якщо у системі можливий масо- і теплообмін між її складовими частинами, то така система називається термодинамічною. Хімічна система, в якій можливе протікання реакцій, являє собою окремий випадок термодинамічної.

Ізольованою називається така система, в якій відсутній обмін масою і теплом із зовнішнім середовищем.

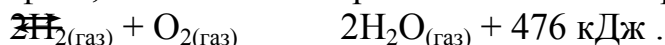
Закритою називається така система, в якій відсутній обмін масою, але можливий теплообмін.

Відкритою називається система, в якій можливий як тепло-, так і масообмін з оточуючим середовищем.

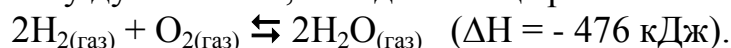
Гомогенна система складається із однієї фази, **гетерогенна** – з кількох.

5.2. Екзо- і ендотермічні реакції

Хімічна взаємодія, як правило, супроводжується тепловим ефектом. При цьому теплота може як поглинатись, так і виділятися. Процеси, що протікають з виділенням теплоти, називаються екзотермічними; процеси для яких характерне поглинання теплоти називаються ендотермічними. Рівняння реакцій, що враховують тепловий ефект, називаються термохімічними. Наприклад:

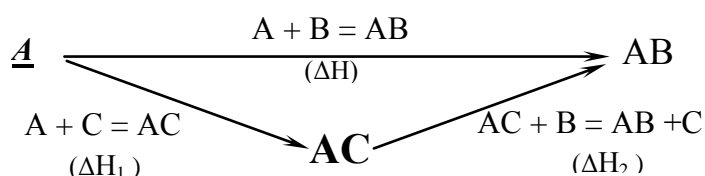


Тепловий ефект реакції необхідно характеризувати не лише абсолютною величиною, але й знаком. Історично склалось дві системи відліку: термохімічна і термодинамічна. У першій із них тепловий ефект екзотермічної реакції прийнято позитивним (екзо- – зовнішній). Ендотермічні реакції супроводжуються негативним тепловим ефектом, теплота поглинається системою (ендо- – внутрішній). У термодинаміці прийнята зворотна система знаків, тобто теплота, що поглинається системою прийнята позитивною, а теплота, яку система віддала в оточуючий простір – негативною. У термодинамічній системі знаків тепловий ефект реакції ототожнюється із зміною ентальпії системи ΔH . При записі термодинамічного рівняння в цій системі тепловий ефект не включається в рівняння, а записується у дужках. Так, наведене вище рівняння матиме вигляд:



Глибоке узагальнення термохімічних закономірностей дає закон термохімії, сформульований у 1836 р. російським академіком Германом Івановичем Гессом: **тепловий ефект хімічної реакції, що протікає або при сталому об'ємі або при сталому тиску, не залежить від числа проміжних стадій, а визначається лише початковим і кінцевим станом системи.**

Закон Гесса можна проілюструвати схемою:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Із закону Гесса витікають такі наслідки:

- 1. Тепловий ефект реакції утворення одного моля сполуки із простих речовин у стандартному стані за заданих температури та тиску не залежить від способу утворення сполуки.** Даний тепловий ефект називається **теплотою утворення**.

Величина та знак теплоти утворення до певної міри характеризують термодинамічну стійкість сполуки.

Ентальпії утворення гідридів елементів V-A групи:

Сполука	NH ₃ (газ)	PH ₃ (газ)	AsH ₃ (газ)	SbH ₃ (газ)
ΔH°_{298} , кДж/моль	-46,15	+12,96	+66,38	+145,00

Газуватий амоніак (NH₃) є найбільш стійкою сполукою, в той час як PH₃ і AsH₃ нестійкі, а SbH₃ взагалі розкладається у момент утворення, і його теплота утворення визначається непрямим шляхом.

У термодинаміці в якості стандартних умов приймаються температура 25°C = 298K і тиск $1,03 \cdot 10^5$ Па.

- 2. Стандартний тепловий ефект реакції рівний алгеб-раїчній різниці суми стандартних теплот утворення продуктів реакції і суми стандартних теплот утворення вихідних речовин.** Другий наслідок закону Гесса дозволяє розрахувати тепловий ефект реакції за теплотами утворення вихідних речовин і продуктів взаємодії.

$$\begin{aligned}
 aA + bB = cC + dD, \quad (\Delta H^{\circ}_{298}) \\
 \Delta H^{\circ}_{298} = [c \cdot \Delta H^{\circ}_{298} (C) + d \cdot \Delta H^{\circ}_{298} (D)] - \\
 - [a \cdot \Delta H^{\circ}_{298} (A) + b \cdot \Delta H^{\circ}_{298} (B)]
 \end{aligned}$$

5.3. Напрявленість хімічних процесів

Однією з найбільш відомих спроб оцінки напрямленості процесу є так званий принцип К. Бертоле, згідно якому хімічна реакція самочинно протікає у бік виділення теплоти ($\Delta H < 0$). Для деяких реакцій цей принцип дійсно передбачає напрямок хімічної реакції, проте відомо багато ендотермічних процесів, що можуть протікати самочинно.

Для визначення напрямленості процесу необхідно ввести нову функцію, яка повинна відповідати ряду вимог:

1. Вона повинна бути функцією стану і не залежати від шляху досягнення даного стану;

2. Для всіх процесів, що протікають самочинно, зміна функції повинна мати один і той же знак.

Фізичний зміст цієї нової функції можна показати на прикладі плавлення індивідуальної кристалічної речовини. Плавлення відбувається за сталої температури і супроводжується поглинанням так званої скритої температури плавлення $\Delta H_{\text{пл}}$ (ентальпія плавлення). Поглинання теплоти повинно було б приводити до збільшення внутрішньої енергії системи, що виражалась би у зростанні температури. Проте цього не спостерігається (рис. 5.1).

У процесі плавлення діє ще якийсь фактор, що сприяє підтриманню сталої температури. Аналітично це положення можна представити у вигляді: $\Delta H_{\text{пл}} = T_{\text{пл}} \cdot \Delta S_{\text{пл}}$,

де $\Delta S_{\text{пл}}$ – величина, що характеризує в системі певний процес, на який витрачається теплота, що поглинається системою (Дж/моль·К)..

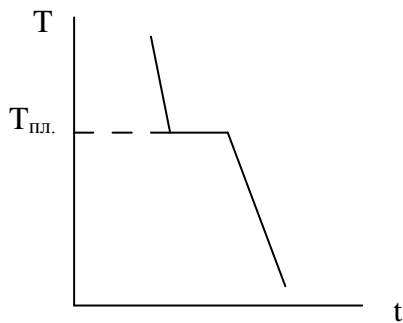


Рис. 5.1. Зміна функції ентропії на прикладі плавлення кристалічної речовини

При плавленні кристалу відбувається руйнування упорядкованої кристалічної структури, утворення розплаву, що характеризується неупорядкованим розміщенням частинок, тобто спостерігається збільшення безладу в системі

Критерієм напрямленості процесу може служити ступінь безладу в системі. Мірою безладу в системі є функція S , яка називається **ентропією**. Ентропія зв'язана з термодинамічною ймовірністю реалізації даного стану співвідношенням:

$$S = k \cdot \ln W,$$

де k – константа Больцмана; W – термодинамічна ймовірність, тобто число можливих мікростанів, які можуть існувати в даному макростані. Ентропія системи зростає в разі здійснення фазових переходів: тверда фаза \rightarrow рідина \rightarrow газ, а також за умови збільшення кількості речовини.

У відповідності до змісту функції S можна дати таке визначення: *в ізольованій системі самочинні процеси протікають у бік збільшення ентропії.*

У неізольованих системах можливі процеси, що супро-воджуються зменшенням ентропії (наприклад, кристалізація розплаву, конденсація парів і т. д.), але за умов відводу тепла від системи в оточуюче середовище.

Отже, стійкість будь-якої системи, визначається співвідношенням ентальпійного і ентропійного факторів. Перший із них характеризується прагненням системи до упорядкування (агрегації), так як ці процеси супроводжуються зменшенням внутрішньої енергії, стійкість системи зростає. Другий фактор відбиває тенденцію до розупорядкованості, оскільки він більш термодинамічно ймовірний. Доцільно ввести таку нову функцію стану, яка б враховувала спільний вплив ентальпійного і ентропійного факторів. Така функція являє собою різницю: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Функція G називається вільною ентропією Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал). Вона є мірою стійкості системи при сталому тиску. За умов сталості об'єму стан системи може бути описаний аналогічною функцією, яка називається вільна енергія Гельмгольца (ізохорно-ізотермічний потенціал): $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$.

Судити про можливість самочинного протікання процесу можна за знаком функції вільної енергії: якщо $\Delta G < 0$, то процес термодинамічно можливий, якщо $\Delta G > 0$, то перебіг процесу неможливий.

У таблиці 5.1. показана можливість або неможливість самочинного протікання реакції при різних комбінаціях знаків ΔH і ΔS .

Таблиця 5.1

Напрявленість протікання реакції
при різних знаках ΔH і ΔS

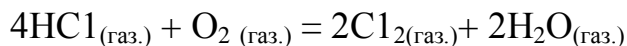
Знак зміни функції			Можливість або неможливість самочинного протікання процесу	Приклад реакції
ΔH	ΔS	ΔG		
-	+	-	можливо, за будь-якої температури	$C_6H_{6(p)} + 7,5O_{2(r)} = 6CO_{2(r)} + 3H_2O_{(r)}$
-	-	\pm	можливо, за низької температури	$3H_{2(r)} + N_{2(r)} = 2NH_{3(r)}$
+	+	\pm	можливо, за високої температури	$N_2O_{4(r)} = 2NO_{2(r)}$
+	-	+	неможливо, за будь-якої температури	$N_{2(r)} + O_{2(r)} = 2NO_{2(r)}$

Запитання для самоконтролю

1. Що слід розуміти під поняттям термодинамічна система ?
2. Вкажіть як відбувається обмін масою і теплом між зовнішнім середовищем та ізольованою, відкритою, закритою термодинамічними системами.
3. Що таке тепловий ефект реакції та ентальпія системи ? Як термодинамічна та термохімічна системи представляють величину теплового ефекту реакції ?
4. Яке значення закону Гесса та його наслідків.
5. Що таке теплота утворення речовини ? Як за величиною і знаком теплоти утворення можна характеризувати стійкість сполук ?
6. Розкрийте фізичний зміст функції ентропії (S). Як його можна пояснити на прикладі плавлення кристалічної речовини ?
7. Яке співвідношення ентальпійного та ентропійного факторів.
8. Який потенціал (Гіббса чи Гельмгольца), описує стан системи при сталому тиску ?
9. Запишіть аналітичні вирази вільної енергії Гіббса та вільної енергії Гельмгольца ? Який знак цих двох функцій одночасно вказує на термодинамічну можливість протікання процесу ?
10. Які хімічні та фізичні процеси протікають із зростанням ентропії ?

Задача з розв'язком

1. Для процесу, рівняння якого:



визначити можливість протікання процесу. У разі наявності такої вказати в якісному плані температурний інтервал самочинного перебігу процесу.

Довідниковий матеріал:

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{HCl}_{\text{газ.}}) = -92,4 \text{ кДж/моль} ;$$

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}_{\text{газ.}}) = -241,98 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язок:

За II наслідком закону Гесса визначаємо зміну ентальпії процесу:

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_{298} &= 2 \cdot \Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}_{\text{газ.}}) - 4 \cdot \Delta H^{\circ}_{298}(\text{HCl}_{\text{газ.}}) = \\ &= 2 \cdot (-241,98) - 4 \cdot (-92,4) = -114,36 \text{ (кДж/моль)} \end{aligned}$$

Реакція екзотермічна. Процес відбувається в гомогенній фазі, фазових переходів не спостерігається. У ході процесу відбувається упорядкування системи: кількість моль продуктів реакції (4 моль) менша від кількості моль вихідних речовин (5 моль). Тому зміна ентропії системи має від'ємне значення.

Проаналізуємо, яким же буде знак потенціалу Гіббса:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{298} ,$$

за умов $\Delta H_{298}^{\circ} < 0$ та $\Delta S_{298}^{\circ} < 0$ знак функції ΔG_{298}° може бути як “-”, так і “+”, негативне значення зміни потенціалу Гіббса буде при низьких температурах. Отже, процес можливий лише за таких умов.

Тема 6

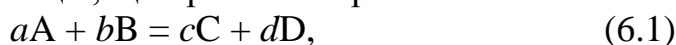
КІНЕТИКА

З термодинамічних позицій неможливо аналізувати розвиток процесу в часі, оскільки час як змінна не враховується при такому підході. Тому другим етапом у вивченні закономірностей протікання хімічного процесу є вивчення закономірностей його протікання в часі, що і складає основну задачу хімічної кінетики.

6.1. Швидкість хімічної реакції

Вихідним та основоположним поняттям у хімічній кінетиці є поняття про швидкість хімічної реакції. **Швидкість хімічної реакції – це зміна концентрації речовин, що реагують або продуктів реакції за одиницю часу.**

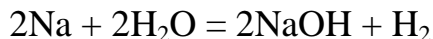
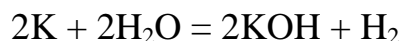
Нехай є реакція, що протікає за рівнянням:



$$\text{тоді } V_{\text{х.р.}} = -\frac{\Delta c(A)}{\Delta t}; \quad \text{або } V_{\text{х.р.}} = \frac{\Delta c(C)}{\Delta t}$$

Швидкість процесу залежить від ряду факторів:

1. Вплив природи речовин, що реагують:



Обидві реакції – окисно-відновні процеси, в ході яких відновник, атом лужного металу, передає свій валентний електрон атому Гідрогену, оскільки енергія йонізації атома Калію менша, ніж у атома Натрію (зростає атомний радіус), то у випадку взаємодії калію з водою реакція відбувається швидше.

2. Вплив концентрації речовин, що реагують:

Вплив цього фактора регламентується законом діючих мас: **швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій речовин, що реагують (з урахуванням стехіо-метричних коефіцієнтів рівняння реакції).** Для рівняння (6.1) маємо: $V_{\text{х.р.}} = k[A]^a \cdot [B]^b$.

Коефіцієнт пропорційності k називається константою швидкості. Фізичний зміст його стає зрозумілим, якщо прийняти $[A]^a \cdot [B]^b = 1$, тоді $V = k$.

k – залежить від природи речовин, що реагують, та температури, але не залежить від концентрації речовин.

3. Вплив температури. Енергія активації.

Швидкість хімічної реакції суттєво залежить від температури. У відповідності до емпіричного **правила Вант-Гоффа при підвищенні температури на кожні 10° швидкість реакції зростає в 2-4 рази**

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k_2}{k_1} = \frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \text{ де}$$

V – швидкість реакції;

k – константа швидкості реакції;

t – час протікання реакції;

T – температура;

γ – температурний коефіцієнт реакції,

(індексом 1 позначено параметри, що відповідають нижчій температурі, індексом 2 – вищій температурі).

На перший погляд може здатись, що залежність швидкості реакції від температури обумовлена збільшенням числа зіткнень частинок, що реагують. Проте слід пам'ятати, що не кожне зіткнення приводить до хімічної взаємодії.

Молекули повинні володіти певним запасом енергії для здійснення взаємодії між собою. **Мінімальна енергія, якої достатньо для того, щоб молекула вступила у реакцію, називається енергією активації (E_a).** Отже, швидкість хімічної реакції визначається не загальним числом частинок, а числом частинок, які володіють енергією активації, так званих активних частинок.

