

Т.О. Шевчук, О.О. Хромишева

Загальна хімія

Мелітополь

УДК 54(075.8)

ББК 24.11я73

М69

Рекомендовано Вченою радою Мелітопольського державного педагогічного університету імені Богдана Хмельницького

Протокол № 5 від 2 грудня 2016 року

Рецензенти:

В.І. Єзіков, доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри органічної і біологічної хімії Херсонського державного університету;

А.Ф. Тимчук, кандидат хімічних наук, доцент, кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету ім. І.І. Мечникова

Шевчук Т.О., Хромишева О.О.

М69 **Загальна хімія**: Навчальний посібник. – Мелітополь: Вид-во МДПУ ім.Б. Хмельницького, 2016. – 150 с.

ISBN 978-617-7346-54-7

У навчальному посібнику з урахуванням досягнень сучасної науки викладено основні питання загальної хімії: атомно-молекулярне вчення, стехіометрія, питання будови атомів і молекул, хімічних зв'язків, класифікація та номенклатура основних класів неорганічних сполук, закономірності перебігу хімічних реакцій, особливості взаємодії речовин у розчинах, окисно-відновні процеси та основи електрохімії.

Призначено для студентів університетів, а також може бути корисним аспірантам, викладачам, учням старших класів загальноосвітніх шкіл та всім, хто бажає поповнити та розширити знання з основ хімії.

УДК 54(075.8)

ББК 24.11я73

ISBN 978-617-7346-54-7

ЗМІСТ

Передмова	3
Вступ	4
Розділ 1. Атомно-молекулярне вчення	6
1.1. Розвиток атомно-молекулярного вчення	6
1.2. Основні поняття хімії	7
Розділ 2. Основні стехіометричні закони хімії	11
2.1. Основні закони хімії	11
2.2. Закони газового стану	17
Розділ 3. Основні класи неорганічних сполук	20
3.1. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	20
3.2. Оксиди	21
3.3. Кислоти	26
3.4. Основи	30
3.5. Солі	32
Розділ 4. Будова атома. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва	38
4.1. Основні теоретичні положення про будову атома	38
4.2. Сучасне тлумачення періодичного закону Д.І.Менделєєва на основі електронної теорії атома	45
4.3. Значення Періодичного закону Д.І. Менделєєва	48
Розділ 5. Хімічний зв'язок	52
5.1. Природа та типи хімічного зв'язку	52
5.2. Ковалентний зв'язок: механізм утворення, види та його властивості	53
5.3. Йонний зв'язок	58
5.4. Водневий зв'язок	59
5.5. Металевий зв'язок	60
5.6. Міжмолекулярна взаємодія	61

Розділ 6. Основні закони термохімії	65
6.1. Основні поняття термохімії	65
6.2. Закони термохімії	67
Розділ 7. Основні закони хімічної кінетики. Хімічна рівновага	73
7.1. Швидкість реакції	73
7.2. Фактори впливу на швидкість реакції	75
7.3. Хімічна рівновага	78
7.4. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє	80
Розділ 8. Розчини	84
8.1. Класифікація розчинів	84
8.2. Вода як розчинник. Процес розчинення	88
8.3. Теорія електролітичної дисоціації	93
8.4. Гідроліз солей	101
Розділ 9. Окисно-відновні процеси. Основи електрохімії	108
9.1. Класифікація окисно-відновних реакцій	116
9.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій	116
9.3. Електрохімічні процеси	131
Список рекомендованої літератури	140
Додатки	142

Передмова

Навчальний посібник «Загальна хімія» написано для студентів хімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Зміст навчального посібника відповідає теоретичній частині навчальних програм курсу загальної хімії.

Посібник складається з дев'яти розділів. Наприкінці кожного розділу наведено ряд питань та завдання для самостійного опрацювання.

У процесі вивчення хімії можливі найрізноманітніші підходи щодо вибору послідовності викладання тем, і тому вибір найкращої з них завжди був і лишається одним з найскладніших завдань як для викладачів чи студента, так і для авторів навчальних видань. Автори доклали всіх зусиль, аби в цьому навчальному посібнику здійснювався логічний перехід від однієї теми до іншої, щоб уникнути ускладнювання у розумінні хімії.

Висловлюємо щирю вдячність за підтримку під час написання посібника колегам кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти, рецензентам за поради, пропозиції та корисні зауваження щодо покращення рукопису, а також своїм рідинам, які нас завжди підтримують та розуміють.

Вступ

Хімія відноситься до числа природничих наук. Вся природа, довкілля існує об'єктивно, незалежно від людської свідомості. Світ є матеріальним і являє собою різні види рухомої матерії, різноманітні форми її прояву. Окремі предмети, що нас оточують, ми називаємо тілами. Кожне тіло має вагу, форму, розмір, колір та інше. То, з чого складається тіло, називають **речовиною**.

Матерія завжди знаходиться у постійному русі, зміні, розвитку. Здатність рухатись є головною властивістю матерії. Усі зміни матерії відбуваються у просторі й часі відповідно до законів природи. Матерія без руху так само неможлива, як і рух без матерії.

Маса – одна з головних властивостей матерії, а енергія – кількісна міра руху матерії. Вони завжди притаманні певним матеріальним об'єктам. Розрізняють дві основні форми існування матерії – речовина і поле.

Речовина – матеріальне утворення, що складається з частинок, які мають власну масу (або масу спокою). Це можуть бути електрони, протони, нейтрони, молекули, йони, мінерали та інше.

Поле – матеріальне середовище, в якому здійснюється взаємодія між частинками речовини: електромагнітне, гравітаційне, ядерне поле.

Матерія нероздільно пов'язана з рухом. Рух вічний і йому притаманна нескінченна різноманітність форм: механічний, фізичний, хімічний, біологічний, геологічний. Одна форма руху може переходити в іншу.

Предмет вивчення хімії – хімічна форма руху речовин та їх перетворення.

Об'єкт – хімічні елементи та їх сполуки. Будь-яка речовина характеризується певним складом, будовою і певними фізичними і хімічними властивостями.

Хімія вивчає речовини та їх перетворення. Речовини бувають органічні та неорганічні.

Вивчення хімічних дисциплін починається з загальної та неорганічної хімії. Неорганічна хімія (хімія елементів) є невід'ємною частиною загальної

хімії. Саме при вивченні хімічної взаємодії елементів один з одним були сформульовані основні закони хімії, загальні закономірності проходження хімічних реакцій та інше.

Таким чином, загальна хімія вивчає теоретичні уявлення і концепції, що складають фундамент всієї системи хімічних знань.

Розділ 1. Атомно-молекулярне вчення

1.1. Розвиток атомно-молекулярного вчення

В основі хімії лежить атомістична теорія. Це одна з найдавніших теорій в історії науки. Її суть полягає в тому, що речовину можна дробити лише до певної межі, тобто доти, доки не буде отримано найменші частинки, які далі вже не піддаються дробленню. Ідею про неподільні частинки, з яких складаються всі речовини, висловив грецький філософ Демокріт ще за 400 років до н.е. Він назвав ці частинки **атомами** (з грец. atomos – неподільний).

Однак уявлення Демокріта залишалися теорією понад 2000 років, оскільки ніхто не намагався її експериментально підтвердити чи спростувати.

Основи атомно-молекулярного вчення вперше були закладені **М.В. Ломоносовим**. У 1741 р. він сформулював найважливіші положення "**корпускулярної теорії**" будови речовини. Він припускав існування в речовинах двох типів частинок: елементів (**атомів**) і **корпускул (молекул)**. За Ломоносовим, властивості речовин обумовлені властивостями корпускул. Кожна корпускула має той же склад, що і вся речовина. Різні речовини мають не тільки різні за складом корпускули, але і різне розташування елементів в корпускулі. Всі хімічні перетворення речовин зумовлені безперервним рухом корпускул.

Подальшим розвитком вчення про будову речовини стала **атомна теорія** англійського хіміка **Дж. Дальтона** (1808 р.). Він почав використовувати поняття "атом", узагальнив всю відому на той час інформацію та сформулював основні положення теорії. На теперішній час в основі атомно-молекулярного вчення лежить принцип дискретності (переривчастості будови) речовини:

1. Існують речовини з молекулярною та не молекулярною будовою, між молекулами є проміжки, розміри яких залежать від агрегатного стану речовини та від температури.

2. До складу молекули може входити різна кількість атомів, при цьому атоми сполучаються між собою не тільки в різних співвідношеннях, але й різним чином.

3. Між молекулами діють сили взаємного притягання та відштовхування (в твердих речовинах – сильніше, в газоподібних - слабше).

4. При фізичних явищах молекули зберігаються, при хімічних – вони руйнуються.

5. У речовин з молекулярною будовою в твердому стані в вузлах кристалічної ґратки знаходяться молекули, а в речовинах з не молекулярною будовою – атоми або інші частинки.

1.2. Основні поняття хімії

Остаточні основні положення вчення про атоми та молекули були визнані на Першому всесвітньому конгресі хіміків у 1860 р. (Карлсруе, Німеччина).

Атом – найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, яка складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що рухаються навколо нього. Атом є представником хімічного елемента (з грец. – складова частина) і зберігає його хімічні властивості.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковим зарядом ядра. Кожному хімічному елементу відповідає певний вид атомів.

За пропозицією шведського хіміка Й. Я. Берцеліуса хімічні елементи позначають символами – першими літерами їх латинських назв.

Атоми можуть сполучатися між собою відповідно до їх валентностей і утворювати хімічні сполуки. Внаслідок хімічного сполучення утворюються молекули.

Склад хімічних сполук позначає хімічна формула. **Хімічна формула** – це умовний запис складу речовини за допомогою символів елементів та підрядкових індексів. Індекс – це число атомів даного елемента в молекулі.

Молекула – найдрібніша частинка індивідуальної речовини, яка здатна до самостійного існування і яка проявляє її основні фізичні та хімічні властивості. Молекула складається з однакових або різних атомів. Вони можуть бути одно-, дво- або багатоатомними.

Речовина – сукупність однакових молекул, що складаються з атомів одного або атомів різних хімічних елементів.

Якщо молекули складаються з однакових атомів, то речовина називається простою. Якщо молекули складаються з різних атомів, то речовина називається складною. Тому їх потрібно відрізнити від механічних сумішей. Основна відміна механічних сумішей від хімічних — це можливість розділення простих речовин, що входять до складу сумішей, при намагнічуванні, екстракції, фільтруванні тощо.

Хімічними реакціями називають перетворення однієї чи декількох вихідних речовин (реагентів) в речовини (продукти реакції), які відрізняються від них за хімічним складом та будовою. Вони відбуваються при змішуванні чи фізичному контакті реагентів самовільно, при нагріванні, за участю каталізаторів, під дією світла і т.п. Хімічні реакції зображують за допомогою хімічних рівнянь, які враховують закони збереження маси та зарядів.

Хімічні реакції – участь "електронних оболонок".

Ядерні реакції (фізика) – участь ядерних оболонок.

Відносна атомна маса елемента – величина, яка дорівнює відношенню середньої маси атомів природної суміші ізотопів певного елемента до 1/12 маси атома Карбону ^{12}C . Позначають її символом A_r (r – від лат. relatives - відносний).

Відносна молекулярна маса – величина, яка дорівнює відношенню маси молекули до 1/12 маси атома Карбону ^{12}C . Позначають її символом M_r . Відносні маси є безрозмірними величинами.

Також для хімічних розрахунків введено поняття кількості речовини. Одиниця кількості речовини – моль. **Моль (ν)** – це кількість речовини, яка

містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, йонів), скільки атомів містить 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C . кількість структурних одиниць, що містить 1 моль речовини дорівнює $6,02 \times 10^{23}$. Це стала величина і називають її **сталю Авогадро (N_A)**.

$$\nu = m / M; \quad m = \nu M; \quad M = m / \nu$$

Масу 1 моль речовини називають **молярною масою (M)**, вимірюють її в г/моль або кг/моль. Числове значення молярної маси (що виражена у г/моль) для одноатомної простої речовини дорівнює відносній атомній масі даного елемента, а для будь-якої сполуки – її відносній молекулярній масі.

Питання до обговорення

1. Дати визначення матерії.
2. Перерахувати форми існування матерії.
3. Що таке речовина? Поле? Що Ви можете сказати про масу спокою цих форм матерії?
4. Дати визначення хімічній реакції.
5. Що ви розумієте під хімічними властивостями речовин? В чому їх відмінність від фізичних?
6. Перерахувати ознаки хімічної реакції. Навести приклади.
7. Сформувати основні положення АМВ.

Самостійна робота

1. Навести приклад алотропії Оксигену, Сульфуру, Фосфору. В чому їх різниця?
2. В чому ви бачите різницю між атомом та молекулою? Навести приклади.
3. З якою метою було введено А.О.М.? Чому вона дорівнює?
4. Співставити: а) масу атому Гідрогену та $A_r(\text{H})$ – його відносну атомну масу; б) масу атому Карбону та $A_r(\text{C})$.
5. Розрахувати масу молекули CO_2 , H_3N , H_2O , Cl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
6. В чому ви бачите різницю між хімічним елементом та простою речовиною? Навести приклади.

Розділ 2. Основні стехіометричні закони хімії

2.1. Основні закони хімії

Розділ хімії, який займається кількісними обчисленнями реагентів, називається **стехіометрією** (з грец. – stoicheion – основа, елемент і metreo – вимірюю).

Хімія як наука бере свій початок з другої половини XVIII ст., коли були застосовані кількісні методи дослідження хімічних реакцій. Експериментальні дослідження хімічних реакцій з кількісної сторони призвели до встановлення ряду законів в хімії.

Основу стехіометрії складають наступні закони:

- закон збереження маси речовин,
- закон сталості складу,
- закон кратних відношень,
- закон об'ємних відношень,
- закон Авогадро,
- закон еквівалентів.

Вони підтвердили атомно-молекулярне вчення – основу всієї хімії.

Стехіометричні закони хімії були в свій час сформульовані стосовно до молекул, а тому справедливі лише для молекулярної форми речовини. Для не молекулярних структур сталість складу і наслідки, які з нього випливають, не є вже критерієм утворення хімічних сполук. Тому на сьогодні стехіометричні закони хімії формулюються з урахуванням єдності молекулярної та не молекулярної форм існування речовини.

Закон збереження маси речовини. Цей закон вперше було сформульовано великим російським вченим М.В. Ломоносовим. У 1748 р. він спочатку теоретично, а у 1756 р. експериментально обґрунтував закон збереження маси речовин. Пізніше французький хімік А. Лавуазьє, вивчивши деякі реакції окиснення металів, прийшов до тих же висновків, що і Ломоносов, і незалежно від нього сформулював цей закон у 1772 р.

На сьогодні закон збереження маси речовин звучить так: **маса речовин, які вступають у реакцію, рівна масі речовин, які утворюються в результаті реакції.**

З точки зору атомно-молекулярного вчення цей закон пояснюється наступним чином: маса речовин є сумою мас складових їх атомів. Оскільки при хімічних реакціях самі атоми не змінюються і не змінюється їх загальна кількість, то зберігається постійною і відповідна їм маса.

Закон збереження маси речовини є частковим випадком більш загального закону природи – *закону збереження матерії і руху: матерія вічна, вона не зникає і не виникає з нічого, а тільки переходить з однієї форми в іншу.* Закон збереження маси речовини є основою для здійснення реакцій між різними речовинами. Виходячи з нього, можна проводити різні розрахунки по рівняннях хімічних реакцій.

Однак практично всі хімічні реакції супроводжуються тепловим ефектом – внаслідок реакції теплота (енергія) поглинається або виділяється. Між масою речовини та її енергією існує взаємозв'язок, який виражають рівнянням Ейнштейна: $E = mc^2$, де E – енергія, m – маса, c – швидкість світла у вакуумі, яка чисельно дорівнює $2,997925 \cdot 10^8$ м/с.

Кількісні обчислення в хімії ґрунтуються на знанні кількісного складу речовин, які реагують. Всі речовини характеризуються *якісним, кількісним та мольним* складами.

Якісний (елементарний) склад показує, з атомів яких елементів складається та чи інша сполука.

Кількісний (масовий) склад речовини показує, в якому масовому співвідношенні перебувають атоми елементів, що утворюють сполуку.

Мольний склад характеризує мольне співвідношення атомів у речовині.

Закон сталості складу. З 1799 р. по 1807 р. Луї Жозеф Пруст експериментально вивчав вплив маси, пружності, леткості, зчеплення, розчинності речовин та інших фізичних явищ на хід хімічних реакцій, описаних К. Бертолле в статті "Дослідження законів спорідненості" і дійшов

висновку, що Бертолле помилився, стверджуючи про непостійність складу утворених хімічних сполук.

Пруст довів, що Бертолле зробив свої висновки про різний склад одних і тих самих сполук, досліджуючи не індивідуальні речовини, а різні суміші і оксиди речовин без врахування з'єднаної з ними води тощо. Пруст показав, що **чисті хімічні речовини незалежно від способів їх добування мають однаковий постійний склад.** Цей закон носить назву закону сталості складу речовин або закону постійних відношень.

Сьогодні існують сполуки постійного і змінного складу. Академіком Курнаковим запропоновано перші назвати дальтонідами (в пам'ять англійського хіміка Дальтона), а другі – бертолідами (на честь французького хіміка Бертолле, який передбачив такі сполуки). Склад дальтонідів виражається простими формулами з цілочисельними стехіометричними індексами.

Склад бертолідів змінюється і не відповідає стехіометричним відношенням; у бертолідів – дробові стехіометричні індекси.

Закон кратних відношень. Цей закон був відкритий Дж. Дальтоном у 1803 р.: якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного з елементів, що припадають у цих сполуках на ту саму кількість другого елемента, відносяться між собою як прості цілі числа. Наприклад, у молекулах CO і CO₂ на 12 г вуглецю припадає 16 г і 32 г кисню, отже маси кисню в цих сполуках відносяться як 1:2.

Закон об'ємних відношень був відкритий у 1808 р. французьким вченим Жозефом Луї Гей-Люссаком. Вивчаючи об'ємні відношення між газами, що реагують між собою, він встановив: **об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газів, що утворюються, як невеликі цілі числа.**

Закон Авогадро. Функціональний зв'язок між об'ємом газу і кількістю частинок речовини виявив італійський фізик Амадео Авогадро. У 1811 р. він

пояснив прості відношення між об'ємами газів, що спостерігаються під час хімічних реакцій, і встановив закон: **в однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул.**

Із закону випливає щонайменше три корисних наслідки, які стосуються кількісних обчислень:

- *1 моль будь-якого газу містить однакову кількість молекул (або атомів). Цю кількість було названо сталою Авогадро (N_A) – $6,0221367 \times 10^{23}$;*

- *різні гази, кожний з яких узятий у кількості 1 моль, за однакових умов матимуть однаковий об'єм, який після приведення до нормальних умов ($P_0 = 760$ мм рт.ст. = 1 атм = 101325 Па і $T_0 = 273$ К) становитиме $V_m = 22,414$ л;*

- *маси однакових об'ємів різних газів відносяться між собою як їхні молярні маси: $m_1/m_2 = M_1/M_2$.*

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають відносною густиною першого газу за другим (D): $m_1/m_2 = D = M_1/M_2$.

Авогадро започаткував молекулярну теорію, першим ввів поняття «молекула», розробив метод визначення молекулярних мас.

Закон еквівалентів. Одним з перших законів хімічної науки, відкритим у ХІХ ст., був закон еквівалентів, автором якого є німецький вчений Ієремія Веніамін Ріхтер (1792 р.): *речовини вступають в реакції і утворюються в результаті реакцій в певних масових співвідношеннях.* Для характеристики масових кількостей речовин, що сполучаються одна з іншою без залишку Дж. Дальтоном було введено поняття «еквівалент» (рівноцінний).

Еквівалент елемента (E) – це така його кількість, яка з'єднується з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку ж кількість Гідрогену у сполуках.

Наприклад, у сполуках HCl, H₂O, NH₃, CH₄ на 1 моль атомів Гідрогену припадає 1 моль атомів Хлору, ½ моль атомів Оксигену, 1/3 моль атомів Нітрогену, ¼ моль атомів Карбону.

Виходячи з визначення, розмірністю еквівалента чи кількості речовини буде моль, а еквівалент для Гідрогену буде 1 моль атомів. В сполуках же HCl, H₂O, NH₃, CH₄ еквівалент Хлору, Оксигену, Нітрогену, Карбону рівний відповідно 1 моль, ½ моль, 1/3 моль, ¼ моль.

Еквівалент елемента (в молях) в сполуці легко розрахувати за формулою: $E = 1/V$, де E – еквівалент елемента, V – валентність елемента у сполуці.

Кількість речовини, яка відповідає одному еквіваленту, має певну масу.

Молярна маса еквівалента (E_m) – маса одного еквівалента елемента або речовин. Розмірність – г/моль.

Молярна маса еквівалента елемента в сполуці чисельно дорівнює відношенню його молярної маси до валентності цього елемента в сполуці $E_m = M/V$, де E_m – еквівалентна маса елемента, M – маса моль атомів елемента, V – валентність елемента в сполуці.

Так у наведених вище прикладах еквівалентні маси Хлору, Оксигену, Нітрогену, Карбону відповідно дорівнюють: $E_m(\text{Cl}) = 35,5/1 = 35,5$ г/моль; $E_m(\text{O}) = 16/2 = 8$ г/моль; $E_m(\text{N}) = 14/3 = 4,66$ г/моль; $E_m(\text{C}) = 12/4 = 3$ г/моль.

Поняття про еквіваленти та еквівалентні маси поширюється також і на складні речовини. **Еквівалентом складної речовини** називається така його кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

В окисно-відновних реакціях еквівалентна маса окисника чи відновника визначається числом електронів, які приєднуються (або віддаються).

Для визначення еквівалентних мас простих та складних речовин використовують наступні формули:

* для простих речовин: $E_m = M/nV$, де n – індекс формули, V – валентність;

* для оксидів: $E_m = M/nV$; де n – кількість атомів, V – валентність елемента;

* для кислот: $E_m = M/\text{основність кислоти}$;

* для основ: $E_m = M/\text{кислотність основи}$;

* для солей: $E_m = M/nV$; де n – кількість атомів метала, V – валентність метала.

Для пояснення еквівалента та еквівалентної маси речовини можна використовувати її взаємодію з будь-якою речовиною, для якої відомі еквівалент чи еквівалентна маса. Такий розрахунок здійснюється за законом еквівалентів, остаточно сформульованим Дж. Дальтоном (1803 р.): **хімічні елементи і речовини взаємодіють між собою у масових кількостях, пропорційних їх еквівалентним масам: $m_1 / m_2 = E_{m_1} / E_{m_2}$.**

Для газоподібних речовин застосовують поняття – **еквівалентний об'єм** (E_V) – це об'єм одного еквівалента газоподібної речовини за нормальних умов. Вимірюється у л/моль.

Еквівалентний об'єм обчислюють, користуючись наслідком із закону Авогадро, згідно з яким 1 моль газоподібної речовини займає об'єм 22,4 л. Оскільки, за винятком благородних газів, молекули простих газоподібних речовин двоатомні, то 1 моль молекул водню містить 2 моля атомів, тому **еквівалентний об'єм водню** дорівнює: $E_V = 22,4/2 = 11,2$ л/моль. Відповідно **еквівалентний об'єм кисню** дорівнює $E_V = 22,4/4 = 5,6$ л/моль, оскільки $E_O = 1/2$ моль атомів, а 1 моль молекул кисню містить 4 моля еквівалентів.

Формула закону еквівалентів має вигляд: $V_1/V_2 = E_{V_1} / E_{V_2}$.

2.2. Закони газового стану

Зібравши у замкнуту посудину будь-який газ, можна виміряти його масу, об'єм, тиск, температуру, теплопровідність тощо. Усі ці властивості пов'язані між собою і їх легко можна пояснити за допомогою молекулярно-кінетичної теорії, заснованій на припущенні, що гази складаються з частинок, які перебувають у безперервному й безладному русі. Слово «газ» походить від грец. «хаос» – безлад.

У молекулярно-кінетичній теорії розрізняють поняття *ідеального* і *реального* газів.

Ідеальний газ – це теоретична модель газу, в якому середня кінетична енергія частинок у багато разів перевищує середню потенціальну енергію взаємодії між частинками.

Реальні гази добре описуються моделлю ідеальних газів, якщо вони є достатньо розрідженими.

У рамках моделі ідеального газу об'єм газу (V) залежить від умов, у яких він перебуває: тиску (P), температури (T).

Стан певної маси газу визначається трьома макроскопічними параметрами: тиском (P), об'ємом (V), температурою (T).

Газовий закон – кількісна залежність між двома термодинамічними параметрами газу при фіксованому значенні третього.

Особливу роль у процесах відіграють так звані **ізопроееси** – це процеси, що протікають з незмінною масою газу при сталому значенні одного з трьох параметрів – тиску, об'єму або температури.

Газових законів, як й ізопроеесів – три.

Ізотермічний процес – процес зміни стану термодинамічної системи при сталій температурі: $T = const$. Функціональну залежність об'єму газу від тиску при сталій температурі було показано у **законі Бойля-Маріотта (1662): при сталій температурі тиск сталої кількості газу обернено пропорційно його об'єму: $P_1/P_2 = V_2/V_1$, або $PV = const$.**

Ізобарний процес – процес зміни стану термодинамічної системи, що протікає при сталому тиску: $P = const$. Майже через 100 років по тому, як з'явився закон Бойля-Маріотта, французькі вчені Ж. Л. Гей-Люссак і Ж. Шарль вивчили вплив температури на зміну об'єму газу.

Закон Гей-Люссака (1802): при сталому тиску об'єм заданої кількості газу прямо пропорційний його абсолютній температурі: $V_1/T_1 = V_2/T_2$, або $V/T = const$.

Ізохорний процес – процес зміни стану термодинамічної системи, що протікає при сталому об'ємі: $V = const$.

У 1787 році Жак Шарль виміряв тиск різних газів при нагріванні при сталому об'ємі і встановив лінійну залежність тиску від температури, але дослідження не публікував. Через 15 років до таких саме результатів прийшов і Гей-Люссак, але будучи на рідкість благородним, настояв на тому, щоб закон називався на честь **Шарля: при сталому об'ємі для газу даної маси тиск газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:** $P_1/T_1 = P_2/T_2$ або $P_1/P_2 = T_1/T_2$.

У першій половині XIX ст. французький фізик Клапейрон вивів співвідношення, що пов'язує усі три параметри. Якщо в рівнянні стану ідеального газу враховувати закон Авогадро, можна вивести об'єднаний закон газового стану, який виражають формулою: $PV/T = V_m \frac{P_0V_0}{T_0}$.

Відомі нам значення P_0 , V_0 , T_0 дають змогу обчислити величину P_0V_0/T_0 , яка називається *універсальною газовою сталою* ($R=8,314 \text{ Дж/К моль}$). На цю величину не впливають жодні чинники. Оскільки $R = P_0V_0/T_0$, а $V_m = \frac{m}{M}$, матимемо $\frac{PV}{T} = \frac{m}{M}R$ – *це рівняння Клапейрона-Менделєєва(1874)*. Воно дає змогу легко перерахувати масу в об'єм при заданих тиску і температурі.

Питання до обговорення

1. Дати визначення еквіваленту (елемента, простої та складної речовини).

Приклади.

2. Що таке молярна маса еквіваленту? Яка одиниця її виміру? В чому причина того, що молярна маса еквіваленту не є сталою величиною?

3. Сформулювати закон Авогадро та наслідки з нього.

4. Що таке відносна густина газу? Яке її практичне значення?

5. Дайте сучасне формулювання закону сталості складу.

6. Які речовини називають дальтонідами? Бертолідами?

Самостійна робота

1. Розрахувати молярну масу (та об'єм) еквіваленту атомів; а) Гідрогену; б) Оксигену; в) Хлору; д) Натрію.

2. Визначити молярну масу еквіваленту (на ваш вибір): кислоти, лугу, оксиду, солі.

3. Яка кількість молекул знаходиться в молекулярному кисні, якщо його взяти кількістю речовини 0,2 моль?

4. Маса 1×10^{22} молекул Cl_2 становить 1,179 г. Визначити сталу Авогадро.

5. Розрахувати за воднем густину суміші, що складається із 15 л метану та 5 л пропану $D_{\text{H}_2} = 11,5$.

6. При спалюванні фосфору масою 1 г утворюється P_2O_5 масою 2,29 г. Розрахувати молярну масу еквівалента фосфору (6,2 г/моль).

7. Розрахувати молярну масу еквівалента металу, якщо із 8,4 г гідрокарбонату його утворилося 5,3 г карбонату (23 г/моль).

8. Густина за воднем азотно-водневої суміші дорівнює 4,25. Розрахувати склад суміші у відсотках (25% N_2 , 15% H_2).

