

**ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»**

**ХІМІЯ:
методичні вказівки
до виконання індивідуальних завдань**

Запоріжжя 2026

УДК 546 (072)
Х46

Рекомендовано Науково-методичною
радою ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИ-
ТЕТ «МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»
(протокол № 7 від 04.06.2026 р.)

Укладач

Юсіна Г.Л., канд. хім. наук, доцент.

Х46 Хімія : методичні вказівки до виконання індивідуальних за-
вдань / уклад. Г. Л. Юсіна. Запоріжжя : ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ «МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2026. 39 с.

Методичні рекомендації містять відомості щодо формування інди-
відуальних завдань з дисципліни «Хімія», теоретичні відомості з наве-
денням основних формул та етапів розв'язання. Крім цього наводяться
довідкові дані та індивідуальні варіанти завдань. Матеріал методичних
рекомендацій має на меті підвищити якість виконання роботи та виро-
бити навички розв'язання задач прикладного спрямування. Рекомендо-
вано для студентів технічних спеціальностей усіх форм навчання пер-
шого (бакалаврського) рівня вищої освіти та здобувачів освітньо-профе-
сійного ступеня фаховий молодший бакалавр.

УДК 546 (072)

© ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2026

ЗМІСТ

ВСТУП	4
ІНДИВІДУАЛЬНЕ ЗАВДАННЯ №1	5
1 ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	5
1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки	5
1.2 Перший закон термодинаміки.....	7
1.3 Теплові ефекти реакцій.....	9
1.4 Другий закон термодинаміки	11
1.5 Термодинамічні потенціали	12
1.6 Варіанти завдань.....	14
1.7 Приклади розв'язання завдань.....	16
ІНДИВІДУАЛЬНЕ ЗАВДАННЯ №2	19
2 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.	19
2.1 Загальні положення	19
2.2 Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти	21
2.3 Реакції обміну в розчинах електролітів	24
3 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	26
3.1 Загальні поняття та визначення	26
3.2 Відновники і окисники.....	27
3.3 Метод електронного балансу	30
3.4 Варіанти завдань.....	31
3.5 Приклади розв'язання завдань	33
3.5.1 Реакції йонного обміну.....	33
3.5.2 Окисно-відновні реакції.....	35
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	38

ВСТУП

Освітня компонента «Хімія» є базовою дисципліною, що забезпечує засвоєння знань з теоретичних питань хімії на основі засвоєння основних законів, закономірностей протікання хімічних процесів, експериментальних методів науки, необхідних для розв'язання прикладних інженерних задач.

Курс охоплює основи теорії будови речовини та хімічного зв'язку, хімічної термодинаміки, хімічної кінетики, теорії розчинів, електрохімічних процесів.

Предметом вивчення дисципліни є загальні хімічні закономірності, фундаментальні основи загальної і неорганічної хімії в контексті аналізу, моделювання і прогнозування стану різноманітних конкретних систем. Знання та навички, надбані студентом при вивченні даної дисципліни, необхідні йому для подальшого вивчення спеціальних дисциплін, при курсовому проектуванні та виконанні бакалаврської роботи, у повсякденній виробничій діяльності.

У межах опанування курсу студенти виконують індивідуальні завдання:

– «Термодинамічні розрахунки», яке складається з обчислення термодинамічних функцій стану системи: ентальпії, ентропії та ізобарно-ізо-термічного потенціалу та визначення термодинамічної можливості перебігу реакції;

– «Реакції іонного обміну. Окисно-відновні реакції», в якому необхідно скласти рівняння та визначити коефіцієнти.

Запропоновані методичні рекомендації містять опис порядку формування завдань, теоретичні положення з основними формулами та етапами розв'язання, а також довідкові матеріали й індивідуальні варіанти. Їх використання спрямоване на підвищення якості виконання робіт і розвиток умінь розв'язувати інженерні задачі прикладного характеру.