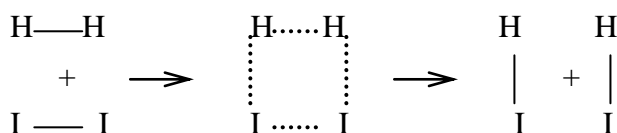
Число активних частинок, а отже, і швидкість реакції, зростають із підвищенням температури за експоненційною залежністю:

$$K = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{або} \quad \ln k = \ln A - E_a / RT, \text{ де}$$

k – константа швидкості реакції; R – універсальна газова стала;

T – температура; A – передекспоненційний множник.

Фундаментальним поняттям у теорії елементарних хімічних процесів є поняття про **активний комплекс**. При хімічній взаємодії, наприклад, H_2 і I_2 повинні розірватись зв'язки $H-H$ і $I-I$ і утворитися зв'язки $H-I$. У певний момент часу при наближенні активних молекул компонентів, що володіють достатньою енергією для подолання взаємного відштовхування електронних хмар, виникає перехідний комплекс, у якому одні зв'язки не повністю розірвалися, а інші вже почали формуватись. Такий збуджений нестабільний асоціат називається активним комплексом. Утворення активного комплексу можна зобразити схемою:



Квантовомеханічні розрахунки показали, що протікання реакції через утворення активного комплексу, енергетично вигідніше, ніж виникнення нових зв'язків після повної дисоціації вихідних компонентів (рис. 6.1).

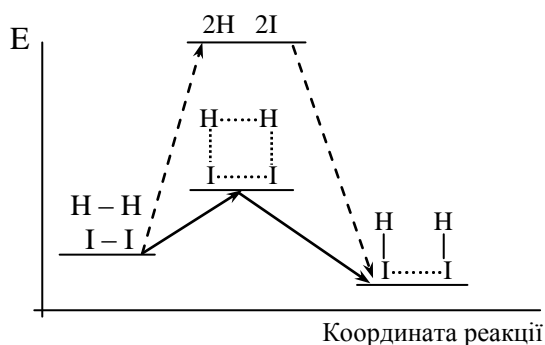
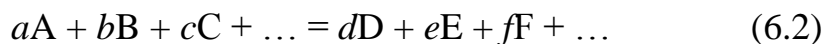


Рис. 6.1. Енергетична діаграма взаємодії $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$

6.2. Молекулярність і порядок реакції

Важливими поняттями в хімічній кінетиці є молекулярність і порядок реакції. Розглянемо гомогенну реакцію, що протікає в газовій фазі за рівнянням:



Число частинок, що беруть участь в елементарному акті реакції, визначає її **молекулярність**. Наприклад, реакції розкладу є мономолекулярними, так як в елементарному акті розкладу задіяна лише одна частинка. Наприклад:



Якщо взаємодія здійснюється за рахунок двох або трьох частинок, то відповідні реакції називаються бімолекулярними і тримолекулярними.

Сума коефіцієнтів лівої частини рівняння (6.2) визначає загальний порядок реакції, а самі коефіцієнти визначають порядок реакцій за кожним компонентом. У відповідності до даного визначення реакцією першого порядку називається реакція, швидкість якої описується виразом:

$$V_{x.p.} = k[\text{A}] .$$

Для реакції другого порядку можливі два вирази, що відображають залежність швидкості реакції від концентрації:

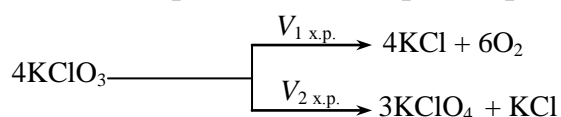
$$V = k[\text{A}]^2 ; \quad V = k[\text{A}][\text{B}]$$

Аналогічно для реакцій третього порядку можна розглядати три випадки: $V = k[\text{A}]^3$; $V = k[\text{A}]^2[\text{B}]$; $V = k[\text{A}][\text{B}][\text{C}]$.

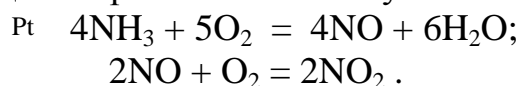
6.3. Складні процеси. Паралельні, послідовні, спряжені та ланцюгові реакції

Складні реакції поділяються на паралельні, послідовні та спряжені. Окремо слід виділити ланцюгові реакції, які слід розглядати як комбінацію трьох попередніх.

Паралельними реакціями називається зв'язана система реакцій, що мають одні й ті ж вихідні речовини, але різні продукти реакції. Наприклад:

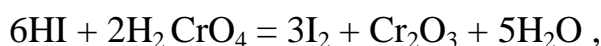


Послідовними реакціями називається зв'язана система реакцій, в яких продукти попередніх стадій витрачаються в наступних. Наприклад:



Спряженими реакціями називається зв'язана система реакцій, в яких одна із реакцій індукує перебіг другої. Наприклад:

Перебіг реакції:



неможливий без процесу:



Зв'язана система складних реакцій, що протікають паралельно, послідовно і спряжено з участю вільних радикалів (атомів, що мають неспарені електрони), називається ланцюговою реакцією. За ланцюговим механізмом розвивається багато процесів горіння, вибуху, окиснення, фотохімічні реакції. Видатна роль у вивченні ланцюгових реакцій належить академіку М.М. Семенову, який сформулював основні закономірності протікання таких реакцій. Основні стадії ланцюгових реакцій такі: зародження ланцюга, продовження ланцюга, розгалуження ланцюга та його обрив.

6.4. Зворотні реакції. Хімічна рівновага

Реакції, які одночасно можуть протікати у двох взаємно протилежних напрямках, називаються зворотними. Наприклад: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, $(\Delta H < 0)$ (6.3)

Швидкість прямої реакції визначається виразом:

$$V_{1 \text{ x.p.}} = \bar{k}_1 [\text{N}_2][\text{H}_2]^3,$$

а швидкість зворотної:

$$V_{2 \text{ x.p.}} = \bar{k}_2 [\text{NH}_3]^2.$$

З часом наступить момент, коли швидкість прямої і зворотної реакцій стануть рівними: $V_1 = V_2$. Такий **стан системи, коли в ній протікають два протилежно напрямлені хімічні процеси з однаковою швидкістю, називається станом хімічної динамічної рівноваги.** Прирівнявши ліві частини, маємо право зрівняти і праві:

$$\bar{k}_1 [\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = \bar{k}_2 [\text{NH}_3]^2, \text{ розділимо рівняння на } k_2[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$$

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{\bar{k}_1}{\bar{k}_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3},$$

відношення констант $\frac{\bar{k}_1}{\bar{k}_2}$ є величиною сталою; це відношення теж є

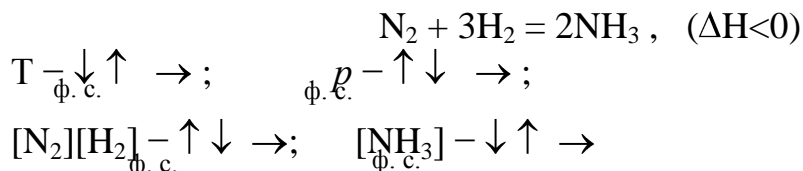
константою, яку називають константою рівноваги.

Для реакції загального виду (6.2) константа рівноваги записується так:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[E]^e [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots},$$

де чисельник – добуток молярних концентрацій продуктів реакції у степенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам, а знаменник – добуток молярних концентрацій вихідних речовин, у степенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам. Стан хімічної рівноваги залежить від цілого ряду факторів, основні з яких є: температура, тиск та концентрація компонентів. Зміна, принаймні, одного фактора призводить до зміщення рівноваги.

Вплив різних факторів на стан рівноваги якісно описується принципом зміщення рівноваги Ле Шател'є, який він сформулював у 1884 році. Згідно цього принципу **будь-який зовнішній вплив на систему, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, призводить до посилення процесів, що протидіють цьому втручанню**. Практичне використання принципу зміщення рівноваги можна показати на прикладі синтезу амоніаку (6.3). ця реакція екзотермічна і протікає із зменшенням кількості газових об'ємів. Синтез амоніаку йтиме повніше за умов зниження температури, підвищення тиску, збільшення концентрацій вихідних речовин і зменшення концентрації продуктів реакції:

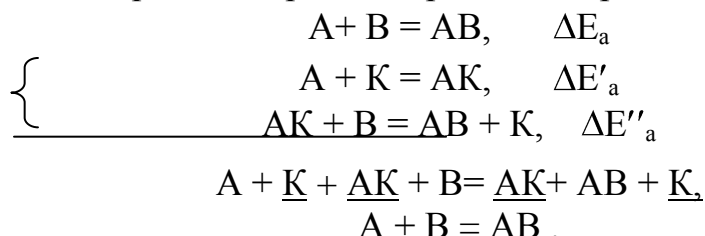


*ф. – дія фактора; с. – дія системи

6.5. Поняття про каталіз

Каталізом називається явище зміни швидкості реакції під дією незначних добавок специфічних речовин, кількість яких в ході реакції не змінюється.

Нехай є необхідність провести процес за рівнянням реакції: $A + B = AB$, тоді



За умови $\Delta E'_a + \Delta E''_a < \Delta E_a$ має місце позитивний каталіз і реакція відбувається із значно більшою швидкістю в порівнянні з безкаталітичним процесом (рис. 6.2).

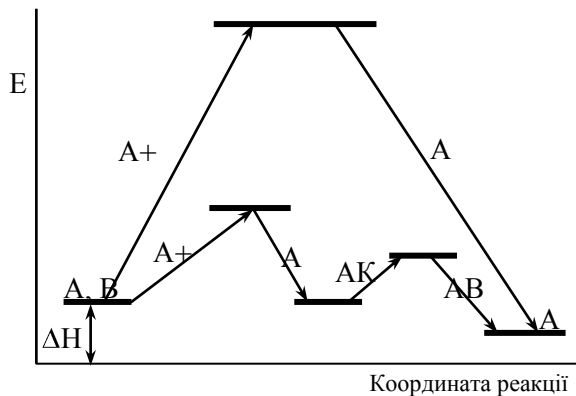


Рис. 6.2 Енергетична діаграма дії каталізатора

Як і всі реакції, каталітичні реакції поділяються на гомогенні та гетерогенні. При гомогенному каталізі всі взаємодії, включаючи і проміжні стадії протікають в однорідному середовищі (газ або рідина). При гетерогенному каталізі каталізатор і речовини, що реагують, знаходяться в різних фазах і каталітична реакція протікає на межі розділу фаз. При цьому каталізатор, як правило, буває твердим і на його поверхні проходять всі проміжні процеси.

Запитання для самоконтролю

1. Що треба розуміти під швидкістю хімічної реакції ?
2. Як впливає на швидкість хімічної реакції природа речовин ?
3. Поясніть суть закону діючих мас. У чому полягає фізичний зміст константи швидкості реакції, від яких параметрів залежить ця стала ?
4. Яка залежність швидкості реакції від температури ?
5. Що таке активний комплекс ? На якому етапі реакції він виникає ?
6. У чому полягає відмінність між молярністю та порядком хімічної реакції ?
7. Наведіть приклади паралельних, послідовних, спряжених реакцій. У чому полягає особливість їх протікання ?
8. Які основні стадії мають ланцюгові реакції ?
9. У який бік зміститься хімічна рівновага зворотної екзотермічної реакції при підвищенні температури ?
10. Реакція відбувається із збільшенням кількості газових об'ємів. Як необхідно змінити тиск для зміщення хімічної рівноваги вправо ?
11. Як впливає на зміщення хімічної рівноваги реакції відведення кінцевих продуктів ?
12. Чи можна назвати реакцію каталітичною, якщо при введенні у реакційну систему деякої речовини, швидкість реакції уповільнюється ?
13. Певна реакція відбувається з участю каталізатора та без нього. В якому випадку енергія активації має більше значення ?

14. У якому агрегатному стані можуть знаходитись речовини, що беруть участь в гомогенному та гетерогенному каталітичних процесах ?

Вправи та задачі з розв'язками

1. Процес каталітичного окиснення сульфур (IV) оксиду відбувається на твердому каталізаторі БАВ за таким рівнянням:



Необхідно:

- у відповідності до принципу Ле Шател'є вказати, як треба змінити температуру, тиск, концентрацію вихідних і кінцевих речовин для зміщення хімічної рівноваги вправо;
- розрахувати у скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні концентрації вихідних речовин у 3 рази та при підвищенні температури на 60°C (температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3);
- визначити початкові концентрації за відомими рівно-важними молярними концентраціями ($[\text{SO}_3]_{\text{рівн.}} = 0,3$; $[\text{O}_2]_{\text{рівн.}} = 0,4$; $[\text{SO}_2]_{\text{рівн.}} = 0,2$) та розрахувати константу рівноваги реакції, її швидкість у початковий момент, якщо константа швидкості при заданій температурі дорівнює 0,75.
- вказати до якого типу каталітичних процесів відноситься зазначений приклад.

Розв'язок:

- Для зміщення рівноваги хімічної реакції вправо необхідно температуру знизити (посилиється екзотермічний процес), тиск підвищити (рівновага зміщується у бік меншої кількості моль газуватих речовин), концентрацію вихідних речовин збільшувати (система посилює процес їх перетворення), кінцеві речовини відводити (це приводить до їх інтенсивного утворення).
- Вплив концентрації на швидкість реакції регламентується законом діючих мас:

До підвищення концентрації швидкість хімічної реакції у відповідності із законом діючих мас обчислюється за такою формулою:

$$V_{1 \text{ х.р.}} = k[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2];$$

після підвищення концентрації швидкість хімічної реакції обчислюється за такою формулою:

$$V_{2 \text{ х.р.}} = k(3[\text{SO}_2])^2 \cdot (3[\text{O}_2]).$$

У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції після підвищення концентрації початкових речовин ?

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k(3[SO_2])^2 \cdot (3[O_2])}{k[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{k \cdot 3^2 ([SO_2])^2 \cdot (3[O_2])}{k[SO_2]^2 \cdot [O_2]} =$$

= 27 раз .

У відповідності до правила Вант-Гоффа при підвищенні температури швидкість збільшується:

$$\frac{T_2 - T_1}{10} = \frac{60}{10} \quad \frac{V_1}{V_2} = \gamma = 3 = 3^6 = 729 \text{ (разів)}$$

У випадку, коли ці два фактори діють паралельно, швидкість зростає у:

$$27 \cdot 729 = 19\,683 \text{ (рази)}$$

в) Виходячи з того, що у початковий момент реакції концентрація продуктів реакції дорівнює нулю, заповнюємо таблицю:

Речовини	SO ₂	O ₂	SO ₃
Концентрації			
Початкові	0,5	0,5	0
Зміни у ході Реакції	-0,2	-0,1	+0,2
Рівноважні	0,3	0,4	0,2

$$K_{р\text{івн.}} = \frac{[SO_3]_{р\text{івн.}}^2}{[SO_2]_{р\text{івн.}}^2 \cdot [O_2]_{р\text{івн.}}} = \frac{0,2^2}{0,3^2 \cdot 0,4} = 1,1111$$

$$V_{п\text{оч.}} = k [SO_2]_{п\text{оч.}}^2 \cdot [O_2]_{п\text{оч.}} = 0,75 \cdot 0,5^2 \cdot 0,5 = 0,094$$

г) Процес є гетерогенним каталітичним.

Тема 7

РОЗЧИНИ

Протягом тривалого періоду розвитку хімії основними об'єктами дослідження були речовини постійного складу. Фази, що не підлягали стехіометричним законам і володіли змінним складом у межах класичної хімії не розглядалися.