Розділ 3. Основні класи неорганічних сполук

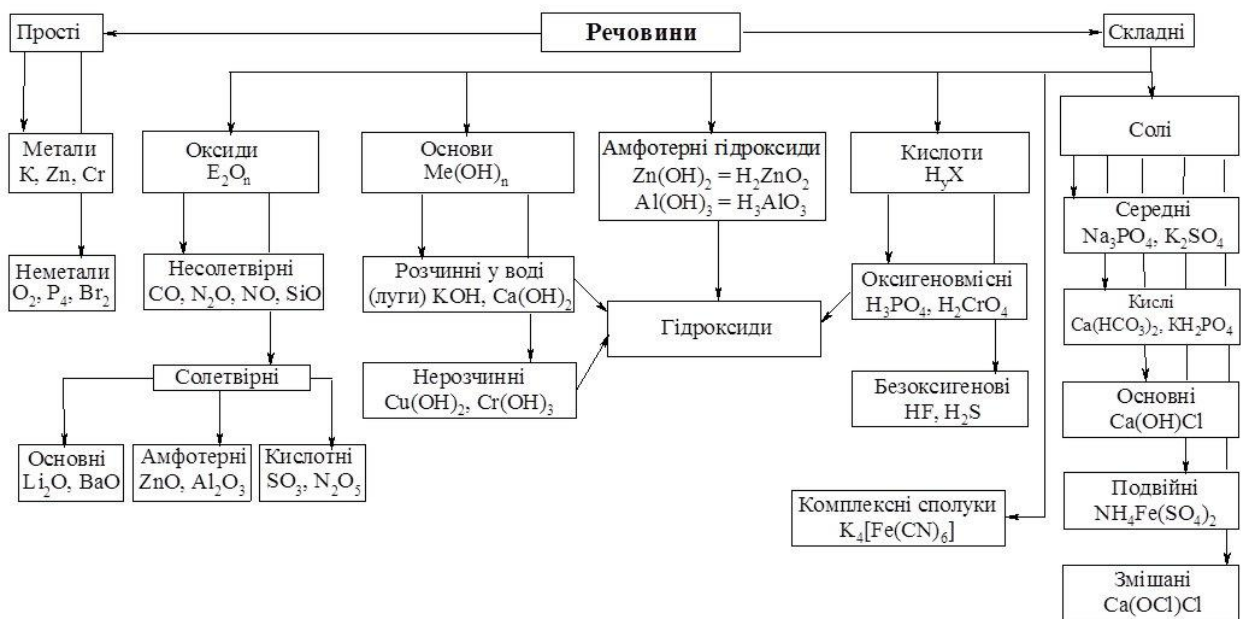
3.1. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук

Класифікація речовин передбачає об'єднання різноманітних та багато чисельних сполук (на даний час відомо більше 4 мільйонів хімічних сполук) в певні групи чи класи, які володіють подібними властивостями. Як класифікація, так і номенклатура хімічних сполук складалась впродовж століть, тому вони не завжди є взаємопов'язаними, а відображають історичний шлях розвитку науки. Наукові, науково-технічні та навчальні хімічні видавництва все ширше використовують міжнародну номенклатуру, розроблену Міжнародним союзом теоретичної і практичної хімії (ІЮПАК).

Всі неорганічні речовини, які зустрічаються в природі, можна поділити на індивідуальні хімічні речовини (чисті речовини) та суміші речовин. Індивідуальні хімічні речовини поділяються, в свою чергу, на прості і складні. Простих речовин з урахуванням алотропних модифікацій елементів на даний час відомо біля 500. В свою чергу прості речовини поділяють на метали і неметали. Складні речовини поділяються на неорганічні та органічні. Неорганічні сполуки можна розрізняти за відношенням до законів стехіометрії (дальтоніди та бертоліди); за кількістю елементів, що входять до складу (бінарні та багатоелементні) та за функціональними ознаками. До бінарних сполук належать оксиди, пероксиди, гідриди, галогеніди, сульфідиди, нітриди, фосфіди, карбіди тощо. До багатоелементних сполук належать основи, кислоти, солі, комплексні сполуки.

За функціональними ознаками (хімічними властивостями), які мають речовини у хімічних реакціях, їх поділяють на оксиди, основи, кислоти, солі.

Для хімії поділ складних неорганічних речовин за функціональними групами є більш раціональним та набагато полегшує вивчення їх хімічних властивостей.



3.2. Оксиди

Оксиди — бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення -2 .

До складу оксиду не повинен входити елемент в різних ступенях окиснення. Тому такі бінарні сполуки, як Fe_3O_4 , Pb_2O_3 , в яких сполучений з Оксигеном елемент проявляє різні ступені окиснення, до звичайних оксидів не належать. Їх можна розглядати як змішані або подвійні оксиди ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$, $\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$). Сполука Флуор з Оксигеном OF_2 також не належить до оксидів, через те, що містить Оксиген в позитивному ступені окиснення $+2$.

За хімічним характером оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. Солетворні — це такі оксиди, які вступають у реакції, в результаті яких утворюються солі. Солетворні оксиди поділяються на кислотні, основні та амфотерні. *Несолетворні* оксиди — це реакційноздатні сполуки, які вступають в хімічні реакції, але в результаті таких реакцій солі не утворюються. До них належать CO , SiO , NO , N_2O та деякі інші.

Назви оксидів. В оксидах спочатку називають позитивно заряджений елемент, після нього у дужках римськими цифрами зазначають ступінь його окиснення і додають слово оксид: Cr_2O_3 — хром(III) оксид; N_2O_5 — нітроген(V) оксид; CO — карбон(II) оксид. Якщо для елемента характерний тільки один

ступінь окиснення, тоді його не вказують: Na_2O – натрій оксид; B_2O_3 – бор оксид.

Основними називаються оксиди металів, яким відповідають основи. До них належать оксиди елементів головних підгруп I та II груп (крім Берилію) Лантану, Аргентуму, а також перехідних металів в нижчих ступенях окиснення (FeO , MnO , NiO). Тип хімічного зв'язку в цих сполуках переважно іонний. За звичайних умов – це тверді речовини.

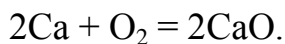
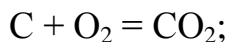
Кислотними називаються оксиди, яким відповідають кислоти. До них належать оксиди неметалів та оксиди металів у ступенях окиснення +5, +6, +7 (V_2O_5 , CrO_3 , MoO_3 , Mn_2O_7). Елементи I та II груп кислотних оксидів не утворюють. Тип хімічного зв'язку в них – ковалентний полярний. За звичайних умов кислотні оксиди бувають твердими (CrO_3 , Mn_2O_7), рідкими (SO_3 , N_2O_3) та газоподібними (Cl_2O , SO_2 , CO_2).

Амфотерними називаються оксиди, які мають властивості кислотних та основних оксидів, їм відповідають амфотерні гідроксиди. До них належать оксиди деяких металів головних підгруп та оксиди металів побічних підгруп, переважно в проміжних ступенях окиснення (BeO , Al_2O_3 , PbO_2 , ZnO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO , MnO_2). Тип хімічного зв'язку в амфотерних оксидах ковалентний полярний або іонний. Амфотерні оксиди за звичайних умов – тверді речовини.

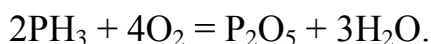
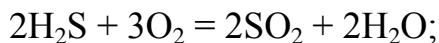
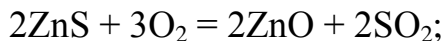
Хімічний характер вищих оксидів (оксидів, у яких ступінь окиснення елемента відповідає номеру групи) залежить від положення елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. У межах малих періодів і рядів великих періодів із збільшенням порядкового номера елемента характер вищих оксидів змінюється від основних через амфотерні до кислотних. У межах підгруп із зростанням порядкового номера посилюються основні властивості. Якщо метал утворює кілька оксидів, то, як правило, нижчий оксид є основним, вищий – кислотним, а з проміжним ступенем окиснення елемента – амфотерним.

Способи добування оксидів

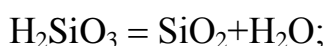
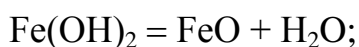
1. При взаємодії простих речовин з киснем:



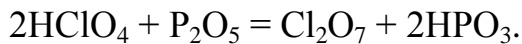
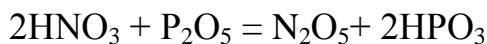
2. При спалюванні складних речовин:



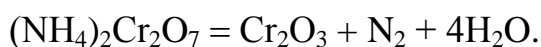
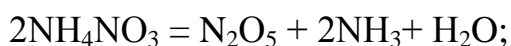
3. У результаті термічного розкладання кислот, основ та амфотерних гідроксидів:



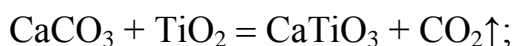
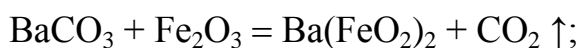
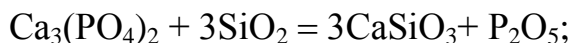
4. Для одержання нестійких кислотних оксидів на кислоти діють речовинами, здатними віднімати воду:



5. Термічний розклад солей оксигеновмісних кислот:



6. Взаємодія солей з оксидами при нагріванні:



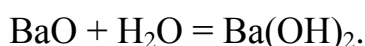
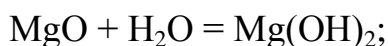
7. Інші реакції:



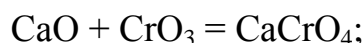
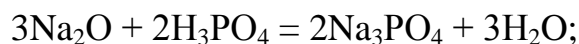
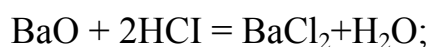
Хімічні властивості оксидів

Основні оксиди

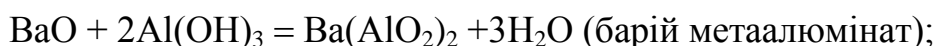
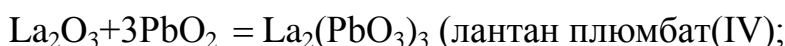
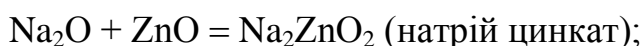
1. Більшість основних оксидів з водою не взаємодіє, лише оксиди активних металів при взаємодії з водою утворюють основи:



2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:

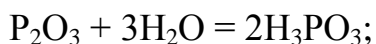


3. Основні оксиди взаємодіють при нагріванні з амфотерними оксидами та гідроксидами, які виявляють при цьому свої кислотні властивості, а елементи, якими вони утворені, входять до складу кислотного залишку:



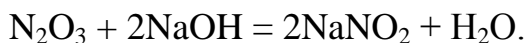
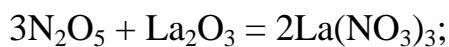
Кислотні оксиди

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

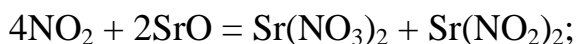
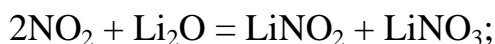


Тому кислотні оксиди називають ще ангідридами кислот. При взаємодії деяких кислотних оксидів з водою утворюються одночасно дві кислоти. Такі кислотні оксиди називають змішаними ангідридами двох кислот. При цьому ступінь окиснення кислотоутворюючого елемента в одній із кислот на одиницю знижується, а в іншій – підвищується порівняно з вихідним оксидом. Наприклад, $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$.

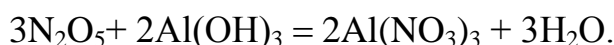
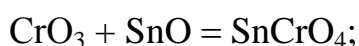
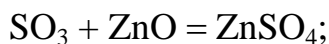
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основами та основними оксидами з утворенням солей:



У реакціях кислотних оксидів, яким відповідає дві кислоти, утворюється дві солі:



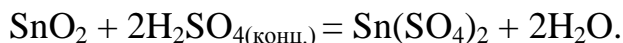
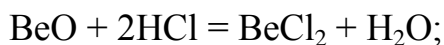
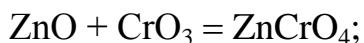
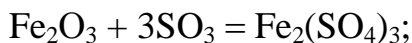
3. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при нагріванні:



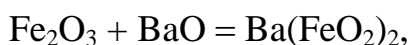
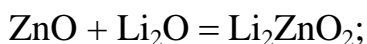
Амфотерні оксиди

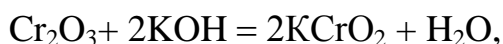
1. З водою, як правило, не взаємодіють.

2. Майже не взаємодіють з розведеними кислотами, а з концентрованими кислотами та при нагріванні з кислотними оксидами амфотерні оксиди ведуть себе так, як основні. Елемент, що утворює такий оксид, в одержаній солі входить до складу катіона:



3. При взаємодії з основами та основними оксидами вони проявляють кислотні властивості, а елемент, який входить до складу амфотерного оксиду в утвореній солі входить до складу кислотного залишку:





3.3. Кислоти

Кислотами називаються сполуки, що містять атоми Гідрогену, які здатні заміщуватись на метал і утворювати при цьому солі. У водних розчинах кислоти дисоціюють на йони Гідрогену та кислотного залишку. Наприклад, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Саме наявність йонів Гідрогену у розчинах кислот обумовлює їх властивості (кислий смак, здатність змінювати забарвлення індикаторів).

Основність кислоти визначається кількістю атомів Гідрогену, які здатні заміщуватись на метал з утворенням солей. Так, HCl , HNO_3 – одноосновні, H_2SO_4 , H_2S – двоосновні, H_3PO_4 , H_3AsO_4 – триосновні кислоти.

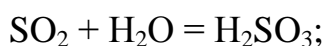
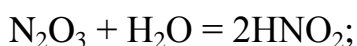
За хімічним складом кислоти поділяють на оксигеновмісні (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4) та безоксигенні (HCl , HI , H_2S). Оксигеновмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів. Тому кислотні оксиди також називають ангідридами кислот.

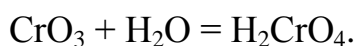
За силою кислоти поділяють на три групи: сильні (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl), середні (H_3PO_4 , H_2SO_3), слабкі (H_2CO_3 , H_2S , HCN).

Назви кислот. Назви кислот складаються з назв кислотних залишків та слова кислота. Назви одноелементних кислотних залишків складаються з коренів назв елементів із суфіксом -ид (-ід): HCl – хлоридна кислота; H_2S – сульфідна кислота. Назви багатоатомних аніонів складаються з коренів назв кислотоутворюючих елементів з суфіксом -ат і ступеня окиснення елемента римськими цифрами в дужках: H_2SO_4 – сульфатна (VI) кислота; H_2SO_3 – сульфатна (IV) кислота (сульфітна кислота); HNO_3 – нітратна (V) кислота; HNO_2 – нітратна (III) кислота (нітритна кислота); HClO – хлоратна (I) кислота (гіпохлоритна кислота).

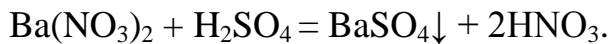
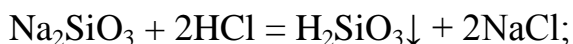
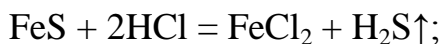
Способи добування кислот

1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:

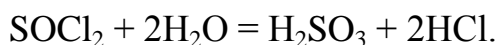
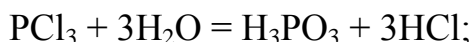
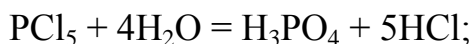




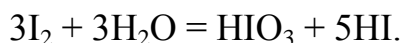
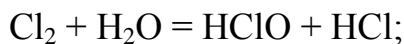
2. Взаємодія кислот з солями:



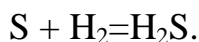
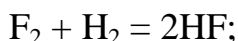
3. Взаємодія галогенангідридів з водою. У таких реакціях, крім оксигеновмісної кислоти, утворюється також галогеноводнева:



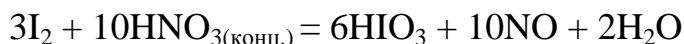
4. Взаємодія активних неметалів з водою:



5. Сполучення неметалів з воднем:



6. Окиснення деяких простих речовин:



Хімічні властивості кислот

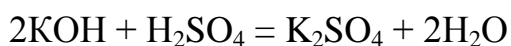
Хімічні властивості кислот можна розподілити на дві групи:

- загальні властивості, що обумовлені наявністю у розчинах кислот йона Гідрогена (йона гідроксонія H_3O^+);
- специфічні властивості, які характерні конкретним кислотам.

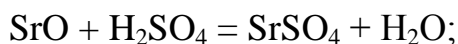
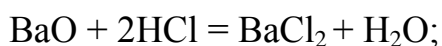
Загальні властивості

Більшість кислот – це рідини. Їх розчини мають кислий смак, змінюють колір лакмусу на червоний, метилоранжу – на рожевий.

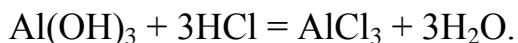
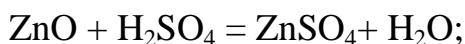
1. Взаємодіють з основами з утворенням солі і води (реакція нейтралізації):



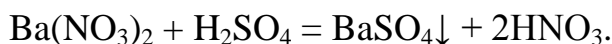
2. Взаємодіють з основними оксидами:



3. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами:

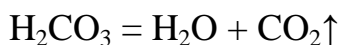
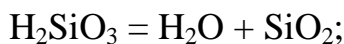


4. Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші основи або випадає осад:

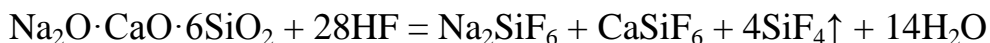


Специфічні властивості

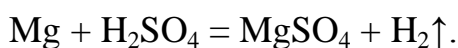
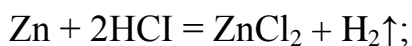
1. Деякі кислоти розкладаються при нагріванні:



2. Фторидна кислота (плавикова) розчиняє скло:



3. Чимало кислот взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг знаходяться ліворуч від Гідрогену, з утворенням солі та витісненням водню:



Кислоти-окисники – нітратна кислота HNO_3 , концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 , а також оксигеновмісні сполуки галогенів HClO , HClO_3 при взаємодії з металами ніколи не виділяють водню. Вони здатні окиснювати також метали, які в електрохімічному ряді напруг стоять праворуч від Гідрогену. У результаті таких реакцій утворюються продукти відновлення кислотоутворюючого елемента. Причому, чим більш активний метал, тим глибше відбувається відновлення кислотоутворюючого елемента.

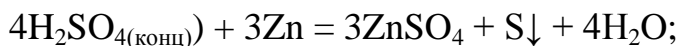
Взаємодія металів з сульфатною кислотою:

Au, Pt, Os, Ta, Ir з сульфатною кислотою не взаємодіють.

Лужні метали:



Лужноземельні метали і Zn:



Важкі метали (Pb, Cu, Cd, Sb, Sn, Bi, Ag, Hg):



Al, Co, Fe, Ni, Cr на холоді з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють (холодна концентрована кислота пасивує ці метали). Але при нагріванні реакція протікає:

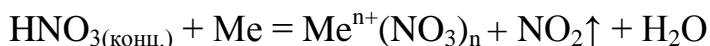
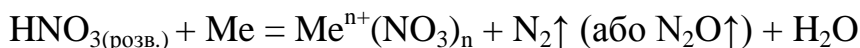


Взаємодія металів з нітратною кислотою:

Au, Pt, Os, Ta, Ir з нітратною кислотою не взаємодіють.

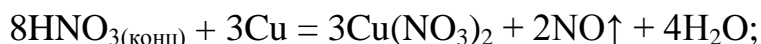
У випадку реакції з нітратною кислотою на продукти реакції впливає також концентрація кислоти. Чим більше розведеною є нітратна кислота і чим активнішим є метал, з яким вона взаємодіє, тим глибше відбувається відновлення Нітрогену.

Лужні та лужноземельні метали:

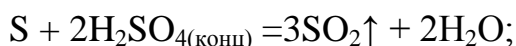


Al, Co, Fe, Ni, Cr на холоді з концентрованою нітратною кислотою не взаємодіють.

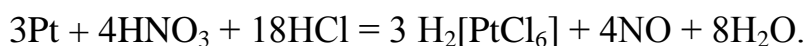
При нагріванні з цими та іншими металами продукти будуть наступними:



Кислоти-окисники здатні окиснювати навіть неметали:



Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлоридної кислоти (царська водка) здатна окиснювати навіть золото і платину з утворенням комплексних кислот:



3.4. Основи

Основами називаються гідрати основних оксидів. З погляду електролітичної дисоціації основами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид аніонів – гідроксид-йони. Наприклад, $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$. Саме наявність йонів OH^- у розчинах основ зумовлює їхні властивості.

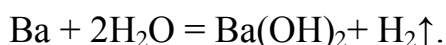
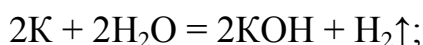
До складу основ входить йон металу (чи група атомів, що відіграє роль йона металу, наприклад, катіон амонію NH_4^+) та гідроксид-йони, кількість яких дорівнює валентності металу n . Загальна формула $\text{E}(\text{OH})_n$. Кількість гідроксид-йонів, які здатні заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, визначає кислотність основи. Так, KOH – однокислотна, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двокислотна, $\text{La}(\text{OH})_3$ – трикислотна основа.

Назви основ утворюються з назви катіона, за якою в дужках римськими літерами йде ступінь окиснення елемента, і слова гідроксид: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум(II) гідроксид; $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – нікель(II) гідроксид. Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають: NaOH – натрій гідроксид; $\text{La}(\text{OH})_3$ – лантан гідроксид.

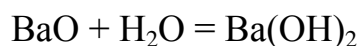
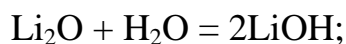
Розчинні у воді сильні основи називаються лугами. Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Майже всі інші основи є нерозчинними у воді.

Добування основ

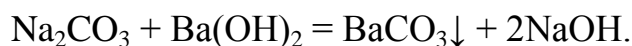
1. Розчинні основи можна отримати при взаємодії активних металів з водою:



2. При взаємодії основних оксидів з водою:



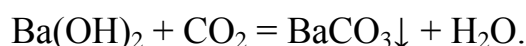
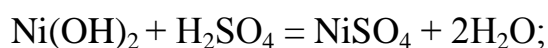
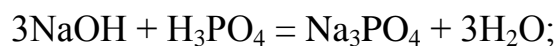
3. Основи можна отримати при взаємодії солей з лугами:



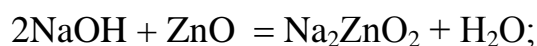
Хімічні властивості основ

Розчинні у воді основи – луги спричиняють зміну забарвлення індикаторів: фенолфталеїн має малинове забарвлення, метилоранж – жовте, лакмус – синє.

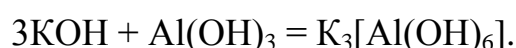
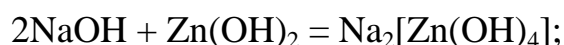
1. Взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами:



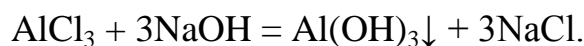
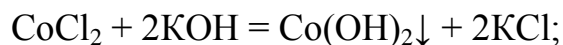
2. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при нагріванні:



$\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, а у водному розчині утворюються гідроксокомплекси:

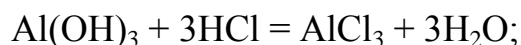
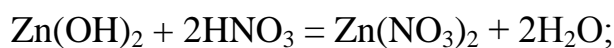


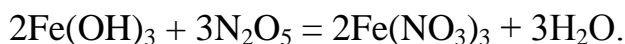
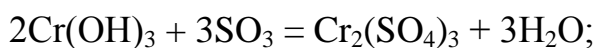
3. Розчинні основи взаємодіють із солями:



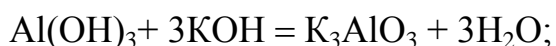
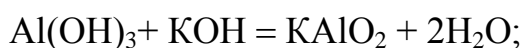
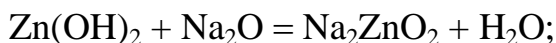
Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. Виявляють основні властивості при взаємодії з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей. В останніх елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона:

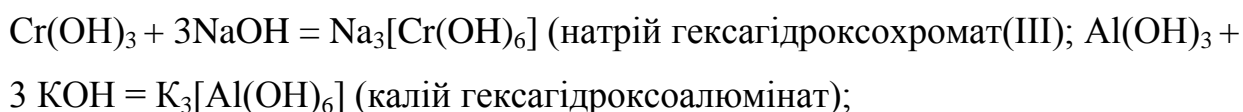




2. Виявляють кислотні властивості при взаємодії з основами та основними оксидами. При цьому утворюються солі, в яких елемент амфотерного гідроксиду входить до складу кислотного залишку:



У розчині утворюються комплексні солі:



3.5. Солі

Солі – кристалічні речовини, які можна розглядати як продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти металом. У світлі теорії електролітичної дисоціації солями називають електроліти, які дисоціюють на катіони металу та аніони кислотного залишку.

Солі розподіляють на середні, кислі, основні. Середні солі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал (NaCl , CaSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3). Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал. Утворення кислих солей характерне тільки для багатоосновних кислот (NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHSO_4). Основні солі – продукти неповного заміщення гідроксогруп основ на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне тільки для багатокислотних основ ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$).

Назви середніх солей утворюють з назв катіонів і аніонів із зазначенням ступенів окиснення катіона та кислотоутворюючого елемента, де є така необхідність; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – ферум (III) нітрат; Na_2SO_4 – натрій сульфат.

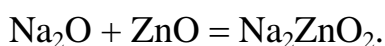
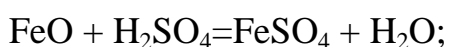
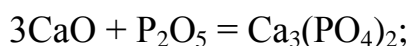
Кислі солі називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона префікса гідро-, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом: KHCO_3 – калій гідрокарбонат; NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат.

Основні солі називають так, як і середні, з додаванням до назви аніона слова гідроксо-, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – магній гідроксохлорид; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – алюміній дигідроксонітрат.

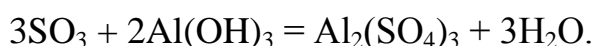
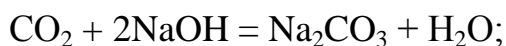
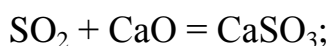
Добування солей

Способів добування солей існує дуже багато.

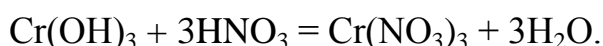
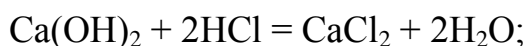
1. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами і кислотами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



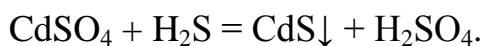
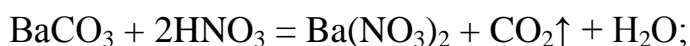
2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:



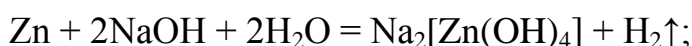
4. Взаємодія солей з кислотами:



5. Взаємодія солей з основами:



6. Взаємодія металів, сполукам яких притаманні амфотерні властивості, з лугами:

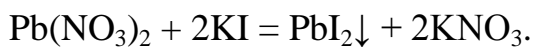
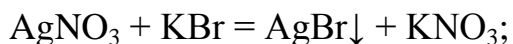


7. Взаємодія неметалів з лугами:

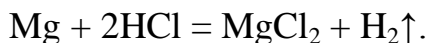




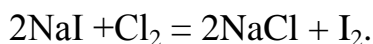
8. Взаємодія між солями:



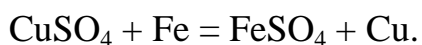
9. Взаємодія металів з кислотами:



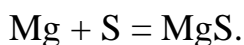
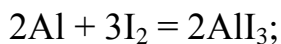
10. Витіснення неметалів із солей активнішими неметалами:



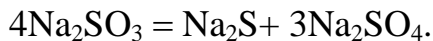
11. Витіснення металів із солей активнішими металами:



12. Взаємодія простих речовин:

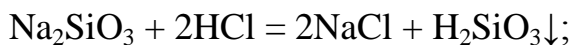
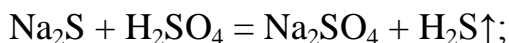


13. Термічні перетворення солей:



Хімічні властивості солей

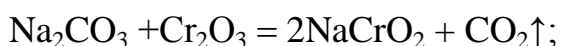
1. Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти. Сильні кислоти витісняють слабкі із солей.

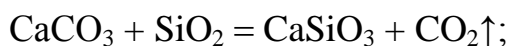


2. Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі. Сильні основи витісняють слабші із солей:

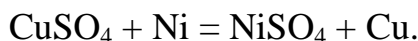
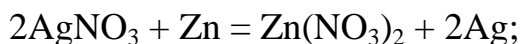


3. Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:

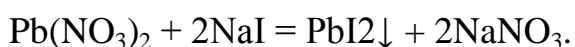
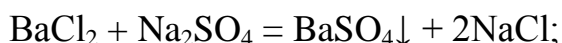




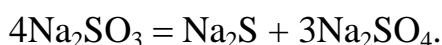
4. Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг стоять ліворуч, ніж з металами, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із солей:



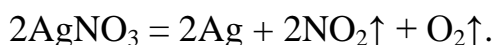
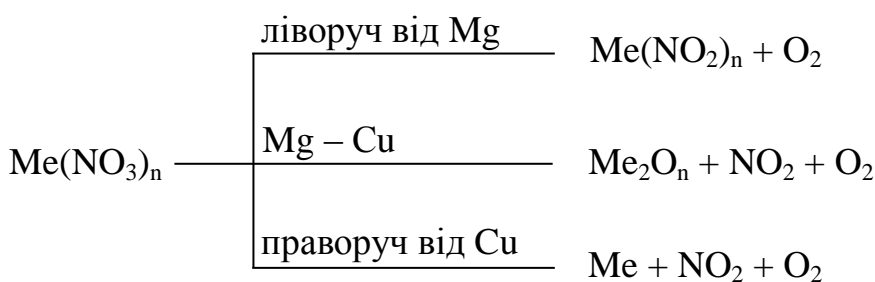
5. За реакціями обміну взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно погано розчинних:



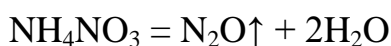
6. При нагріванні багато солей розкладаються за реакціями диспропорціонування:



Нітрати металів при нагріванні розкладаються, причому продукти розкладу залежать від положення металу в електрохімічному ряді напруг:



Амоній нітрат при нагріванні розкладається без твердого залишку:

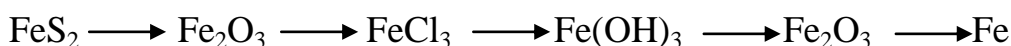
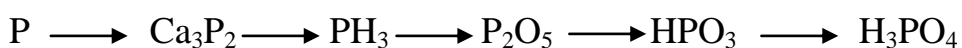
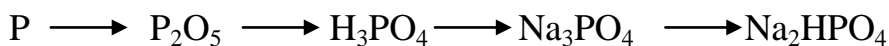
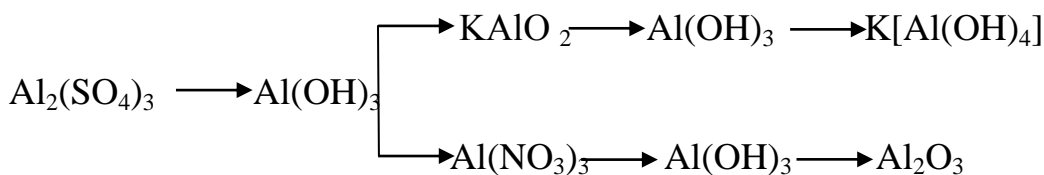


Питання до обговорення

1. Навести приклади оксидів, які при розчиненні у воді дають дві кислоти.
2. В чому проявляється кислотна природа для оксидів, які не розчиняються у воді? Навести приклади.
3. Які за характером оксиди утворюють неметалічні та металічні елементи в різних ступенях окиснення? Приклади.
4. У якого з двох оксидів основні властивості виражені сильніше: FeO чи Fe₂O₃; SnO чи SnO₂; ZnO чи CdO, SnO чи PbO?
5. Основні властивості якого гідроксиду виражені сильніше: As(OH)₃ чи Bi(OH)₃; Sn(OH)₂ чи Sn(OH)₄; Fe(OH)₂ чи Fe(OH)₃; Ba(OH)₂ чи Be(OH)₂?
6. В якому випадку 2 оксиди можуть реагувати одне з одним? Що при цьому утворюється?