Індивідуальні завдання виконуються самостійно у зручний для студента час в межах терміну подачі роботи, передбачених у розділі «Розподіл балів за контрольними точками та графік їх виконання» та розміщується у відповідному розділі на платформі Moodle. Розв'язання кожного завдання завантажується у вигляді файлу з розширенням .docx або .pdf, або .jpg, або .png, або .txt.

Максимальна кількість балів визначається в залежності від обґрунтування ходу розв'язання, рівня формалізації задачі, правильності отриманого розв'язку та аналізу результату.

Використання штучного інтелекту (ШІ) не забороняється, оскільки пропозиції відомих застосунків ШІ суттєво залежать від обміркованої постановки питання і уточнюючих питань; однак в разі, якщо відповідь, отримана з використанням ШІ, містить суттєві похибки або не є комплексною, або не відповідає за ustalеним оформленням, термінологією, або іншим вимогам до завдання, то оцінка за виконання знижується.

За бажання студента при наявності похибок або виконання індивідуального завдання не в повному обсязі допускається доопрацювання до передостаннього тижня навчання. Оскарження оцінки за індивідуальні завдання є можливим до завершення терміну теоретичного навчання.

ІНДИВІДУАЛЬНЕ ЗАВДАННЯ №1

Завдання 1 присвячено обчисленню термодинамічних функцій стану системи: ентальпії, ентропії та ізобарно-ізотермічного потенціалу та визначенню термодинамічної можливості перебігу реакції.

1 ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Хімічними реакціями називаються процеси перетворення речовини, під час яких відбувається розрив старих та утворення нових зв'язків у молекулах. Хімія вивчає реакції, виходячи з макроскопічних явищ, на основі уявлення про властивості молекул, атомів, електронів та ядер. Всі ці частинки певним чином перебігають. Цей перебіг складає основу кінетики хімічних реакцій. Одні реакції відбуваються самочинно з виділенням значної кількості енергії, інші реакції – з поглинанням енергії. Хімічні реакції супроводжуються зміною різних видів енергії:

виділенням теплоти	-	$C + O_2 = CO_2 + Q.$
поглинанням теплоти	-	$CaCO_3 + Q = CaO + CO_2.$
виділенням УФ-світла	-	$2Mg + O_2 = 2MgO + hv.$
поглинанням УФ-світла	-	$2AgBr + hv = 2Ag + Br_2.$
виділенням електрики	-	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (у гальванічному елементі).
поглинанням електрики	-	$2H_2O = 2H_2 + O_2$ (при електролізі).

Згідно з законом збереження енергії домовились всі види енергії, яка виділяється чи поглинається, перераховувати в теплову енергію.

Термодинаміка вивчає різні процеси через дослідження змін енергетичного стану тіл. Ці зміни можна охарактеризувати кількістю теплоти **Q** та роботи **A**. Відповідно назва склалася від грецьких слів «*terme*» – теплота та «*dinamic*» – сила, робота.

Наука о взаємних перетвореннях різних видів енергії при хімічних та фізико-хімічних процесах, в яких мають місце зміни хімічного складу або структури, називається **хімічною термодинамікою**. Хімічна термодинаміка встановлює напрямки та межі самочинного перебігу реакцій.

1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки

Об'єкт вивчення в термодинаміці - система. Під **системою** розуміють тіло або групу тіл, що складаються з великої кількості частинок і подумки

(або фактично) відокремлених від навколишнього середовища. Розрізняють **гомогенні** системи, вони складаються з однієї фази; і **гетерогенні**, вони складаються з двох або кількох фаз.

Фаза - частина термодинамічної системи, однорідна в усіх точках за складом і властивостями та відокремлена від інших частин системи поверхнею розділу.

Крім того, системи поділяють на:

- відкриті - ті, що обмінюються з навколишнім середовищем і речовиною, і енергією;
- закриті - ті, що обмінюються з навколишнім середовищем енергією;
- ізольовані - ті, що не обмінюються з навколишнім середовищем ні речовиною, ні енергією.