Дисперсні системи за характером агрегатного стану поділяються на газуваті, рідкі та тверді, а за ступенем дисперсності (подрібненості) – на грубодисперсні, колоїди і справжні розчини.

Грубодисперсні частинки мають розміри порядку 1 мкм і більше. Такі частинки зберігають всі властивості фази. Тому грубодисперсні частинки слід розглядати як гетерогенні системи. Характерна ознака грубодисперсних частинок – нестабільність в часі. Вони розшаровуються, причому диспергована фаза може випадати в осад або спливати в залежності від співвідношення питомих ваг. Прикладом грубодисперсних частинок можуть слугувати туман (рідина в газі), дим (тверда фаза в газі), суспензії (тверда фаза в рідині), емульсії (рідина в рідині), піни (газ в рідині).

Колоїдні системи мають розміри часточок від 400-300 нм до 1 нм. Такі частинки непомітні неозброєним оком і навіть за допомогою оптичного мікроскопу. Колоїдні частинки можна розглядати як мікрогетерогенні системи.

При утворенні **справжнього розчину** речовина, що розподілена в середовищі, диспергована до атомарного та молекулярного розмірів.

Розчини – це гомогенні системи змінного складу, в яких структурні елементи розчиненої речовини рівномірно розподілені між молекулами розчинника. Розчини – це, як мінімум, двохкомпонентні системи. Розчинником вважають компонент, який за даних умов знаходиться в такому ж агрегатному стані, що й розчин. Це суттєво лише тоді, коли речовина, що розчиняється, знаходиться в іншому агрегатному стані, ніж розчин. Якщо речовини, що утворюють розчин, знаходяться в одному агрегатному стані, то поняття розчинник і розчинена речовина досить умовне. Як правило, розчинником вважають компонент, якого в розчині більше.

Таблиця 7.1

Класифікація корпускулярнодисперсійних систем за ступенем дисперсності

Система	Діаметр частинок, см	Число атомів в одній частинці
Грубодисперсна	$1 - 10^{-5}$	$> 10^9$
Колоїдна	$1 - 10^{-7}$	$10^3 - 10^9$
Справжній розчин	$1 - 10^{-8}$	$< 10^3$

7.1. Способи вираження концентрації розчинів

1. **Масова частка розчиненої речовини** w (дубль-ве) – це відношення маси даного компонента X , що міститься в розчині, до загальної маси розчину. Масова частка розчиненої речовини розраховується за формулою:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(X \cdot \text{розч.})} .$$

Одиниця вимірювання відносна. Дозволяється виражати масову частку в частках одиниці та процентах.

2. **Молярна частка розчиненої речовини** χ (капа) – це відношення кількості речовини компонента $n(X)$ (у молях), що міститься в даній системі, до загальної кількості речовин у розчині (в молях). Молярна частка розчиненої речовини обчислюється за такою формулою:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y) + \dots} .$$

Одиниця вимірювання відносна. Дозволяється виражати молярну частку в частках одиниці та процентах.

3. **Об'ємна частка розчиненої речовини** φ (фі) – це відношення об'єму компонента X , що міститься в розчині, до загального об'єму розчину. Об'ємна частка розчиненої речовини обчислюється за формулою:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(X) + V(Y) + \dots} .$$

Одиниця вимірювання відносна. Дозволяється виражати об'ємну частку в частках одиниці та у відсотках.

4. **Молярна концентрація** c (це) – це відношення кількості речовини X (у молях), що міститься в розчині, до об'єму V цього розчину. У системі СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м³, а для практичного використання – моль/дм³. Молярна концентрація речовини у розчині обчислюється за такою формулою:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(X \cdot \text{розч.})} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(X \cdot \text{розч.})} .$$

Одиниця вимірювання – моль/дм³.

5. **Молярна концентрація еквівалентів речовини** $c(f_{\text{екв.}}(X) X)$ – це відношення кількості еквівалента речовини у розчині до об'єму цього розчину. Молярна концентрація еквівалентів речовини обчислюється за формулою:

$$c(f_{\text{екв.}}(X) X) = \frac{n(f_{\text{екв.}}(X) X)}{V(X \cdot \text{розч.})} = \frac{m(X)}{M(f_{\text{екв.}}(X) X) V(X \cdot \text{розч.})} .$$

Одиниця вимірювання – моль/дм³.

6. **Моляльність** (b) розчиненої речовини X у розчині – це відношення кількості розчиненої речовини X (у молях) до маси розчинника (Y) (в кг). Моляльність розчиненої речовини у розчині обчислюється за такою формулою:

$$b(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} .$$

Одиниця вимірювання – моль/кг.

7. Масова концентрація P – це відношення маси компонента X (кг), що міститься в розчині, до об'єму розчину. Масова концентрація речовини у розчині обчислюється за такою формулою:

$$P(X) = \frac{m(X)}{V(X \cdot \text{розч.})}$$

Одиниця вимірювання – кг/м^3 , кг/дм^3 , кг/см^3 .

7.2. Процес утворення розчинів

Процес розчинення є складним фізико-хімічним явищем, який не можна подати у вигляді простої фізичної моделі, – статистичним розподілом розчиненої речовини в розчиннику. Процес розчинення супроводжується тепловим ефектом, зміною об'єму, забарвлення:



біла безбарвна блакитна

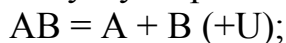
Усі ці факти вказують на зміну хімічної природи компонентів розчину в процесі його утворення. Проміжні сполуки, що утворюються в розчинах між молекулами розчинника і частинками розчиненої речовини, називаються сольватами. Для водних розчинів такі сполуки називаються гідратами. Деякі проміжні сполуки – гідрати – настільки міцні, що при видаленні розчиненої речовини з розчину, вони входять до складу кристалу в хімічно зв'язаному вигляді. Такі кристалічні сполуки називаються кристалогідратами. Наприклад: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо.

Енергетичні співвідношення при утворенні розчинів з врахуванням хімічної взаємодії можна розглянути із застосуванням закону Гесса на прикладі реакції типу:

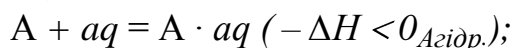
$$AB = 2aq = A \cdot aq + B \cdot aq, \quad (\Delta H_{\text{розчин.}}).$$

Стадії:

1) атомізація сполуки AB з поглинанням енергії атомізації (ендотермічний процес), або ж розрив міжмолекулярних зв'язків, якщо відбувається розчинення молекулярного кристалу; або ж поглинання “енергії йонізації”, якщо відбувається розчинення електроліту з утворенням вільних йонів):



2) гідратація A з утворенням аквакомплексу з виділенням енергії гідратації $\Delta H_{A\text{гiдр.}}$ (екзотермічний процес):



3) гідратація B з утворенням аквакомплексу з виділенням енергії гідратації $\Delta H_{B\text{гiдр.}}$ (екзотермічний процес):



Сумуючи теплові ефекти всіх трьох рівнянь отримаємо:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = U - (\Delta H_{A\text{гiдр.}} + \Delta H_{B\text{гiдр.}}).$$

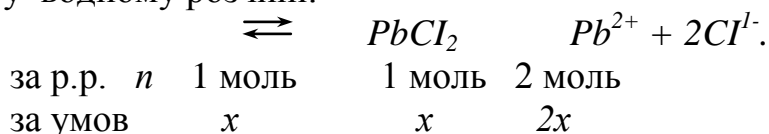
Знак теплового ефекту при розчиненні визначається співвідношенням суми енергій гідратації та енергії атомізації (руйнування кристалічної ґратки) і може бути більшим, меншим і рівним нулю.

Розчин, в якому за даних умов неможливе дальше розчинення речовини, називається насиченим. Насичений розчин – це такий, в якому встановилася динамічна рівновага між розчином і розчиненою речовиною. Концентрація насиченого розчину визначає розчинність речовини при даній температурі. Розчини з меншою концентрацією називаються ненасиченими.

7.3. Добуток розчинності

Для твердих речовин характерна різна розчинність у воді. Абсолютно нерозчинних речовин у природі не існує (навіть метали розчиняються).

Розглянемо рівновагу між твердим осадом важкорозчинної солі та її йонами у водному розчині:



Константа рівноваги має вигляд:

$$K_{\text{ривн.}} = \frac{c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{Cl}^{-})^2}{c(\text{PbCl}_2)}$$

Концентрація твердої фази плумбум(II) хлориду є величина стала; математично перенесемо її з під знаку дроби в ліву частину рівняння. Добуток двох сталих величин ($K_{\text{ривн.}} \cdot c(\text{PbCl}_2)$) є величина стала; він дорівнює добутку молярних концентрацій йонів у насиченому розчині і називається добутком розчинності (ДР(X)):

$$\text{ДР}(\text{PbCl}_2) = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{Cl}^{-})^2 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3$$

За величиною ДР, взятої із довідника, встановлюється молярна концентрація речовини. Знаючи останню, можна розрахувати розчинність речовини в насиченому розчині (масову концентрацію $P(\text{PbCl}_2)$).

З довідника: $\text{ДР}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$. Тоді:

$$4x^3 = 1,6 \cdot 10^{-5} = 16 \cdot 10^{-6};$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{16 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

$1,6 \cdot 10^{-2}$ моль речовини плумбум(II) хлориду розчинено в 1 дм³ розчину. Розчинність солі (г/дм³) буде дорівнювати:

$$P(\text{PbCl}_2) = c(\text{PbCl}_2) \cdot M(\text{PbCl}_2)$$

$$P(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3 \cdot 278 \text{ г/моль} = 4,45 \text{ г/дм}^3.$$

Речовина плумбум(II) хлорид масою 4,45 г розчинена в 1 дм³ розчину.

7.4. Вплив різноманітних факторів на розчинність речовин

Розчинення твердої речовини у воді:

- природа речовини, що розчиняється;
- між розчинністю твердих та рідких речовин і температурою за якої здійснюється розчинення, існує неоднозначна залежність (у відповідності до

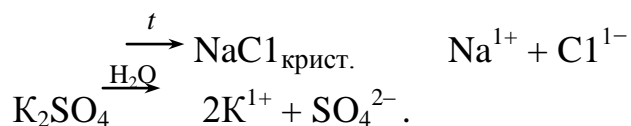
- принципу Ле Шател'є): речовини, що розчиняється екзотермічно, при підвищенні температури знижують свою розчинність, тоді як ендотермічно розчинні речовини при збільшенні температури розчиняються більшою мірою.
- в) тиск впливає на розчинність твердої та рідкої речовини у воді несуттєво;
- г) введення однорідного йону призводить до зменшення розчинності, так як швидше досягається добуток розчинності даної речовини;
- д) введення інших йонів призводить до збільшення розчинності, так як зростає йонна сила розчину (сольовий ефект).

Розчинення газуватої речовини:

- а) при збільшенні тиску розчинність зростає у відповідності до закону Генрі: розчинність легкої речовини прямо пропорційна її парціальному тиску;
- б) при підвищенні температури розчинність зменшується.

7.5. Теорія електролітичної дисоціації

Розпад електроліту на йони під дією полярних молекул розчинника або високої температури називається процесом електролітичної дисоціації (йонізації).



Однією з кількісних характеристик процесу електролітичної дисоціації (йонізації) є ступінь дисоціації (α – альфа).

Ступінь дисоціації – це відношення числа N молекул, що розпалися на йони до загального числа $N_{\text{заг}}$ розчинених молекул речовини:

$$\alpha = \frac{N(X)_{\text{дис.}}}{N(X)_{\text{заг.}}}, \quad \text{або} \quad \alpha = \frac{n(X)_{\text{дис.}}}{n(X)_{\text{заг.}}} = \frac{c(X)_{\text{дис.}}}{c(X)_{\text{заг.}}}$$

Якщо $\alpha > 0,3$, то такий електроліт вважається сильним, а якщо $\alpha < 0,3$ – слабким.

Ступінь дисоціації залежить від:

- 1) природи розчинника: чим більш полярна молекула розчинника, тим вищий ступінь йонізації (дисоціації) речовини, що розчиняється;
- 2) температури – вплив температури можна оцінити за принципом Ле Шател'є: якщо електролітична дисоціація – ендотермічний процес, то з підвищенням температури ступінь йонізації зростає, а при зниженні – падає.
- 3) концентрації розчину: чим менша концентрація речовини в розчині, тим більший ступінь дисоціації речовини в ньому.

Нехай дана важкорозчинна речовина KatAn з певною молярною концентрацією ($c(X)$) та певним ступенем йонізації (дисоціації) ($\alpha(X)$).

У воді відбувається процес йонізації (дисоціації):



за р.р. n 1 моль 1 моль 1 моль
рівноважна c $c - \alpha c$ αc αc

$$\text{Тоді: } K_{\text{йон.}} = \frac{c(\text{Kat}^{1+}) \cdot c(\text{An}^{1-})}{c(\text{KatAn})} = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c - \alpha c} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

У разі слабкого електроліту $\alpha \ll 1$, тоді знаменник наближається до одиниці. Формула набуває вигляду:

$$K_{\text{йон.}} = c\alpha^2.$$

Зазначене співвідношення називається законом розбавлення Оствальда.

7.6. Поняття про сильні електроліти.

Активність

У сильних електролітів ступінь дисоціації високий, що призводить до накопичення в розчині великої кількості йонів, а це в свою чергу викликає взаємодію протилежно заряджених йонів. При цьому йони підходять один до одного на близьку відстань і утворюють, так звану, йонну пару – складний агрегат, що утворений із двох протилежно заряджених йонів, які оточені молекулами розчинника. Такий процес називається асоціацією; він призводить до того, що реальна концентрація йонів у розчині зменшується.

У 1917 році Льюїс увів формальне уявлення про ефективну концентрацію – активність. Активність зв'язана з дійсною концентрацією розчиненої речовини таким співвідношенням:

$$a = f \cdot c(X),$$

де a – активність, $c(X)$ – молярна концентрація речовини, f – коефіцієнт активності, який можна визначити за довідником або попередньо знайшовши йонну силу розчину (μ), яка дорівнює напівсумі добутків концентрації кожного йону на квадрат його заряду:

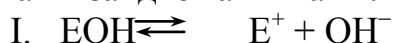
$$\mu = 0,5(c_1 \cdot z_1^2 + c_2 \cdot z_2^2 + \dots + c_n \cdot z_n^2)$$

$$\lg f = -0,509 z_1 \cdot z_2 \dots z_n \sqrt{\mu}$$

7.7. Визначення сили кислот і основ.

Схема Косселя

Характер електролітичної дисоціації гідроксидів загальної формули сполуки ЕОН залежить від порівняння міцності зв'язків Е–О та О–Н і може протікати за двома типами:



При співвідношенні сили основних гідроксидів мова йде про міцність зв'язку I-го типу, а при оцінці сили кислотних гідроксидів розглядається міцність зв'язку II-го типу. Суть схеми Косселя полягає в застосуванні до частинок, що утворилися внаслідок процесу дисоціації, закону Кулона:

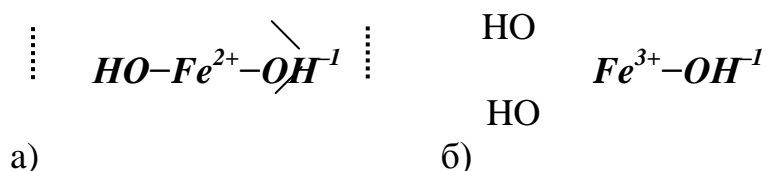
$$F = k \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}, \text{ де}$$

F – сила взаємодії; q – заряд частинок;

r – відстань між частинками; k – коефіцієнт пропорційності

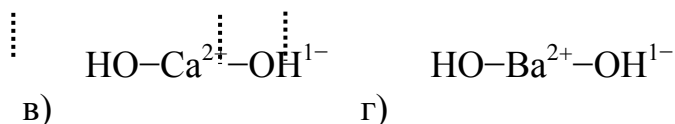
I тип розриву зв'язків (визначення сили основи).