Самостійна робота

1. Як можна одержати: Fe(OH)₂ з Fe₂O₃; Fe₂O₃ з FeCl₃; Fe(OH)₃ з FeS?
2. Яку природу проявляють CoO та Al₂O₃ взаємодіючи одне з одним при стопленні? Записати рівняння реакції.
3. Чим визначається сила електролітів? Навести приклади сильних, середніх та слабких кислот.
4. Які властивості Zn(OH)₂, KOH та Mn(OH)₂ можна використати для їх розділення з твердої суміші?
5. Здійснити перетворення:



6. Записати рівняння реакцій, що протікають у водному розчині між речовинами: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та NO_2 ; NH_3 та SO_2 ; CaCl_2 та Na_2HPO_4 ; H_2SO_4 та FeOHSO_4 ; CaHAsO_4 та $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ та $\text{Ca}(\text{OH})_2$; SbOCl та HCl ; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ та KOH .

7. В наступних формулах солей підкреслити залишки основ та кислот:
 $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$; PbCrO_4 ; NaHCO_3 ; $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$; CaHPO_4 ; KHSO_4 ;
 $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$; NaH_2PO_4 .

Розділ 4. Будова атома. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

4.1. Основні теоретичні положення про будову атома

Весь навколишній світ складається із речовин. У природі речовини бувають прості та складні. Прості речовини складаються із однорідних атомів якого-небудь елемента. Атомом називається найменша частка хімічного елемента, яка зберігає його властивості. Всі речовини складаються із атомів, але атом не є найменшою неподільною складовою частиною речовини, а складається із великої кількості більш дрібних, так званих елементарних частинок, які мають різну природу та властивості. Найбільш важливими із відомих елементарних частинок, які визначають властивість елемента, є протони, нейтрони, електрони. **Протони (p)** – це частинки, які мають масу, що дорівнює 1 та елементарний позитивний заряд величиною у $4,8 \cdot 10^{-10}$ електростатичних одиниць. **Нейтрони (n)** – частинки, що не мають заряду, мають масу, яка дорівнює 1. **Електрони (e)** – частинки, які мають негативний електричний заряд, рівний за величиною заряду протона і масу, рівну 1/1840 частині маси протона ($9,1 \cdot 10^{-28}$ г).

На початку ХХ століття англійський вчений Резерфорд розробив ядерну модель будови атома. Згідно з цією моделлю, атом складається із позитивно зарядженого ядра, в якому знаходяться протони, нейтрони та інші елементарні частинки, а навколо ядра обертаються негативно заряджені електрони. Розрахунки діаметрів атома та ядра показали, що вони відповідно складають 10^{-8} і 10^{-12} - 10^{-14} см.

Позитивний заряд ядра визначається кількістю протонів у ядрі і дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Оскільки атом – електронейтральна частинка, то він має таку ж саму кількість негативно заряджених частинок – електронів, як і протонів. Електрони безперервно обертаються навколо ядра по орбітах, які розташовані на енергетичних рівнях і підрівнях.

Елементи відрізняються один від одного кількістю елементарних частинок, з яких складається атом. Електрони утворюють так звану електронну оболонку атома.

Електрони утримуються в атомі на певній відстані від ядра завдяки дії двох сил: сили електростатичного тяжіння ядра, яка утримує їх в позитивному електричному полі, та відцентрової сили, що виникає в результаті обертання електрона навколо ядра з величезною швидкістю.

Рівновага цих двох сил не дає можливості електрону впасти на ядро або відірватись від атома.

Постійно рухаючись, електрони заповнюють певну частину простору навколо ядра, утворюючи електронну оболонку атома, яка складається з енергетичних рівнів та підрівнів.

Максимальна кількість електронів, які можуть бути на енергетичному рівні, визначається за формулою:

$$N = 2n^2, \text{ де } n - \text{порядковий номер енергетичного рівня.}$$

Рух елементарних частинок, що мають дуже незначні величини маси і швидкості, близькі до швидкості світла, не підкоряється законам класичної механіки Ньютона. Для характеристики поведінки мікрочасток застосована квантова механіка Планка, основу якої складає уявлення про дискретність руху та випромінювання енергії, що відбувається не безперервно, а порціями, так званими квантами енергії. Енергія кожної такої порції випромінювання залежить від частоти коливання у відповідності з формулою:

$E = h\nu$, де h – стала Планка, що дорівнює $6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с, ν – частота коливання, яка залежить від довжини хвилі випромінювання λ ($\nu = 1/\lambda$).

Датський фізик Нільс Бор, застосувавши основні положення квантової механіки, розрахував можливі орбіти руху електрона в атомі водню. Згідно з розрахунками Бора, можливі радіуси руху електронів у атомі водню відносяться як квадрати цілих чисел: $1^2 : 2^2 : 3^2 : \dots : n^2$

Ці радіуси відповідають так званим енергетичним рівням, які визначають величину енергії електрона. Чим далі знаходиться енергетичний

рівень від ядра, тим вища його енергія. Найменша енергія у електрона, що рухається на першому рівні, із збільшенням порядкового номера рівня енергія електрона зростає.

При обертанні на найближчому до ядра рівні електрон не випромінює енергію і атом знаходиться у так званому *нормальному (основному)* стані.

Електрони можуть переходити на більш високий енергетичний рівень при одержанні енергії ззовні у кількості, яка відповідає різниці енергій рівнів. Наприклад, для переходу з рівня 1 на рівень 2 різниця енергії складає:

$$\Delta E = E_2 - E_1.$$

Атом, у якому електрон перейшов на більш високий енергетичний рівень, знаходиться у так званому *збудженому стані*. При зворотному переході електрону на попередній рівень його енергія випромінюється і атом знову переходить у нормальний (основний) стан.

У 1925 р. німецький фізик В. Гейзенберг запропонував принцип невизначеності, згідно з яким не можна одночасно встановити точне місцезнаходження електрона в просторі і його швидкість. **Принцип невизначеності** – це одне з основних положень квантової механіки. Отже, у **квантовій механіці електрон одночасно розглядається як частинка і як хвиля**. Властивості електрона як частинки полягають у його здатності виявляти свою дію тільки як цілого, хвильові властивості – в особливостях його руху.

Оскільки електрон виявляє властивості хвилі, це дало змогу австрійському фізику Е. Шредінгеру, одному із засновників квантової механіки, у 1925 р. зробити припущення, що стан електрона в атомі можна описати за допомогою хвильової функції, як функції трьох координат.

Для багатоелектронних атомів користуються наближеними розв'язками рівняння Шредінгера, які забезпечили обґрунтування квантових чисел. Відповідно до цих уявлень електронна оболонка атома заповнюється електронами поступово, починаючи з першого рівня.

Квантові числа

Для опису стану електрона в атомі квантова механіка дає чотири квантові числа, які мають суворо визначені величини.

Головне квантове число n характеризує енергетичний рівень, тобто величину енергії рівня і може мати значення ряду цілих чисел від 1 до n ($1 \dots \infty$). Відповідно енергетичні рівні позначаються великими літерами латинського алфавіту, починаючи з K (K, $n = 1$; L, $n = 2$; M, $n = 3$ і т.д.).

Побічне квантове число (орбітальне) l . На енергетичному рівні електрони можуть обертатись як по кругових, так і по еліптичних орбітах. В цьому випадку запас їх енергії буде відрізнятись. Отже, в межах рівня існують енергетичні підрівні. Орбітальне квантове число вказує на можливу кількість підрівнів на енергетичному рівні і може набувати значення від 0 до $(n-1)$.

Відповідно, підрівні позначаються малими літерами латинського алфавіту, починаючи з s (s, p, d, f). Так, на енергетичному рівні K ($n = 1$), орбітальне число буде мати значення $l = n - 1 = 0$, тобто одне значення, і тому на першому енергетичному рівні буде тільки один підрівень s .

Магнітне квантове число m показує число можливих орбіталей в межах підрівня. Воно може мати значення від $+l \dots 0 \dots -l$, тобто всього може приймати значень $2l + 1$. Так, для підрівня s побічне квантове число має тільки одне значення, $l = 0$; магнітне буде мати теж одне значення, отже, на цьому підрівні може існувати лише одна орбіта.

На підрівні p магнітне квантове число має три значення $+1, 0, -1$, на цьому підрівні можуть бути три орбіталі. Відповідно для підрівня d число значень магнітного числа буде п'ять ($+2, +1, 0, -1, -2$), отже і орбіталей може бути п'ять.

Спін електрона s (від англійського слова “spin” – веретено, обертання навколо власної осі) показує, що електрон може обертатись і навколо власної осі. Таких можливих напрямків обертання існує тільки два: за та проти годинникової стрілки, отже, квантова механіка дає два значення спіну електрона $+1/2$ та $-1/2$. Обертання електрона навколо власної осі подібне до руху електричного струму по замкнутому контуру і викликає появу

магнітного поля, силові лінії якого будуть спрямовані у просторі за правилом гвинта (правило буравчика).

Магнітні силові лінії двох електронів з антипаралельним спіном спрямовані в протилежних напрямках і можуть замикатись. Тому такі електрони можуть існувати на одній орбіталі. Третій електрон не може існувати на тій самій орбіталі, бо він буде відштовхуватись від одного з електронів пари.

Отже, спін електрона показує, що на одній орбіталі не може бути більш, ніж два електрони. В той же час, при наявності на орбіталі пари електронів з обертанням навколо власної осі в протилежних напрямках (електрони з антипаралельним спіном) утворюється стійка електронна конфігурація.

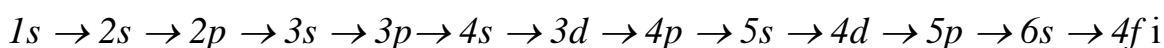
Принцип Паулі. Правило Гунда. Правило Клечковського.

Для складання електронних формул використовують три правила, за якими, згідно з сучасною теорією будови атома, утворюються електронні оболонки атомів. Перше правило – **принцип Паулі**, який формулюється так: **в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.**

За цим принципом можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. Так, на *s*-орбіталі не може бути більш ніж 2, на *p*-орбіталі – 6, на *d*-орбіталі – 10 електронів. Звідси, максимальне число електронів, яке може бути на 1 енергетичному рівні – 2, на другому енергетичному рівні – 8, на третьому – 18 і т.д.

Друге правило – **правило Клечковського** (правило найменшого запасу енергії): **заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається зі зростанням їх енергії, яка характеризується сумою $n + l$.**

В багатоелектронних атомах заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів відбувається залежно від їх енергії у такій послідовності:



т.д.

Третє правило – **правило Гунда: при заповненні електронами енергетичних комірок в межах підривня, сумарне спінове число електронів не повністю заповненого підривня має бути максимальним.**

Отже, можна зробити такі висновки: а) під час заповнення підривня електрони посідають різні орбіталі доти, доки це можливо; б) спіни поодиноких електронів, що знаходяться на різних орбіталях, паралельні. Це правило не суперечить принципу Паулі: будь-які два електрони, що розташовані на одній орбіталі, згідно з принципом Паулі, мають протилежні спіни.

Вивчення властивостей електрона показало, що він одночасно має властивості корпускули (частинки) з певною масою, і в той же час має властивості хвилі, доказом чого є явище дифракції електронних променів. Такі властивості призводять до того, що електрон, обертаючись навколо ядра з великою швидкістю, заповнює певний простір, утворюючи електронну хмару. Ці електронні хмари є різними для електронів, що знаходяться на різних підривнях і називаються орбіталями. Так, *s*-орбіталь має форму сфери, *p*-орбіталь має форму витягнутої вісімки.

Будова атомних ядер. Радіоактивність. Типи і властивості радіоактивного випромінювання.

Французький вчений А. Беккерель у 1896 р. відкрив здатність сполук ^{238}U випромінювати промені, подібні до рентгенівських. Такі ж самі промені були відкриті М. Кюрі-Склодовською та П. Кюрі для сполук торію, радію і полонію. Здатність речовин до самодовільного випромінювання було названо **радіоактивністю**, що в перекладі з латинської означає "здатність випромінювати". Радіоактивність може бути виявлена за такими властивостям, які мають промені:

- здатність викликати світіння люмінесцентних матеріалів;
- здатність викликати іонізацію газів;
- здатність засвічувати фоточутливі матеріали.

Вивчення радіоактивності показало, що промені, які випромінюють вказані речовини, не є однорідними. Якщо тоненький пучок променів помістити у електричне або магнітне поле, то виявляється, що вони розділяються на три промені, які по-різному реагують на магнітне та електричне поле. До негативного полюса пластини відхиляється пучок променів, який має позитивну природу – **α -промені**. Дослідження показали, що це ядра атома гелію, які мають заряд $2+$ і масу 4, тобто це He^{2+} , причому вони мають швидкість 22000 км/с.

β -промені являють собою потік негативно заряджених частинок – електронів. β - частинки рухаються з різними швидкостями – від 100000 до 300000 км/с.

γ -промені не відхиляються під впливом електричного та магнітного поля. За своєю природою вони подібні світловим променям, але, на відміну від них, характеризуються дуже малою довжиною хвилі та мають велику проникну здатність. Характерними особливостями природного радіоактивного розкладу слід назвати такі:

- при радіоактивному розпаді утворюються нові елементи;
- радіоактивні процеси незворотні;
- глибина радіоактивного перетворення не залежить ні від температури, ні від тиску, ні від того знаходиться атом у вільному стані чи у сполуках.

- при перетворенні 1 грам-атома радіоактивної речовини енергія, що виділяється, у мільйон разів більша, ніж при будь-якій хімічній реакції.

Згодом у ядрі атома були відкриті нейтрони (n), протони (p) та позитрони (e^+). Таким чином, стало можливим розробити теорію будови ядра атома, яке, за думкою Д. Іваненко (1932), складається із нейтронів та протонів, причому маса атома (масове число) A складається із суми мас нейтронів та протонів, що його утворюють, тобто:

$A = Z + N$, де Z – це позитивний заряд ядра, який дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі, а N – число нейтронів у ядрі.

При даному значенні N можуть існувати ядра з різними значеннями A , що обумовлено вмістом різного числа нейтронів. Такі ядра називаються **ізотопами** даного елемента. Для позначення визначеного ізотопу даного елемента його масове число показують як верхній індекс ліворуч від символу хімічного елемента. Усі ізотопи елемента мають однакові хімічні властивості, але різниця в масах може виявлятися у швидкостях реакцій і деяких термодинамічних властивостях. Більшість елементів зустрічається у природі як суміш двох чи більше ізотопів.

4.2. Сучасне тлумачення періодичного закону Д. І. Менделєєва на основі електронної теорії атома

Сучасне формулювання періодичного закону: **властивості хімічних елементів, так само, як і їхніх сполук, перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер їхніх атомів.**

Періодичний закон – це основа сучасної хімії. Графічним виразом періодичного закону є періодична система хімічних елементів Менделєєва. Хімічні елементи в періодичній системі розміщуються суворо за порядком зростання зарядів їхніх атомів. Сучасна періодична система містить 118 хімічних елементів. В лютому 2010 року періодичну систему поповнив 112 хімічний елемент, який отримав назву Копернецій (Cn), в червні 2012 року свої міста зайняли елементи 114 Флеровій (Fl) та 116 Ліверморій (Lv). 8 листопада 2016 року періодична система поповнилася ще чотирма елементами: 113 Ніхоній (Nh), 115 Московій (Mc), 117 Теннесін (Ts), 118 Оганесон (Og). Тепер сьомий період вважається закінченим.

Найголовніші структурні одиниці періодичної системи елементів – **періоди і групи.**

Період – це горизонтальний ряд елементів, який починається з лужного металу (або Гідрогену) і закінчується інертним газом.

Група – це вертикальний ряд подібних елементів, що належать до різних періодів.

Аналізуючи електронні конфігурації атомів, були одержані ті ж періодичні залежності, які встановив Д. І. Менделєєв, вивчаючи хімічні властивості елементів:

- в одному періоді містяться елементи, атоми яких мають однакове число енергетичних рівнів, але різну кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні і тому їхні властивості змінюються по періоду від активних металів (ІА група – лужні метали) до неметалів (закінчується період інертними газами);

- число елементів у кожному періоді визначається максимально можливим числом електронів на енергетичному рівні, який заповнюється у атомів елементів цього періоду;

- число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів головних підгруп (крім He) дорівнює номеру групи, в якій міститься елемент;

- в одній підгрупі містяться елементи, атоми яких мають однакову будову зовнішніх енергетичних рівнів, а, відповідно, і подібні хімічні властивості.

Електронні оболонки інертних газів мають повністю заповнені зовнішні рівні та підрівні, тобто в кожній комірці знаходиться по два електрони. Це енергетично дуже стійка електронна конфігурація, ось чому атоми інертних газів не утворюють валентні зв'язки і не утворюють сполуки, подібні до інших елементів періодичної системи.

У атомів усіх інших хімічних елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. Атоми металів, вступаючи в хімічну реакцію, втрачають електрони зовнішніх енергетичних підрівнів, які слабо зв'язані з ядром. Здатність елемента віддавати електрони можна вважати мірою металічності. Для порівняння металічних властивостей елементів використовують спеціальну величину – *енергію іонізації*. *Енергія іонізації* — це кількість енергії, необхідної для відриву від атома найбільш слабо зв'язаного з ним електрона. Цю величину вимірюють у електрон-вольтах на атом (eV/атом) або в СІ в кілоджоулях на моль (кДж/моль), $1 \text{ eV/атом} = 96,5 \text{ кДж/моль}$.

Атоми неметалів у зовнішньому енергетичному рівні мають чотири й більше електронів, які міцно зв'язані з ядром. Атоми неметалів, вступаючи в хімічну реакцію, як правило, приєднують електрони. Для порівняння неметалічних властивостей використовують спеціальну величину – **спорідненість до електрона**. **Спорідненість до електрона** – це кількість енергії, яка виділяється або поглинається під час приєднання одного електрона до нейтрального атома. Спорідненість до електрона теж вимірюють у електрон-вольтах на атом (eV/атом) або в кілоджоулях на моль (кДж/моль). Найбільше значення спорідненості до електрона мають елементи головної підгрупи сьомої групи (F, Cl, Br, I) — типові неметали.

Електронегативність – це здатність атома хімічного елемента притягувати до себе електронні пари. Електронегативність елемента визначається сумою його енергій іонізації та спорідненості до електрона. У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента, тобто зліва направо. На початку періоду містяться елементи, електронегативність яких низька (метали), а в кінці – найбільш електронегативні (неметали). В групі електронегативність елементів зменшується із зростанням порядкового номера, тобто згори донизу. Найбільш електронегативним у періодичній системі є Флуор.

Під час обертання електрона навколо ядра атома та навколо власної осі виникають відповідні магнітні поля і з'являється так званий орбітальний та спіновий магнетизм. Залежно від того, чи є в даній системі атомів неспарені електрони, чи немає, досліджувані елементи виявлятимуть різні магнітні властивості. За магнітними властивостями речовини поділяються на три групи: **діамагнітні, парамагнітні та феромагнітні**.

Якщо атом має тільки спарені електрони, то він не виявляє парамагнітних властивостей, оскільки спінові складові магнітних сил взаємно скомпенсовані. Наявність в атомі тільки спарених електронів зумовлює **діамагнетизм (діамагнітні речовини відштовхуються зовнішнім магнітним полем)**.

Наявністю в атомі неспарених електронів зумовлений *парамагнетизм* (*парамагнітні речовини притягуються зовнішнім магнітним полем*). До парамагнітних речовин належать газоподібні кисень, оксид нітрогену (II), оксид хлору (IV), кристали металів (Na, K, Al, Mn тощо).

Феромагнітними називаються речовини з дуже високою магнітною сприйнятливістю (залізо, нікель, кобальт).

4.3. Значення Періодичного закону Д. І. Менделєєва

Періодичний закон не можна звести до короткої формули. Зміст його слід виражати положеннями, наведеними нижче:

1. Усі види речовин складаються з хімічних елементів – різних типів атомів.

2. Хімічні елементи можна розмістити в ряд, у якому кожний елемент характеризується тільки йому властивим протонним числом, і в якому всі елементи перебувають у тісному взаємозв'язку і взаємозалежності.

3. Знаючи місце хімічного елемента у природному ряду, можна описати його властивості, визначити валентність, атомну масу, передбачити синтез нових сполук, до складу яких входитимуть ті чи інші елементи.

4. Зі збільшенням протонних чисел хімічних елементів їхні властивості змінюються періодично. Через певне число номерів (не завжди одне й те ж саме) повторюються валентності елементів, загальні форми їхніх хімічних сполук тощо.

5. Подібні елементи, крім періодично віддалених, можуть розміщуватись поряд. Знаючи послідовність розподілу елементів і характер подібності між ними, можна передбачати існування нових елементів, прогнозувати їхні властивості.

6. Періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів.

Кожне з цих положень є важливим для правильного розуміння значення відкриття, зробленого Д. І. Менделєєвим. Встановлюючи місце елемента в періодичній таблиці, Д. І. Менделєєв керувався всією сукупністю його

властивостей. Незважаючи на те, що у своїх працях він прямо не говорив про порядковий номер як фундаментальну характеристику хімічного елемента, але це відчувалось у кожній його праці, де йшлося про періодичний закон. Пізніші дослідження показали, що розміщення Д. І. Менделєєвим елементів у періодичній системі є правильним і відповідає будові їхніх атомів.

Отже, в періодичній системі властивості елементів, їхні атомні маси, валентність, хімічний характер змінюються як у групах, так і в періодах у певній послідовності. Знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно визначити його властивості, оскільки місце елемента в таблиці визначається його властивостями.

Питання до обговорення

1. Що розуміють під атомною орбіталлю?
2. Як змінюється енергія атомних орбіталей в багатоелектронних атомах?
3. Що розуміють під енергетичним рівнем?
4. Пояснити принцип Паулі, правило Хунда, принцип найменшої енергії.
5. Що розуміють під збудженим станом атома?
6. Які енергетичні рівні не мають а) p^- ; б) d^- ; в) f^- – підрівнів. Чи можлива відсутність s^- підрівня?
7. Атоми яких елементів не мають e^- на p^- та d^- підрівнях?
8. Як пояснити три випадки відхилення від послідовного розташування елементів в періодичній системі по зростанню їх атомних мас?
9. Дайте визначення поняттю "елемент". Які елементи називають електронними аналогами?
10. Чому у атомів елементів I-V та VI-V груп, як правило, на зовнішньому шарі по одному електрону?
11. Що розуміють під атомним радіусом? Як вони змінюються в межах періодів та груп?
12. Як вчення про будову атома пояснює періодичність в зміні властивостей хімічних речовин?

13. Розкрити структуру періодичної системи. Що показує номер періоду, групи. Чим відрізняється восьма група від інших?

Самостійна робота

1. Який з підрівнів 3d чи 4s буде заповнюватися раніше – довести на основі правила Клечковського.
2. Визначити послідовність заповнення $\bar{\epsilon}$ енергетичних рівнів, якщо $n+l=4,5,6$.
3. Які значення буде мати орбітальне квантове число, якщо головне квантове число дорівнює 4?
4. Написати електронні формули атома Карбону в нормальному і збудженому станах.
5. Який вигляд мають електронна формула та графічна схема атомних орбіталей для атома Алюмінію в нормальному і збудженому станах?
6. Який фізичний зміст має порядковий номер? Чому хімічні властивості елемента в решті-решт визначаються зарядом ядра?
7. Як розраховується число елементів у періоді?
8. Які з s – елементів у вигляді простих речовин являються: а) газуватими речовинами; б) металами? Який з них утворює амфотерний оксид та гідроксид?

Розділ 5. Хімічний зв'язок

5.1. Природа та типи хімічного зв'язку

Теорія будови атома, крім властивостей елементів пояснила процес утворення молекул, а також природу хімічного зв'язку. Під хімічним зв'язком слід розуміти силу, яка діє між атомами і забезпечує сполучення їх у молекулу або кристал. У разі зближення двох атомів, між їхніми електронними оболонками та ядрами починають діяти певні сили, які зумовлюють взаємовплив останніх. Взаємодія зарядів є причиною виникнення сил, які, залежно від ряду чинників, призводять до притягання або відштовхування атомів, але в усіх випадках зміна відстані між атомами пов'язана зі зміною потенціальної енергії системи.

Сучасна наука розглядає утворення хімічного зв'язку як процес, внаслідок перебігу якого загальна енергія системи електронів і ядер атомів, що взаємодіють, зменшується. Зменшення енергії зумовлене тим, що електрони одночасно притягуються до двох ядер. Внаслідок перекривання електронних хмар у разі зближення атомів у просторі, між ядрами цих атомів виникає ділянка підвищеної густини негативного електричного заряду. Позитивно заряджені ядра притягуються в напрямку цієї ділянки перекривання електронних хмар, що й забезпечує стійкість молекули.

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

Відомі кілька типів хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний, водневий. Всі типи хімічних зв'язків мають електронну природу. Сполучення атомів різних елементів у молекулу зумовлене їх прагненням до утворення енергетично найстійкіших електронних систем – завершених зовнішніх електронних шарів.

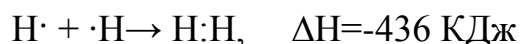
5.2. Ковалентний зв'язок: механізм утворення, види та його властивості

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

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

Якщо під час сполучення двох атомів утворюються спільні пари електронів, що обертаються у полі ядер обох атомів, то такий зв'язок називається ковалентним.

Утворення молекули водню можна подати за такою схемою, якщо валентні електрони позначити крапками, то ковалентний зв'язок між атомами Гідрогену можна зобразити схемою:



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

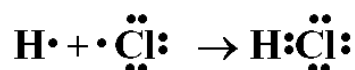
Згідно з цим методом, молекулу або кристал з атомними ґратками можна уявити як сукупність атомів, сполучених між собою завдяки перекриванню атомних орбіталей. Метод валентних зв'язків ґрунтується на припущенні, що електрони, які не беруть участь в утворенні зв'язків, розміщені на тих самих орбіталях,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

1. Ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами; спільна пара електронів належить обом атомам.

2. У разі утворення ковалентного зв'язку відбувається перекриття хвильових функцій електронів, а між атомами, які взаємодіють, електронна густина зростає, що зумовлює зниження енергії системи.

3. Ковалентний зв'язок спрямований в бік максимального перекриття електронних хмар атомів, які взаємодіють.

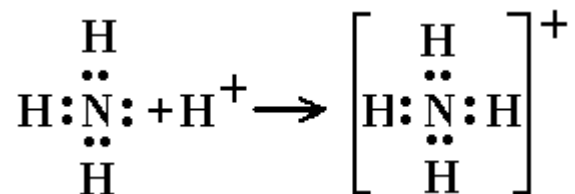
Механізм утворення двоелектронного хімічного зв'язку шляхом спарювання електронів по одному від кожного атома називається обмінним. Число спільних пар електронів, що сполучають атом одного елемента з атомом іншого (число ковалентних зв'язків, що утворюються атомом), називається ковалентністю елемента. Наприклад, утворення молекули хлороводню за обмінним механізмом:



Механізм утворення двоелектронного хімічного зв'язку шляхом доношування електронної пари одного атома на вільну орбіталь іншого атома називається донорно-акцепторним.

Атом, який віддає електронну пару, називається *донором*, атом, що має вільну орбіталь – *акцептором*.

Класичний приклад виникнення донорно-акцепторного зв'язку – утворення йона амонію NH_4^+ :



Типовий ковалентний зв'язок виникає між атомами одного елемента, наприклад, у молекулах водню, кисню, азоту, хлору тощо. **Спільна пара електронів, за допомогою якої створюється ковалентний зв'язок, розміщується у просторі симетрично відносно ядер обох атомів. Такий ковалентний зв'язок називається неполярним або гомеополярним.**

Неполярний, або ковалентний зв'язок може утворитися не тільки між однаковими атомами, а й між атомами з близькими електронегативностями. Якщо ж електронегативності атомів, що сполучаються між собою, відрізняються, то спільна пара електронів зміщується в бік одного з цих атомів. У цьому разі порушується симетрія розподілу електричного заряду. З одного кінця такого зв'язку буде надлишок позитивного заряду, а з другого – негативного.

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

Зміщення спільної пари електронів у разі утворення полярного ковалентного зв'язку призводить до того, що середня густина негативного електричного заряду буде вищою поблизу більш електронегативного атома і нижчою – поблизу менш електронегативного. Отже, один атом набуде надлишкового негативного, а другий – надлишкового позитивного заряду. Ці заряди називаються ***ефективними*** (реальними) зарядами атомів у молекулі.

Прикладів утворення полярних ковалентних зв'язків можна навести дуже багато. Так, під час сполучення атома Гідрогену з атомом Хлору електронна пара, яка зв'язує їх, зміщується в бік атома Хлору, що зумовлює виникнення на атомі Хлору частково негативного заряду, який дорівнює 0,17 заряду електрона, а на атомі Гідрогену – частково позитивного заряду такої самої величини. Молекула $\text{H}^{+0,17}\text{Cl}^{-0,17}$ є полярною молекулою. Її можна розглядати як систему двох однакових за абсолютною величиною, але протилежних за знаком зарядів, що перебувають на певній відстані один від одного. Такі системи називаються електричними диполями.

Залежно від того, між якими парами атомів виникає полярний зв'язок, центри позитивних і негативних зарядів у молекулі можуть розміщуватись на різних відстанях один від одного. Отже, диполі, що утворюються, відрізняються за своєю полярністю. Полярність молекули кількісно оцінюють величиною дипольного моменту μ , що є добутком абсолютного

значення заряду електрона на відстань між центрами позитивного і негативного зарядів у молекулі:

$\mu = q \times l$, де q - заряд електрона; l - відстань між центрами зарядів, або довжина диполя.