Перехід системи з одного стану в інший називається **процесом**.

Для повного опису системи достатньо знати деяку мінімальну кількість термодинамічних властивостей. Це **параметри** стану системи: t , P , V , концентрація.

Функцією стану називається параметрична зміна, яка залежить від початкового та кінцевого стану системи і не залежить від шляху процесу. Відповідно до визначення зміна функції стану не залежить від шляху і способу переходу системи з одного стану в інший і визначається різницею значень функцій у цих станах, тобто:

$$\Delta f = f_{\text{кінц.}} - f_{\text{поч.}} = f_2 - f_1.$$

До найважливіших функцій стану, що характеризують хімічні системи, належать:

- внутрішня енергія, U ;
- ентальпія, H ;
- ентропія, S ;
- вільна енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал), G ;
- вільна енергія Гельмгольца (ізохорно-ізотермічний потенціал), F .

Внутрішня енергія - загальний запас енергії системи за мінусом кінетичної енергії системи та потенційної енергії її положення. Вона складається з кінетичної та потенційної енергії молекул, атомів, атомних ядер та електронів, з енергії їхньої взаємодії між собою, енергії зв'язків атомів, атомних ядер та електронів, з енергії їхньої взаємодії між собою, енергії зв'язків атомів у молекулах тощо. Позначається: U , вимірюється в кДж, кДж/моль.

Абсолютне значення внутрішньої енергії виміряти неможливо, але можна виміряти її зміну ($\Delta U = U_2 - U_1$) під час переходу з одного стану в інший. ΔU вважається позитивною ($\Delta U > 0$), якщо під час перебігу будь-якого процесу внутрішня енергія зростає, і негативною ($\Delta U < 0$), якщо під час перебігу будь-якого процесу вона зменшується.

Відомі дві форми передачі енергії від однієї системи до іншої: упо-

рядковану форму передачі енергії називають **роботою** (A), а невпорядковану - **теплотою** (Q).

Робота є мірою енергії, переданої від одного тіла до іншого за рахунок переміщення мас під дією будь-яких сил.

Теплота - міра енергії, передана від одного тіла до іншого за рахунок різниці температур цих тіл. Ця форма передачі енергії пов'язана з хаотичним рухом молекул тіл, що стикаються; при зіткненні молекули більш нагрітого тіла передають енергію молекулам менш нагрітого тіла. Перенесення речовини при цьому не відбувається. І теплота, і робота вимірюються в кДж.

У хімічній термодинаміці вважають додатними теплоту, що підводиться до системи, і роботу, яку система здійснює проти зовнішніх сил. Внутрішню енергію системи можна змінити: 1) здійснивши будь-яку роботу над системою; 2) повідомивши системі якусь кількість теплоти.

Внутрішня енергія є функцією стану системи: її зміна не залежить від шляху і способу переходу системи з одного стану в інший і визначається початковим і кінцевим станом, тобто

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Теплота (Q) і робота (A) функціями стану системи не є, тобто кількість поглинутої (або виділеної) у процесі теплоти і здійсненої роботи залежить від шляху проведення процесу.

1.2 Перший закон термодинаміки

Взаємозв'язок між внутрішньою енергією, теплотою та роботою встановлює перший закон (початок) термодинаміки. Його математичний вираз:

$$Q = \Delta U + A.$$

Це означає, що **теплота Q, підведена до системи, витрачається на зміну її внутрішньої енергії ΔU і на здійснення системою роботи A над зовнішнім середовищем.**

Робота, яку здійснює система (над системою), складається з корисної роботи A^1 і роботи розширення $p\Delta V$: $A = A^1 + p\Delta V$. Оскільки Q і A можна виміряти безпосередньо, то, використовуючи рівняння (5.1), можна розрахувати ΔU .