Між центральним атомом і гідроксильною групою, що дисоціює, виникає сила притягання. Наприклад:



У випадку а) і б) відстань між атомами заліза і гідроксильною групою однакова, тому, враховуючи значення зарядів, на центральному атомі, констатуємо, що сила притягання у випадку б) більша. Отже, основні властивості у $\text{Fe}(\text{OH})_3$ виражені слабше.

У випадку, коли основи відрізняються між собою радіусами центральних атомів:

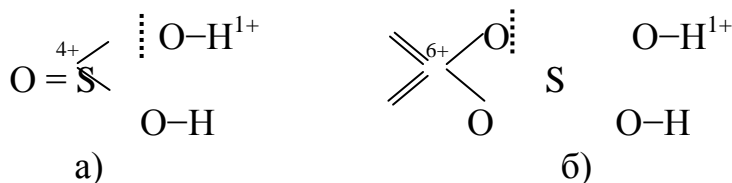


сила притягання між частинками буде більшою там, де менший радіус, тобто у випадку в). Тому сильнішою основою буде $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Отже, **сильнішою основою є сполука, у якої менший ступінь окиснення та більший радіус центрального атома.**

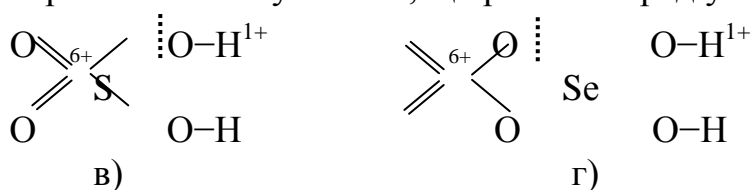
II тип розриву зв'язків (визначення сили кислот).

Між центральним атомом і Гідроген-іоном кислоти, що дисоціює, виникає сила відштовхування (бо заряджені ці частинки однаково). Наприклад:



У випадку а) і б) відстань між атомами Сульфуру та Гідрогену однакова. Тому силу відштовхування визначає величина умовного заряду на атомі Сульфуру. Звідси висновок: сильнішою буде кислота з більшим зарядом на атомі Сульфуру, тобто сульфатна кислота H_2SO_4 (б).

Порівнюючи силу кислот, що різняться радіусами центральних атомів,



констатуємо, що сильнішою буде та кислота, що має менший радіус центрального атома, а тому сильнішою є H_2SO_4 (в). Отже, **сильнішою кислотою є сполука, у якої більший умовний заряд на центральному атомі та менший його радіус.**

7.8. Водневий показник рН.

Індикатори

Вода, як слабкий електроліт, незначною мірою дисоціює на йони, що знаходяться в рівновазі з недисоційованими молекулами:



Константа йонізації (дисоціації) води:

$$K_{\text{йон.}} = \frac{c(\text{H}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-})}{c(\text{H}_2\text{O})}$$

може бути визначена за електролітичною провідністю, і при 22°C вона дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$.

Оскільки вода дуже слабкий електроліт, то рівноважна молярна концентрація недисоційованих молекул може бути прийнята рівною загальній кількості молей води в 1 дм³, тобто

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ г/дм}^3}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль/дм}^3.$$

Тоді $K_{\text{йон.}}(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-}) = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$.

Величина $c(\text{H}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-}) = 10^{-14} = K_w$ називається **йонним добутком води**.

Оскільки $c(\text{H}^{1+}) = c(\text{OH}^{1-})$, то:

$$c(\text{H}^{1+}) = c(\text{OH}^{1-}) = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

Практично характеризувати кислотність середовища за концентрацією Гідроген-іонів незручно, тому використовують величину від'ємного десяткового логарифму молярної концентрації Гідроген-іонів, яку називають **водневим показником рН**: $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^{1+})$

Тоді для нейтрального середовища $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$, для кислого середовища – $\text{pH} < 7$, для лужного – $\text{pH} > 7$. Аналогічним чином реакція середовища може бути охарактеризована гідроксидним показником рОН: $\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^{1-})$.

Очевидно, що $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, тобто $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w$.

Для визначення рН середовища водного розчину використовують кислотно-основні індикатори, що являють собою слабкі органічні кислоти та основи, які мають різне забарвлення в дисоційованій і молекулярній формах. У якій з форм буде перебувати індикатор у розчині, зумовлюється кислотністю середовища. Зміна забарвлення найбільш поширених індикаторів подана у табл. 7.1.

Таблиця 7.1.

Забарвлення деяких індикаторів у різних середовищах

Середовище Індикатор	рН<7 кисле середовище рОН>7	рН=7 нейтральне середовище рОН=7	рН>7 лужне середовище рОН<7
метиловий оранжевий	червоний	оранжевий	жовтий
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
Лакмус	червоний	фіолетовий	синій
універсальний індикатор (паперовий)	червоно- малиновий	жовтий	синьо- зелений

Запитання для самоконтролю

1. Чим відрізняються між собою грубодисперсні частинки, колоїди та справжні розчини ?
2. Які є способи вираження концентрації розчинів ?
3. Запишіть математичні вирази для визначення масової частки, молярної концентрації та молярної концентрації еквівалентів розчиненої речовини.
4. Наведіть докази того, що процес розчинення є фізико-хімічним явищем, а не простим перерозподілом частинок.
5. Назвіть стадії процесу розчинення та теплові ефекти, якими вони супроводжуються.
6. Що таке добуток розчинності та як за його величиною встановити розчинність речовини (г/дм^3) у насиченому розчині ?
7. Як залежить розчинність кристалічної речовини у воді від температури, тиску, присутності однойменних та інших йонів у розчині ?
8. Як впливають на розчинність газуватих речовин у воді зміна тиску та температури ?
9. Що таке процес електролітичної дисоціації? Під дією яких чинників він здійснюється ?
10. Що таке ступінь дисоціації слабких електролітів ? Виведіть математичний вираз закону розбавлення Оствальда.
11. Чим відрізняється активність від істинної концентрації розчину ? Чим обумовлена відмінність цих величин ?
12. Як залежить сила основи від радіусу та умовного заряду центрального атома ?
13. Як залежить сила кислоти від радіусу та умовного заряду центрального атома ?
14. Що таке водневий показник рН ? Чому рН нейтрального розчину рівний 7 ?
15. Як зв'язані між собою величини рН і рОН ?
16. Чому індикатори змінюють своє забарвлення в залежності від кислотності середовища ?
17. Як індикатори змінюють своє забарвлення у водних розчинах з різною кислотністю ?

Задачі з розв'язками

1. Яку масу води необхідно додати до розчину масою 80 г з масовою часткою речовини натрій хлориду 50%, щоб одержати розчин з масовою часткою натрій хлориду 20% ?

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 80 \text{ г}$$

$$w_1(\%)(\text{NaCl}) = 50$$

$$w_2(\%)(\text{NaCl}) = 20$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язок:

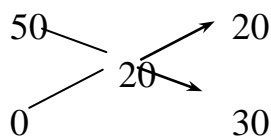
Масова частка речовини натрій хлориду

у чистій воді дорівнює 0%.

1. Яку масу води треба додати до розчину ?

Концентрацію вихідних розчинів запи-

суємо в лівому стовпчику. У другому (по центру) вказуємо концентрацію розчину, яку треба одержати (кінцеву). Різницю між вихідними концентраціями і кінцевою записуємо в третьому стовпчику, в напрямку діаголей, що перетинаються:



Одержані числа (20 і 30) вказують на співвідношення за масою, в якому повинні бути змішані вихідні розчини:

$$20 \text{ г (50\%)} \text{ --- } 30 \text{ г (0\%, тобто води)} \text{ або } 2 : 3.$$

Складаємо пропорцію і знаходимо з неї масу води, яку треба долити до розчину солі даної маси:

$$\begin{array}{ccc}
 & 20 \text{ г (50\%)} & 30 \text{ г (H}_2\text{O)} \\
 80 \text{ г} & & x \text{ г} \\
 20 : 80 = 30 : x & \rightarrow & x = \frac{80 \cdot 30}{20} = 120 \text{ (г)}.
 \end{array}$$

Так як густина води становить 1 г/см^3 , то до даного розчину треба долити води об'ємом 120 см^3 , відміряного мірним циліндром.

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = 120 \text{ г}$.

2. Яка молярна концентрація еквівалентів речовини сульфатної кислоти H_2SO_4 , якщо масова частка речовини в розчині дорівнює 20%, а густина такого розчину становить $1,14 \text{ г/см}^3$?

Дано:	Розв'язок:
$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,20$	1. Яка маса речовини H_2SO_4 міститься в 1 дм^3 такого розчину?
$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) = 1,14 \text{ г/см}^3$	$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})}{V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})} \rightarrow$
$c(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = ?$	

$$\rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) = \rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.});$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})},$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})} \rightarrow$$

$$\rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4) = w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.}),$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,20 \cdot 1,14 \cdot 1000 = 228 \text{ (г)}.$$

2. Яка молярна маса еквівалента сульфатної кислоти H_2SO_4 ?

$$M(f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4),$$

$$M(f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ (г/моль)}.$$

3. Яка молярна концентрація еквівалента речовини сульфатної кислоти H_2SO_4 у даному розчині?

$$c(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})}, \text{ так як}$$

$$n(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4)}, \text{ то}$$

$$c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{розч.})},$$

$$c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{228 \text{ г}}{49 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ дм}^3} = 4,65 \text{ моль/дм}^3$$

Відповідь: $c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 4,65 \text{ моль/дм}^3$.

3. Визначити масу солі аргентум хромату Ag_2CrO_4 , що розчинена в 250 см^3 насиченого розчину за температури 25°C , якщо $\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$ за цих умов дорівнює $4 \cdot 10^{-12}$.

Дано:

$V(\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \text{розч.}) = 250 \text{ см}^3$
 $\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4 \cdot 10^{-12}$
 $t^\circ\text{C} = 25^\circ\text{C}$
 $m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = ?$

Розв'язок:

1. Яка молярна концентрація речовини у насиченому розчині ?



за р.р. 1 моль 2 моль 1 моль

за у.з. x $2x$ x

$$\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = c^2(\text{Ag}^{1+}) \cdot c(\text{CrO}_4^{2-})$$

$$\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = (2x)^2 \cdot x = 4x^3$$

$$4 \cdot 10^{-12} = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/дм}^3\text{)}$$

2. Яка маса речовини розчинена в даному об'ємі розчину ?

$$c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = \frac{n(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{V(\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \text{розч.})};$$

$$c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = \frac{m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) \cdot V(\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \text{розч.})}; \rightarrow$$

$$\rightarrow m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) \cdot M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) \cdot V(\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \text{розч.});$$

$$m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot 332 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ г.}$

4. Визначити рН розчину амоній гідроксиду з молярною кон-центрацією речовини $0,02 \text{ моль/дм}^3$ ($K_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Дано:

$c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$
 $K_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ції ?
 рН - ?

Розв'язок:

1. Яка ступінь йонізації (дисоціа-

За законом розбавлення

В. Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH})}{c(\text{NH}_4\text{OH})}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,02}} = \sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = 3 \cdot 10^{-2} .$$

2. Яка молярна концентрація продисоційованих молекул амоній гідроксиду у розчині ?

$$\alpha = \frac{c_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH})}{c_{\text{заг.}}(\text{NH}_4\text{OH})} \rightarrow c_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = \alpha \cdot c_{\text{заг.}}(\text{NH}_4\text{OH}) ,$$

$$c_{\text{йон.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,02 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/дм}^3\text{)}$$

3. Яка молярна концентрація гідроксид-іонів (OH^{1-}) у розчині ?



за р.р. n	1 моль	1 моль
за у.з.	$6 \cdot 10^{-4}$	$6 \cdot 10^{-4}$

4. Який рОН цього розчину ?

$$\text{pOH} = -1g c(\text{OH}^{1-}),$$

$$\text{pOH} = -1g (6 \cdot 10^{-4}) = -(-4 + 0,78) = 3,22 .$$

5. Який рН цього розчину ?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} ,$$

$$\text{pH} = 14 - 3,22 = 10,78 .$$

Відповідь: рН = 10,78 .

Тема 8

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

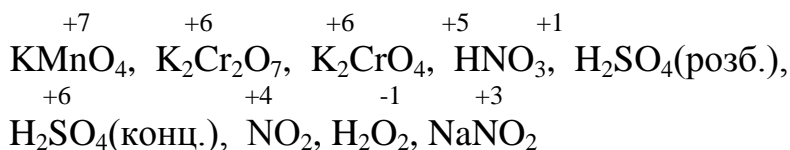
Реакції, що відбуваються із зміною ступеня окиснення як мінімум у двох атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються окисно-відновними.

Або, це реакції, при яких відбувається перехід електронів від одних атомів, молекул або йонів до інших. В окисно-відновних процесах завжди є частинки, що віддають електро-ни, та частинки, що їх приймають.

8.1. Типові окисники

Окисники – це частинки, які приймають електрони; в ході реакції окисники відновлюються, при цьому ступінь окиснення зменшується. Окисниками можуть бути атоми, які мають максимальний або проміжний ступінь окиснення. Максимальний ступінь окиснення визначається номером групи, в якій знаходиться елемент. У всіх простих речовин ступінь окиснення дорівнює нулю. Для неметалічних елементів такий ступінь окиснення є проміжним. Найчастіше типовими окисниками виступають: неметали, катіони металів у вищих ступенях окис-

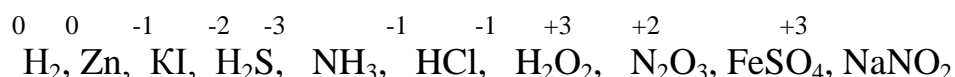
нення,



8.2. Типові відновники

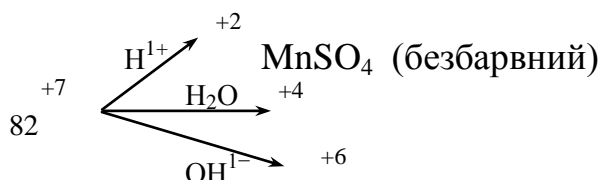
Відновники – це частинки, які віддають електрони; в ході реакції відновники окиснюються, при цьому ступінь окиснення підвищується. Відновниками можуть бути атоми, які мають мінімальний або проміжний ступінь окиснення.