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

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

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

Для оцінки полярності зв'язку використовують величину різниці в значеннях відносної електронегативності атомів ($\Delta\text{ВЕН}$), що утворюють зв'язок. Чим більша величина $\Delta\text{ВЕН}$, тим сильніше виражена полярність зв'язку, тобто тим більший ступінь йонності зв'язку.

Вважається, якщо:

$\Delta\text{ВЕН} = 0$ – зв'язок ковалентний неполярний;

$0 < \Delta\text{ВЕН} < 2,0$ – зв'язок ковалентний полярний;

$\Delta\text{ВЕН} > 2,0$ – зв'язок йонний.

Гранично високе значення $\Delta\text{ВЕН}$ у сполуці CsF ($\Delta\text{ВЕН} = 4,1 - 0,86 = 3,24$).

Насправді ж зв'язки не бувають йонними на 100%. Експериментально визначено, що навіть у такій сполуці, як CsF, йонний зв'язок виражений тільки на 89%, тому говорять про ступінь або частку йонності зв'язку. У багатьох сполуках зв'язок між атомами має проміжний характер між йонним і ковалентним.

Ковалентний зв'язок характеризується довжиною, міцністю, кратністю, насичуваністю, напрямленістю.

Довжина хімічного зв'язку (d) – це відстань між центрами ядер атомів, які утворюють зв'язок. Її вимірюють у нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

Довжина хімічного зв'язку певним чином пов'язана з такою його характеристикою, як **міцність** зв'язку. Вона залежить від глибини взаємного проникнення валентних атомних орбіталей атомів, що взаємодіють. Зі збільшенням розмірів атомних орбіталей міцність зв'язків послаблюється.

На довжину зв'язку впливає **кратність зв'язку**: це кількість електронних пар, що утворюють зв'язок. Також мірою міцності зв'язку є його енергія.

Енергія зв'язку (E) — це енергія, яку потрібно затратити, щоб зруйнувати зв'язок, або енергія, яка виділяється при утворенні зв'язку. Її вимірюють у кілоджоулях на моль (кДж/моль).

Зі збільшенням кратності зв'язку енергія зв'язку збільшується, а його довжина зменшується.

Під **насичуваністю** розуміють здатність атомів брати участь в утворенні обмеженого числа ковалентних зв'язків. Наприклад, атом Гідрогену (один неспарений електрон) утворює один зв'язок, атом Карбону (чотири неспарених електронів у збудженому стані) — не більше чотирьох зв'язків. Внаслідок насичуваності зв'язків молекули мають певний склад: H_2 , CH_4 .

Напрявленість ковалентного зв'язку зумовлює просторову структуру молекул, тобто їх геометрію (форму). Розглянемо це на прикладі утворення молекули H_2O .

Відомо, що ковалентний зв'язок виникає в напрямку максимального перекривання електронних орбіталей взаємодіючих атомів. На зовнішньому рівні атома Оксигену є два неспарених електронів. Орбіталі їх взаємно перпендикулярні, тобто розміщені одна відносно одної під кутом 90° . Під час утворення молекули води орбіталі кожного р-електрона атома Оксигену перекривається з орбіталлю 1s-електрона атома Гідрогену вздовж лінії осей координат в місці, позначеному густішими точками (рис. 1). Хімічні зв'язки в

цьому випадку повинні бути напрямлені під кутом 90° . Експериментально знайдено, що кут між зв'язками у молекулі води Н—О—Н дорівнює $104,5^\circ$

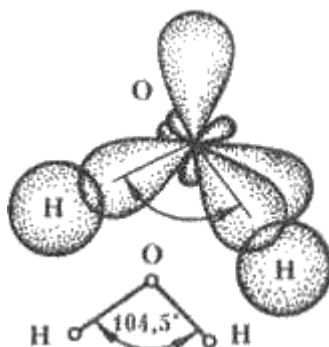


Схема утворення хімічних зв'язків у молекулі H_2O

5.3. Йонний зв'язок

Утворення і властивості йонного зв'язку

Для пояснення хімічного зв'язку між атомами елементів, електронегативність яких різко відрізняється, В. Коссель у 1916 р. запропонував теорію йонного зв'язку. Цей зв'язок має електростатичний характер. Для процесу утворення йонного зв'язку був запропонований механізм, що включає такі стадії:

а) атом з меншою електронегативністю віддає електрон (електрони), перетворюючись на позитивно заряджений йон (катіон): $\text{A} \rightarrow \text{K}^+ + \bar{\text{e}}$;

б) атом з більшою електронегативністю приймає електрон (електрони), перетворюючись на негативно заряджений йон (аніон): $\text{A} + \bar{\text{e}} \rightarrow \text{A}^-$;

Характерною ознакою йонного зв'язку (на відміну від ковалентного) є його **ненасиченість** і **ненапрявленість** у просторі. Тому іони Na^+ , наприклад, можуть взаємодіяти з іонами Cl^- у будь-якому напрямку, притягуючи певне їх число. Це зумовлює утворення не простих молекул, а йонних кристалів, що складаються з великого числа йонів. Молекули в цьому випадку відсутні.

Кристалічні ґратки йонних сполук складаються із закономірно розташованих позитивно і негативно заряджених йонів.

Енергія йонного зв'язку визначається кулонівськими силами притягання протилежно заряджених іонів. Вона залежить від значень енергії іонізації атома металу та спорідненості до електрона атома неметалу. Чим менша перша величина і більше друга, тим енергетично вигіднішим є утворення йонної сполуки, тим вищою є енергія зв'язку.

Так, у ряді солей NaF–NaCl–NaBr–NaJ енергія зв'язку знижується. Це пояснюється зменшенням спорідненості до електрона в ряду від F до J. Аналогічний висновок дає величина ΔEN атомів, що утворюють зв'язок. Йонні сполуки утворюють атоми елементів, що різко відрізняються за значеннями електронегативності. Наприклад, сполуки металів I та II груп головних підгруп з неметалами VI та VII груп головних підгруп – оксиди, галогеніди, сульфіді, гідроксиди і оксигеновмісні солі цих металів.

5.4. Водневий зв'язок

Водневий зв'язок виникає через атом Гідрогену між двома сильно електронегативними атомами. Водневий зв'язок утворюється між молекулами як результат взаємодії йонів Гідрогену однієї з них з електронегативними атомами іншої. Йон Гідрогену, що має маленький розмір і сильний позитивний заряд, може притягуватись до електронної оболонки сусідніх молекул і утворювати зв'язок. Так, у молекулах води між йонами Гідрогену та Оксигену сусідніх молекул утворюється досить сильний водневий зв'язок, що надає воді цілий ряд аномальних властивостей (рідкий стан, високу питому теплоємність та інші).

Водневий зв'язок тим сильніший, чим більша електронегативність атома-партнера і чим менші його розміри. Вона характерна, перш за все, для сполук фтору, а також кисню, в меншій мірі – для азоту, хлору та сірки. Відповідно до цього змінюється і енергія водневого зв'язку.

Водневий зв'язок слабкіший за йонний і ковалентний. Його енергія становить 8-40 кДж/моль, тобто приблизно в 15-20 разів менша за енергію ковалентного зв'язку. В той же час, водневий зв'язок відіграє важливу роль

при асоціації молекул, кристалізації, утворенні кристалогідратів, розчиненні сполук та інших хімічних процесів. В аміаку неподілена електронна пара азоту і полярність зв'язку N–H зумовлюють утворення між молекулами NH₃ водневого зв'язку. Тому аміак досить легко зріджується і має високу температуру кипіння.

Особливо поширені водневі зв'язки у молекулах білків, нуклеїнових кислот та інших біологічно важливих сполук, а тому ці зв'язки відіграють важливу роль у хімії процесів життєдіяльності.

5.5. Металевий зв'язок

Металевий зв'язок – це багатоцентровий зв'язок, який існує у металах та їх сплавах між позитивно зарядженими йонами та валентними електронами, що є спільними для усіх атомів.

У металів енергія іонізації атомів є нижчою, ніж у неметалів. Тому в них валентні електрони легко відриваються від окремих атомів і стають спільними для всього кристалу. Так утворюються позитивно заряджені йони та електронний газ – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв'язують багато йонів.

Металевий зв'язок подібний до ковалентного. В основі виникнення цих зв'язків лежать процеси утворення спільних валентних електронів. Однак у сполуках з металевим зв'язком валентні електрони є спільними для всього кристалу, а в сполуках з ковалентним – лише для двох сусідніх атомів. Поряд з тим, металевий зв'язок дещо подібний до йонного, адже у вузлах кристалічних ґраток знаходяться йони.

Металевий зв'язок є ненапрямленим, оскільки валентні електрони розподілені по всьому кристалу майже рівномірно. Незважаючи на те, що у вузлах кристалічних ґраток знаходяться позитивні йони, вони досить стабільні. Ця стабільність зумовлена електростатичним притяганням йонів і узагальнених електронів, що безперервно рухаються між йонами. Енергія металевого зв'язку менша за енергію ковалентного зв'язку.

Металевий зв'язок внаслідок наявності вільних електронів (електронного газу) обумовлює характерні загальні властивості металів і сплавів, зокрема теплову та електричну провідність. Температури плавлення та кипіння різних металів мають широкий діапазон значень: так, температура плавлення найбільш низькоплавкого металу ртуті складає $39,9^{\circ}\text{C}$, а найбільш тугоплавкого вольфраму – 3380°C .

Металевий зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах і зумовлює всі фізичні і хімічні властивості металів і сплавів. У пароподібному стані метали є одноатомними.

5.6. Міжмолекулярна взаємодія

Молекула являє собою частинку, здатну до самостійного існування, вона електронейтральна. Проте хімічна стійкість окремих молекул відносна і проявляється лише в системах, де відстані між молекулами значно більші від їх власних розмірів. Вже на відстані 1 чи кілька нанометрів (10^{-9} м) між сусідніми молекулами виникають помітні сили притягування – вандерваальсові сили (за прізвиськом голландського вченого Ван-дер-Ваальса, який вперше виявив такі взаємодії). При таких взаємодіях електронні хмари сусідніх молекул не перекриваються і хімічні зв'язки не утворюються.

Силам Ван-дер-Ваальса приписують електростатичну природу. В залежності від природи системи взаємодіючих частинок виділяють три типи міжмолекулярних взаємодій: *орієнтаційна, індукційна, дисперсійна*.

Орієнтаційна взаємодія проявляється між полярними молекулами, які при наближенні орієнтуються одна до одної різнойменними полюсами. Тому вона ще носить назву диполь-дипольна взаємодія. Чим більший дипольний момент молекул і чим менша відстань між ними, тим сильніша взаємодія. Молекула H_3N , H_2O , HCl та ін.

Індукційна взаємодія відбувається в сумішах сполук, що містять полярні та неполярні молекули. При наближенні полярної молекули до неполярної в останньої виникає (індукується) диполь. Спостерігається при

реакціях інертних газів з водою, в розчинах полярних речовин та неполярних розчинників.

Наприклад, взаємодія неполярних молекул CO_2 з полярними молекулами H_2O . Це не хімічна взаємодія, а фізичний процес розчинення CO_2 у H_2O . У контакті полярної та неполярної молекули в неполярній молекулі відбувається зміщення електрики. Електрони, або негативна частина неполярної молекули, будуть зсуватися до позитивного полюсу полярної молекули. Тоді в неполярній молекулі виникає наведений диполь (індукція). А далі процес можна розглядати як взаємодію двох полярних молекул.

Дисперсійна взаємодія – це взаємодія між неполярними молекулами, вона виникає в результаті взаємодії так званих миттєвих диполей. Виникнення таких взаємодій вперше пояснив Ф. Лондон (1930). Прикладом такої взаємодії може бути сухий лід (кристалічне CO_2).

Цей вид взаємодії можна собі уявити тільки тоді, коли ми розглядаємо полярні молекули в динаміці, тобто в неполярній молекулі відбувається рух складових частинок, які входять до неї. Оскільки існує внутрішній рух частинок в молекулі, то в певний момент часу в молекулі миттєво виникають миттєві диполі (відразу зникають). І тоді здійснюються слабкі взаємодії в молекулі, які називаються дисперсійними. Дисперсійні сили діють між будь-якими атомами або молекулами незалежно від їх будови. Завдяки цьому універсальному типу взаємодії можливим стає переведення в рідкий або твердий стан речовин, що складаються з неполярних молекул, таких як водень, азот, кисень, інертні гази.

Міжмолекулярні взаємодії є слабкі (енергія 8-16 кДж/моль), і тому неполярні речовини дуже часто при звичайних умовах знаходяться в газоподібному стані. Цілком зрозуміло, що найсильнішою є індукційна взаємодія. Всі речовини, які мають молекулярні кристалічні решітки, володіють низькими температурами плавлення та кипіння. Ван-дер-ваальсова сила росте зі збільшенням кількості електронів в молекулі, оскільки

підвищується ймовірність утворення миттєвих диполів. В молекулі водню присутня одна пара електронів, тому він і має найнижчу температуру кипіння.

Питання до обговорення

1. Що називають хімічним зв'язком? Які вам відомі два основних типи зв'язку?
2. Як пояснити утворення молекул з нейтральних атомів? Які енергетичні причини утворення молекул?
3. На конкретних відомих вам прикладах розкрийте два механізми утворення ковалентного зв'язку.
4. Що розуміють під довжиною зв'язку? Який зв'язок між довжиною зв'язку та міцністю молекули?
5. Що розуміють під енергією зв'язку? В якому випадку енергія зв'язку $E_{зв}$ буде дорівнювати енергії дисоціації $E_{дис}$?
6. Розрахувати $E_{зв}$, якщо повна енергія дисоціації CH_4 дорівнює 1668 кДж/моль.
7. Чи може довжина зв'язку дорівнювати сумі радіусів двох атомів, які її утворюють?

Самостійна робота

1. Два елементи, з'єднані ковалентним зв'язком, утворюють газоподібну сполуку, що може горіти, утворюючи при цьому сульфур (IV) оксид і пари води. На підставі цих даних визначте сполуку, напишіть молекулярну й електронно-точкову формули.
2. Описати з позицій метода ВЗ електронну будову молекул CH_4 , NH_3 , йону NH_4^+ . Чи можуть існувати йони CH_5^+ та NH_5^{2+} ?
3. Молекула AsF_5 стійка, AsH_5 не існує. Чому?
4. Розрахувати різницю відносної електронегативності атомів для зв'язків Н-О та О-As. Який із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів належить $As(OH)_3$?

5. При н.у. вода – рідина, сірководень – газувата речовина. Чим це пояснюється?

6. Чому максимальна валентність Фосфору може бути 5, а у Нітрогену немає такої можливості?

7. Чому молекули NH_3 та NF_3 , які мають однакову тригонально-пірамідальну форму та полярність зв'язків $\text{N} - \text{H}$ та $\text{N} - \text{F}$, мають різні електричні моменти диполя: $0,49 \times 10^{-29}$ Кл \times м (NH_3) та $0,07 \times 10^{-29}$ Кл \times м (NF_3)?

8. Довжина диполя молекули фтороводню дорівнює 4×10^{-11} м. Розрахувати її дипольний момент в дебаях та в кулон-метрах.

9. Дипольний момент молекули аміаку дорівнює 1,48 D. Розрахувати довжину диполю. Чи можна припустити, що молекула має форму правильного трикутника?

Розділ 6. Основні закони термохімії

6.1. Основні поняття термохімії

Хімічні реакції перебігають виділенням або з поглинанням енергії. Зазвичай ця енергія виділяється або поглинається у вигляді теплоти. Наприклад, горіння вугілля, взаємодія кислот з лугами супроводжується виділенням великої кількості теплоти. Навпаки, для розкладу кальцій карбонату, утворення нітроген (II) оксиду необхідна енергія – ці реакції відбуваються із поглинанням теплоти. Таким чином, хімічні реакції, в результаті яких теплота виділяється, називаються **екзотермічними**. Хімічні реакції, в результаті яких теплота поглинається, називаються **ендотермічними**.

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті хімічної реакції, називається **тепловим ефектом реакції**. Розділ хімії, який вивчає теплові ефекти реакцій, називають термохімією.

В термохімії тепловий ефект реакції позначається символом Q (кю) та виражається в кДж або кілокалоріях (ккал):

$$1 \text{ ккал} = 4,187 \text{ кДж}$$

При постійному тиску (у відкритій посудині) тепловий ефект реакції дорівнює зміні ентальпії (ΔH). Ентальпія (H) це величина, яка характеризує запас енергії в речовині (чим більше запас енергії, тим більше ентальпія речовини).

Для екзотермічних реакцій $Q > 0$ ($\Delta H < 0$), для ендотермічних реакцій $Q < 0$ ($\Delta H > 0$).

Зв'язок між ΔH та Q виражається рівнянням

$$\Delta H = - Q$$

Тепловий ефект і теплота реакції не завжди співпадають. Дійсно, для ізобарно-ізотермічного процесу можна записати такі рівності:

$$\Delta U_p = Q_p - W = Q_p - (W_{об} + W') = Q_p - W_{об} - W' = Q_p - P\Delta V - W';$$

$$\Delta U_p + P\Delta V = \Delta H; \quad \Delta H = Q_p - W'.$$

Таким чином, тільки при умовах, коли корисна робота процесу W' дорівнює нулю, тепловий ефект і теплота процесу співпадають. Якщо ж $W' \neq 0$, $\Delta H \neq Q_p$.

Зміну ентальпії називають ізобарним тепловим ефектом реакції (ΔH), а зміну внутрішньої енергії – ізохорним тепловим ефектом (ΔU). Співвідношення між ними описуються рівняннями:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V;$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT,$$

де $\Delta n = n_2 - n_1$ – зміна числа моль газоподібних речовин в реакції; n_1 і n_2 – число моль початкових та кінцевих газів; R – універсальна газова стала, Дж/(моль·К); T – температура, при якій протікає реакція, К.

Для систем, в яких реагують лише конденсовані (тверді і рідкі) речовини, зміна об'єму мала, $P\Delta V \rightarrow 0$ і $\Delta H \approx \Delta U$. При 0 К $\Delta nRT = 0$ і $\Delta H_0 = \Delta U_0$.

Тепловий ефект реакції залежить від природи і агрегатного стану реагуючих речовин та температури. Часто користуються стандартним тепловим ефектом реакції – ΔH^0 . Це тепловий ефект реакції при стандартних умовах: $T = 298$ К, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па. Вважають також, що реакція протікає з участю речовин, стійких за даних умов.

Теплота утворення речовини – тепловий ефект реакції утворення 1 моль складної речовини із простих речовин. Теплоти утворення простих речовин дорівнюють нулю.

Теплота згоряння речовини – тепловий ефект реакції окиснення 1 моль речовини в надлишку кисню до вищих стійких оксидів.

Теплота розчинення – тепловий ефект процесу розчинення 1 моль речовини в нескінченно великій кількості розчинника. Теплота розчинення складається із двох складових: теплоти руйнування кристалічної ґратки (для твердої речовини) та теплоти сольватації

$$\Delta H_{розч.}^0 = \Delta H_{кр.гр}^0 + \Delta H_{соль}^0$$

Оскільки $\Delta H_{\text{кр.грат}}$ завжди позитивна (на руйнування необхідно затратити енергію), а $\Delta H_{\text{сольв.}}$ завжди негативна, знак $\Delta H_{\text{розчин.}}$ визначається співвідношенням абсолютних величин $\Delta H_{\text{кр.грат}}$ та $\Delta H_{\text{сольв.}}$:

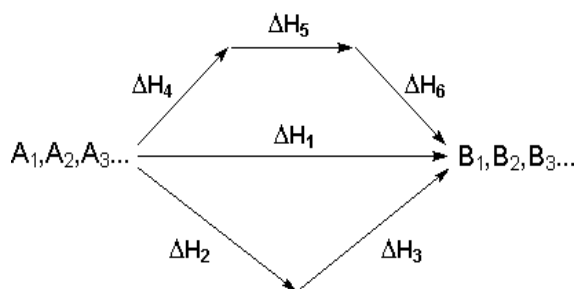
$$\Delta H^0_{\text{розчин}} = |\Delta H^0_{\text{кр.грат}}| + |H^0_{\text{сольв.}}|$$

6.2. Закони термохімії

Основним законом термохімії є **закон Гесса (1836)** (окремий випадок першого закону термодинаміки): **тепловий ефект хімічної реакції, що проводиться в ізобарно-ізотермічних або ізохорно-ізотермічних умовах, залежить тільки від стану вихідних речовин та продуктів реакції та не залежить від шляху її перебігання.**

Розглянемо на прикладі деякий процес перетворення вихідних речовин

$A_1, A_2, A_3 \dots$ в продукти реакції $B_1, B_2, B_3 \dots$, який може бути здійснено різними шляхами в одну або декілька стадій:



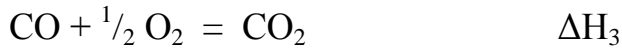
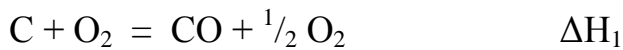
Згідно закону Гесса, теплові ефекти цих реакцій пов'язані наступним співвідношенням:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$

Практичне значення закону Гесса полягає у тому, що він дозволяє розраховувати теплові ефекти хімічних процесів. В термохімії зазвичай використовують **наслідки із закону Гесса:**

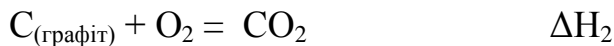
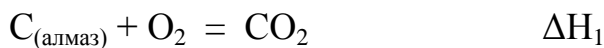
1. Тепловий ефект прямої реакції дорівнює за величиною та протилежний за знаком тепловому ефекту зворотної реакції (Закон Лавуазьє – Лапласа).

2. Для двох реакцій, що мають однакові вихідні, але різні кінцеві стани, різниця теплових ефектів представляє собою тепловий ефект переходу від одного кінцевого стану в інший.



$$\Delta H_3 = \Delta H_2 - \Delta H_1$$

3. Для двох реакцій, що мають однакові кінцеві, але різні вихідні стани, різниця теплових ефектів представляє собою тепловий ефект переходу від одного вихідного стану в інший.



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2$$

4. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот утворення продуктів реакції та вихідних речовин, помножених на стехіометричні коефіцієнти.

$$\Delta H_{\text{хім.р}}^0 = \sum \Delta H_{\text{утв. прод.}}^0 \times \nu - \sum \Delta H_{\text{вих. реч.}}^0 \times \nu$$

5. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот згоряння вихідних речовин та продуктів реакції, помножених на стехіометричні коефіцієнти.

$$\Delta H_{\text{хім.р.}}^0 = \sum \Delta H_{\text{з. вих. реч.}}^0 \times \nu - \sum \Delta H_{\text{з. прод.}}^0 \times \nu$$

6. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум енергій зв'язку вихідних та кінцевих реагентів з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

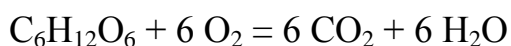
$$\Delta H_{\text{хім.р.}}^0 = \sum \Delta H_{\text{зв'язку, вих. реч.}}^0 \times \nu - \sum \Delta H_{\text{зв'язку, прод.}}^0 \times \nu$$

7. Тепловий ефект гідратації дорівнює різниці розчинення безводної солі

$$\Delta H_{\text{розч. б/с.}}^0 \text{ та } \Delta H_{\text{розчин. кристал.}}^0$$

8. Тепловий ефект утворення 1 моль сполуки із простих речовин не залежить від способу добування

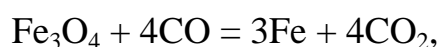
Наприклад: Розрахувати тепловий ефект реакції окиснення 1 моль глюкози (теплота утворення кисню дорівнює нулю):



$$\Delta H = [6\Delta H_{yме}(H_2O) + 6\Delta H_{yме}(CO_2)] - [\Delta H_{yме}(C_6H_{12}O_6)]$$

Величини теплових ефектів хімічних реакцій залежать від умов їхнього перебігу, тому табличні значення теплот різних процесів прийнято відносити до стандартного стану – температурі 298 К та тиску 101325 Па (760 мм. рт. ст.; 1 атм.), величини теплових ефектів за даних умов називаються стандартними тепловими ефектами та позначаються ΔH_{298} та ΔU_{298} відповідно

Наприклад: Розрахувати тепловий ефект реакції



за допомогою стандартних теплот утворення реагуючих речовин

$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0 &= 3\Delta H_{298,Fe}^0 + 4\Delta H_{298,CO_2}^0 - \Delta H_{298,Fe_3O_4}^0 - 4\Delta H_{298,CO}^0 = \\ &= 3 \cdot 0 + 4(-393,51) - (-1117,13) - 4(-110,53) = -14,79 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Наприклад: За термохімічним рівнянням реакції горіння карбон(II) оксиду: $2CO (г) + O_2 (г) = 2CO_2 (г)$, $\Delta H = -566$ кДж. Обчисліть кількість теплоти, що виділиться при спалюванні: а) 4 моль; б) 4 г; в) 4 л (н.у.) карбон(II) оксиду.

Оскільки кількість теплоти прямо пропорційна кількості речовини реагенту, що вступає в реакцію, то складаємо пропорцію:

при згорянні 2 моль CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 моль CO — x кДж теплоти;

$$\frac{2 \text{ моль } CO}{4 \text{ моль } CO} = \frac{566 \text{ кДж}}{x \text{ кДж}} \quad \text{звідси } x = \frac{4 \text{ моль} \times 566 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1132 \text{ кДж}$$

б) $m(2 \text{ моль } CO) = 28 \text{ г/моль} \times 2 \text{ моль} = 56 \text{ г}$. Складаємо пропорцію:

при згорянні 56 г CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 г CO — x кДж теплоти;

$$\frac{56 \text{ г } CO}{4 \text{ г } CO} = \frac{566 \text{ кДж}}{y \text{ кДж}} \quad \text{звідси } y = \frac{4 \text{ г} \times 566 \text{ кДж}}{56 \text{ г}} = 40,4 \text{ кДж}$$

в) $V(2 \text{ моль CO}) = 22,4 \text{ л/моль} \times 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$.

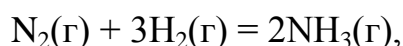
Складаємо пропорцію:

при згорянні 44,8 л CO виділяється 566 кДж теплоти,

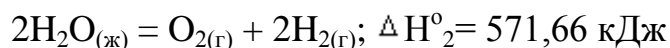
при згорянні 4 л CO — x кДж теплоти;

$$\frac{44,8 \text{ л CO}}{4 \text{ л CO}} = \frac{566 \text{ кДж}}{z \text{ кДж}} \quad \text{звідси} \quad z = \frac{4 \text{ л} \times 566 \text{ кДж}}{44,8 \text{ л}} = 50,5 \text{ кДж}$$

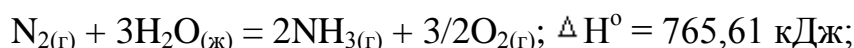
Наприклад: Розрахувати тепловий ефект реакції



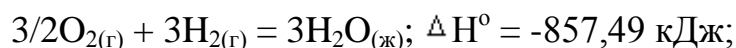
за допомогою наступних даних



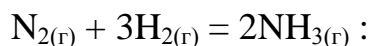
Щоб одержати рівняння добування амоніаку необхідно перше рівняння поділити на два та змінити знак на протилежний



Помножити на 3/2 друге рівняння та відповідну йому величину ΔH , замінивши знак на протилежний



Складаємо перше та друге рівняння та одержимо тепловий ефект реакції



$$\Delta H^{\circ}_{298} = -1/2\Delta H^{\circ}_1 + 3/2\Delta H^{\circ}_2 = -1/2(-1531,22) + 3/2(571,66) = -91,88 \text{ кДж}$$

Оскільки в реакції утворюються 2 моль $\text{NH}_3(\text{г})$, то $\Delta H^{\circ}(\text{NH}_3(\text{г})) = -91,88/2 = -45,94 \text{ кДж/моль}$.

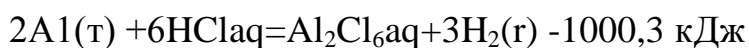
Питання до обговорення

1. Що вивчає хімічна термодинаміка? Якими термодинамічними функціями можна описати стан системи?
2. Які рівняння називають термохімічними?
3. Яке формулювання першого закону термодинаміки?
4. Чи залежить теплота утворення сполуки від способу його добування?

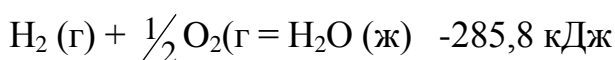
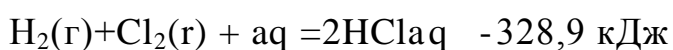
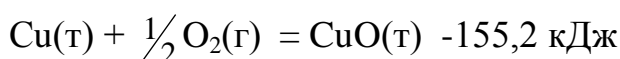
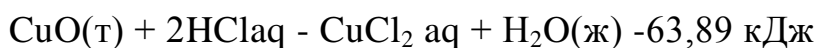
5. Як змінюється ентропія система в разі: а) ускладнення молекул; б) зміни агрегатного стану речовини; у межах даної підгрупи елементів періодичної системи для простих речовин?
6. Яка залежність між ентальпійним та ентропійним факторами у стані рівноваги?
7. Що є критерієм напрямку самочинного перебігу реакції за низьких та високих температур?

Самостійна робота

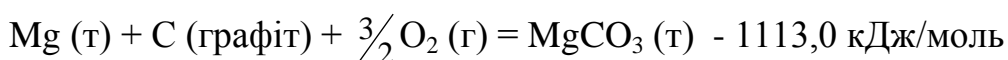
1. Використовуючи наступні дані розрахувати теплоту утворення безводного Al_2Cl_6 (т):



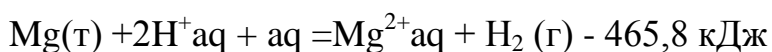
2. Розрахувати теплоту утворення безводної $CuCl_2$, використовуючи наступні дані:

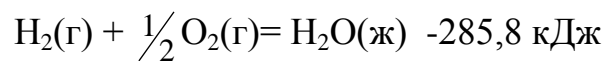
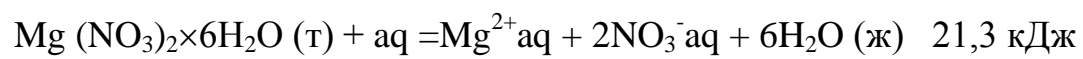
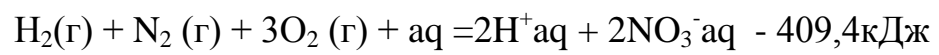


3. Розрахувати теплоту утворення $MgCO_3$ (т) із MgO (т) та CO_2 (г), використовуючи наступні дані:



4. Розрахувати теплоту утворення гексагідрату магній нітрату $Mg(NO_3)_2 \times 6H_2O$ (т), якщо відомі наступні дані:





Розділ 7. Основні закони хімічної кінетики. Хімічна рівновага

7.1. Швидкість реакції

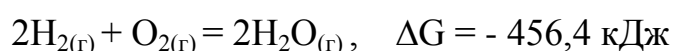
Свіжо відрізана скибочка яблука на повітрі досить швидко вкривається коричневою плівкою, а бронзовий пам'ятник у вологому повітрі повільно вкривається нальотом зеленого кольору – основного купрум арбоната. Золоті прикраси зберігають на повітрі свою красу і блиск століттями. Петарда, кинута у полум'я, миттєво вибухає.