Ізобарні процеси ($p = \text{const}$). Існує безліч процесів, у яких корисна робота дорівнює 0. У цьому випадку робота розширення є єдиним видом роботи, тобто

$$A = p\Delta V.$$

У цьому випадку математичний вираз 1-го закону термодинаміки

запишеться:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V,$$

де Q_p - теплота, підведена до системи за постійного тиску (ізобарний процес).

Враховуючи, що $\Delta U = U_2 - U_1$ і $\Delta V = V_2 - V_1$, це рівняння запишеться:

$$Q_p = U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1 = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Сума $(U + pV)$ - ентальпія системи, позначається H , тобто

$$H = U + pV$$

і часто визначається як тепловміст системи. Він містить у собі внутрішню енергію і роботу, вимірюється в кДж/моль, кДж. Підставивши, отримаємо:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H,$$

тобто теплота, підведена до системи за постійного тиску ($p = \text{const}$), витрачається на приріст ентальпії системи.

Оскільки ΔH визначається різницею ($H_2 - H_1$) і не залежить від шляху та способу проведення процесу, *ентальпія є функцією стану системи*.

Ізохорні процеси ($V = \text{const}$). Якщо процес протікає за постійного об'єму, $V = \text{const}$ ($\Delta V = 0$ і $p\Delta V = 0$) і система не здійснює роботи, то вся підведена до системи теплота витрачається на збільшення її внутрішньої енергії, тобто

$$Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U,$$

тобто теплота, підведена до системи за постійного об'єму ($V = \text{const}$), витрачається на збільшення внутрішньої енергії.

Таким чином, для двох важливих процесів - ізобарного та ізохорного - теплота процесу набуває властивостей функції стану, тобто вона не залежить від шляху і способу здійснення процесу, а залежить тільки від початкового і кінцевого стану системи. Це - математичний наслідок з I початку термодинаміки.

Слід зазначити, що переважна більшість хімічних реакцій відбувається за постійного тиску ($p = \text{const}$), тому надалі основна увага буде приділена ізобарним процесам, а енергетичний ефект реакції оцінюватиметься зміною ентальпії.

1.3 Теплові ефекти реакцій

Усі хімічні процеси супроводжуються тепловими ефектами.

Тепловим ефектом хімічної реакції називається теплота, що виділяється або поглинається в результаті перетворення вихідних речовин у кількостях, які відповідають рівнянню хімічної реакції. При цьому єдиною роботою є робота розширення, а вихідні речовини та продукти реакції повинні мати однакову температуру.

Кількість теплоти визначається за зміною температури та характеризується в калоріях або в джоулях. **Калорія** (кал) – це кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання одного граму води на один градус Цельсія. В системі СІ кількість теплоти визначається в джоулях (Дж). Одна калорія еквівалентна 4,18 Дж (1 кал = 4,18 Дж).

За тепловим ефектом хімічної реакції поділяються на 2 групи: **екзотермічні** та **ендотермічні**.

Екзотермічними називаються реакції, які відбуваються з *виділенням теплоти* $H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184,6 \text{ кДж}$.

Ендотермічними називаються реакції, які відбуваються з *вбиранням теплоти* $\frac{1}{2} N_2 + \frac{1}{2} O_2 = NO - 90,4 \text{ кДж}$.

У термодинаміці прийнято:

- в екзотермічних процесах теплота виділяється, для них $\Delta H < 0$ і $\Delta U < 0$ (тобто тепловміст і внутрішня енергія системи зменшуються);

- в ендотермічних процесах теплота поглинається, для них $\Delta H > 0$ і $\Delta U > 0$ (тобто тепловміст і внутрішня енергія системи зростають).

Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти називаються **термохімічними**

В практиці користуються поняттями «теплота утворення» і «теплота згоряння».

Теплота утворення – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.

Теплотою згоряння називається кількість теплоти, яка виділяється під час згоряння 1 моль речовини.