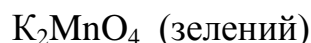
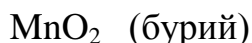
Мінімальний ступінь окиснення визначається за правилом: № групи - 8, в якій знаходиться елемент. Типовими відновниками є: водень, метали, катіони металів у проміжному ступені окиснення, наприклад:



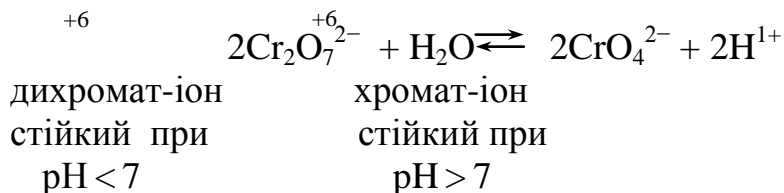
Рекомендуємо запам'ятати:

1. Поводження манганат-іону в різних середовищах:



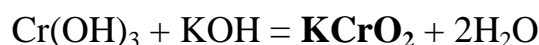
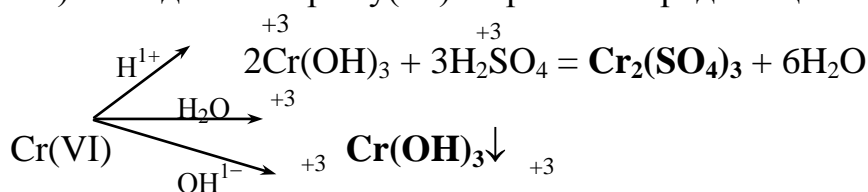


2. а) У розчинах Cr(VI) існує рівновага:

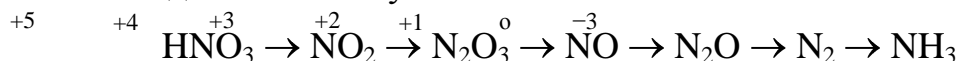


Застосувавши принцип Ле Шательє легко встановити, що в кислому середовищі стійким є $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -іон, у лужному – CrO_4^{2-} .

б) Поводження хрому(VI) в різних середовищах:



3. Нітратна кислота HNO_3 виступає окисником за рахунок NO_3^{1-} -іону, тому при взаємодії HNO_3 з металами водень ніколи не виділяється. HNO_3 може відновлюватись до таких сполук:



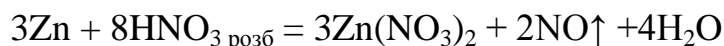
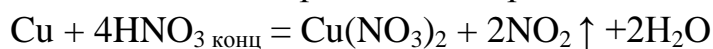
Процес відновлення йде глибше за умов:

а) збільшення активності металу;

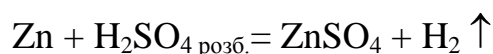
б) збільшення розбавленості кислоти.

Нітратна кислота концентрована пасивує такі метали: залізо, алюміній, хром, а також не вступає у взаємодію з благородними металами.

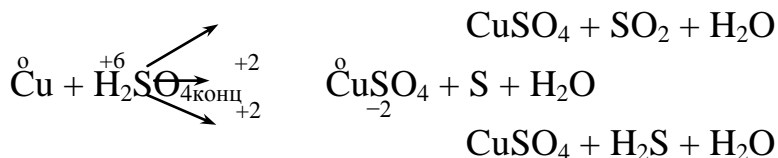
Виходячи з цього розглянемо три типових процеси:



4. Розбавлена сульфатна кислота H_2SO_4 при взаємодії з металами виступає в ролі окисника за рахунок H^{1+} -іонів. Тому така взаємодія можлива лише з металами, що мають негативне значення стандартного окисно-відновного потенціалу, тобто стоять лівіше Гідрогену в “Електрохімічному ряді напруг металів. Реакція протікає за схемою:



Концентрована сульфатна кислота (H_2SO_4) при взаємодії з усіма металами виступає в ролі окисника за рахунок SO_4^{2-} -іону. Процес відбувається у відповідності до наведених схем:



Концентрована сульфатна кислота не реагує з залізом та свинцем.

8.3. Правила запису та урівнювання окисно-відновних реакцій

1. Визначити ступені окиснення атомів, що виконують функції окисника (Ox) і відновника (Red).
2. Записати праву частину рівняння пам'ятаючи, що Ox знижують свій ступінь окиснення, а Red підвищують. Запис правої частини рівняння здійснюють у відповідності до вище вказаних схем.
3. Визначити частину рівняння (ліва чи права), за якою будемо вести урівнювання. Як правило, це та частина, де є подвійна або потрійна кількість атомів Ox або Red. Для реакцій взаємодії кислоти й металу це права частина.
4. Складаємо рівняння атомного балансу, записуючи ту кількість атомів Ox і Red, яка є у вибраній частині рівняння.
5. Складаємо рівняння електронного балансу. За правилом "хреста" визначаємо коефіцієнти рівняння реакції Ox і Red і проставляємо їх у вибрану частину. У разі потреби всі коефіцієнти, що є у рівнянні реакції, можна скоротити.
6. Розставляємо решту коефіцієнтів рівняння реакції в такій послідовності: Ox, Red, решта елементів, Окисген та Гідроген.

Запитання для самоконтролю

1. У чому полягає основна відмінність окисно-відновних реакцій від обмінних ?
2. Що таке ступінь окиснення ?
3. Яким може бути ступінь окиснення окисників і яким він може бути у відновників ?
4. Як за допомогою номеру групи визначається максимальний та мінімальний ступені окиснення елементів ?
5. Наведіть формули типових окисників та відновників ? Визначте ступінь окиснення елемента, що бере участь в електронному обміні.
6. До яких сполук відновлюється калій перманганат KMnO_4 у залежності від середовища.
7. Яких форм набувають сполуки Cr(VI) в кислому та в лужному середовищах. Як пояснити ці перетворення на основі принципу Ле Шател'є ?
8. Що є кінцевим продуктом відновлення Cr(VI) в кислому, нейтральному та в лужному середовищах ?
9. За рахунок чого нітратна кислота HNO_3 виконує свою функцію при окисненні металів ?
10. До яких сполук може відновлюватися HNO_3 ? Від чого залежить глибина відновлення нітратної кислоти ?
11. Якою повинна бути концентрація сульфатної кислоти H_2SO_4 , щоб при взаємодії з алюмінієм виділися водень ?

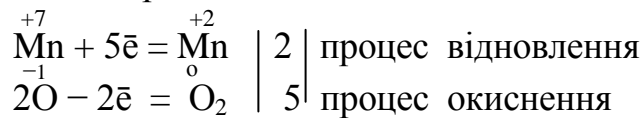
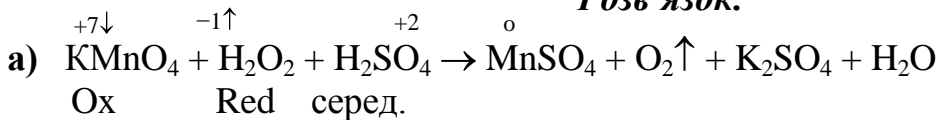
12.3 якими металами вступає в окисно-відновний процес концентрована сульфатна кислота? До чого вона може відновлюватись в ході такого процесу?

Вправи з поясненнями

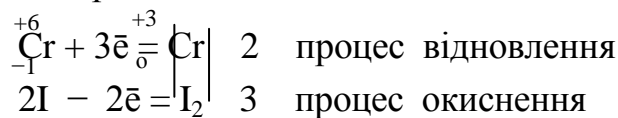
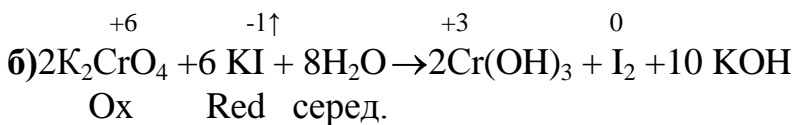
1. Допишіть праву частину окисно-відновного рівняння, методом електронного балансу врівняйте його, вкажіть функції, які виконують речовини в даному процесі:



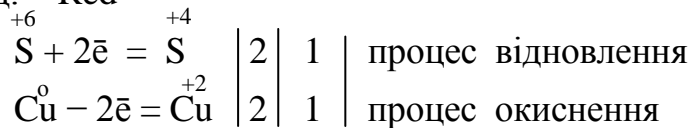
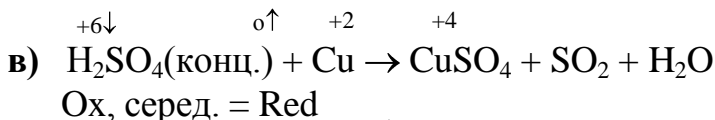
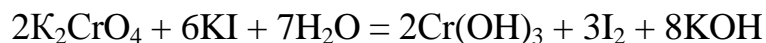
Розв'язок:



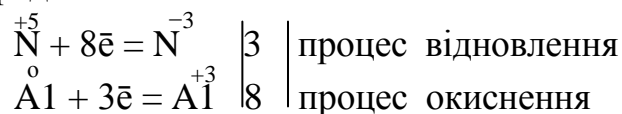
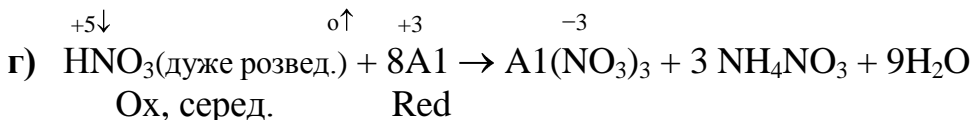
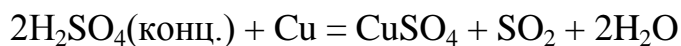
Урівнювання можна вести як за лівою, так і за правою частиною рівняння:



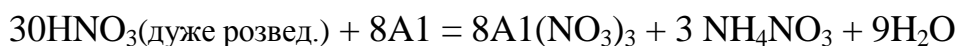
Урівнюємо за правою частиною рівняння:



Урівнювання проводимо за правою частиною:



Урівнювання проводимо за правою частиною:



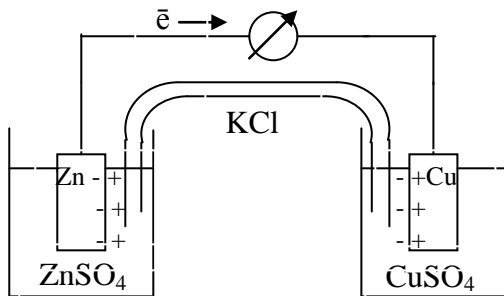
Тема 9

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

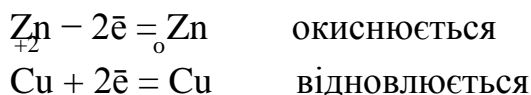
До електрохімічних процесів відносять гальваніку та електроліз. Спільним у цих двох процесів те, що вони є окисно-відновними реакціями.

Гальваніка – це такий окисно-відновний процес, в ході якого за допомогою спеціальних пристроїв енергія самочинної хімічної реакції перетворюється на електричну.

Нехай є два хімічних стакани з розчинами цинк сульфату ($ZnSO_4$) та купрум сульфату ($CuSO_4$). Якщо в розчини занурити електроди виготовлені з однорідних металів, то на них виникнуть певні заряди, обумовлені природою металу: цинковий електрод заряджається негативно, мідний – позитивно. Прилеглий до електродів шар електроліту набуває протилежного заряду, виникає подвійний електричний шар. Якщо стакани сполучити сольовим містком, а електроди провідником, то в системі виникне електричний струм, який легко фіксується відповідними приладами. Виникнення струму обумовлене тим, що електрони з цинкового електроду по провіднику будуть переміщуватися до мідного



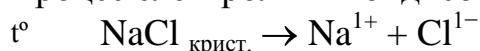
електроду:



Дану реакцію легко провести у пробірці, але при проходженні реакції в такий спосіб перебіг електронів носить хаотичний характер. Для виникнення струму, тобто напрямленого переміщення заряджених частинок, необхідною умовою є просторове відокремлення процесів окиснення та відновлення. У будь-якому струмопровідному середовищі при контакті двох різнойменних металів виникає гальванічна пара. Метал, що має більш негативний стандартний окисно-відновний потенціал виконує функцію аноду, на ньому виникає негативний потенціал, відбувається процес окиснення, тобто процес віддачі електронів. Метал, що володіє вищим значенням стандартного окисно-відновного потенціалу виступає катодом, набуває позитивного заряду, на ньому відбувається процес відновлення, тобто приєднання електронів.

Електроліз – це такий окисно-відновний процес, який самочинно не відбувається, а можливий лише при умові накладання достатнього потенціалу від зовнішнього джерела постійного електричного струму.

В електроліті під дією полярних молекул розчинника або високої температури відбувається процес електролітичної дисоціації (йонізації):



При накладанні потенціалу від зовнішнього джерела постійного струму, до електродів за законами електростатичної взаємодії мігрують утворені йони (знаки зарядів на електродах в електролізі протилежні тим, що є в гальваніці):



Якщо потенціал, який накладений на електроди достатній, то починається окисно-відновний процес: на катоді - процес відновлення, на аноді - процес окиснення:



Таким чином на катоді виділяється металічний натрій, на аноді газуватий хлор.

У випадку, коли електроліт є складною системою і містить конкуруючі компоненти, порядок відновлення на катоді підпорядковується таким емпіричним правилам:

– якщо метал в “Електрохімічному ряді напруг” стоїть в інтервалі Cs – Al(включно), то катіон металу не приймає участь у процесі електролізу, відбувається відновлення води за таким рівнянням: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^{1-}$

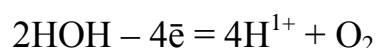
– якщо метал в “Електрохімічному ряді напруг” стоїть в інтервалі Mn – Sn(включно), то катіони металу і вода приймають участь у процесі електролізу;

– якщо метал в “Електрохімічному ряді напруг” стоїть в інтервалі Pb – Au(включно), то тільки катіони металу приймають участь у процесі електролізу

На аноді у водних розчинах діють два правила:

– за одночасною наявністю у приелектродному просторі кислотних залишків безоксигеновмісних кислот і води, у першу чергу, буде здійснюватися саме їхнє окиснення (це такі аніони Cl^{1-} , Br^{1-} , I^{1-} , S^{2-});

– за одночасною наявністю у приелектродному просторі кислотних залишків кисневмісних кислот - це такі аніони SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^{1-} , PO_4^{3-} тощо) і води, у першу чергу, буде здійснюватися окиснення молекул води за такою схемою:



Кількісні характеристики електролізу

Кількісний бік електролізу ґрунтується на двох законах М. Фарадея:

1. Маса речовини, що утворюється або розкладається при електролізі, пропорційна кількості електрики, що пройшла через розчин чи розплав. Аналітичний вираз закону має такий вигляд:

$$m(X) = k \cdot Q = \frac{M(f_{\text{екв.}}(X)X) \cdot I \cdot t}{F},$$

для газуватих речовин можна скористатися виразом:

$$V(X) = k \cdot Q = \frac{V_m(f_{\text{екв.}}(X)X) \cdot I \cdot t}{F},$$

де $m(X)$ – маса речовини,

$M(f_{\text{екв.}}(X)X)$ – молярна маса еквівалента речовини, г/моль,

$V(X)$ – об'єм речовини, $V_m(f_{\text{екв.}}(X)X)$ – молярний об'єм еквівалента речовини за нормальних умов, дм³/моль,

I – сила струму (А), t – час в (с),

F – число Фарадея (Кл/моль), яке дорівнює 96 500 Кл.

Нагадаємо: в окисно-відновних процесах фактор еквівалент-ності рівний оберненій величині до кількості електронів, що беруть участь у процесі.

2. Маса речовин, що утворюються при електролізі при проходженні однакової кількості електрики, пропорційні їх молярним масам еквівалентів

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(f_{\text{екв.}}(X_1)X_1)}{M(f_{\text{екв.}}(X_2)X_2)}.$$

Під час електролізу поряд з основними процесами протікають паралельні та побічні процеси із-за чого кількість речовини, що виділяється при електролізі завжди менша від теоретично розрахованої. Тому введено таке поняття, як **вихід за струмом η** (ета) – це відношення маси речовини, добутої під час електролізу (m_1) до маси речовини, теоретично обчисленої за законом Фарадея (m_2):

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

η може вимірюватися в частках одиниці або у відсотках.