Цікаво, що з точки зору термодинаміки можливі всі ці процеси, навіть окиснення золота. Лише вони мають різні швидкості.

Для правильного розуміння перебігу хімічної реакції, крім енергетичних характеристик (ΔH , ΔS), необхідно також знати основні закономірності її перебігу за певний час, тобто мати дані про швидкість і механізм процесу.

Розділ хімії, який вивчає перебіг хімічних процесів за певний час, називається хімічною кінетикою.

Дослідження кінетики хімічних процесів має не тільки теоретичний, а й практичний інтерес. Необхідність врахування кінетичного фактора при розгляді хімічних реакцій можна побачити на прикладі взаємодії кисню і водню. Не звертаючи уваги на те, що реакція



характеризується значним зменшенням енергії Гіббса, тобто є можливість самочинного перебігу процесу, за звичайних умов водень і кисень між собою не реагують, а їх суміш може зберігатися будь-який час. При наявності каталізатора чи при нагріванні до 700°C ($\Delta G_{1000}^0 = -495,3 \text{ кДж}$) суміш реагує дуже швидко, а іноді навіть з вибухом. В обох випадках енергія Гіббса системи майже однакова, а кінетичні особливості різні.

Таким чином, від'ємне значення зміни енергії Гіббса є необхідною умовою, але не достатньою. Так, для реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ за стандартних умов $\Delta G < 0$; однак за цих умов, тобто за температури 0°C і парціального тиску 1 атм (101 325 Па), аміак із суміші азоту і водню практично не

утворюється, ця реакція йде дуже повільно. Для практичного одержання аміаку треба створити такі умови, щоб реакція відбувалася з достатньою швидкістю. Продуктивність апаратури, яку використовують у хімічній технології, металургії, передусім залежить від швидкості процесів.

Є багато інших галузей технології і науки, де швидкості реакцій належить провідна роль. Наприклад, з якою швидкістю згоряє паливо в автомобільному двигуні? Як швидко твердне бетон або нанесений на підлогу лак? Від чого залежить швидкість корозії металу?

Вивчення чинників, які впливають на швидкість процесів, визначення оптимальних умов, за яких можна здійснити реакцію добування заданої речовини, є предметом хімічної кінетики.

Перш ніж розглядати питання, що таке швидкість реакції, зазначимо, що хімічні реакції можуть відбуватися в *гомогенній* (однорідній) і в *гетерогенній* (неоднорідній) системах. Гомогенна система складається з однієї фази, гетерогенна – з кількох фаз.

Фазою називають однорідну частину системи, однаково за складом та властивостями і відокремлену від інших фаз поверхнею поділу.

Гомогенні реакції відбуваються в усьому об'ємі системи, гетерогенні – на поверхні поділу фаз. Прикладами гомогенних реакцій є реакції у газових сумішах, розчинах, гетерогенних – взаємодія металів з киснем, розчинами кислот, солей тощо.

Хімічні перетворення відбуваються в разі зіткнення молекул, якщо в результаті зіткнення перебудовуються хімічні зв'язки, тобто зв'язки у вихідних молекулах розриваються, а нові зв'язки утворюються. Швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії чи розкладу в одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних дій) чи на одиницю поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій).

Для гомогенних процесів, які здійснюються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміна концентрацій реагуючих речовин чи продуктів реакції за одиницю часу.

$$v_{\text{гомог}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

де $v_{\text{гомог}}$ – швидкість реакції, ΔC – зміна концентрації, $\Delta \tau$ – різниця часу. Її розмірність становитиме моль/л×с.

Концентрація речовин у процесі реакції весь час змінюється, а це впливає на її швидкість, тому слід розглядати миттєву швидкість реакції, тобто швидкість у даний момент часу. Для гомогенних реакцій – це похідна концентрації за часом.

Якщо хімічний процес здійснюється в гетерогенній системі, то між реагентами, які перебувають у різних фазових станах, реакція відбувається на межі поділу фаз, тобто враховується одиниця площі, і розмірність швидкості становитиме моль/с×см².

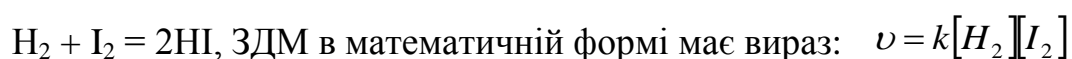
$$v_{\text{гетер}} = \pm \frac{\Delta v}{S \times \Delta \tau}$$

7.2. Фактори впливу на швидкість реакції

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій, температури, наявності каталізатора і деяких інших зовнішніх факторів.

Залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин регламентується основним законом хімічної кінетики – **законом дії мас (ЗДМ)**, сформульованим Гульдбергом і Вааге (1867): **швидкість реакції при сталій температурі пропорційна добуткові концентрації реагуючих речовин в ступенях, які дорівнюють коефіцієнтам, що стоять перед формулами речовин у відповідному рівнянні реакції.**

Для взаємодії двох молекул, наприклад водню і йоду за рівнянням



Для реакції $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ швидкість $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$.

Для загальної реакції $aA + bB = cC + dD$ швидкість дорівнює:

$$v = k[A]^a[B]^b$$

Величина k – коефіцієнт пропорційності між швидкістю і концентрацією, він називається **константою швидкості реакції**. Вона чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрація відповідних речовин дорівнює одиниці. Константа швидкості за сталої температури – величина стала і характеризує природу реагуючих речовин.

Константа швидкості – це швидкість реакції за умови, що концентрації реагуючих речовин дорівнюють 1 моль/л.

Рівняння, що пов'язує швидкість реакції з концентраціями реагентів, називають **рівнянням швидкості** або **кінетичним рівнянням реакції**.

Вплив температури

З підвищенням температури швидкість реакції зростає. За **правилом Вант-Гоффа (1884)**: з підвищенням температури на кожні 10 градусів швидкість гомогенної реакції збільшується в 2 – 4 рази.

Це можна виразити математично:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\tau_2 - \tau_1}{10}}$$

де γ – температурний коефіцієнт реакції, який показує, у скільки разів зростає швидкість реакції з підвищенням температури на 10 градусів. Будь-яка реакція – це процес перебудови хімічних зв'язків. Перед тим, як почнуть утворюватись нові хімічні зв'язки, у вихідних молекулах мають зруйнуватись або принаймні істотно послабитись існуючі зв'язки. Для цього потрібні витрати енергії.

Внаслідок перерозподілу енергії частина молекул в системі завжди має певний надлишок енергії порівняно із середньою енергією молекул. Тому вони можуть подолати енергетичний бар'єр і вступити в хімічну взаємодію. Такі реакційноздатні молекули називають **активними молекулами**.

Різниця між середньою енергією системи і енергією, необхідною для перебігу реакції, називається енергією активації реакції.

Вона необхідна для подолання енергетичного бар'єра. Наявність енергетичного бар'єра приводить до того, що багато реакцій, перебіг яких повністю можливий, самочинно не починається. Наприклад, вугілля, деревина, нафта, які здатні окиснюватися і горіти на повітрі, за звичайних умов не спалахують. Це пов'язано з великою енергією активації відповідних реакцій окиснення. Підвищення температури збільшує кількість активних молекул, і тому все більше молекул кисню, вугілля, деревини, нафти набувають необхідний запас енергії для початку реакції. За певної температури швидкість реакції досягає певної величини, і починається реакція горіння.

Отже, у хімічному перетворенні можуть брати участь не всі молекули, а тільки так звані активні, тобто ті, що мають енергію, достатню для утворення перехідного стану.

Вплив каталізатора. Як уже відомо, на швидкість реакції великий вплив має енергія активації. Чим нижчий потенціальний бар'єр (енергія активації), тим більше молекул можуть його подолати, і реакція проходитиме швидше. Саме з цією метою (зниження активаційного бар'єру) використовують ***каталізатори – речовини, які змінюють швидкість реакції, але самі при цьому не витрачаються, тобто не змінюють свій якісний і кількісний склад.***

Каталізатори майже завжди підвищують швидкості реакцій. Вони мають величезне значення в промислових і лабораторних хімічних процесах, а також у хімічних реакціях, що відбуваються в живих організмах, атмосфері, океанах.

Так, у зелених листках рослин під дією особливих каталізаторів – ферментів – з вуглекислого газу і води з поглинанням сонячного світла синтезуються різноманітні складні органічні сполуки. В організмі людини за участю ферментів відбуваються складні процеси перетворення хімічних сполук, що забезпечують життєдіяльність організму.

Прогрес у хімічній промисловості значною мірою пов'язаний з розробкою нових каталізаторів, застосування яких забезпечило б збільшення виходу продуктів реакцій з одночасним зменшенням енергозатрат і кількості відходів, захистом навколишнього середовища від забруднення, відкриттям нових можливостей у галузі синтезу багатьох цінних речовин.

Для сповільнення деяких процесів використовують *інгібітори* – *речовини, які сповільнюють швидкість хімічних реакцій*.

Розрізняють два види каталізу – *гомогенний* і *гетерогенний*. У гомогенному каталізі каталізатор і речовини, що беруть участь у реакції, утворюють одну фазу (газ або розчин). У гетерогенному каталізі каталізатор перебуває в системі у вигляді самостійної фази.

Реакція $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, яка відбувається у водному розчині, прискорюється в разі додавання іонів OH^- (розчину лугу) або твердого MnO_2 , тобто для однієї й тієї самої реакції можливий і гомогенний, і гетерогенний каталіз.

7.3. Хімічна рівновага

Хімічні реакції можуть бути *необоротними* і *оборотними*. Необоротні відбуваються до повної витрати хоча б однієї з речовин, що вступили в реакцію. Прикладом необоротної реакції може служити процес розкладу калій хлорату: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

В таких реакціях ні за яких умов продукти не можуть перетворитися на вихідні речовини. Як зазначалось, для необоротних реакцій ентальпійний та ентропійний фактори діють узгоджено, спрямовуючи процес лише в бік утворення продуктів, і значення вільної енергії G при цьому весь час зменшуються, тобто мінімуму значень G на шляху перебігу реакції не виникає.

Реакції, що відбуваються в двох взаємно протилежних напрямках, називаються оборотними.

До оборотних реакцій належать, наприклад, взаємодія кисню з воднем:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. Насправді, при температурах $800 - 1500^\circ\text{C}$ кисень з воднем утворюють воду, взаємодіють дуже бурхливо. При температурах $3000 - 4000^\circ\text{C}$, навпаки, вода розкладається з утворенням водню та кисню.

В ізольованій системі, яка складається з будь-яких кількостей речовин, що вступають в оборотну реакцію, з часом завжди встановлюється рівновага, тобто такий стан, коли швидкості прямої та зворотної реакцій зрівнюються.

Тобто концентрації всіх речовин в момент, коли швидкості прямої і зворотної реакцій однакові, не змінюються. Такий стан реакційної системи називається **хімічною рівновагою**. При хімічній рівновазі склад системи не змінюється, оскільки в системі відбувається хімічна взаємодія в двох протилежних напрямках з однаковою швидкістю. Тому хімічна рівновага має також назву **динамічної рівноваги**.

Наприклад, в системі $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ в певний момент часу після початку реакції устальюється рівновага. Це сприймається як сталість рівноважних концентрацій усіх трьох речовин. З самого початку після змішування азоту та водню можлива тільки пряма реакція. Проте з часом швидкість прямої реакції $v_{np} = k[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$ з витрачанням вихідних реагентів щоразу спадатиме. Однак швидкість розкладання амоніаку $v_{зв} = k[\text{NH}_3]^2$, навпаки, зростатиме. У певний момент часу значення прямої та зворотної реакцій стануть однаковими: $v_{np} = v_{зв}$, і в системі устанавлюється хімічна

рівновага. Отже, $k_{np}[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = k_{зв}[\text{NH}_3]^2$, звідки $K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$, де K – константа рівноваги.

Константа рівноваги визначається відношенням добутку рівноважних концентрацій продуктів реакцій до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин у ступенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам.

Знаючи величини константи рівноваги, можна робити кількісні розрахунки виходу продуктів для оборотних хімічних процесів. Якщо

значення константи великі ($K \gg 1$), це означає, що рівновага зміщена в бік продуктів реакції, вихід яких досить значний. Якщо ж $K \ll 1$, рівновага зміщена в бік вихідних речовин, а вихід продуктів – незначний.

Значення константи рівноваги, як і констант швидкостей прямої і зворотної реакцій, залежить від природи речовин, що беруть участь в реакції, та температури, але не залежить від концентрацій реагентів. Тому якщо за сталої температури змінюється рівноважна концентрація однієї з речовин, то концентрації інших змінюються таким чином, щоб значення константи рівноваги лишалося сталим.

7.4. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Змінюючи умови, можна перевести систему з одного рівноважного стану в інший, що відповідає новим умовам. Рівновага зміщується тому, що зміна умов неоднаково впливає на швидкість прямої та зворотної реакцій. Характер зміщення рівноваги залежно від зовнішніх факторів можна визначити за **принципом Ле Шательє (1884): якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, впливає зовнішня дія (зміна тиску, температури, концентрації), то рівновага зміщується у бік тієї реакції, що послаблює цей вплив.**

Згідно з принципом Ле Шательє:

- нагрівання сприяє перебігу ендотермічної, а охолодження – екзотермічної реакцій;
- підвищення тиску зумовлює зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають менший об'єм, а зниження тиску – у протилежний бік. Якщо об'єм системи під час реакції не змінюється, то тиск не впливає на стан рівноваги;
- введення в систему додаткової кількості будь-якого з реагентів викликає зміщення рівноваги у тому напрямку, в якому його концентрація зменшується. Ось чому введення в систему вихідних речовин зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції, а збільшення концентрації продуктів реакції — в бік утворення вихідних речовин;

- каталізатори змінюють швидкість як прямої, так і зворотної реакції, але однаковою мірою. Тому введення каталізатора не змінює стан рівноваги, а лише прискорює момент її настання.

Значення принципу Ле Шательє в хімії дуже велике, оскільки дає змогу передбачити напрямок реакції за різних умов, і, отже, керувати перебігом реакцій.

Питання до обговорення

1. Як виразити залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин?
2. Закон діючих мас, його формулювання та математичний вираз. Як можна експериментально визначити швидкість хімічної реакції?
3. Як впливає зміна температури на швидкість хімічної реакції?
4. Що називається енергією активації?
5. Який фізичний сенс має константа швидкості хімічної реакції?
6. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температура підвищиться на 40°C ? Температурний коефіцієнт швидкості рівний 2.
7. Який стан реакційної системи називають хімічною рівновагою?
8. Як визначити момент знаходження системи в стані хімічної рівноваги?
9. Що таке константа хімічної рівноваги? Який її фізичний сенс?
10. Які фактори впливають на стан хімічної рівноваги? Який вплив мають ці фактори на величину константи хімічної рівноваги?
11. Сформулювати принцип Ле-Шательє.
12. Як необхідно змінити концентрацію речовин в зворотній системі, щоб змістити рівновагу в: а) прямому; б) зворотному напрямі?

Самостійна робота

1. Початкові концентрації речовин в реакції $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ дорівнювали (моль/л): $[\text{CO}] = 0,5$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,6$; $[\text{CO}_2] = 0,4$; $[\text{H}_2] = 0,2$. Розрахувати концентрації всіх речовин в реакції після того, як прореагувало 60% H_2O .

2. В скільки разів треба збільшити тиск, щоб швидкість утворення NO_2 за реакцією $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ зросла у 1000 разів?

3. На скільки градусів треба збільшити температуру, щоб швидкість реакції зростає у 81 раз? Температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3.

4. Записати вираз для швидкості прямої реакції:

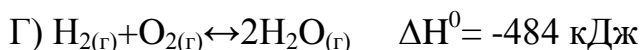
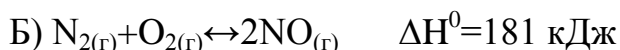
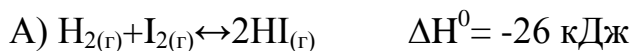


Як зміняться швидкості прямих реакцій (А) і (Б) при збільшенні концентрації вихідних речовин у 2 рази?

5. Чому дорівнює швидкість зворотної реакції: $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_2 + H_{2(г)}$, якщо концентрації $[CO_2]=0,3$ моль/л; $[H_2]=0,02$ моль/л; $k=1$.

6. В системі: $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)}$ рівноважні концентрації дорівнюють (моль/л): $[A]=0,6$; $[B]=1,2$; $[C]=2,16$. Визначити константу рівноваги та вихідні концентрації речовин А і В.

7. В який бік зміститься рівновага в системах:



- при збільшенні тиску;
- при збільшенні об'єму системи;
- при охолодженні системи.

Записати вираз константи рівноваги для кожної системи.

8. Константа рівноваги реакції $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ дорівнює 0,51. У реакцію вступило по 3 моль вихідних речовин. Розрахуйте концентрації речовин, що міститимуться в рівноважній суміші.

9. Реакція між речовинами А та Б виражається рівнянням

$A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow V_{(г)} + Г_{(г)}$. Змішали по 1 моль речовин А, Б, В, Г. Після встановлення рівноваги в суміші виявили 1,8 моль речовини В. Розрахуйте значення константи рівноваги.

10. У реактор для каталітичного окиснення нітроген монооксиду місткістю 20 л ввели 90 г NO та 100 г O₂. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо в реактор подати ще 20 г NO?

Розділ 8. Розчини

8.1. Класифікація розчинів

Система речовин, в якій одна речовина у вигляді найменших частинок рівномірно розподілена в об'ємі іншої речовини, називається дисперсною системою. Сукупність роздрібнених частинок цієї системи називають дисперсною фазою. Середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза, називають дисперсійним середовищем.

Взагалі, можемо розглянути цілий ряд дисперсних систем, і в залежності від того, у якому агрегатному стані (газоподібному, рідкому чи твердому) знаходиться дисперсійне середовище та дисперсна фаза, можемо говорити про такі системи: мастило двигунів (дисперсійне середовище – олія, дисперсійна фаза – мікроскопічні частинки сажі). В інших системах, таких, як розчин цукру у воді, функція дисперсійного середовища належить розчиннику (воді); при цьому розчинена речовина (цукор) вже не утворює у системі окремої фази. Такі однофазні системи називають істинними розчинами.

Залежно від агрегатного стану розчинника та розчиненої речовини розчини поділяють на газоподібні (повітря), рідкі та тверді (сплави металів).

У живій природі найбільш розповсюдженими є системи, в яких середовищем є рідина, а точніше вода.

У техніці для виготовлення різних конструкційних матеріалів використовують тверді розчини, сплави металів та неметалів.

Залежно від розміру частинок дисперсної фази дисперсні системи поділяють на:

- *суспензії та емульсії* – розмір частинок диспергованої речовини > 100 нм;
- *колоїдні розчини* – розмір частинок диспергованої речовини від 1 до 100 нм;
- *істинні розчини* – розмір частинок диспергованої речовини до 1 нм.

Суспензії утворюються при рівномірному розподілі частинок твердої речовини (дисперсна фаза) у рідині (дисперсійне середовище). Прикладом суспензії є каламутна вода, яка утворюється при збовтуванні глини, крейди (CaCO_3). Суспензії – нестійкі системи: з часом тверді частинки під впливом їх маси осаджуються.

Емульсії – дисперсна система, що складається з двох практично взаємно нерозчинних рідких фаз. Емульсії утворюються при рівномірному розподілі роздрібнених частинок рідкої речовини у рідині. Наприклад, молоко, в якому дисперсною фазою виступають краплини жиру. Емульсії – це також нестійкі системи. При відстоюванні емульсія розділяється (розшаровується) на складові частини: речовина з меншою питомою вагою спливає на поверхню (жир у молоці).

На практиці часто зустрічаються різні фарби та мастила, які виявляються емульсіями та суспензіями і використовуються для рівномірного нанесення фарби на поверхню виробу чи деталі.

Колоїдні розчини мають такий розмір та масу частинок (диспергованої фази), які дозволяють їм перебувати у середовищі у зваженому (завислому) стані. Розмір дисперсних частинок у колоїдному розчині знаходиться в межах від 1 до 100 нм. Під впливом різних факторів, які приводять до укрупнення колоїдних частинок, колоїдні системи можуть розкладатися на складові частини.

Якщо речовина диспергована до розмірів молекул або іонів (менш ніж 1 нм), утворюється гомогенна система – істинний розчин або просто розчин. У розчинах між розчиненою речовиною (дисперсна фаза) і розчинником (дисперсійне середовище) немає поверхні поділу, і тому розчин є гомогенною системою. Протягом тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти.

Розчин – це гомогенна (однорідна) система, яка складається з двох або більше компонентів (розчинника, розчиненої речовини) і продуктів їх взаємодії.

Компонент, який у розчині міститься в більшій кількості і не змінює агрегатний стан під час утворення розчину, називається **розчинником**. Компонент, який у розчині міститься в меншій кількості, називається **розчиненою речовиною**.

Наприклад, розчин сірчаної кислоти складається з: кислоти – це розчинена речовина, води – це розчинник і гідратованих іонів H^+ , HSO_4^- , і SO_4^{2-} – це продукти взаємодії.

Розчинники поділяють на

- **протонні** (якщо його молекули здатні відщеплювати іон H^+ (H_2O , HCN)). В загальному випадку такі розчинники називають протогенними (тобто такі, що народжують протон). Протогенні речовини вступають у реакції з будь-якими речовинами, які приєднують протон, і називаються протофільними (люблять протон). Протонні розчинники як правило є сильно асоційованими рідинами за рахунок водневих зв'язків між молекулами;

- **апротонні** (не утворюють іон H^+). До них належать бензол, ацетон, хлороформ, діоксан.

Найбільш поширеними є водні розчини. Усі природні води є розчинами. Розчинами є найважливіші фізіологічні рідини – кров, лімфа тощо. Засвоєння поживних речовин людиною, тваринами, рослинами пов'язане з процесами розчинення. Розчини широко використовують у гідрометалургії для одержання металів, у хімічній та харчовій промисловості, побуті, сільському господарстві тощо.

Розчини можуть бути:

- **ненасиченими**

- **насиченими** (це такі, в яких тверда фаза знаходиться в рівновазі з розчиненою речовиною)

- **пересиченими** (CH_3COONa , $\text{N}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Вони утворюють насичені розчини, які зберігають свою надлишкову концентрацію при обережному охолодженні при відсутності осаду. Явище утворення пересичених розчинів

біло відкрите ще у 18 ст. Т. Ловіцем. Такі розчини є нестійкі і легко руйнуються при попаданні затравки (пороху, кристалика речовини і т.д.).

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини або часткою розчиненої речовини.

Концентрація розчину – це кількість розчиненої речовини, яка міститься в певній масовій кількості або певному об'ємі розчину або розчинника.

Залежно від вмісту розчиненої речовини розчини досить умовно поділяють на **концентровані** та **розбавлені**. Розчин вважається концентрованим, якщо маса розчиненої речовини в ньому складає більш ніж 40-50% від маси всього розчину. В розбавленому розчині вміст розчиненої речовини значно менший. Проте такі способи вираження концентрації є досить грубими і наближеними, тому на практиці користуються більш точними способами вираження концентрації.

На практиці для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини найчастіше використовують такі способи вираження концентрації розчинів: масова частка розчиненої речовини (або процентна концентрація), молярна концентрація, нормальна концентрація, титр, тощо.

Масова частка розчиненої речовини (ω) – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ($m_{\text{розч.реч.}}$) до маси всього розчину ($m_{\text{розчину}}$). Її визначають в частках одиниці або у відсотках.

$$\omega = m_{\text{розч.реч.}} / m_{\text{розчину}} ; m_{\text{розч.реч.}} = \omega \cdot m_{\text{розчину}}$$

Наприклад: для приготування 300 г водного розчину хлориду натрію з масовою часткою NaCl 0,5 (або 0,05%) необхідно зважити на терезах $300 \cdot 0,5 = 15$ (г) NaCl і додати $300 - 15 = 285$ (мл) води.

Процентна концентрація визначається масою розчиненої речовини, що міститься у 100 грамах розчину.

Молярна концентрація розчиненої речовини (C) – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Одиниці вимірювання: моль/л.

$C = \nu/V$, де C – молярна концентрація речовини; V – об'єм розчину, ν – кількість молів речовини, що міститься в розчині ($\nu = m/M$, де m – маса речовини, M – молярна маса речовини).

Молярна концентрація еквіваленту (C_e) – це фізична величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів речовини до об'єму розчину. Одиниці вимірювання: моль-екв/л.

$C_e = m_{\text{розч.реч.}}/E \times V$, де $m_{\text{розч.реч.}}$ – маса розчиненої речовини, z ; E – еквівалентна маса розчиненої речовини; V – об'єм розчину.

Часто в аналітичній хімії використовують такий вираз концентрації як титр. **Титр** (T) показує кількість грамів розчиненої речовини, яка міститься в 1 мл розчину. Одиниця вимірювання: г/мл (не плутати з густиною!). Титровані розчини (або стандартні) – це розчини з точно відомим вмістом речовини. Без таких розчинів просто неможливо уявити проведення хімічного аналізу.

8.2. Вода як розчинник. Процес розчинення.

Найважливішим розчинником є вода. Близько 60 % всього живого і неживого на нашій планеті складається з води.

Вода в природі зустрічається у дуже великій кількості у трьох агрегатних станах: у вигляді пари – у атмосфері; рідкому стані – води річок, озер, морів та океанів; твердому стані – лід та сніг на вершинах високих гір та полярних широтах, полюсах; ґрунтові води – у ґрунтах на різній глибині; кристалізаційна вода – у складі кристалів та мінералів; у рослинних та тваринних організмах.

Найчистішою природною водою є дощова вода. У незначній мірі вона містить у собі розчинені гази та речовини, які утворюються в атмосфері при дії грозових розрядів – O_2 , N_2 , CO_2 і навіть оксиди нітрогену, які

утворюються при взаємодії азоту з киснем при грозових розрядах. Над промисловими районами дощова вода може містити і оксиди сульфуру, які утворюються при спалюванні вугілля на теплових електростанціях, котельнях, промисловий пил, що виділяється при роботі металургійних комплексів та хімічних підприємств.

Чиста вода при звичайних умовах – це безкольорова прозора рідина без запаху та смаку. При температурі $+4^{\circ}\text{C}$ вода має густину 1 г/см^3 , тобто 1 мл води важить 1 грам. При вищих та нижчих температурах густина води менше цієї величини.

Температура замерзання води 0°C і температура кипіння 100°C стали відправними точками температурної шкали за Цельсієм.

Вода – прекрасний розчинник для сполук, утворених йонним та полярним ковалентним зв'язком. У той же час у воді погано розчиняються жири, органічні розчинники.

Людина і тварини можуть в своєму організмі синтезувати первинну ("ювенільну") воду, утворювати її при згорянні харчових продуктів і самих тканин. У верблюда, наприклад, жир, який міститься в горбі, може шляхом окиснення дати 40 л води.

Вода – єдина рідина, тверда фаза якої має меншу густину, ніж її рідка фаза: лід плаває на поверхні води, у той же час для усіх інших речовин густина твердої фази більша за густину рідкої.

Розчинення – складний фізико-хімічний процес взаємодії розчинника і розчиненої речовини. Про це свідчить зокрема те, що утворення розчинів супроводжується тепловими ефектами, іноді досить значними. Так, під час розчинення калій гідроксиду у воді теплота виділяється, а розчинення калій хлориду у воді супроводжується поглинанням теплоти.

В процесі утворення істинних розчинів руйнуються зв'язки між частинками речовини, що розчиняється, внаслідок чого утворюються окремі молекули або йони, які під дією теплового руху частинок та дифузії рівномірно розподіляються в розчиннику. Наприклад, при розчиненні

хлориду калію йони K^+ та Cl^- , що утворюють кристалічну ґратку, треба відірвати один від одного, для чого витрачається енергія, яка відповідає енергії йонної кристалічної ґратки. При розчиненні йоду у воді треба подолати сили дисперсійної міжмолекулярної взаємодії між молекулами I_2 . Тобто процес розриву зв'язків між частинками речовини, що розчиняється, є ендотермічним, $\Delta H > 0$.

Якби не відбувались якісь інші процеси, то розчинення завжди супроводжувалося б поглинанням теплоти. Однак численні приклади розчинення з виділенням теплоти свідчать, що одночасно відбуваються й інші процеси. Дійсно, рушійною силою розчинення є утворення нових зв'язків, що виникають при взаємодії частинок розчинної речовини з молекулами розчинника. Цей процес називається *сольватацією* (для водних розчинів – *гідратацією*). Він супроводжується виділенням енергії, $\Delta H < 0$.

Явище сольватації зумовлене відомими видами взаємодії між молекулами розчинника і частинками розчиненої речовини: орієнтаційною, індуктивною, дисперсійною та водневим зв'язком. Коли розчиняється неполярна речовина в неполярному розчиннику, наприклад бензол у гексані, сольватація зумовлена дисперсійною взаємодією. При розчиненні неполярної речовини в полярному розчиннику (наприклад, йоду у воді) до дисперсійної взаємодії додається індукційна. Якщо полярну речовину розчинити в полярному розчиннику, наприклад метанол у воді, мають місце всі згадані вище види міжмолекулярної взаємодії, але найсуттєвішим є внесок водневого зв'язку.