Запитання для самоконтролю

1. Що є спільним для процесів гальваніки та електролізу ?
2. Які необхідно створити умови для того, щоб перетворити енергію окисно-відновної реакції в електричний струм ? Чому не можна одержати струм під час проведення обмінної реакції у пробірці?
3. Який за активністю метал виконує функцію анода, який заряд на ньому утворюється, які процеси відбуваються ?
4. Гальванічна пара утворена залізом і сріблом. Назвіть функції кожного із металів та вкажіть заряди, що на них виникають ?
5. Чому в якості протектора завжди використовують метал, що має менше значення стандартного окисно-відновного потенціалу в порівнянні з тим металом, який необхідно захистити від корозії ?
6. Чим відрізняється процес електролізу від гальванічного ?
7. Під дією яких чинників відбувається процес електролітичної дисоціації в розчинах і розплавах ? Чи є проходження струму через електролітичну ячейку необхідною умовою дисоціації ?
8. Яка роль електричного струму в процесі електролізу ?
9. Як заряджені катод і анод при проведенні електролізу ?

10. Яка послідовність відновлення катіонів при проведенні електролізу у водному розчині електроліту ?
11. Як відбувається процес електролітичного відновлення води ?
12. Окиснення яких аніонів із водних розчинів є пріоритетним ?
13. Які процеси відбуваються при електролітичному окисненні води ?
14. Сформулюйте та запишіть аналітичні вирази законів Фарадея.
15. Який фізичний зміст сталої Фарадея та її значення.
16. Як визначається фактор еквівалентності в окисно-відновному процесі ?
17. Що таке вихід за струмом ? Чому ця величина завжди менше одиниці (або 100%) ?

Вправи та задачі з розв'язками

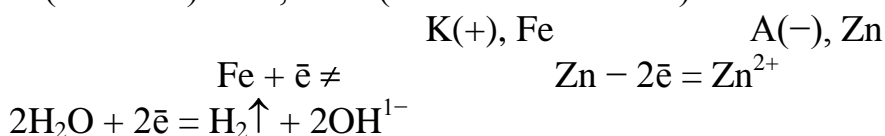
1. Мотивуйте доцільність використання в якості протектора цинкової пластини, якщо корпус пароплаву виготовлений зі сталі ?

Розв'язок:

Основним компонентом сталі є залізо (98%).

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^\circ) = -0,44 \text{ В}$ (пасивніший метал);

$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^\circ) = -0,76 \text{ В}$ (активніший метал).

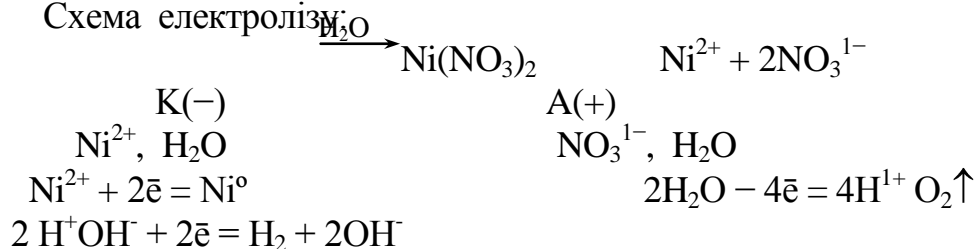


Цинкова пластина буде руйнуватися (кородувати), на поверхні сталевого корпусу відбуватиметься незначне виділення водню і утворення слабо лужного середовища.

2. Залізна деталь занурена в розчин нікол(II) нітрату $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$. На скільки збільшиться маса деталі, на яку наноситься електролітичним способом нікелеве покриття, якщо сила струму 5 А, тривалість 20 хв, а вихід за струмом становить 72%?

Розв'язок:

Схема електролізу:



На катоді виділяється металічний нікель та газуватий водень, на аноді – газуватий кисень та утворюється нітратна кислота.

1. Яка маса нікелю виділиться теоретично (за законом Фарадея) ?

$$m(\text{Ni}) = \frac{M(1/2\text{Ni}) \cdot I \cdot t}{F},$$

$$m(\text{Ni}) = \frac{29,35 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ А} \cdot (20 \cdot 60) \text{ с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 1,82 \text{ Г}.$$

2. Який вихід нікелю за струмом (практичний вихід) ?

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{Ni})}{m_{\text{теор.}}(\text{Ni})} \rightarrow$$

$$m_{\text{практ.}}(\text{Ni}) = \eta \cdot m_{\text{теор.}}(\text{Ni}), \quad m_{\text{практ.}}(\text{Ni}) = 0,72 \cdot 1,82 = 1,31 \text{ (г) .}$$

Відповідь: $m_{\text{практ.}}(\text{Ni}) = 1,31 \text{ г}$

ВПРАВИ І ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗУВАННЯ

1. Обчисліть відносні молекулярні маси речовин:

- | | | | |
|-----------------|-----------------|-------------------|-----------------|
| 1) K_2SO_3 ; | 2) H_3PO_4 ; | 3) $CaSO_4$; | 4) K_2SO_3 ; |
| 5) HPO_3 ; | 6) $CaCO_3$; | 7) $Zn(NO_3)_2$; | 8) Na_3PO_4 ; |
| 9) $Fe(OH)_3$; | 10) N_2O_5 ; | 11) P_2O_3 ; | |
| 12) $HClO_4$; | 13) Mg_3N_2 ; | 14) Mn_2O_7 . | |

2. Обчисліть молярні маси речовин:

- | | | |
|----------------------------|-------------------|------------------------------|
| 1) $Cr(OH)_3$; | 2) N_2O_3 ; | 3) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; |
| 4) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; | 5) $K_2Cr_2O_7$; | 6) $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$; |
| 7) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; | 8) $KMnO_4$; | 9) $BaCl_2 \cdot 2H_2O$; |
| 10) $KOH \cdot 2H_2O$; | 11) $KClO_3$; | 12) $2CaSO_4 \cdot H_2O$; |
| 13) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$; | 14) K_2MnO_4 . | |

3. Обчисліть молярні маси еквівалентів речовин у обмінних реакціях:

- | | | |
|-----------------|---------------------|-------------------|
| 1) H_2CO_3 , | 2) $Fe_2(SO_4)_3$, | 3) $Ca(NO_3)_2$; |
| 4) $Zn(OH)_2$; | 5) K_2CO_3 , | 6) $Cu(NO_3)_2$; |
| 7) $Mg(OH)_2$; | 8) $Al_2(SO_4)_3$; | 9) $Fe(OH)_3$; |
| 10) H_3PO_4 ; | 11) H_2SO_4 ; | 12) $Ba(OH)_2$; |
| 13) H_2S ; | 14) $Ca(OH)_2$. | |

4. Який об'єм газу за температури 20^0C та тиску $100,5\text{кПа}$ утворився при взаємодії $9,75\text{г}$ цинку з хлоридною кислотою, взято у надлишку.

$$B.: V(H_2) = 3,63\text{ дм}^3$$

5. Яка відносна густина озону за гелієм ?

$$B.: D(O_3/He) = 12,0$$

6. Який об'єм газу за температури 17^0C і тиск $101,0\text{кПа}$ утворився при взаємодії $5,6\text{г}$ заліза з сульфатною кислотою, взято у надлишку.

$$B.: V(H_2) = 2,39\text{ дм}^3$$

7. Яка відносна густина карбон(IV) оксиду за повітрям ?

$$B.: D(CO_2/нов.) = 1,517$$

8. Який об'єм газу за температури 17^0C і тиску $100,5\text{кПа}$ утворився при взаємодії $2,4\text{г}$ магнію з хлоридною кислотою, взято у надлишку .

$$B.: V(H_2) = 2,4\text{ дм}^3$$

9. Яку кількість речовини становлять $0,224\text{ дм}^3$ газу хлороводню ?

$$B.: n(HCl) = 0,01\text{ моль}$$

10. Який об'єм газу за температури 20^0C та тиску $100,5\text{кПа}$ утворився при взаємодії $2,7\text{г}$ алюмінію з сульфатною кислотою, взято у надлишку.

$$B.: V(H_2) = 3,63\text{ дм}^3$$

11. Яку кількість речовини становлять $5,18\text{г}$ манган нітрату ?

$$B.: n(Mn(NO_3)_2) = 0,035\text{ моль}$$

12. Який об'єм газу за температури 17°C і тиск $101,6\text{ кПа}$ утворився при взаємодії $5,9\text{ г}$ нікелю з хлоридною кислотою, взято у надлишку.
В.: $V(\text{H}_2) = 2,37\text{ дм}^3$
13. У посудині об'ємом $5,6\text{ дм}^3$ міститься азот (н.у.). Розрахувати кількість речовини, число молекул та їх масу у посудині.
В.: $n(\text{N}_2)=0,25\text{ моль}; 1,505\cdot 10^{23}\text{ молекул}; m(\text{N}_2)=7\text{ г}$
14. У посудині об'ємом $2,8\text{ дм}^3$ міститься дигідроген сульфід (н.у.). Розрахувати кількість речовини, число молекул та їх масу в посудині.
В.: $n(\text{H}_2\text{S})=0,125\text{ моль}; 7,525\cdot 10^{22}\text{ молекул}; m(\text{H}_2\text{S})=4,25\text{ г}$
15. Який об'єм (н.у.) займає газ хлороводень масою $29,3\text{ г}$?
В.: $V(\text{HCl}) = 8,96\text{ дм}^3$
16. Яка маса газу карбон(IV) оксиду взятого об'ємом $33,6\text{ дм}^3$ за нормальних умов ?
В.: $m(\text{CO}_2) = 66\text{ г}$
17. Яка молярна маса газуватої речовини, якщо її маса $6,8\text{ г}$ займає об'єм $4,48\text{ дм}^3$ за нормальних умов ?
В.: $M(\text{газ.р.})=34\text{ г/моль}$
18. Яка маса природного газу метану (CH_4), взятого об'ємом $0,5\text{ дм}^3$ за температури 27°C та тиску 102 кПа ?
В.: $m(\text{CH}_4)=0,33\text{ г}$
19. Складіть електронні та електронно-графічні формули атомів:
1) $_{20}\text{Ca}$ та $_{35}\text{Br}$; 2) $_{19}\text{K}$ та $_{25}\text{Mn}$;
3) $_{37}\text{Rb}$ та $_{21}\text{Sc}$; 4) $_{12}\text{Mg}$ та $_{30}\text{Zn}$.
20. Вкажіть можливі значення побічного та магнітного квантових чисел для електронів, що знаходяться на 3 енергетичному рівні.
21. Якому правилу Клечковського відповідають запропоновані варіанти енергетично вигідного порядку розміщення електронів:
1) $4p\ 5s,$ $6s\ 5d,$ 2) $4s\ 4p,$ $5f\ 4d,$
3) $4s\ 3d,$ $5s\ 5p,$ 4) $3d\ 4p,$ $3p\ 4s.$
22. Вкажіть елементи та підгрупу, в якій вони знаходяться, якщо валентні електрони у атомів розміщені відповідно на таких підрівнях:
1) $4s^2 4p^5$ та $4s^2 3d^5,$ 2) $5s^2 5p^6$ та $3d^{10} 4s^1,$
3) $3d^8 4s^2$ та $3s^2 3p^1,$ 4) $3d^6 4s^2$ та $3s^2 3p^4.$
23. Вкажіть тип аналогії у таких пар атомів:
1) $\text{B}-\text{Al}$ та $\text{P}-\text{V},$ 2) $\text{Mn}-\text{Tc}$ та $\text{S}-\text{Mo}.$
24. В якісному плані порівняйте енергетичні характеристики атомів (потенціал йонізації, споріднення до електрону) та радіуси атомів:
1) $\text{Ca}-\text{Mg}$ і $\text{S}-\text{Se},$ 2) $\text{Li}-\text{K}$ і $\text{Be}-\text{B},$ 3) $\text{Se}-\text{Te}$ і $\text{N}-\text{C}.$
25. Знайдіть помилку, допущену при написанні електронної формули розподілу електронів в атомі; відповідь аргументуйте.
1) $_{13}\text{Al}\ 1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^4;$ 2) $_{16}\text{S}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5;$

- 3) ${}_{19}\text{K} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 4s^1$; 4) ${}_{23}\text{V} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^2 4s^2$
 5) ${}_{21}\text{Sc} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3$; 6) ${}_{15}\text{P} 1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 3p^4$;
 7) ${}_{34}\text{Se} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 4p^5$; 8) ${}_{11}\text{Na} 1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$;
 9) ${}_{35}\text{Br} 1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^8 3d^{10} 4s^2$; 10) ${}_{12}\text{Mg} 1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$;
 11) ${}_{8}\text{O} 1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$; 12) ${}_{14}\text{Si} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4$.

26. Користуючись періодичною таблицею, вкажіть 3 приклади катіонів, які мають таку електронну формулу:

- 1) $[\text{He}]$, 2) $[\text{}_{10}\text{Ne}]$.

27. Користуючись періодичною таблицею, вкажіть 3 приклади аніонів хімічних елементів, які мають таку електронну формулу:

- 1) $[\text{}_{10}\text{Ne}]$, 2) $[\text{}_{18}\text{Ar}]$, 2) $[\text{}_{36}\text{Kr}]$.

28. Пропишіть електронну та електронно-графічну формули вказаних частинок:

- ⁺⁵
 1) Br та Fe^{3+} ; 2) Cl^{1-} та Co^{2+} ; ⁺⁴
⁺¹
 3) Al^{3+} та S; 4) I та Cd^{3+} ; ⁺⁴
⁺⁵
 5) C та Zn^{2+} ; 6) Ni^{2+} та Br;
⁻³
 7) N та Cu^{2+} ; 8) I^{1-} та Cr^{2+} ;
⁺⁷ ⁺¹
 9) Cl та Sr^{2+} ; 10) Br та Ca^{2+} .

29. Що спільного у будові атомів з порядковими номерами:

- 1) 17 та 25, 2) 19 та 29, 3) 23 та 33,
 4) 7 та 83, 5) 42 та 74, 6) 35 та 53?

30. У якого з елементів радіус атома найбільший, а у якого – найменший? Відповідь аргументуйте.

- 1) Ca, Al, P, 2) Na, Br, As, 3) C, Si, Cl,
 4) K, Mg, Ar, 5) C, N, O, 6) S, Cl, Mn.

31. Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Кадмій та Сульфур (вища валентність). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу. Якими хімічними властивостями вони володіють? Запишіть відповідні рівняння реакцій?

32. Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Нікол (валентність III) та Бром (валентність V). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу. Якими хімічними властивостями вони володіють? Запишіть відповідні рівняння реакцій?

33. Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Нікол (валентність II) та Іод (вища валентність). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу. Якими хімічними властивостями вони володіють? Запишіть відповідні рівняння реакцій?