Іноді під час розчинення відбуваються хімічні перетворення речовин. Наприклад, при розчиненні хлороводню у воді відбувається процес дисоціації HCl на йони і утворення йона гідроксонію H_3O^+ за рахунок донорно-акцепторного зв'язку між йоном H^+ (акцептор) та молекулою H_2O (донор).

Загальний тепловий ефект розчинення $\Delta H_{\text{розч}}$ дорівнює алгебраїчній сумі зазначених вище теплових ефектів: $\Delta H_{\text{розч}} = \Delta H_{\text{розр.зв}} + \Delta H_{\text{сольв}}$

Знак теплового ефекту розчинення залежить від співвідношення складових $\Delta H_{\text{розр.зв}}$ і $\Delta H_{\text{сольв}}$. Якщо в процесі сольватації енергії виділяється більше, ніж витрачається на розрив зв'язків між частинками речовини, що розчиняється, процес розчинення екзотермічний, $\Delta H_{\text{розч}} < 0$. Якщо ж на розрив зв'язків енергії витрачається більше, ніж виділяється при сольватації, то речовина розчиняється із вбиранням теплоти, $\Delta H_{\text{розч}} > 0$.

Особливості розчинності речовин

Залежність розчинності від природи компонентів розчину

Ще й досі не існує кількісної теорії, за допомогою якої можна було б розраховувати розчинність речовин. Це пояснюється складним характером процесів, що відбуваються під час розчинення. Але відомі деякі правила та закономірності, за допомогою яких можна якісно пояснити вплив природи речовин на розчинність. Так, ще алхіміки дійшли висновку, що "подібне розчиняється у подібному". Дійсно, у розчинниках, які складаються з полярних молекул (вода, рідкий аміак, спирти) найчастіше добре розчиняються саме полярні речовини (мінеральні кислоти, луги, деякі солі). У ряді випадків розчинність може бути необмеженою (вода – етанол, вода – сульфатна кислота тощо). Навпаки, неполярні речовини, такі, як бензол, йод, мідь, азот, у воді розчиняються мало. Але бензол може необмежено розчинятися у подібній до себе речовині – толуолі, йод добре розчиняється у бензолі, а мідь – у іншому металі – ртуті.

Вплив температури та тиску на розчинність речовин

- з підвищенням температури **розчинність газів** у воді зменшується (процес розчинення газів – екзотермічний процес), а з підвищенням тиску – збільшується. Кип'ятінням розчину здебільшого можна позбутися розчинених у воді газів (CO_2 , O_2 , N_2).

Зі збільшенням зовнішнього тиску, згідно з принципом Ле Шательє, у рівноважній системі більшою мірою повинен відбуватися процес, який послабить підвищення тиску. Тому частина молекул газу перейде в розчин і розчинність збільшиться. Залежність розчинності газу від тиску визначається

законом Генрі: за сталої температури розчинність газу в рідині прямо пропорційна його парціальному тиску: $m = P \cdot k$ де m – маса газу, розчиненому в даному об'ємі рідини, P – тиск (ат.) k – коефіцієнт пропорційності, який залежить від природи речовин, що утворюють розчин, і від температури. Коли $P=1$ ат., $m = k$, тобто k – розчинність газу за нормального тиску.

Закон Генрі справедливий тільки для досить розбавлених розчинів за невисоких тисків та відсутності хімічної взаємодії між молекулами розчиненої речовини і розчинника.

- при **розчиненні рідин** одна в одній спостерігаються три випадки:

а) рідини змішуються в необмежених кількостях (полярні: спирт-спирт, спирт-вода, неполярні: бензол-толуол);

б) повністю нерозчинні одна в одній рідині (полярна+неполярна: бензол-вода);

в) обмежено розчинні рідини (ефір-вода, фенол-вода).

При збільшенні температури в останньому випадку розчинність зростає. Температура, при якій обмежено розчинні рідини повністю розчиняються, називається критичною.

- **тверді речовини** по розчинності діляться на

а) добре розчинні (якщо розчинність більше 10 г на 100 г розчинника) Na_2SO_4 ;

б) малорозчинні (якщо розчинність менше 10 г але більше 1 г на 100 г розчинника) CaSO_4 ;

в) практично нерозчинні (якщо в 100 г розчинника розчиняється менше 1 г речовини) AgCl 0,00019 г/ 100 г води при 20° С.

Тиск практично не впливає на розчинність твердих речовин у рідинах, оскільки об'єм системи в процесі розчинення змінюється мало.

8.3. Теорія електролітичної дисоціації

Вода є полярним розчинником. Тому речовини в разі розчинення у воді зазнають значних змін. Часто ці зміни зумовлюють електропровідність водних розчинів, але буває так, що у воді розчинені речовини піддаються хімічному перетворенню.

Хімічно чиста вода практично не проводить електричного струму. Водні розчини багатьох органічних сполук (спиртів, альдегідів, кетонів, вуглеводнів) теж не електропровідними. Але при розчиненні у воді неорганічних сполук (солей, кислот, основ, більшості оксидів) розчин стає електропровідним.

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами.

Речовини, які під час розчинення чи розплавлення не розпадаються на йони і тому їх розчини (або розплави) не проводять електричний струм, називають неелектролітами.

До електролітів належать кислоти, солі і основи, до неелектролітів – більшість органічних сполук.

Процес розпаду електролітів на йони під дією полярних молекул розчинника (або під час розплавлення) називається електролітичною дисоціацією.

Тривалий час електролітична дисоціація розглядалася як процес, що проходив під дією електричного струму. Гіпотезу про те, що у розчинах електролітів існують електрзаряджені частинки розчиненої речовини – йони, вперше висловив С. Арреніус (1887). Згідно з цією теорією, електролітична дисоціація відбувається вільно при розчиненні речовин у відповідних розчинниках. Арреніус запропонував основні положення теорії електролітичної дисоціації:

1. Електроліти при розчиненні у воді або в інших іонізуючих розчинниках дисоціюють на йони – позитивно і негативно заряджені частки. Рухаються ці йони хаотично.

2. Під дією електричного струму йони рухаються: позитивно заряджені – до катода (катіони), негативно заряджені – до анода (аніони) .

3. Дисоціація – процес зворотний. Це означає, що паралельно до розпаду молекул на йони (дисоціація) відбувається процес сполучення іонів у молекули (асоціація).

Дисоціація – складний процес, у якому розчинник бере активну участь. У теорії Арреніуса вплив розчинника пов'язувався тільки з його діелектричною проникністю.

Теорії Арреніуса протистояла хімічна, або сольватна, теорія Д. І. Менделєєва, згідно з якою між частинками розчиненої речовини і розчинника є хімічна взаємодія (сольватація). Ця теорія заперечувала висновок Арреніуса про дисоціацію електролітів у розчинах.

Російський вчений І. О. Каблуков дійшов висновку, що ці теорії не суперечать одна одній, а взаємодоповнюються: "...дисоціація відбувається завдяки сольватації", тобто енергія, потрібна для процесу дисоціації, більшою чи меншою мірою компенсується енергією, що виділяється в процесі сольватації йонів.

Коли електроліт з йонним характером зв'язку розчиняється в полярному розчиннику, зв'язки між йонами в кристалічній решітці електроліту руйнуються за рахунок енергії сольватації і сольватовані молекулами розчинника йони переходять у розчин. В процесі сольватації йонів найбільш суттєвою складовою є орієнтаційна взаємодія. Суть її полягає в тому, що до катіона полярні молекули розчинника орієнтуються і далі притягаються негативним полюсом, а до аніона – позитивним полюсом. Сольватовані йони (сольвати) не можуть повністю бути схарактеризовані як хімічні сполуки, оскільки число молекул розчинника в сольватній оболонці йона може змінюватися залежно від температури та концентрації електроліту.

Молекули з ковалентним полярним зв'язком (наприклад, HCl), попадаючи в середовище полярного розчинника, також дисоціюють на йони. Сольватація полярної молекули спочатку приводить до йонізації

зв'язку, а потім до розділення утворених сольватованих йонів. Здатність молекул дисоціювати на йони залежить від полярності зв'язків. Якщо в молекулі є кілька полярних зв'язків, то йонізації зазнає той, що найбільш полярний. Так, у молекулі HNO_3 (HONO_2), судячи зі значень електронегативностей, зв'язок $\text{H}-\text{O}$ найбільш полярний. Тому внаслідок йонізації цього зв'язку утворюються йони H^+ і NO_3^- .

Навпаки, у сполучі NaOH більш полярним є зв'язок металу з киснем, внаслідок чого при розчиненні утворюються йони Na^+ і OH^- .

Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є значення *ступеня дисоціації* (α) і *константи дисоціації* ($K_{\text{дис}}$) електроліту.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення числа молекул електроліту, що розпалися на йони (n), до загального числа молекул розчиненої речовини (N).

$$\alpha = n/N, \text{ або в } \% \quad \alpha = n/N \cdot 100\%$$

Наприклад, якщо із 1000 молекул 200 розпалось на іони тоді $\alpha = 200/1000 = 0,2$ або у відсотках $0,2 \cdot 100 = 20\%$.

Ступінь дисоціації електроліту визначають експериментально вимірюванням, наприклад, електричної провідності розчинів різної концентрації.

На ступінь дисоціації впливають такі фактори:

а) природа розчинника: чим більш полярний розчинник (більший дипольний момент), тим вища ступінь електролітичної дисоціації;

б) природа електроліту : чим більш полярним є зв'язок між атомами в молекулі, тим сильніше полярний розчинник буде перешкоджати електростатичній взаємодії йонів протилежного знаку в розчині, тим більша ступінь дисоціації;

в) температура: у сильних електролітів з підвищенням температури ступінь дисоціації зменшується, у слабких проходить через максимум у межах 60°C ;

г) **концентрація розчину**: із збільшенням концентрації ступінь дисоціації зменшується (принцип Ле-Шательє), оскільки йони частіше стикаються один з одним з утворенням молекул чи йонних пар;

д) **наявність однойменних іонів**: додавання однойменних іонів зменшує ступінь дисоціації. І навпаки, зменшення концентрації одного із іонів збільшує ступінь дисоціації.

Ступінь дисоціації може змінюватися у межах $0 < \alpha < 1$. За величиною ступеня дисоціації усі електроліти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі.

До **сильних електролітів** належать речовини, які у розчині дисоціюють практично повністю. Ступінь їх дисоціації має значення понад 30% ($\alpha > 30\%$). Це більшість солей (крім солей Pt^{+2} , Hg^{+2}), кислоти HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HMnO_4$, HBr , HJ та інші, луги (гідроксиди лужних і лужноземельних металів) $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $FrOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють частково. Ступінь їх дисоціації має значення менше, як 3% ($\alpha < 3\%$). До них належать більшість органічних кислот, неорганічні кислоти H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HCN та ін., нерозчинні у воді гідроксиди металів, гідроксид амонію, вода.

Значення ступеня дисоціації **електролітів середньої сили** більші 2-3%, але менші 30% ($3\% < \alpha < 30\%$). До них належать H_2SO_3 , H_3PO_4 , HF , HNO_2 .

Більш загальною характеристикою для електролітів є **константа дисоціації** ($K_{дис}$), вона справедлива для слабких та електролітів середньої сили, яка являється константою рівноваги для реакції: $KA \leftrightarrow K^+ + A^-$

$$K = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]},$$

де $[K^+]$ – концентрація катіонів; $[A^-]$ – концентрація аніонів; $[KA]$ – концентрація недисоційованих молекул KA .

Константа рівноваги не залежить від концентрації, а залежить тільки від температури, природи розчинника і розчиненої речовини. Чим більшим значенням характеризується $K_{дис}$, тим сильніше дисоціює електроліт.

Ступінь, константа дисоціації та концентрація розчину пов'язані між собою **законом розбавлення Оствальда (1888)**.

Нехай дисоціює слабкий електроліт: $KA \leftrightarrow K^+ + A^-$

Нехай його концентрація дорівнює C_m моль на літр, а ступінь дисоціації

– α . Тоді концентрація іонів K^+ і A^- : $\frac{KA}{C-\alpha C} \leftrightarrow \frac{K^+}{\alpha C} + \frac{A^-}{\alpha C}$

Недисоційованими залишилось $C(1-\alpha)$ молекул. Тоді константа дисоціації:

$$K = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}; \quad K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

Для слабких електролітів $\alpha \rightarrow 0$ і $(1-\alpha) \rightarrow 1$, і, отже пропонується запис $K_{\text{дис}} \approx \alpha^2 C$, звідси

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C}}$$

Ця залежність є математичним виразом **закону розбавлення Оствальда**: у разі розбавлення розчину ступінь дисоціації слабого електроліту збільшується обернено пропорційно кореню квадратному з його молярної концентрації.

Хімічно чиста вода, наприклад дистильована, є дуже слабким електролітом. Вона незначною мірою дисоціює на йони (приблизно лише одна з 10 млн. молекул) за рівнянням: $2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$, або у спрощеному вигляді: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

Для стану рівноваги можна записати вираз константи дисоціації води:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}, \text{ або } [H^+] \times [OH^-] = K [H_2O].$$

Оскільки значення K і α для води дуже малі при 298 К ($K = 1,86 \cdot 10^{-16}$, $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$), то концентрацію води $[H_2O]$ за цих умов можна вважати величиною сталою, яку розраховують так: $[H_2O] = m_{\text{л води}} / M_{\text{води}} = 1000/18 = 55,56$ моль/л.

Отже добуток $K[\text{H}_2\text{O}]$ є також величиною сталою за цих умов і називається **йонним добутком води $K[\text{H}_2\text{O}]$** , а за умови 298К (22⁰С) – ця величина дорівнює $K[\text{H}_2\text{O}] = 1,86 \times 10^{-16} \times 55,56 = 10^{-14}$.

Оскільки йонний добуток води – величина стала, то знаючи концентрацію одного йону можна знайти концентрацію іншого:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} [\text{OH}^-]; \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} [\text{H}^+].$$

У залежності від концентрації іонів H^+ або OH^- реакцію середовища розчинів (тобто їх кислотність або лужність) виражають так:

- якщо у розчині $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л – середовище нейтральне;
- якщо у розчині $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л – середовище кисле;
- якщо у розчині $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л – середовище лужне.

На практиці записувати концентрації іонів H^+ або OH^- через негативний ступінь не зовсім зручно. Тому середовище розчинів характеризують величиною водневого показника рН.

Водневий показник рН – це негативний десятковий логарифм концентрації йонів водню в розчині:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{ або } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

Оскільки концентрація іонів водню може змінюватись у межах іонного добутку, то рН змінюється в інтервалі від нуля до чотирнадцяти. За допомогою рН середовище розчинів характеризується так:

- нейтральне – рН = 7 (рН = $-\lg 10^{-7} = 7$)
- кисле – рН < 7;
- лужне – рН > 7.

Значення рН у водних розчинах різного характеру:

$[\text{H}^+]$	$10^{-1} - 10^{-3}$	$10^{-4} - 10^{-6}$	10^{-7}	$10^{-8} - 10^{-10}$	$10^{-11} - 10^{-14}$
$[\text{OH}^-]$	$10^{-13} - 10^{-11}$	$10^{-10} - 10^{-8}$	10^{-7}	$10^{-6} - 10^{-4}$	$10^{-3} - 10^0$
Характер розчину	Кислий	Слабко-кислий	Нейтральний	Слабко-лужний	Лужний
рН	1 – 3	4 – 6	7	8 – 10	11 – 14

Наприклад, значення рН дощової води складає 6 (слабокисла реакція); водопровідної води рН = 7,5 (слабколужна реакція), сльоз – 7,0 (нейтральна реакція), шлункового соку – 1,7 (сильнокисла реакція). рН крові 7,34 (артеріальної) та 7,4 (венозної). Підвищення рН крові хоча б на 0,1 призводить до важких захворювань, а відхилення на $\pm 0,4$ одиниці рН спричиняє смерть.

Виняткова роль рН в різноманітних процесах – і в природі, і в техніці. Рослини можуть існувати лише в певних межах рН для кожного виду. Для буряка, наприклад, оптимальним є значення рН 6-8, для картоплі – 4-8, жита – 4-7, пшениці – 5-8. Тобто, для нормального розвитку сільськогосподарських культур і одержання високих врожаїв необхідна певна реакція ґрунтового розчину.

Для вимірювання рН існують різні методи. Наближено реакцію розчину можна визначити за допомогою спеціальних реактивів, які називаються індикаторами, забарвлення яких змінюється залежно від концентрації іонів водню. Найчастіше застосовують індикатори: лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн. У таблиці подано характеристику деяких індикаторів:

Індикатор	Забарвлення в розчині		
	У кислому середовищі	У нейтральному середовищі	У лужному середовищі
Лакмус	Червоний	Фіолетовий	Синій
Метилоранж	Червоний	Оранжевий	Жовтий
Фенолфталеїн	Безбарвний	Безбарвний	Малиновий

Реакції в водних розчинах електrolітів відбуваються між йонами, які утворюються при дисоціації. Такі реакції називаються *йонними реакціями*, а рівняння цих реакцій – *йонними рівняннями*.

Реакції в розчинах електrolітів відбуваються до кінця (тобто є практично необоротними), якщо в результаті реакції утворюються:

- малодисоційована сполука;

- малорозчинна речовина (осад);
- газоподібна речовина.

В йонних рівняннях записують формули тільки тих частинок (йонів, молекул, комплексів), які беруть участь у формуванні малодисоційованих, газоподібних або малорозчинних речовин. Ці речовини записують у молекулярній формі.

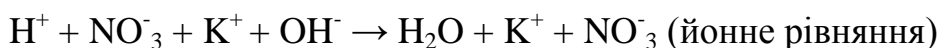
У разі складання йонного рівняння формули таких речовин у вихідному молекулярному рівнянні треба підкреслювати, а леткі речовини або речовини, які осаджуються, позначати стрілкою (\uparrow або \downarrow).

Якщо в продуктах реакції не утворюється хоча б одна з сполук: малодисоційована, малорозчинна або газоподібна, реакції оборотні і не відбуваються до кінця. У такому випадку в розчині існує суміш іонів, які між собою не взаємодіють. Наприклад:

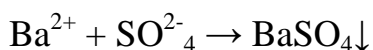
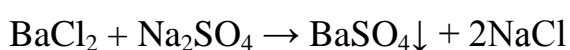
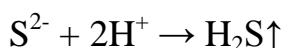
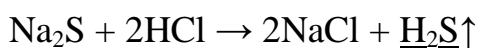


Такі рівняння носять формальний характер і реакції не мають практичного змісту.

Йонно-молекулярні рівняння реакції з утворенням малодисоційованих речовин:



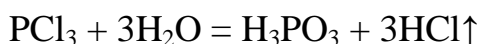
Йонно-молекулярні рівняння реакції з утворенням летких і малорозчинних речовин:



Таким чином, йонні рівняння простіші, ніж молекулярні, але в той же час вони точніше передають суть реакцій, що відбуваються.

8.4. Гідроліз солей

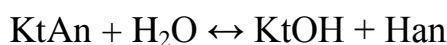
Хімічна активність води проявляється не тільки в її здатності розчиняти, а й у хімічній дії на речовини, які розчиняються. При цьому речовина може цілковито розкладатися, утворюючи продукти, які містять хімічно зв'язані йони H^+ або OH^- води. Вода здатна розкласти розчинені речовини, діючи на них як кислота або як основа. Наприклад:



У всіх цих системах рівновага сильно зміщена вправо, тому між лівою та правою частинами рівнянь поставлено знак рівності.

Реакції розкладання речовин водою називають реакціями гідролізу.

Гідроліз (з грец. "розкладання водою") – це окремий випадок сольволізу, тобто обмінного розкладання розчиненої речовини та розчинника з утворенням малодисоційованих речовин. Гідроліз солей є процесом, оберненим до реакції нейтралізації:



сіль основа кислота

Для того, аби гідроліз солі відбувався, необхідно, щоб у цьому процесі утворювався один слабкий електроліт (кислота або основа). Тому гідролізу піддаються лише солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, сильною кислотою і слабкою основою або слабкою кислотою і слабкою основою. Солі, утворені сильною кислотою та сильною основою, не гідролізують. Реакція середовища залишається нейтральною ($\text{pH} \approx 7$).

Солі, до складу яких входять багатозарядні йони, гідролізують ступінчасто (за стадіями). При цьому гідроліз солі переважно відбувається за першим ступенем.

Залежно від природи солі розрізняють три типи гідролізу солей:

- ***гідроліз за катіоном*** – характерний для солей, утворених катіоном слабкої основи та аніоном сильної кислоти. Наприклад, CuSO_4 , NH_4NO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 .

Гідроліз солі за катіоном відбувається внаслідок зв'язування катіоном солі гідроксид-йонів води в малодисоційований електроліт. Сильна кислота, яка при цьому утворюється, не зв'язує іони H^+ . Вона знаходиться в розчині у вигляді йонів. Тому розчини солей, утворених катіоном слабкої основи і аніоном сильної кислоти, мають кислу реакцію середовища ($pH < 7$).

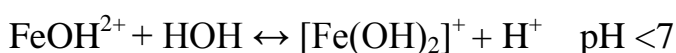
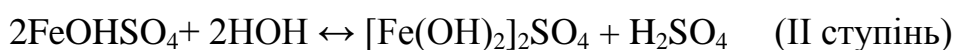
Продуктами гідролізу таких солей залежно від заряду катіона є:

- слабка основа (якщо сіль утворена однозарядним катіоном);
- основна сіль (якщо сіль утворена багатозарядним катіоном).

Наприклад:



Накопичення у розчині великої кількості іонів H^+ зміщує рівновагу дисоціації води. Тому гідроліз $Fe_2(SO_4)_3$ майже припиняється на першому ступені. При підвищенні температури і значному надлишку води може лише частково здійснюватись другий ступінь гідролізу (гідроліз основної солі):



Третій ступінь гідролізу $Fe_2(SO_4)_3$ практично не відбувається. Через накопичення іонів H^+ процес зміщується в бік вихідних сполук.

• **гідроліз за аніоном** – характерний для солей, утворених катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти. Наприклад, Na_2CO_3 , K_2SO_3 , Na_3PO_4 , CH_3COONa .

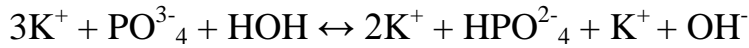
Гідроліз солі за аніоном відбувається внаслідок зв'язування аніоном солі іонів H^+ води в малодисоційований електроліт.

Сильна основа, яка при цьому утворюється, не зв'язує гідроксид-іони OH^- . Тому розчини солей, утворених катіоном сильної основи і аніоном слабкої кислоти, мають лужну реакцію середовища ($pH > 7$).

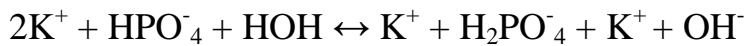
Продуктами гідролізу таких солей залежно від заряду аніона є:

- слабка кислота (якщо сіль утворена однозарядним аніоном);
- кисла сіль (якщо сіль утворена багатозарядним аніоном).

Наприклад:



Гідроксид-іони OH^- , що накопичуються у розчині, пригнічують дисоціацію води, перешкоджаючи здійсненню другого ступеня гідролізу. Проте, при підвищенні температури і додаванні води гідроліз частково відбувається за другим ступенем:



Третій ступінь гідролізу з утворенням монофосфорної кислоти H_3PO_4 практично не відбувається.

- **гідроліз за катіоном і аніоном** – він характерний для солей, утворених катіоном слабкої основи і аніоном слабкої кислоти. Наприклад: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

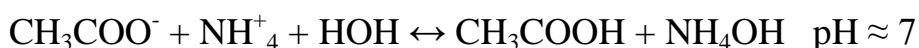
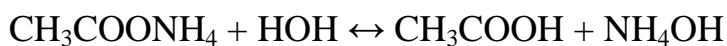
Гідроліз солі за катіоном і аніоном відбувається внаслідок зв'язування катіоном і аніоном солі кожного з йонів води (H^+ і OH^-) в малодисоційовані електроліти.

Гідроліз солей, утворених катіоном слабкої основи і аніоном слабкої кислоти, відбувається досить повно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються два слабких електроліти.

Продуктами гідролізу таких солей залежно від зарядів катіона і аніона є:

- основна сіль (якщо сіль утворена багатозарядним катіоном);
- кисла сіль (якщо сіль утворена багатозарядним аніоном).

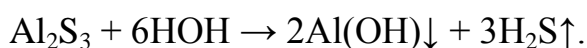
Наприклад:



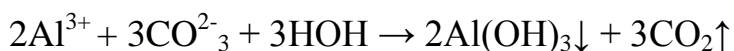
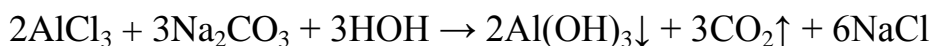
Розчин набуває нейтрального середовища тому, що константи дисоціації даних сполук мають приблизно однакові значення: $K_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \times 10^{-5}$ та $K_{\text{дис.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \times 10^{-5}$. В залежності від значень констант дисоціації середовище також може бути слабо кислим або слабо лужним.

Багато солей цього типу гідролізують необоротно. Прикладом солей, які зазнають **повного гідролізу**, є солі слабких основ і дуже слабких, нестійких або летких кислот: Cr_2S_3 , Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, CuSiO_3 , Ag_2SiO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$, інші. Їх гідроліз супроводжується повним розкладанням солі з виділенням вільних кислот і гідроксидів.

Рівняння реакцій повного гідролізу солей записують лише у молекулярному вигляді:



Якщо злити дві солі, одна з яких утворена сильною кислотою та слабкою основою, а друга – слабкою кислотою та сильною основою, відбувається їх **сумісний** необоротний **гідроліз**, продуктами якого є слабка основа, слабка кислота та сіль сильної основи та сильної кислоти. Наприклад:



Повноту перебігу реакції гідролізу кількісно характеризують **ступінню гідролізу (h)**:

Ступінь гідролізу – це величина, яка характеризує відношення кількості прогідролізованих молекул до вихідної кількості розчинених молекул

$$h = N_{\text{гідр.}} / N_{\text{вих.}} \cdot 100\%, \text{ або } h = C_{\text{гідр.}} / C_{\text{вих.}} \cdot 100\%$$

як і ступінь дисоціації, ступінь гідролізу h змінюється в межах від 0 до 1 або від 0 до 100%.

Ступінь гідролізу залежить насамперед від природи розчиненої солі: чим слабкіші кислота і основа, що утворили сіль, тим сильніше відбувається

зв'язування йонів H^+ і OH^- з відповідними йонами солі, і тим вище буде ступінь гідролізу.

З підвищенням температури ендотермічний процес дисоціації води посилюється, рівновага зміщується в бік утворення йонів H^+ і OH^- . Збільшення концентрації йонів, що утворюються внаслідок дисоціації води, посилює процеси зв'язування їх з катіонами або аніонами солі і ступінь гідролізу зростає.

Якщо в розчині солі, що зазнала гідролізу, підвищити концентрацію одного з продуктів реакції, то рівновага гідролізу, за принципом Ле Шательє, зміститься в бік вихідної солі і ступінь гідролізу зменшиться. Ступінь гідролізу пов'язана з концентрацією солі залежністю закону розведення Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{дiop}}}{C}}$$

Тому, в разі розбавлення розчину солі ступінь гідролізу збільшується.

Питання до обговорення

1. Що таке електролітична дисоціація? В чому її сутність?
2. Від чого залежить розпад на йони в процесі розчинення речовини у воді?
3. Чи відрізняються механізми дисоціації (при розчиненні у воді) речовин з йонним та ковалентним типом зв'язку?
4. Основні положення ТЕД.
5. Ступінь дисоціації. Фактори, які впливають на величину ступеня дисоціації.
6. ОКSN з позиції ТЕД.
7. Що таке гідроліз? Механізм його протікання.
8. Відомі типи гідролізу.
9. Фактори, що впливають на процес гідролізу.

Самостійна робота

1. Чи проводять електричний струм наступні системи: а) водопровідна вода; б) вода опадів; в) розплавлений натрій гідроксид?
2. Написати наступні молекулярні рівняння в йонному вигляді:
а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
б) $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2$
3. Скласти рівняння реакції гідролізу Na_2SO_3 . Визначити, в якій бік зміщується рівновага, якщо до розчину цієї солі додати: а) NaOH ; б) HCl ; в) K_2CO_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; Na_2CO_3 ; ZnSO_4 ; NaClO ; CuSO_4 ; NH_4NO_3 ; AlI_3 . Яке середовище мають розчини цих солей?
5. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння сумісного гідролізу при змішуванні розчинів: а) Na_2S та AlCl_3 ; б) K_2SO_3 та $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ та CH_3COOK ; г) FeCl_2 та K_2S .
6. Фізичні та хімічні властивості води.
7. Що таке розчини? Які розчини називають однорідними?
8. Які є способи вираження концентрації?

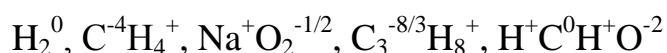
Розділ 9. Окисно-відновні процеси. Основи електрохімії

Раніше було показано, що при утворенні ковалентного зв'язку електронні пари розташовуються симетрично відносно ядер атомів, що взаємодіють і атоми в молекулах ніяких зарядів не несуть.

При утворенні йонних зв'язків валентні електрони переходять від менш електронегативних (ЕН) до більш електронегативних атомів, внаслідок чого утворюються йони, заряд яких визначається кількістю відданих або прийнятих електронів. У молекулах з полярними зв'язками валентні електрони лише частково зміщуються до більш ЕН атому, при цьому на атомах виникають електричні заряди, але їх величини не є цілочисельними. Наприклад, в молекулі HCl на Гідрогені існує позитивний, а на Cl - негативний заряди, але їх величини менше 1.

У практичних цілях (при складанні рівнянь окисно-відновних реакцій) заряди на атомах в молекулах з полярними зв'язками зручно представляти у вигляді цілих чисел, рівних таким зарядам, які виникли б на атомах, якби валентні електрони повністю переходили до більш електронегативних атомів, тобто якби зв'язки були повністю йонними. Такі величини зарядів мають назву **ступеня окиснення**. Таким чином, **ступінь окиснення** — умовний електростатичний заряд, який приписують атому в молекулі, припускаючи, що електронні пари, які здійснюють зв'язок, повністю зміщені в бік більш електронегативних атомів (тобто припускаючи, що всі зв'язки даного атома мають 100% йонний характер).

Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати позитивне, негативне, нульове і дробове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус перед арабською цифрою зазначається над символом елемента:



У молекулах складних речовин деякі елементи завжди мають постійну ступінь окиснення. Для більшості елементів характерні змінні ступені

окиснення, що розрізняються як знаком, так і величиною, залежно від складу молекули.

Для визначення ступеня окиснення необхідно знати наступні правила:

1. У бінарних сполуках більш електронегативний хімічний елемент виявляє негативний ступінь окиснення, а менш електронегативний елемент – позитивний.

2. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі має дорівнювати нулю, у багатоатомних йонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду йона.

3. Для одноатомних йонів ступінь окиснення дорівнює заряду йона.

4. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю (за винятком озону).

Враховуючи те, що більшість елементів має характерні ступені окиснення (це пов'язано з будовою їх електронних оболонок) можна вивести наступні правила обчислення ступенів окиснення.

– ступінь окиснення лужних металів дорівнює +1 (за винятком простих речовин і алкалідів);

– ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1 (в більшості сполук) або –1 (в гідридах), 0 в молекулі H_2 ;

– Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення –1 (за винятком F_2);

– ступінь окиснення Оксигену в сполуках, як правило, дорівнює –2. Виняток становлять флуориди Оксигену (+2), сполуки діоксигеніл-йона O^{+2} (+1/2), кисень O_2 (0), пероксиди (–1), супероксидит (–1/2) та неорганічні озоніди (–1/3).

Щоб дізнатися, який елемент у сполуці виявляє позитивний ступінь окиснення, а який – негативний, слід звернутися до ряду електронегативності хімічних елементів. Так, позитивні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які віддали свої електрони іншим атомам (зв'язувальна електронна хмара зміщена від них). Негативні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які приєднали електрони від інших атомів (зв'язувальна електронна

хмара зміщена до них). Так, у сполуці MgO хімічний елемент Магній має позитивний ступінь окиснення +2, а Оксиген – негативний ступінь окиснення –2.

Варто пам'ятати, що фактичний заряд на атомі може не відповідати ступеню окиснення цього атома. Так у амоній-йоні атом Нітрогену має заряд +1, проте ступінь окиснення –3.

До винятку відносяться:

– ступінь окиснення Сульфуру у складі піриту (ферум(II) дисульфід) FeS_2 дорівнює (–1) (група S_2^{2-} є аналогом пероксидної групи O_2^{2-});

– у складі складних оксидів атоми одного і того ж елемента можуть мати різні ступені окиснення. Наприклад, у магнетиті Fe_3O_4 Ферум має ступені окиснення +2 і +3). При розв'язанні завдань, для яких має значення ступінь окиснення, формулу магнетиту слід записувати так: $\text{Fe}^{+2}(\text{Fe}^{+3}\text{O}_2)_2$ (представлення у вигляді солі) або $\text{FeO}\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$ (представлення у вигляді складного оксиду). Іншими поширеними прикладами складних оксидів є сурик Pb_3O_4 ($2\text{PbO}\cdot\text{PbO}_2$) та марганцева шпінель Mn_3O_4 ($\text{Mn}^{+2}(\text{Mn}^{+3}\text{O}_2)_2$ або $\text{MnO}\cdot\text{Mn}_2\text{O}_3$).

Поняття ступеня окиснення в органічній хімії використовується набагато рідше, ніж в неорганічній. В органіці здебільшого прийнято оцінювати ступінь "окисненості" та "відновленості" сполуки за кількістю атомів Оксигену та Гідрогену в ній відповідно. Однак, є кілька випадків, коли формалізм ступеня окиснення є корисним і в органічній хімії: це реакції з перетворенням неорганічних сполук на органічні (і навпаки) та електрохімічні реакції (в яких варто знати кількість електронів, що беруть участь у кожній стадії процесу). В такому разі (на відміну від неорганічних сполук) найчастіше вираховують не середній ступінь окиснення елемента у сполуці, а ступінь окиснення кожного атома. При цьому вважається, що атом Гідрогену завжди має ступінь окиснення +1, а Оксигену –2 (крім випадків перекисних сполук, в яких розглядають групу O_2^{2-}), а ступінь окиснення

відповідного атома Карбону вираховується, виходячи з принципу електронейтральності.

Таким чином, найменша ступінь окиснення має атом Карбону в метані $C^{-4}H_4$, а найвища – у Карбон(IV) оксиді $C^{+4}O_2$ (продукті повного окиснення будь-якої органічної сполуки).

Для вуглеводнів ступінь окиснення атому Карбону залежить від його зв'язності. В порядку зростання це:

- первинний атом Карбону $RC^{-3}H_3$
- вторинний атом Карбону $RR'C^{-2}H_2$
- третинний атом Карбону $RR'R''C^{-1}H$
- четвертинний атом Карбону $RR'R''R'''C^0$

Для кисневмісних сполук ступінь окиснення атому вуглецю залежить як від його зв'язності, так і від порядку зв'язку Карбон – Оксиген. В порядку зростання це:

- первинні спирти $RC^{-1}H_2OH$
- вторинні спирти $RR'C^0HOH$
- формальдегід $HC^0(O)H$
- третинні спирти $RR'R''C^{+1}OH$
- альдегіди $RC^{+1}(O)H$
- кетони $RC^{+2}(O)R'$
- мурашина (форміатна) кислота $HC^{+2}(O)OH$
- карбонові кислоти $RC^{+3}(O)OH$ та їх похідні (наприклад естери $RC(O)OR'$ або ангідриди $RC(O)OC(O)R'$)

Розрахунки ступеня окиснення

Обчислимо, наприклад, ступінь окиснення Нітрогену в нітратній кислоті HNO_3 . Сума усіх ступенів окислення повинна дорівнювати нулю, тому позначаємо ступінь окислення Нітрогену через x , та помножимо ступені окислення Гідрогену "+1" та Оксигену "-2" на число їх атомів у сполуці, складаємо рівняння:

$$1(+1) + 1x + 3(-2) = 0$$

$$1 + x - 6 = 0$$

$$x = 5$$

Звідси $x = +5$

Припустимо, необхідно визначити ступінь окиснення Хрому в йоні CrO_4^{-2} . Сума усіх ступенів окиснення атомів в йоні повинна дорівнювати заряду йона.

$$x + (-2) 4 = -2$$

$$x = -2 + 8$$

$$x = +6$$

Обчислимо ступінь окиснення Купруму в $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Амоніак, як молекула, має заряд "0", Сульфур ступінь окиснення "+6", Оксиген "-2". Складаємо рівняння, при цьому позначаємо ступінь окиснення Хрому через x .

$$1 x + 4 (0) + 1 (+6) + 4 (-2) = 0$$

$$x + 6 - 8 = 0$$

$$x = +2$$

Таким чином, ступінь окиснення Хрому в сполуці дорівнює "+2". Існують складні сполуки, у яких ступінь окиснення металу дорівнює нулю. Наприклад: $\text{Ru}(\text{CO})_5$ – рутеній пентакарбоніл.

$$1 x + 5 (+2) + 5 (-2) = 0$$

$$x + 10 - 10 = 0$$

$$x = 0$$

У всіх карбонілах ступінь окиснення металів також дорівнює нулю.

Наведемо приклад, коли ступінь окиснення має дробове значення. При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій в органічній хімії не завжди зручно розраховувати ступінь окиснення кожного атому Карбону, тому й розраховують сумарну ступінь окиснення. Наприклад у сполуці C_3H_4 середня ступінь окиснення Карбону буде дорівнювати:

$$3 (x) + 4 (+1) = 0$$

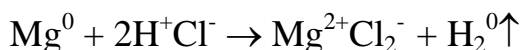
$$3 x = -4$$

$$x = -4/3$$

Ще раз зазначимо, що ступінь окиснення – це формальна величина.

Окисно-відновні реакції – це реакції, що відбуваються із зміною ступенів окиснення елементів реагуючих речовин та продуктів реакції.

Наприклад:



У процесі цієї реакції ступінь окиснення Магнію змінюється від 0 до +2, а Гідрогену – від +1 до 0. Одночасно відбувається збільшення ступеня окиснення Магнію та зменшення ступеня окиснення Гідрогену. Отже, це окисно-відновна реакція.

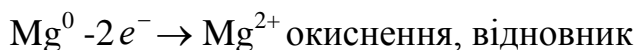
Окисненням називається процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення.

Речовина, до складу якої входить елемент, здатний віддавати електрони, називається **відновником**. В процесі віддачі електронів відновник окиснюється.

Приєднання електронів, що супроводжується пониженням ступеня окиснення окиснення, називається **відновленням**.

Речовина, до складу якої входить елемент, здатний приєднати електрони, називається **окисником**. В процесі приєднання електронів окисник відновлюється.

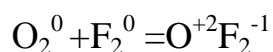
Покажимо процеси окиснення та відновлення на зазначеному прикладі



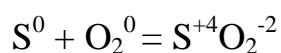
Окисно-відновні властивості елементів в залежності від положення в періодичній системі Д. І. Менделєєва

Окисно-відновні властивості елементів визначаються за положенням у періодичній системі Д. І. Менделєєва та залежать від конфігурації валентних електронів атомів елементів.

В періоді зліва направо окисні властивості посилюються за рахунок збільшення кількості валентних електронів та зміцнення енергетичного рівня. Здатність приєднувати електрони збільшується, тому й найбільші окисні властивості мають галогени, найсильнішим окисником в періодичній системі є Флуор (фтор). Навпаки, метали, які містять на зовнішньому рівні від 1 до 3 електронів (I-III A групи), виступають тільки відновниками, тобто легко віддають електрони, а самі окиснюються, перетворюючись на катіони. До відновників відносяться також d та f елементи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Неметали схильні до приєднання електронів, але тільки Флуор має виключно окисні властивості, інші неметали мають і окисні, і відновні властивості. З сильними окисниками вони виступають як відновники і навпаки. Наприклад, Флуор у наведеному нижче рівнянні реакції є окисником, при цьому відновлюється, а Оксиген – відновником, при цьому окиснюється



і навпаки у наступному рівнянні реакції



Сульфур виявляє відновні властивості і окиснюється, а Оксиген – окисні і відновлюється.

В головних підгрупах (A) періодичної системи зі зростанням атомного радіусу зверху вниз здатність віддавати електрони збільшується, тобто відновні властивості збільшуються, а окисні зменшуються. Найбільші відновні властивості у періодичній системі має Францій.

Елементи головних підгруп IV- VI A мають окисно-відновну подвійність.

Таким чином, положення елемента у періодичній системі Д. І. Менделєєва та конфігурація його валентних електронів визначає властивості елементів від виражених відновних у лужних та лужноземельних елементів до виражених окисних у галогенів.

Окисники та відновники

Відновники	Окисник
------------	---------

Метали, водень, вугілля, карбон(II) оксид CO, сульфід H ₂ S, сульфур(IV) оксид SO ₂ , сульфідна кислота H ₂ SO ₃ та її солі	Галогени, калій перманганат KMnO ₄ , калій манганат K ₂ MnO ₄ , манган(IV) оксид MnO ₂
Йодоводнева кислота HI, бромоводнева кислота HBr, хлороводнева кислота HCl	Калій дихромат калію K ₂ Cr ₂ O ₇ , калій хромат K ₂ CrO ₄ , Нітратна кислота HNO ₃
Станум(II) хлорид SnCl ₂ , ферум(II) сульфат FeSO ₄ , манган(II) сульфат MgSO ₄ , хром(III) сульфат Cr ₂ (SO ₄) ₃	Кисень O ₂ , озон O ₃ , гідроген пероксид H ₂ O ₂ , сульфатна кислота H ₂ SO ₄ (конц.), селенатна кислота H ₂ SeO ₄
Нітритна кислота HNO ₂ , амоніак NH ₃ , гідразин N ₂ H ₄ , нітроген(II) оксид NO, фосфідна кислота H ₃ PO ₃	Купруму(II) оксид CuO, аргентум(I) оксид Ag ₂ O, плюмбум(IV) оксид PbO ₂ , Йони благородних металів (Ag, Au ³⁺ , тощо)
Альдегіди, спирти, мурашина і оксалатна кислоти, глюкоза	Ферум(III) хлорид FeCl ₃ гіпохлорити, хлорати і перхлорати
Катод під час електролізу	Царська вода (суміш концентрованих кислот 1 частини нітратної та 3 частин хлоридної), суміш концентрованих нітратної і фторидної (плавикової) кислот Анод під час електролізу

Речовини, до складу яких входять елементи з проміжним ступенем окиснення, можуть виявляти як відновні, так і окисні властивості. До них відносяться нітрити та нітритна кислота HNO₂, сульфідити та сульфідна кислота H₂SO₃, гідроген пероксид H₂O₂ та йод I₂.

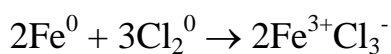
9.1. Класифікація окисно-відновних реакцій

Розрізняють 3 основних типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні та реакції диспропорціонування.

1. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції.

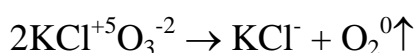
У таких реакціях елемент, що віддає електрони, та елемент, що їх приєднує, містяться в складі різних молекул.

Наприклад:



2. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

У таких реакціях змінюються ступені окиснення різних елементів, які є в складі однієї речовини, тобто окисник і відновник – це різні елементи, що містяться в тій самій сполуці. Наприклад розкладання бертолетової солі (Калій хлорату):



3. Реакції диспропорціонування (самовідновлення – самоокиснення)

Це такі реакції, коли у складі речовини є елемент (Хлор), який виявляє проміжну ступінь окиснення й одночасно виступає в ролі окисника і відновника, тобто може знижувати і підвищувати ступінь окиснення.

Наприклад:



9.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Існує декілька методів складання рівнянь окисно-відновних реакцій, найбільш розповсюдженим є **метод електронного балансу та метод напівреакцій або електронно-йонний.**

Для складання рівняння окисно-відновної реакції за методом **електронного балансу** необхідно:

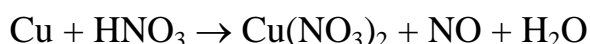
- написати схему реакції, вказавши вихідні речовини та продукти реакції;
- розставити ступені окиснення атомів елементів;
- виділити елементи, які змінюють ступінь окиснення та написати схеми реакцій окиснення та відновлення;
- визначити кількість відданих та приєднаних електронів,

- підібрати коефіцієнти у схемах електронного балансу таким чином, щоб число відданих електронів дорівнювало кількості прийнятих електронів шляхом знайдення найменшого спільного кратного;

- визначити у схемах процес окиснення і відновник, та процес відновлення і окисник;

- розставити коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції та порівняти її.

Наприклад:

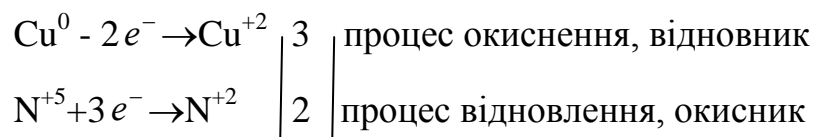


Визначимо ступені окиснення всіх елементів у схемі

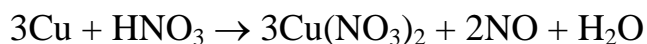


Визначимо елементи, які змінюють ступінь окиснення, це Купрум та Нітроген

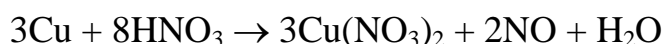
Складаємо схеми процесів окиснення та відновлення та порівнюємо кількість відданих та прийнятих електронів



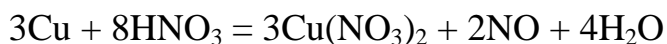
Слід звернути увагу на те, що не усі атоми Нітрогену, які входять до складу HNO_3 , змінюють ступень окиснення, частина атомів переходить до складу $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Тому й знайдені коефіцієнти напишемо перед формулами сполук, що містять Cu та N, крім HNO_3 :



Коефіцієнт перед формулою HNO_3 дорівнює загальній кількості атомів Нітрогену у правій частині, тобто дорівнює 8. Отже ставимо коефіцієнт 8 перед HNO_3

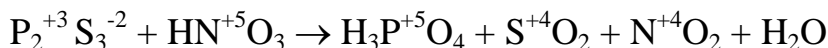


В останню чергу порівнюємо атоми Гідрогену та Оксигену. Зліва 8 атомів Гідрогену, справа перед молекулою води ставимо коефіцієнт 4 і порівнюємо атоми Гідрогену у правій та лівій частині реакції.



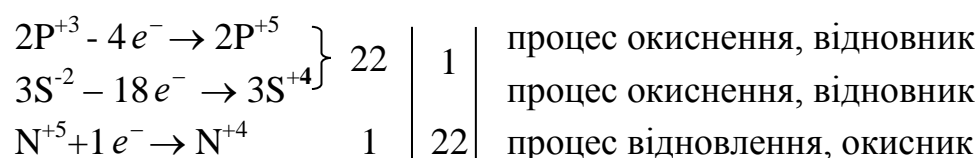
В останню чергу перевіряємо кількість атомів Оксигену, зліва 24 атоми справа також.

Деякі окисно-відновні реакції містять більше 2 елементів, що змінюють ступінь окиснення, наприклад:



Фосфор та Сульфур в ході реакції окиснюються, а Нітроген відновлюється:

Складаємо схеми процесів окиснення та відновлення та знаходимо коефіцієнти :



Загальна кількість електронів, що приймають участь в процесах окиснення – 22, а в процесі відновлення приймає участь 1 електрон. Таким чином, коефіцієнт в процесах окиснення дорівнює 1, в процесі відновлення – 22. Порівнюємо кількість атомів Фосфору та Сульфуру, розставляємо коефіцієнти перед атомом Нітрогену зліва та зправа



Наприкінці порівнюємо кількість атомів Гідрогену та Оксигену



Однак, багато окисно-відновних реакцій дуже складно порівняти методом електронного балансу. Наприклад, окисно відновні реакції з участю органічних сполук, або реакції, в яких змінюють ступень окиснення три та більше елементи тощо. Для складання таких реакцій використовують **електронно-йонний метод (метод напівреакцій)**. Цей метод розрахунку коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновних реакцій базується на процесах окиснення та відновлення, які реально перебігають у розчинах в залежності від характерера середовища, та розглядає обмін електронами між частинками (йонами, атомами та молекулами).

Для складання рівняння окисно-відновної реакції за **електронно-йонним методом (методом напівреакцій) необхідно:**

- написати схему реакції, вказавши вихідні речовини та продукти реакції;

- визначити ступені окиснення атомів та йонів, які реально існують у розчинах, визначити ті з них, які змінюють ступень окиснення;

- скласти схему напівреакції окиснення та відновлення, при цьому усі сильні електроліти записуємо в йонному вигляді, а слабкі електроліти, осадки, гази, комплексні йони – у вигляді молекул. Якщо є йони Гідрогену, гідроксо-групи та інші, які входять до складу слабких електролітів, осадків чи газів, а самі не змінюються в процесі реакції, то їх переносимо в протилежний бік з відповідним знаком;

- порівнюють кількість елементів у лівій та правій частинах напівреакції, окрім Оксигену та Гідрогену;

- порівнюють атоми Оксигену:

- визначають середовище (наявність сильної кислоти або лугу), якщо **середовище кисле або нейтральне**, то увесь недостатній Оксиген береться **із води**, тобто скільки атомів Оксигену не достає, стільки молекул води додають, у протилежну сторону – подвійну кількість йонів Гідрогену. Таким чином, на кожний відсутній атом Оксигену додається одна молекула води **H₂O**, а в протилежний бік – два **2H⁺**, далі порівнюють кількість відданих або прийнятих електронів;

- якщо **середовище лужне**, то недостатній Оксиген береться із **гідроксид-йонів OH⁻** на кожний недостатній атом Оксигену **2OH⁻**, в протилежний бік додають одну молекулу води **H₂O**, порівнюють кількість відданих або прийнятих електронів;

- визначають найменше спільне кратне для відданих та прийнятих електронів, та визначають коефіцієнти в рівняннях напівреакцій;

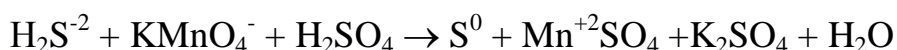
- складають ліву частину першої напівреакції з лівою частиною другої напівреакції, та праву частину першої напівреакції з правою частиною другої

напівреакції з урахуванням коефіцієнтів, скорочують подібні члени та одержують повне йонне рівняння окисно-відновної реакції;

- записують молекулярне рівняння та перевіряють правильність за кількістю атомів Оксигену у лівій та правій частинах.

Наприклад:

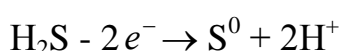
Напишемо схему окисно-відновної реакції, визначимо частинки, що змінюються в ході реакції, це гідрогенсульфід та калій перманганат



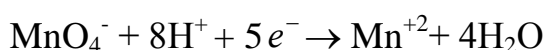
Під час пропускання гідрогенсульфіду через підкислений розчин калій перманганату малинове забарвлення зникає, а розчин становиться каламутним в наслідок утворення вільної сірки.

Як видно зі схеми ступені окиснення змінюють Сульфур та Манган. Сульфур у складі слабкої кислоти H_2S переходить до вільної сірки, середовище кисле, у першій напівреакції Оксигену немає, але є Гідроген у складі гідрогенсульфіду, тобто до правої частини напівреакції додають недостаючий Гідроген. Таким чином, порівнявши кількість усіх атомів зліва та справа, порівнюємо кількість електронів, віднімаючи 2 електрона зліва.

Це перша напівреакція окиснення відновника



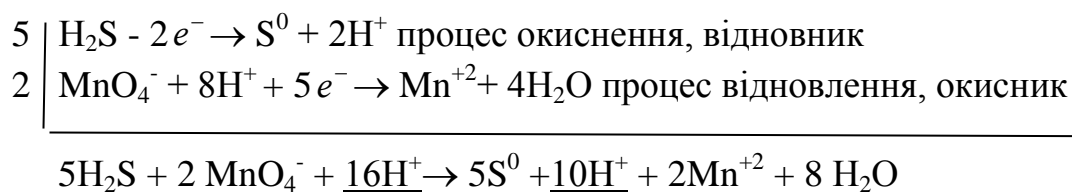
Наступна напівреакція відновлення MnO_4^- до Mn^{+2} , в результаті якої малиновий MnO_4^- переходить до безбарвного Mn^{+2} , записуємо напівреакцію відновлення. Як видно зі схеми, справа недостає 4 атоми Оксигену, які ми додаємо із води, у протилежний бік додаємо подвійну кількість катіонів Гідрогену



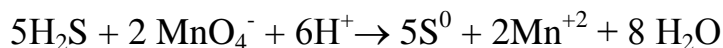
Таким чином, порівнявши кількість усіх атомів зліва та справа, порівнюємо кількість електронів, додаючи 5 електронів зліва.

Записуємо дві напівреакції одну під одною, визначаємо процеси окиснення та відновлення, і знаходимо найменше спільне кратне для двох напівреакцій, складаємо праву частину першої напівреакції з правою

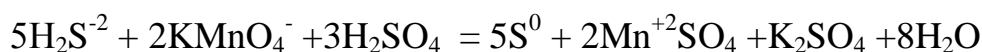
частиною другою напівреакції, а ліву з лівою з урахуванням коефіцієнтів:



Скорочуємо подібні члени (катиони Гідрогену)



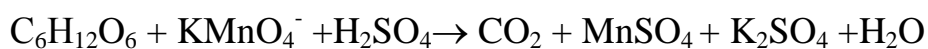
Перевіряємо правильність складання рівняння в йонному вигляді. Кількість атомів Оксигену зліва – 8 та справа – 8; заряд у лівій частині – $2(-1) + 6(+1) = +4$, у правій – $2(+2) = +4$. Тобто рівняння в йонному вигляді складено правильно. Переносимо коефіцієнти до молекулярного рівняння, враховуючи той факт, що перед сульфатною кислотою необхідно поставити коефіцієнт 3, тому що вона є двохосновною та утворює 6H^+



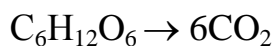
Таким чином, складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом напівреакцій приводить до тих же результатів, що й метод електронного балансу.

Деякі окисно-відновні реакції, особливо за участю органічних сполук, які здебільшого є слабкими електролітами, легше порівнювати методом напівреакцій, ніж методом електронного балансу.

Наприклад:



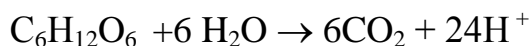
Глюкоза перетворюється на вуглекислий газ, порівнюємо кількість атомів Карбону



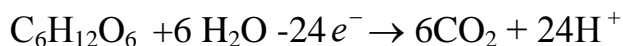
але ж у правій частині 12 атомів Оксигену, у лівій тільки 6, як зазначено вище, у кислому та нейтральному середовищі необхідний Оксиген береться із води, тобто до лівої частини ми додаємо 6 молекул H_2O



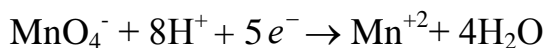
Тепер рахуємо увесь Гідроген – зліва його 24, а у правій частині його немає, додаємо до правої частини 24H^+



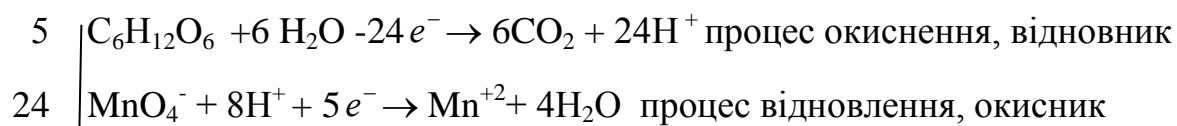
Порівнюємо заряди



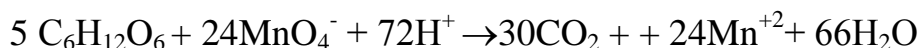
Друга напівреакція відновлення MnO_4^- до Mn^{+2} була наведена вище



Маємо схеми двох напівреакцій, знаходимо найменше спільне кратне та визначаємо коефіцієнти в рівняннях напівреакцій. Сумуємо ліву частину першої напівреакції з лівою частиною другої напівреакції, та праву частину першої напівреакції з правою частиною другої напівреакції, помножуючи на відповідний коефіцієнт



Скорочуємо подібні члени та маємо йонне рівняння



Складаємо молекулярне рівняння

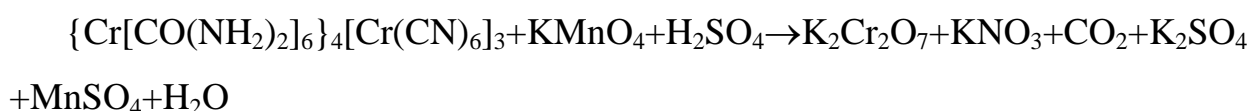


Таким чином, можна скласти рівняння окисно-відновної реакції без використання ступенів окиснення атомів елементів.

Перевага методу напівреакцій перед методом електронного балансу полягає у тому, що при складенні рівнянь напівреакцій використовуються не гіпотетичні, а реально існуючі в розчинах йони, а саме: MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_4^{2-} та інші. При використанні методу немає потреби знати ступені окиснення усіх атомів та продукти реакції, вони з'являються при порівнянні реакції, також помітна роль середовища.

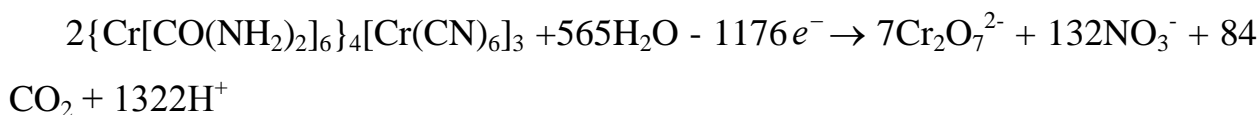
З грудня 1997 р. найвідоміший журнал, присвячений хімічній освіті, "Journal of Chemical Education" перестав публікувати статті про способи

підбору коефіцієнтів у реакціях. Це мотивувалося тим, що у деяких випадках підбір краще доручити комп'ютеру. Але комп'ютерні програми піклуються лише про те, щоб зберігався матеріальний баланс за кожним з елементів, і зовсім байдужі до того, чи мають знайдені коефіцієнти який-небудь хімічний сенс. Як типовий приклад можна привести наступне рівняння реакції, опубліковане в цьому журналі:

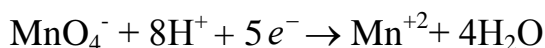


Спробуємо розставити коефіцієнти в цьому рівнянні, реально це зробити методом напівреакцій:

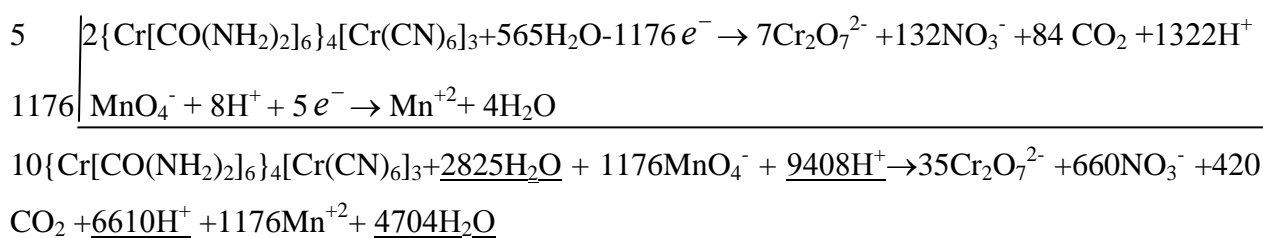
Напівреакція окиснення



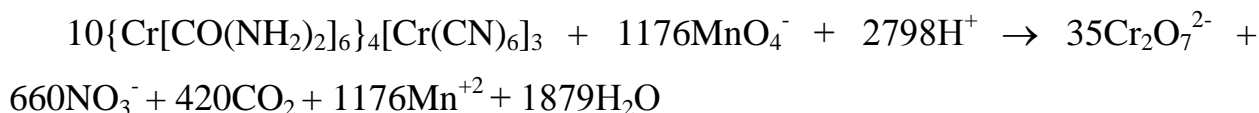
Напівреакція відновлення нам відома



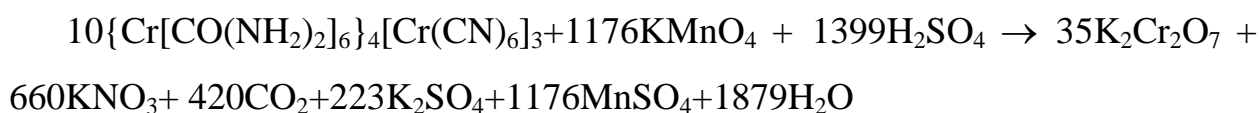
Знаходимо коефіцієнти в схемах напівреакцій та складаємо їх з урахуванням коефіцієнтів



Скорочуємо подібні



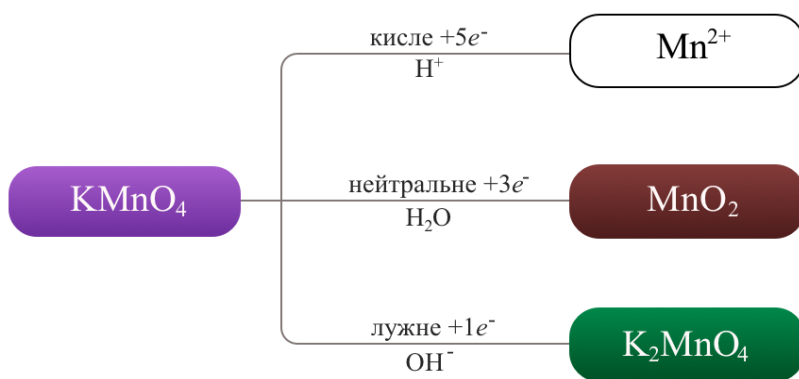
Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакції, враховуючи, що перед сульфатною кислотою ставимо коефіцієнт 1399, тому що вона двохосновна и кількість протонів буде $2798H^+$, перед K_2SO_4 підбираємо коефіцієнт, оскільки він не бере участі у окисно-відновному процесі



Таким чином, дуже великі коефіцієнти не завжди мають хімічний сенс, або сама реакція неможлива, або вона дуже складна та має велику кількість стадій, в цьому разі коефіцієнти приблизно відображають реальне співвідношення реагентів та визначаються не теоретично, а експериментально.