- 34.** Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Ферум (валентність III) та Хлор (валентність V). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу. Якими хімічними властивостями вони володіють? Запишіть відповідні рівняння реакцій?
- 35.** Напишіть формули таких сполук: купрум сульфат(IV), аргентум карбонат, нікол(II) гідроксид, хлороводень, манган сульфат, дигідроген селенат. Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 36.** Напишіть формули таких сполук: кальцій карбонат, барій нітрат, ферум(III) гідроксид, натрій сульфід, цинк фосфат, калій сульфат. Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 37.** Напишіть формули таких сполук: аргентум сульфат, барій гідроксид, ферум(III) оксид, цинк карбонат, калій сульфат(IV). Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 38.** Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Кобальт (валентність II) та Бром (валентність V). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу.
- 39.** Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Магній та Сульфур (вища валентність). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу.
- 40.** Вкажіть формули оксидів та гідроксидів таких елементів як Цинк та Хлор (вища валентність). Назвіть сполуки та вкажіть їхню природу.
- 41.** Напишіть формули таких сполук: барій карбонат, цинк нітрат, кобальт(III) оксид, ферум(II) сульфід, алюміній гідроксид, кальцій сульфат. Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 42.** Напишіть формули таких сполук: калій сульфат(IV), кальцій оксид, кадмій фосфат, цинк силікат, плюмбум(II) гідроксид. Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 43.** Напишіть формули таких сполук: кальцій нітрат, купрум(II) бромід, нікол(III) оксид, натрій сульфат, барій хромат; вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.
- 44.** Напишіть формули таких сполук: цинк силікат, барій сульфат(IV), купрум(II) гідроксид, амоніак, магній нітрат, нітроген(IV) оксид. Вкажіть класи неорганічних сполук, до яких вони відносяться. Яка з перерахованих речовин вступає в реакцію гідролізу? Пропишіть рівняння процесу.

45. Вкажіть тип зв'язку, що виникає в речовинах: HF, магнелію (сплав Al та Mg), Na₂S, H₂O. Коротко аргументуйте.
46. Складіть валентні схеми молекул сполук CO₂, C₂H₄, H₂S, користуючись електронно-графічним способом зображення електронної будови атомів.
47. Користуючись електронно-графічним способом зображення, покажіть утворення гідроксоній-іону (H₃O¹⁺) з молекули води (H₂O).
48. Користуючись таблицею електронегативності, визначте, вид зв'язку в сполуках, що наведені нижче. Назвіть ці сполуки та напишіть електронографічні формули їх.
- 1) HI, O₂, PCl₅, FeS₂, NO₂;
 - 2) NaBr, HgCl₂, Al₂O₃, Br₂; SO₃;
 - 3) HCl, KBr, I₂, FeO, P₂O₃;
 - 4) RbBr, O₃, HAt, SO₃, CaH₂;
 - 5) CaBr₂, CdS, Fe₂O₃, N₂, C₂H₂;
 - 6) Cr₂O₃; PCl₃; F₂; CuS; K₂O .
49. Користуючись таблицею електронегативності, розмістити сполуки, формули яких наведені нижче, у послідовний ряд збільшення полярності зв'язку у сполуках:
- 1) Br₂; Co₂O₃; NH₃; NaCl; H₂S; Ni₂O₃;
 - 2) CdCl₂; H₂; CaC₂; PH₃; SiO₂; CoBr₂;
 - 3) PCl₅, CoBr₃, ZnS, NiI₂, F₂; CuS;
 - 4) N₂O₅; AlBr₃; AgCl, O₂, PbO; CaI₂.;
 - 5) SnO; Cl₂; CdCl₂; Co₂S₃; NiBr₃; N₂O₅ .
50. Взаємодія водню з хлором зображується такою схемою рівняння реакції:

$$\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{Cl}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{HCl}_{(\text{г.})}$$
При взаємодії хлору об'ємом 2 дм³ (н.у.) виділяється 16,4 кДж теплоти. Яка теплота утворення гідроген хлориду? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: Q_{утв.}(HCl)=91,8 кДж/моль
51. Горіння сірководню зображується такою схемою рівняння реакції:

$$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} + \text{SO}_{2(\text{г.})}$$
Який тепловий ефект реакції, якщо теплоти утворення (кДж/моль) сірководню, пари води та сульфур(IV) оксиду відповідно дорівнюють 20,9, 241,6, 289,7? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: Q_{p.}=510,4 кДж
52. Кальцій оксид взаємодіє з водою за такою схемою рівняння реакції:

$$\text{CaO}_{(\text{к.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к.})}$$
Яка кількість теплоти виділиться при взаємодії кальцій оксиду масою 175 г з водою, якщо теплоти утворення (кДж/моль) кристалічного кальцій оксиду дорівнює 635,10, рідкої води – 285,9, кристалічного кальцій гідроксиду – 986,20? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q=203,75$ кДж

53. Горіння алюмінію зображується такою схемою рівняння реакції:
 $Al_{(к.)} + O_{2(г.)} \rightarrow Al_2O_{2(к.)}$. Яка теплота утворення алюміній оксиду, якщо при згоранні алюмінію масою 1,8 г виділилось 55,7 кДж теплоти? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q_{утв.}(Al_2O_3)=1671,0$ кДж/моль

54. Розклад глюкози зображується такою схемою рівняння реакції:
 $C_6H_{12}O_{6(к.)} \rightarrow C_2H_5OH_{(р.)} + CO_{2(г.)}$. Яка кількість теплоти виділиться при розкладі глюкози масою 135 г, якщо теплоти утворення (кДж/моль) кристалічної глюкози – 1273,0, рідкого етилового спирту – 277,6, газуватого карбон(IV) оксиду – 393,5 кДж/моль? Напишіть термо-хімічне рівняння.

В.: $Q=52,0$ кДж

55. Горіння карбон(II) оксиду зображується такою схемою рівняння реакції:
 $CO_{(г.)} + O_{2(г.)} \rightarrow CO_{2(г.)}$. Яка кількість теплоти виділиться при згоранні 100,8 дм³ (н.у.), якщо теплоти утворення (кДж/моль) карбон(II) оксиду та карбон(IV) оксиду відповідно дорівнюють 110,4 і 393,5? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q=1274$ кДж

56. Купрум(II) оксид взаємодіє з вуглецем за такою схемою рівняння реакції:
 $CuO_{(к.)} + C_{(к.)} \rightarrow Cu_{(к.)} + CO_{(г.)}$. Якщо реагує купрум(II) оксид масою 30 г, то поглинається 8,1 кДж теплоти. Яка теплота утворення купрум(II) оксиду, якщо теплота утворення карбон(II) оксиду становить 110,4 кДж/моль? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q_{утв.}(CuO)=132$ кДж/моль

57. Розчинення фосфор(V) оксиду у воді зображується такою схемою рівняння реакції:
 $P_2O_{5(к.)} + H_2O_{(р.)} \rightarrow HPO_{3(р.)}$. Яка кількість теплоти виділиться при одержанні метафосфатної кислоти масою 20 г, якщо теплоти утворення (кДж/моль) фосфор(V) оксиду, води та метафосфатної кислоти відповідно дорівнюють: 1546,6, 285,9 і 945,5? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q=7,32$ кДж

58. Залізо взаємодіє з сіркою за такою схемою рівняння реакції:
 $Fe + S \rightarrow FeS$. При взаємодії 7 г заліза із сіркою виділилося 12,1 кДж теплоти. Яка теплота утворення ферум(II) сульфїду? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q_{утв.}(FeS)=96,8$ кДж/моль

59. Схема рівняння реакції некаталітичного окиснення амоніаку така:
 $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$. Утворення азоту об'ємом 3,36 дм³ (н.у.) супроводжується виділенням 115,0 кДж теплоти. Яка теплота утворення амоніаку, якщо теплота утворення води дорівнює 285,9 кДж/моль? Напишіть термохімічне рівняння.

В.: $Q_{утв.}(NH_3)=18,1$ кДж/моль

60. Тепловий ефект реакції, схема рівняння якої $\text{SO}_{2(\text{г.})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{к.})} \rightarrow \text{S}_{(\text{к.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})}$, дорівнює 234,50 кДж теплоти. Яка кількість теплоти поглинеться при утворенні сірки масою 4,8 г? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: $Q=11,75 \text{ кДж}$
61. Розчинення фосфор(V) оксиду у воді зображується такою схемою рівняння реакції: $\text{P}_2\text{O}_{5(\text{к.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})} \rightarrow \text{HPO}_{3(\text{р.})}$. Яка кількість теплоти виділиться при одержанні метафосфатної кислоти масою 180 г, якщо теплоти утворення (кДж/моль) фосфор(V) оксиду, води та метафосфатної кислоти відповідно дорівнюють: 1546,6, 285,9 і 945,5? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: $Q=65,85 \text{ кДж}$
62. Алюміній взаємодіє з хром(III) оксидом за такою схемою рівняння реакції: $\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к.})} + \text{Al}_{(\text{к.})} \rightarrow \text{Cr}_{(\text{к.})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к.})}$. Який тепловий ефект реакції, якщо теплота утворення алюміній оксиду дорівнює 1675 кДж/моль, а теплота утворення хром(III) оксиду становить 1141 кДж/моль? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: $Q_{\text{р.}}=534 \text{ кДж}$
63. Горіння фосфору зображується такою схемою рівняння реакції: $\text{P}_{(\text{к.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к.})}$. При згоранні фосфору масою 9,3 г виділилося 229,3 кДж теплоти. Яка теплота утворення фосфор(V) оксиду? Напишіть термохімічне рівняння.
В.: $Q_{\text{утв.}}(\text{P}_2\text{O}_5)=1528,7 \text{ кДж/моль}$
64. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{S} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при збільшенні концентрації водню у такій реакції.
65. За температури 50°C швидкість деякої хімічної реакції 8,1 моль/(дм³·хв). Якою буде швидкість хімічної реакції за температури 30°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) реакції дорівнює 3? У скільки разів зменшиться швидкість хімічної реакції?
В.: $V_{\text{р.}}=0,9 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{хв})$
66. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{NO}_{2(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при збільшенні концентрації кисню у такій реакції?
67. Температурний коефіцієнт хімічної реакції дорівнює 2,5. Якою буде швидкість реакції за температури 40°C, якщо швидкість її протікання при 20°C становить 0,14 моль/(дм³·хв)? У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції?
В.: $V_{\text{р.}}=0,875 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{хв})$
68. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{I}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{HI}_{(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при зменшенні концентрації водню у такій реакції?

69. Швидкість хімічної реакції за температури 25°C дорівнює 0,4 моль/(дм³·хв). Яка швидкість цієї реакції за температури 65°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) дорівнює 2? У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції?
- В.: $V_p = 32,4$ моль/(дм³·хв)*
70. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{SO}_{2(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{SO}_{3(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при зменшенні концентрації кисню у такій реакції?
71. За температури 21°C швидкість хімічної реакції 0,055 моль/(дм³·хв). Якою буде швидкість хімічної реакції за температури 71°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) дорівнює 3? У скільки разів збільшиться швидкість реакції?
- В.: $V_p = 13,365$ моль/(дм³·хв).*
72. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{NO}_{2(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при зменшенні концентрації нітроген(IV) оксиду у цій реакції?
73. За температури 20°C швидкість хімічної реакції 0,06 моль/(дм³·хв). Якою буде швидкість хімічної реакції за температури 40°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) дорівнює 3? У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції?
- В.: $V_p = 0,54$ моль/(дм³·хв)*
74. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} + \text{CO}_{(\text{г.})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г.})} + \text{H}_{2(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при збільшенні концентрації карбон(IV) оксиду в такій реакції?
75. За температури 10°C швидкість хімічної реакції 0,03 моль/(дм³·хв). Якою буде швидкість хімічної реакції за температури 50°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) дорівнює 3? У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції?
- В.: $V_p = 2,43$ моль/(дм³·хв)*
76. Напишіть вираз константи рівноваги для реакції, схема якої $\text{C}_{(\text{гп.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г.})} + Q$. Як зміниться стан хімічної рівноваги при збільшенні концентрації карбон(VI) оксиду в такій реакції?
77. Швидкість хімічної реакції за температури 15°C дорівнює 0,09 моль/(дм³·хв). Яка швидкість цієї реакції за температури 65°C, якщо температурний коефіцієнт (γ) дорівнює 2? У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції?
- В.: $V_p = 21,87$ моль/(дм³·хв)*
78. Даний розчин барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ з молярною концентрацією речовини 0,065 моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 250 см³.
- В.: $pH = 13,1$; $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 2,78$ г*

79. Даний розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 з молярною концентрацією речовини $0,0048$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 80 см³.
В.: $pOH=12$; $m(H_2SO_4)=0,03$ г
80. Даний розчин кальцій гідроксиду $Ca(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,084$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 240 см³.
В.: $pH=13,2$; $m(Ca(OH)_2)=1,49$ г
81. Даний розчин арсенатної кислоти H_3AsO_4 з молярною концентрацією речовини $0,0082$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 50 см³.
В.: $pOH=12,39$ $m(H_3AsO_4)=5,8 \cdot 10^{-2}$ г
82. Даний розчин стронцій гідроксиду $Sr(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,0048$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 120 см³.
В.: $pH=12$; $m(Sr(OH)_2)=8,81$ г
83. Даний розчин сульфідної кислоти H_2S з молярною концентрацією речовини $0,0036$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини в розчині об'ємом 270 см³.
В.: $pOH=11,86$; $m(H_2S)=3,3 \cdot 10^{-2}$ г
84. Даний розчин барій гідроксиду $Ba(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,0092$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 40 см³.
В.: $pH=12,4$; $m(Ba(OH)_2)=0,06$ г
85. Даний розчин сульфатної(IV) кислоти H_2SO_3 з молярною концентрацією речовини $0,0085$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 230 см³.
В.: $pOH=12,23$; $m(H_2SO_3)=0,16$ г
86. Даний розчин кальцій гідроксиду $Ca(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,0037$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 190 см³.
В.: $pH=11,9$; $m(Ca(OH)_2)=0,05$ г
87. Даний розчин селенатної кислоти H_2SeO_4 з молярною концентрацією речовини $0,046$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 40 см³.
В.: $pOH=13,0$; $m(H_2SeO_4)=0,27$ г
88. Даний розчин стронцій гідроксиду $Sr(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,0018$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 125 см³.
В.: $pH=11,6$; $m(Sr(OH)_2)=0,03$ г

89. Даний розчин молібденової кислоти H_2MoO_4 з молярною концентрацією речовини $0,0025$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 140 см³.
В.: $pOH=11,7$; $m(H_2MoO_4)=0,06$ г
90. Даний розчин кальцій гідроксиду $Ca(OH)_2$ з молярною концентрацією речовини $0,051$ моль/дм³. Визначте: а) рН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 50 см³.
В.: $pH=13,0$; $m(Ca(OH)_2)=0,19$ г
91. Даний розчин манганатної(VI) кислоти H_2MnO_4 з молярною концентрацією речовини $0,0016$ моль/дм³. Визначте: а) рОН у цьому розчині; б) масу речовини у розчині об'ємом 75 см³.
В.: $pOH=11,5$; $m(H_2MnO_4)=0,01$ г
92. До розчину кальцій хлориду об'ємом 75 см³ з молярною концентрацією речовини $0,2$ моль/дм³ долили розчин фосфатної кислоти об'ємом 60 см³ з молярною концентрацією речовини $0,25$ моль/дм³. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?
В.: $m(Ca_3(PO_4)_2)=1,55$ г
93. До розчину магній нітрату об'ємом 300 см³ з молярною концентрацією речовини $0,25$ моль/дм³ долили розчину натрій гідроксиду об'ємом 150 см³ з молярною концент-рацією речовини $0,6$ моль/дм³. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?
В.: $m(Mg(OH)_2)=2,61$ г
94. До розчину натрій силікату об'ємом 200 см³ з молярною концентрацією речовини $0,2$ моль/дм³ долили розчин хлоридної кислоти об'ємом 900 см³ з молярною концент-рацією речовини $0,1$ моль/дм³. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?
В.: $m(H_2SiO_3)=3,12$ г
95. До 500 см³ розчину хром(III) нітрату з молярною концентрацією речовини $0,05$ моль/дм³ долили розчин натрій сульфату об'ємом 260 см³ з молярною концентрацією речовини $0,3$ моль/дм³. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?
В.: $m(Cr(OH)_3)=2,575$ г
96. До 500 см³ розчину манган нітрату з молярною концент-рацією речовини $0,2$ моль/дм³ долили розчин фосфатної кислоти об'ємом 200 см³ з молярною концентрацією речовини $0,25$ моль/дм³. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?
В.: $m(Mg_3(PO_4)_2)=6,55$ г
97. До розчину ферум(III) хлориду об'ємом 350 см³ з молярною концентрацією речовини $0,2$ моль/дм³ долили розчин натрій гідроксиду об'ємом 600 см³ з молярною концентрацією речовини $0,2$ моль/дм³. Яка маса осаду

утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Fe(OH)_3) = 4,28 \text{ г}$$

98. До розчину плюмбум(II) нітрату об'ємом 240 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,25 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин фосфатної кислоти об'ємом 200 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,25 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Pb_3(PO_4)_2) = 16,22 \text{ г}$$

99. До розчину купрум(II) сульфат об'ємом 50 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,4 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин калій гідроксиду об'ємом 100 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,5 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Cu(OH)_2) = 1,96 \text{ г}$$

100. До розчину магній сульфату об'ємом 375 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,2 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин фосфатної кислоти об'ємом 250 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,15 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Mg_3(PO_4)_2) = 6,55 \text{ г}$$

101. До цинк хлориду об'ємом 50 см^3 розчину з молярною концентрацією речовини $0,2 \text{ моль/дм}^3$ долили 150 см^3 розчину калій гідроксиду з молярною концентрацією речовини $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Zn(OH)_2) = 11,88 \text{ г}$$

102. До розчину калій силікату об'ємом 320 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,25 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин нітратної кислоти об'ємом 400 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,25 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(H_2SiO_3) = 3,9 \text{ г}$$

103. До розчину купрум(II) нітрату об'ємом 25 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,4 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин калій гідроксиду об'ємом 80 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

$$B.: m(Cu(OH)_2) = 7,84 \text{ г}$$

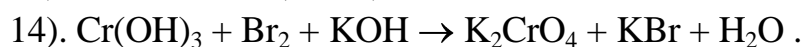
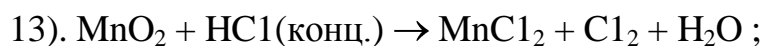
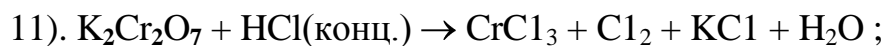
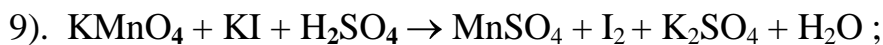
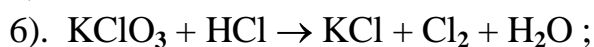
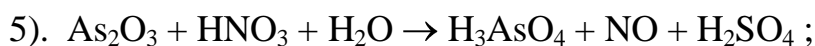
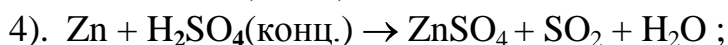
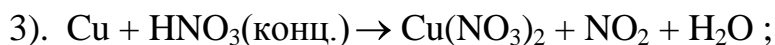
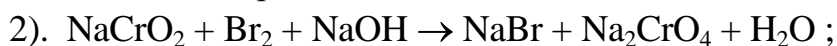
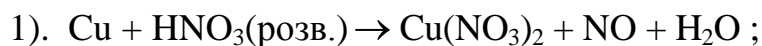
104. До розчину кобальт(II) нітрату об'ємом 85 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,4 \text{ моль/дм}^3$ долили розчин калій гідроксиду об'ємом 320 см^3 з молярною концентрацією речовини $0,25 \text{ моль/дм}^3$. Яка маса осаду утворилась? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

В.: $m(\text{Co}(\text{OH})_2)=3,162 \text{ г}$

105. До розчину магній нітрату прилили розчин калій фосфату масою 55,5 г з масовою часткою речовини 16%. Яка кількість речовини осаду утворилася? Напишіть вираз добутку розчинності речовини, що випала в осад?

В.: $n(\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2)=0,02 \text{ моль}$

106. Урівняйте окисно-відновне рівняння реакції методом електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник. Визначте процеси окиснення, відновлення.



107. Яка маса срібла виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6,5 А через розчин аргентум нітрату впродовж 30 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 75%? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.

В.: $m(\text{Ag})=9,82 \text{ г}$

108. Яка маса заліза виділиться на катоді при пропусканні струму силою 5,2 А через розчин ферум(III) хлориду впродовж 20 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 87%? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.

В.: $m(\text{Fe})=1,05 \text{ г}$

109. Яка маса хрому виділиться на катоді при пропусканні струму силою 4,5 А через розчин хром(III) нітрату впродовж 25 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 85%? Складіть схему електролізу водного розчину солі.

В.: $m(\text{Cr})=1,03 \text{ г}$

110. Яка маса міді виділиться на катоді при пропусканні струму силою 5,6 А через розчин купрум(II) сульфату впродовж 32 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 78%? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.

В.: $m(\text{Cu})=2,78 \text{ г}$

111. Яка маса нікелю виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6,8 А через розчин нікол(II) хлориду впродовж 45 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 82% ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Ni})=4,60 \text{ г}$
112. Яка маса хрому виділиться на катоді при пропусканні струму силою 7,2 А через розчин хром(III) броміду впродовж 32 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 74,5% ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Cr})=1,85 \text{ г}$
113. Яка маса ртуті виділиться на катоді при пропусканні струму силою 4,8 А через розчин меркурій(II) нітрату впродовж 39 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 72% ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Hg})=8,47 \text{ г}$
114. Яка маса кобальту виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6,7 А через розчин кобальт(II) сульфату впродовж 42 хв, якщо вихід речовини за струмом становить 75% ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Co})=3,87 \text{ г}$
115. Яка маса мангану виділиться на катоді при пропусканні струму силою 3,6 А через розчин манган хлориду впродовж 23 хвилин ? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.
В.: $m(\text{Mn})=1,42 \text{ г}$
116. Яка маса міді виділиться на катоді при пропусканні струму силою 5,9 А через розчин купрум(II) йодиду впродовж 36 хв ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Cu})=4,19 \text{ г}$
117. Яка маса свинцю виділиться на катоді при пропусканні струму силою 2,7 А через розчин плумбум(II) нітрату впродовж 18 хв ? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.
В.: $m(\text{Pb})=3,13 \text{ г}$
118. Яка маса срібла виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6,5 А через розчин аргентум нітрату впродовж 15 хв ? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.
В.: $m(\text{Ag})=6,5 \text{ г}$
119. Яка маса кадмію виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6,2 А через розчин кадмій сульфату впродовж 20 хв ? Складіть схему електролізу водного розчину солі.
В.: $m(\text{Cd})=4,32 \text{ г}$
120. Яка маса золота виділиться на катоді при пропусканні струму силою 4,4 А через розчин аурум(III) нітрату впродовж 15 хв ? Складіть схему електролізу водного розчину даної солі.
В.: $m(\text{Au})=2,69 \text{ г}$

ДОВІДНИКОВИЙ МАТЕРІАЛ

Таблиця 1

Відносна електронегативність елементів

Періоди	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,2							He 1,4
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne 1,5
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar 1,8
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,6	Fe, Co, Ni 1,8
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 1,9
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,3	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru, Rh, Pd 2,2
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,1
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os, Ir, Pt 2,2
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1					

Таблиця 2

Константи йонізації деяких кислот і основ

Формула речовини	Константа йонізації	Формула речовини	Константа йонізації
H ₃ BO ₃	K ₁ 5,8·10 ⁻¹⁰	H ₃ PO ₄	K ₁ 7,52·10 ⁻³
	K ₂ 1,8·10 ⁻¹³		K ₂ 6,31·10 ⁻⁸
	K ₃ 1,6·10 ⁻¹⁴		K ₃ 1,26·10 ⁻¹²
H ₂ SiO ₃	K ₁ 2,2·10 ⁻¹⁰	H ₂ SO ₃	K ₁ 1,58·10 ⁻²
	K ₂ 1,6·10 ⁻¹²		K ₂ 6,31·10 ⁻⁸
H ₂ S	K ₁ 6,0·10 ⁻⁸	H ₂ CO ₃	K ₁ 4,45·10 ⁻⁷
	K ₂ 1,0·10 ⁻¹⁴		K ₂ 4,69·10 ⁻¹¹
CH ₃ COOH	1,74·10 ⁻⁵	NH ₄ OH	1,76·10 ⁻⁵

Таблиця 3

Добутки розчинності деяких важкорозчинних речовин

Формула Речовини	Добуток розчинності	Формула Речовини	Добуток розчинності
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,783 \cdot 10^{-10}$	FeS ₂	$6,3 \cdot 10^{-31}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Hg ₂ CO ₃	$8,9 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ SO ₃	$1,0 \cdot 10^{-27}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ SO ₄	$6,8 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	MgF ₂	$6,5 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ SO ₄	$2,0 \cdot 10^{-5}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
AuBr ₃	$4,0 \cdot 10^{-36}$	Ni(CN) ₂	$3,0 \cdot 10^{-28}$
AuCl ₃	$3,2 \cdot 10^{-25}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,03 \cdot 10^{-39}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
Be(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-22}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$
CaSO ₃	$1,3 \cdot 10^{-8}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-13}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Cd(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-14}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$	Sr(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$
Co(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-45}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-31}$
Cr(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	Zn(CN) ₂	$2,6 \cdot 10^{-13}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$
Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$
Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-38}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$

Таблиця 4

Електрохімічний ряд напруг металів

$E, \text{В}$	Cs	Li	Rb	K	Ca	Na	Mg	Al	Ti	Mn	Cr	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Cu	Hg	Hg	Ag	Pt	Au	Au
e	-3,05	-3,01	-2,93	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,63	-1,18	-0,91	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,52	0,79	0,80	0,85	1,19	1,50	1,69

ПОСИЛЮЮТЬСЯ ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ \leftarrow

\rightarrow ПОСИЛЮЮТЬСЯ ОКИСНІ ВЛАСТИВОСТІ

Таблиця 5

Розчинність основ, кислот і солей у воді.

Відносні молекулярні маси речовин

(- - не існує, бо гідролізує, або розкладається)

	17	35,5	80	127	32	80	96	96	60	76	62	CH_3COO^-
	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^3	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	NO_3^-	
H^+ 1	18	<i>P</i> 36,5	<i>P</i> 81	<i>P</i> 128	\uparrow <i>P</i> 34	\swarrow <i>P</i> 82	<i>P</i> 98	<i>P</i> 98	\swarrow <i>P</i> 62	\downarrow <i>H</i> 78	<i>P</i> 63	<i>P</i>
Na^+ 23	<i>P</i> 40	<i>P</i> 58,5	<i>P</i> 103	<i>P</i> 150	<i>P</i> 78	<i>P</i> 126	<i>P</i> 142	<i>P</i> 164	<i>P</i> 106	<i>P</i> 122	<i>P</i> 85	<i>P</i>
K^+ 39	<i>P</i> 56	<i>P</i> 74,5	<i>P</i> 119	<i>P</i> 166	<i>P</i> 110	<i>P</i> 158	<i>P</i> 174	<i>P</i> 212	<i>P</i> 138	<i>P</i> 154	<i>P</i> 101	<i>P</i>
NH_4^+ 18	<i>P</i> 35	<i>P</i> 53,5	<i>P</i> 98	<i>P</i> 145	<i>P</i> 68	<i>P</i> 116	<i>P</i> 132	<i>P</i> 149	<i>P</i> 96	-	<i>P</i> 80	<i>P</i>
Ba^{2+} 137	<i>P</i> 171	<i>P</i> 208	<i>P</i> 297	<i>P</i> 391	<i>P</i> 169	H 217	H 233	H 601	H 197	H 213	<i>P</i> 261	<i>P</i>
Ca^{2+} 40	<i>M</i> 74	<i>P</i> 111	<i>P</i> 200	<i>P</i> 294	<i>P</i> 72	H 120	H 136	H 310	H 100	H 116	<i>P</i> 164	<i>P</i>
Mg^{2+} 24	<i>H</i> 58	<i>P</i> 95	<i>P</i> 184	<i>P</i> 278	<i>P</i> 56	H 104	<i>P</i> 120	H 262	H 84	H 100	<i>P</i> 148	<i>P</i>
Al^{3+} 27	<i>H</i> 78	<i>P</i> 133,5	<i>P</i> 267	<i>P</i> 408	-	-	<i>P</i> 342	H 122	-	H 282	<i>P</i> 213	<i>P</i>
Cr^{3+} 52	<i>H</i> 103	<i>P</i> 158,5	<i>P</i> 292	<i>P</i> 433	-	-	<i>P</i> 392	H 147	H 284	H 332	<i>P</i> 238	<i>P</i>
Fe^{2+} 56	<i>H</i> 90	<i>P</i> 127	<i>P</i> 216	<i>P</i> 310	-	H 136	<i>P</i> 152	H 358	H 116	H 132	<i>P</i> 180	<i>P</i>
Fe^{3+} 56	<i>H</i> 107	<i>P</i> 162,5	<i>P</i> 296	-	-	-	<i>P</i> 400	H 151	-	H 340	<i>P</i> 242	<i>P</i>
Ni^{2+} 59	<i>H</i> 93	<i>P</i> 130	<i>P</i> 219	<i>P</i> 313	H 91	H 139	<i>P</i> 155	H 367	H 119		<i>P</i> 183	<i>P</i>
Mn^{2+} 55	<i>H</i> 89	<i>P</i> 126	<i>P</i> 215	<i>P</i> 309	H 87	H 135	<i>P</i> 151	H 355	H 115	H 131	<i>P</i> 179	<i>P</i>
Zn^{2+} 65	<i>H</i> 99	<i>P</i> 136	<i>P</i> 225	<i>P</i> 319	H 97	H 145	<i>P</i> 161	H 365	H 125	H 141	<i>P</i> 189	<i>P</i>
Ag^+ 108	-	H 143,5	H 188	H 235	H 248	H 296	M 312	H 419	H 276	-	<i>P</i> 170	<i>P</i>
Hg^{2+} 201	-	<i>P</i> 272	M 361	H 455	H 233	-	H 297	H 793	-	-	<i>P</i> 325	<i>P</i>
Pb^{2+} 207	<i>H</i> 241	M 278	M 367	H 461	H 239	H 287	H 303	H 811	H 267	H 371	<i>P</i> 269	<i>P</i>
Sn^{2+} 119	<i>H</i> 153	<i>P</i> 190	<i>P</i> 279	M 373	H 151	-	<i>P</i> 215	H 547	-	-	<i>P</i> 193	<i>P</i>
Cu^{2+} 64	<i>H</i> 98	<i>P</i> 135	<i>P</i> 224	<i>P</i> 318	H 96	-	<i>P</i> 144	H 160	-	H 124	<i>P</i> 140	<i>P</i>

Л І Т Е Р А Т У Р А

Основна

1. Романова М.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – Л.: Химия, 1985. – 264 с.

Додаткова

4. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – К.: Вища шк., 1991. –423 с.
5. Хімія: Посібник для вступників до вузів / В.В. Сухан, Т.В. Табенська, А.Й. Капустян, В.Ф. Горлач. – К.: Либідь, 1993. – 408 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебн. пособие для студентов вузов. – М.: Высш. шк., 2002. –527 с.