Окисно-відновні реакції можуть перебігати в різному середовищі: кислому, нейтральному та лужному. Від цього залежать і утворені продукти реакції. Так, наприклад, перманганат-йон MnO_4^- , який має фіолетовий колір, в кислому середовищі відновлюється до Mn^{2+} , розчин при цьому знебарвлюється, в нейтральному середовищі він відновлюється до MnO_2 , відбувається знебарвлення розчину та випадіння в бурий осад MnO_2 . В лужному середовищі MnO_4^- відновлюється до MnO_4^{2-} , розчин при цьому змінює колір з фіолетового до зеленого.

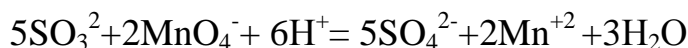
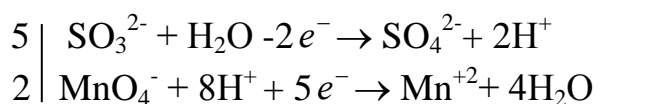
Зазвичай, для створення кислого середовища використовують сульфатну кислоту, для створення лужного середовища – калій або натрій гідроксид. Для підтвердження проводять експеримент згідно схеми.



Для досліду беруть в якості окисника розчин калій перманганату KMnO_4 , в якості відновника розчин натрій сульфїту Na_2SO_3 та для кислого середовища – сульфатну кислоту, а для лужного – натрій гідроксид.

У кислому середовищі

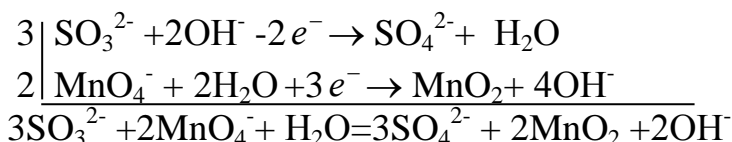
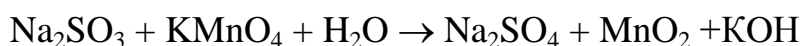




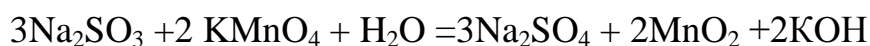
або в молекулярному вигляді



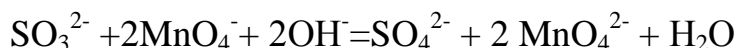
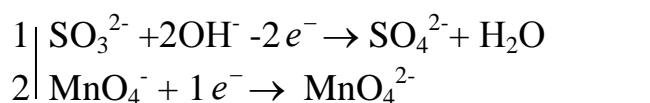
У нейтральному та слабколужному середовищі



або в молекулярному вигляді



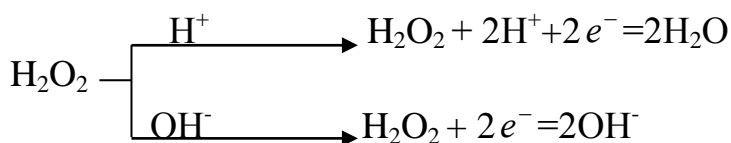
У сильнолужному середовищі



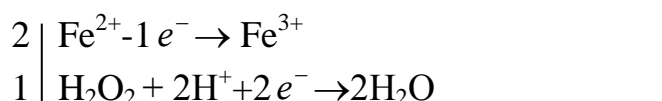
або в молекулярному вигляді



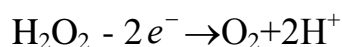
Гідроген пероксид H_2O_2 відновлюється в залежності від середовища



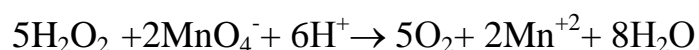
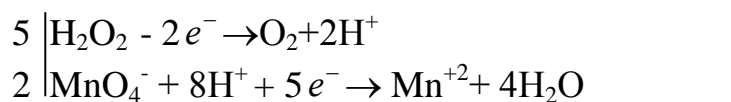
Зазвичай H_2O_2 виступає окисником, наприклад:



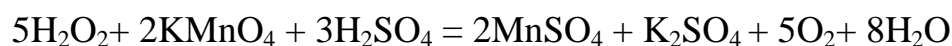
Проте, з дуже сильними окисниками, такими, як калій перманганат KMnO_4 , амоній персульфат $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ гідроген пероксид H_2O_2 виступає як відновник:



Наприклад:



або в молекулярному вигляді



Напрямок, швидкість та повнота проходження окисно-відновних реакцій

Напрямок хімічних реакцій, що перебігають у розчинах електролітів, визначається **правилом Бертоле-Михайленко**: реакції між йонами перебігають в сторону утворення важкорозчинних речовин (осадів), газів або слабких електролітів (слабкодисоційованих сполук і комплексних йонів).

Основною причиною проходження реакції окиснення-відновлення є різниця енергії зв'язку електронів у окисника та відновника, у відновника вони зв'язані слабкіше, ніж зв'язуються потім у окисника.

Окисно-відновні реакції перебігають, зазвичай, в напрямку утворення більш слабкіших окисників та відновників.

Можливість перебігу окисно-відновних реакцій можливо передбачити, якщо знати стан електронів на енергетичних рівнях вихідних речовин. Відновниками будуть елементи, у яких електрони знаходяться на більш високому енергетичному рівні та слабкіше зв'язані з ядром. Окисники, зазвичай, мають вакантні орбіталі на більш низькому енергетичному рівні.

Переміщення електрону в атомах та утворення нових зв'язків обумовлено зміненням енергії атомів, а відповідно, може характеризуватися такими величинами як спорідненість до електрону, потенціал йонізації, електронегативність та окисно-відновний потенціал.

Для реакцій, що перебігають у розчинах, мірою окисно-відновної здатності слугують **електродні або окисно-відновні потенціали**.

Різниця потенціалів, яка виникає між металом, що окислюється та розчином окисника при однаковій концентрації окисненої та відновленої форм, і буде **нормальним окисно-відновним потенціалом**. Його абсолютне значення неможливо визначити, а лише можна порівняти з величиною нормального водневого електродного потенціалу, значення якого умовно прийняте за нуль.

Нормальний окисно-відновний потенціал характеризує здатність даного окисника до приєднання електронів, а відновника – до їхньої віддачі. Він кількісно характеризує окисну та відновну здатність окисника та відновника: чим більше нормальний окисно-відновний потенціал, тим сильнішою є речовина як окисник і слабкішою як відновник і навпаки, чим меншим є окисно-відновний потенціал, тим дана речовина є сильнішою як відновник і слабкішою як окисник.

Окисником може бути тільки речовина, яка має більший потенціал у порівнянні з відновником.

Величини окисно-відновних потенціалів залежать від співвідношення окисненої та відновленої форм речовини, від температури речовини, природи розчинника, від рН розчинника та інших факторів.

Багато речовин виявляють окисні та відновні властивості тільки в певному середовищі – кислому або лужному. Так, зі збільшенням концентрації йонів Гідрогену в розчині окисні властивості речовин, що мають у своєму складі Оксиген (MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, NO_3^- та інші) підвищуються. Галогени (Cl_2 , Br_2) краще окислюють у лужному середовищі.

Якщо концентрація окисненої та відновленої форм неоднакова, то змінюється і окисно-відновний потенціал. Величину останнього можна знайти за рівнянням Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \times \ln \frac{C_{\text{окисн}}}{C_{\text{відн}}}$$

де E^0 – нормальний окисно-відновний потенціал (у Вольтах);

R – універсальна газова постійна (Дж/моль×К);

T – стандартна температура (298 К)

n – число електронів, які приймають участь у реакції;

F – постійна (число) Фарадея 96485 Кл/моль

Підставляємо в формулу значення та замінюємо натуральний логарифм на десятковий, будемо мати (при 25⁰С):

$$E = E^0 + \frac{8,314 \times 298}{96485 \times n} \times \lg \frac{C_{\text{окисн}}}{C_{\text{відн}}}$$

або

$$E = E^0 + \frac{0,0591}{n} \times \lg \frac{C_{\text{окисн}}}{C_{\text{відн}}}$$

Таким чином, величина окисно-відновного потенціалу буде тим більше, чим сильніше перевищує концентрація окисненої форми концентрацію відновленої. Якщо знати величини стандартних окисно-відновних потенціалів, можливо передбачити напрямок та швидкість перебігу окисно-відновної реакції (у розведених розчинах при 25⁰С та тиску 101325 Па).

Окисно-відновні реакції можуть перебігати тільки при позитивному значенні електрорушійної сили (ЕРС), яка представляє собою алгебраїчну різницю відповідних потенціалів окисника та відновника. Інтенсивність перебігу реакції можливо розрахувати за величиною ЕРС даного процесу. Чим більша буде величина ЕРС, тим інтенсивнішим буде процес.

Так, наприклад, необхідно визначити, в яку сторону буде перебігати реакція між PbO₂ та KI в кислому середовищі, якщо концентрації реагуючих речовин 1 моль/л. Знаходимо за таблицею (с. 143) нормальні окисно-відновні потенціали: PbO₂/Pb $E^0=+1,68\text{В}$, а для 2I/I₂ $E^0=+0,53$. Оскільки потенціал окисника є більшим, ніж у відновника, то ЕРС даного процесу буде позитивною і реакція між ними можливою.

$$ЕРС = E_{\text{окисн}}^0 - E_{\text{відн}}^0$$

$$ЕРС = 1,68 - 0,53 = +1,15\text{В}$$



Якщо знати тільки ступені окиснення реагуючих частинок, не можна передбачити можливість перебігу реакції та її напрямок. Для цього необхідно знати другий закон термодинаміки.

Наприклад, відомо, що йони F^- , Br^- , I^- відновниками, а йон Fe^{3+} – окисником. Можливо припустити, що всі галогенід-йони будуть відновлювати Fe^{3+} до Fe^{2+} . Напишемо потенціали цих речовин

$$E^0_{2\text{F}^-/\text{F}_2} = +2,87\text{В}, \quad E^0_{2\text{Br}^-/\text{Br}_2} = +1,08\text{В}, \quad E^0_{2\text{I}^-/\text{I}_2} = +0,532\text{В}, \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} = +0,77\text{В}$$

Оскільки потенціал пари $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ буде перевищувати тільки потенціал пари $2\text{I}^-/\text{I}_2$, то йон Феруму Fe^{3+} буде окиснювати тільки йон I^- .



ЕРС цієї реакції буде величиною позитивною

$$E_{\text{РС}} = 0,77 - 0,53 = +0,24\text{В}$$

На підставі цього можна стверджувати, що метали, які стоять в ряду напруги після водню, не витискують Гідроген із кислот.

Наприклад, срібло не може розчинятися розведеною сульфатною кислотою, де окисниками є йони Гідрогену, оскільки ЕРС цієї системи буде негативною величиною $E^0_{\text{Ag}^-/\text{Ag}^+} = +0,799\text{В}$, $E^0_{\text{H}_2/\text{H}^+} = 0\text{В}$

$$E_{\text{РС}} = 0 - 0,799 = -0,799\text{В}$$

Про певний перебіг окисно-відновної реакції можна судити за величиною ЕРС даного процесу. Чим більшою буде величина, тим повніше і швидше вона буде перебігати.

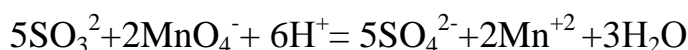
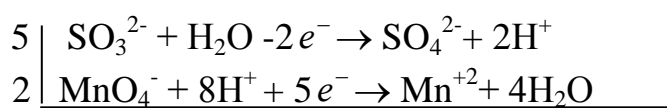
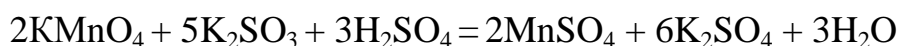
Молярні маси еквівалентів окисників та відновників

Окисник та відновник завжди реагують між собою у відношенні їхніх окисно-відновних еквівалентів або кратних їм величин.

Еквівалентом окисника називається така кількість окисника, яка відповідає одному приєднаному електрону в даній окисно-відновній реакції. Щоб визначити молярну масу еквіваленту окисника, необхідно його молярну

масу розділити на число електронів, що приєднуються однією молекулою окисника.

Еквівалентом відновника називається така кількість відновника, яка відповідає одному відданому електрону в даній окисно-відновній реакції. Для визначення молярної маси еквіваленту відновника необхідно його молярну масу розділити на число електронів, відданих однією молекулою відновника.



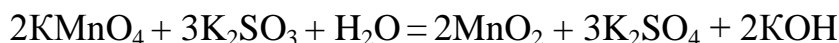
Перманганат-йон MnO_4^- приєднує 5 електронів та відновлюється в кислому середовищі сульфит-йонем SO_3^{2-} до йону Mn^{+2} . Отже, еквівалентна маса KMnO_4 буде

$$M_{eq\text{KMnO}_4} = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,04}{5} = 31,608 \text{ г/моль}$$

Сульфит-йон SO_3^{2-} , віддавши 2 електрони, окиснюється до SO_4^{2-} . Отже, еквівалентна маса K_2SO_3 буде

$$M_{eq\text{K}_2\text{SO}_3} = \frac{M(\text{K}_2\text{SO}_3)}{2} = \frac{158,3}{2} = 79,15 \text{ г/моль}$$

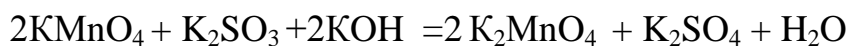
Слід пам'ятати, що величини окисно-відновних молярних мас еквівалентів відрізняються в залежності від середовища, у якому перебігає реакція. Для аналогічної реакції, що перебігає у нейтральному середовищі



Молярна маса еквіваленту KMnO_4

$$M_{eq\text{KMnO}_4} = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{3} = \frac{158,04}{3} = 52,68 \text{ г/моль},$$

а проведеної у лужному середовищі



$$M_{eq\text{KMnO}_4} = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{1} = \frac{158,04}{1} = 158,04 \text{ г/моль}$$

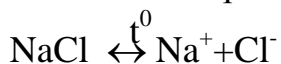
9.3. Електрохімічні процеси

Окисно-відновний процес, що відбувається під дією постійного електричного струму на електродах, називається **електролізом**.

Якщо в розчин або розплав електроліту помістити електроди та пропустити постійний електричний струм, то йони електроліту будуть рухатися до електродів: катіони до катоду (негативно зарядженого електроду), аніони до аноду (позитивно зарядженого електроду). На катоді **катіони** приймають електрони та **відновлюються**. На аноді **аніони** віддають електрони та **окислюються**.

Найпростішим прикладом є електроліз розплаву NaCl

Розглянемо процес електролізу



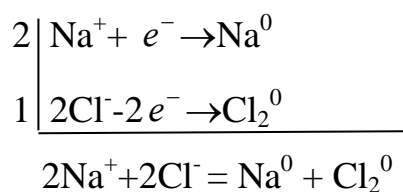
Під дією електричного струму катіони Na^+ рухаються до катоду та приймають від нього електрони:



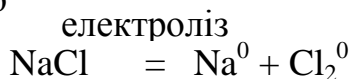
Аніони Cl^- рухаються до аноду та віддають електрони



Сумарне рівняння



або



На катоді виділяється металічний натрій, на аноді – газоподібний хлор.

Ця реакція є окисно-відновною: **на катоді завжди йде процес відновлення, на аноді завжди йде процес окиснення**.

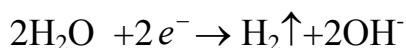
Сутність електролізу полягає у тому, що за рахунок електричної енергії відбувається хімічна реакція, яка не може перебігати самочинно.

Електроліз розплавів та розчинів відрізняється один від одного.

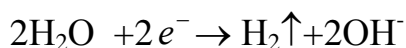
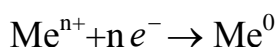
Для електролізу **водних розчинів** існують наступні правила:

Процес на катоді не залежить від матеріалу катоду, а залежить від положення металу в електрохімічному ряду напруг.

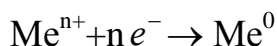
1. Якщо катіон електроліту знаходиться на початку ряду напруг, **по Al включно**, то на катоді йде процес **відновлення води, виділяється водень $H_2\uparrow$** . Катіони металу не відновлюються, а залишаються у розчині.



2. Якщо катіон електроліту знаходиться в ряду напруг **між Al та $H_2\uparrow$** , то на катоді відновлюються **одночасно йони металу та вода**.



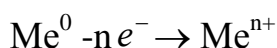
3. Якщо катіон електроліту знаходиться в ряду напруг **після водню**, то на катоді йде **тільки процес відновлення металу**.



4. Якщо в розчині знаходиться суміш катіонів різних металів, то першим відновлюються катіон того металу, який має найбільше алгебраїчне значення електродного потенціалу, тобто найменш активні катіони.

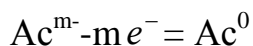
Процес на аноді залежить від матеріалу аноду та від природи аніону:

1. Якщо анод розчинний (залізо, мідь, цинк, срібло та всі метали, що окислюються в процесі електролізу), то незалежно від природи аніону завжди йде окиснення металу аноду



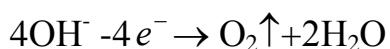
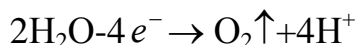
2. Якщо анод нерозчинний, тобто інертний (вугіль, графіт, платина, золото), то:

- при електролізі розчинів солей безоксигенових кислот (окрім фторидів) на аноді йде процес окиснення аніону;

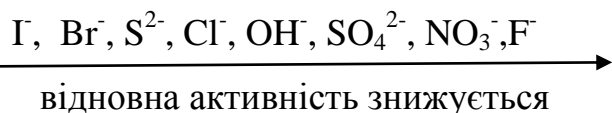


- при електролізі солей оксигеновмісних кислот та фторидів на аноді йде процес окиснення води (виділяється кисень); аніон не окислюється,

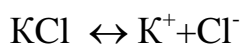
залишається у розчині. При електролізі розчинів лугів йде окиснення гідроксид-іонів.



Аніони за здатністю окислюватися розташовуються наступним чином:

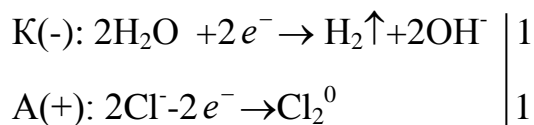


Наприклад: Написати рівняння електролізу розчину KCl; а) з нерозчинними та б) розчинними (мідними) електродами.

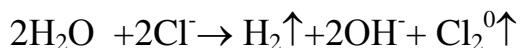


Розв'язання:

а) Оскільки калій – активний метал, то, за правилом, на катоді буде відновлюватися вода, на аноді буде окислюватися хлорид-йон



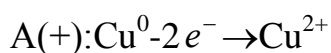
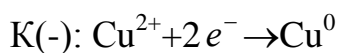
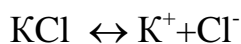
Сумарне йонне рівняння



Сумарне молекулярне рівняння



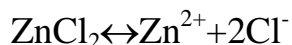
б) анод мідний



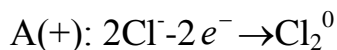
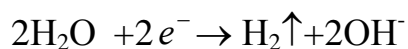
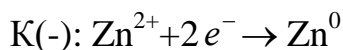
Відбувається переніс йонів Купрума (II) з аноду на катод з виділенням чистої міді на катоді.

Наприклад: Написати схему електролізу ZnCl₂ з вугільними електродами

Розв'язання:



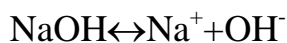
Оскільки Zn розташовується між **Al** та **H₂↑**, то на катоді буде одночасно відновлюватися як метал, так і вода



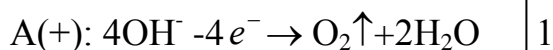
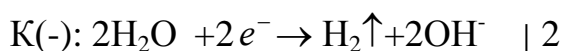
Сумарне рівняння у даному випадку не пишуть, оскільки не відомо, яка частина загальної кількості електрики йде на відновлення води, а яка на відновлення йонів Цинку.

Наприклад: Написати рівняння електролізу розчину NaOH

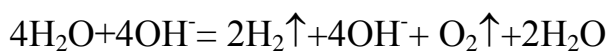
Розв'язання:



Оскільки це розчин, а Натрій – активний метал, то на катоді буде відновлюватися вода, а на аноді йде окиснення гідроксид-йонів



Сумарне рівняння:



Скорочене рівняння



Таким чином відбувається електроліз води.

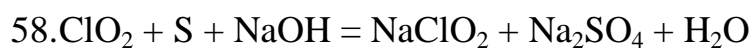
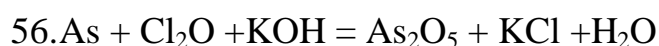
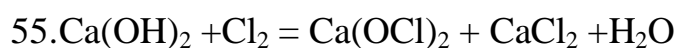
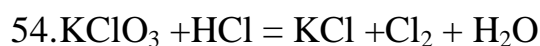
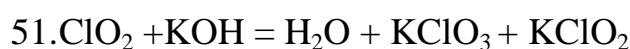
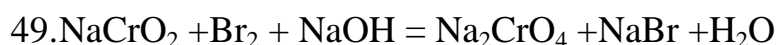
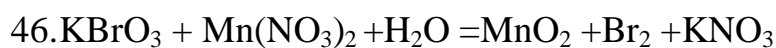
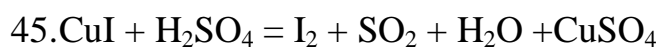
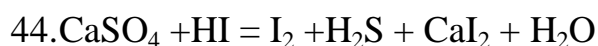
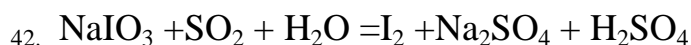
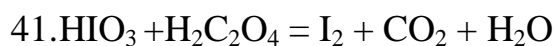
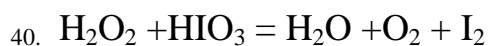
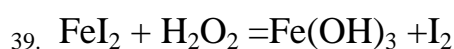
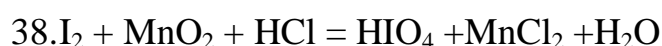
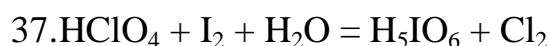
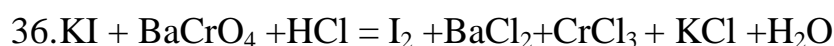
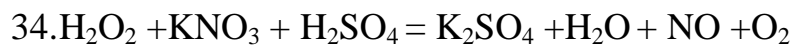
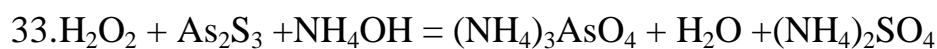
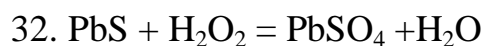
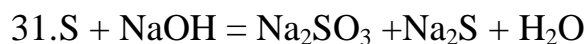
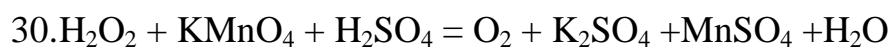
Питання до обговорення

1. Класифікація ОВР.
2. Що є кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин? Що таке стандартний електродний потенціал?
3. Як визначається напрям протікання ОВР?
4. Які фактори впливають на напрям протікання ОВР?
5. Методи підбору коефіцієнтів в рівняннях ОВР.

Самостійна робота

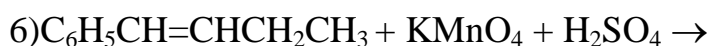
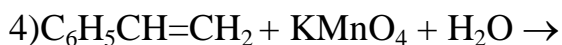
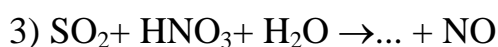
Порівняти окисно-відновні реакції

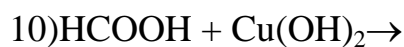
1. $\text{As} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl}$
2. $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{NaBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HMnO}_4 + \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
6. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Se} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NO}$
9. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{J}_2 = \text{N}_2 + \text{HJ} + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaBrO}_3 = \text{N}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HgCl}_2 = \text{N}_2 + \text{Hg} + \text{HCl}$
12. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{NO} + \text{CrCl}_2 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{Na}_2\text{S} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{NiS} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2\text{S}_3 = \text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
17. $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{P} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}$
19. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{SO}_3 + \text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + \text{S}$
21. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Al} + \text{HCl} = \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuCl} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
25. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
28. $\text{Na}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{S} + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{SbS}_4 + \text{NaSbO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



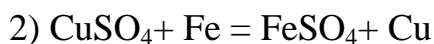
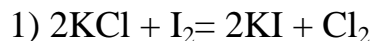
60. $\text{ClO}_2 + \text{C} + \text{NaOH} = \text{NaClO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
61. $\text{Ag} + \text{HClO}_3 = \text{AgClO}_3 + \text{AgCl} + \text{H}_2\text{O}$
62. $\text{Fe} + \text{HClO}_3 = \text{Fe}(\text{ClO}_3)_3 + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
63. $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{P} = \text{Cl}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
64. $\text{As} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl}$
65. $\text{NaBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HMnO}_4 + \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
66. $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
67. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
68. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{O}_2$
69. $\text{I}_2\text{O}_4 + \text{KOH} = \text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
70. $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
71. $\text{KI} + \text{BaCrO}_4 + \text{HCl} = \text{I}_2 + \text{BaCl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
72. $\text{HClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_5\text{IO}_6 + \text{Cl}_2$
73. $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
74. $\text{BaS} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{BaSO}_4 + \text{HBr}$
75. $\text{ClO}_2 + \text{KOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2$
76. $\text{HClO}_2 + \text{CH}_3\text{CHO} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{HCl}$
77. $\text{KClO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
78. $\text{ClO}_2 + \text{C} + \text{NaOH} = \text{NaClO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
79. $\text{Ag} + \text{HClO}_3 = \text{AgClO}_3 + \text{AgCl} + \text{H}_2\text{O}$
80. $\text{Fe} + \text{HClO}_3 = \text{Fe}(\text{ClO}_3)_3 + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
81. $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{P} = \text{Cl}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

2. Визначити продукти реакції та порівняти рівняння електронно-йонним методом





3. Визначити напрямок окисно-відновної реакції



4. Напишіть рівняння електролізу водних розчинів калій йодиду, кальцій нітрату з інертними електродами.

5. Напишіть рівняння електролізу водних розчинів барій гідроксиду, стронцій хлориду, хлоридної кислоти, цинк фториду, фторидної кислоти, хром (III) нітрату, аурум (III) хлориду, кобальт (II) сульфату, сульфатної кислоти на інертних електродах.

6. Складіть рівняння електролізу водного розчину аргентум нітрату: а) мідними електродами, б) графітовими електродами. Чим відрізняються ці процеси?

Список використаної та рекомендованої літератури

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 2007. – 743 с., ил.
2. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М.: Высш. шк., 1989. – 302 с., ил.
3. Глинка М.Л. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1982. – 608 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / В.А. Рабинович, Х.М. Рубина. – М.: Интеграл-Пресс, 2005. – 240 с.
5. Глосарій термінів з хімії // Й.Опейда, О.Швайка. Ін-т фізико-органічної хімії та вуглехімії ім. Л. М. Литвиненка НАН України, Донецький національний університет — Донецьк: «Вебер», 2008. — 758 с. — ISBN 978-966-335-206-0
6. Максимов О.С., Шевчук Т.О. Історія хімії: Підручник для студентів хім. спеціальностей вищих навчальних закладів I-IV рівнів акредитації [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1/11- 8803 від 22.09.10]. – Мелітополь, Друкарня «Люкс», 2010. – 288 с. – Бібліогр.: с. 283 (21 назва). – Предм. покажч.: С. 269 – 282. – ISBN 978-966-8428-50-0.
7. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г- 81180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: С. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
8. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001. – 400 с.
9. Некрасов Б. В. Основы общей химии. Т.1.– М.: Химия, 1973.– 656с.; Т.2.– М.: Химия, 1973.– 688с.
10. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: С. 465 (25

назв). – Імен. покажч.: С. 466–467. – Предм. покажч.: С. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.

11. Хомченко Г. П., Севастьянова К. И. Окислительно-восстановительные реакции. Книга для внеклассного чтения учащихся 8-10 классов средней школы. – 3-е издание, переработанное. – М.: «Просвещение», 1989. – 278 с.

Інформаційні ресурси:

<https://uk.wikipedia.org/wiki>

<http://www.alhimik.ru/>

http://www.krugosvet.ru/enc/nauka_i_tehnika/himiya/HIMII_ISTORIYA.html

http://schoolchemistry.by.ru/o_chemistry/history.htm

<http://slovari.yandex.ru>