Теплоти утворення і згоряння – важливі фізичні величини, і їх чисельні значення можна знайти у відповідних довідниках.

Ентальпія утворення хімічної сполуки – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль складної речовини з простих речовин стійких за даних умов при сталому тиску ($p = const$).

Зміна ентальпії за стандартними умовами ($p = 101325 \text{ Па}$, $T = 298 \text{ К}$) на 1 моль речовини називається **стандартною ентальпією утворення** хімічної речовини та позначається ΔH_f^0 , кДж/моль.

Чим менша стандартна ентальпія утворення речовини, тим більш стійка речовина.

ΔH_f^0 – характеризує термічну стійкість сполуки.

Стандартні ентальпії утворення **простих речовин** дорівнюють нулю, а **складних речовин** – довідкові величини.

Ентальпія є мірою енергії, яку накопичила речовина.

Ентальпія залежить від температури, тиску, агрегатного стану, природи речовини.

Стандартною ентальпією згоряння називають енергію, що виділяється при згорянні в атмосфері кисню 1 молю речовини до вищих оксидів в стандартних умовах, $\Delta H_{\text{с} 298}^0$, кДж/моль.

Ентальпія хімічної реакції – кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при хімічній реакції за умовами, що реакція йде по заданому рівнянню та відноситься до кількості речовин, що приймають участь в реакції.

Вона позначається ΔH_r та вимірюється в кДж (Дж).

Закон Гесса (1840 р):

Тепловий ефект хімічної реакції (тобто зміна ентальпій або внутрішньої енергії) системи залежить лише від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин та продуктів реакцій, але не залежить від шляху перетворення речовин, тобто не залежить від проміжних стадій реакцій.

Оскільки ΔU та ΔH не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший, то закон Гесса є наслідком першого закону термодинаміки.

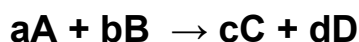
Значення закону Гесса полягає в тому, що за його допомогою можна розрахувати теплові ефекти, які неможливо визначити експериментально.

Наслідки:

1) тепловий ефект зворотної реакції дорівнює тепловому ефекту прямої реакції, але з протилежним знаком : $\Delta H_{r \text{ зв}} = - \Delta H_{r \text{ пр}}$;

2) сумарний тепловий ефект ряду реакцій, проведених по колу, дорівнює нулю;

3) тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій утворення кінцевих речовин та сумою стандартних ентальпій утворення початкових речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів в рівнянні реакції. Так, для реакції



можна записати: $\Delta H_r = \sum n_i \Delta H_{f298}^0 (\text{кін}) - \sum n_i \Delta H_{f298}^0 (\text{поч})$,

тобто

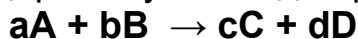
$$\Delta H_r = (c\Delta H_{f298}^0 (C) + d\Delta H_{f298}^0 (D)) - (a\Delta H_{f298}^0 (A) + b\Delta H_{f298}^0 (B)).$$

Тут **A, B, C** та **D** – формули речовин; **a, b, c**, та **d** – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції; **n** – сума стехіометричних коефіцієнтів; ΔH_r – тепловий ефект (ентальпія) реакції; ΔH_{f298}^0 – стандартні ентальпії утворення речовин.

4) тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій згоряння початкових речовин і сумою стандартних ентальпій згоряння кінцевих речовин, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta H^0_{r298} = \sum n_i \Delta H^0_{c298(\text{поч})} - \sum n_i \Delta H^0_{c298(\text{кін})}$$

Таким чином, користуючись табличними даними можна розрахувати тепловий ефект в стандартних умовах для реакції



$$\Delta H^0_{r298} = (a\Delta H^0_{c298(A)} + b\Delta H^0_{c298(B)}) - (c\Delta H^0_{c298(C)} + d\Delta H^0_{c298(D)}).$$

1.4 Другий закон термодинаміки

Якщо на систему здійснити зовнішній вплив, у системі відбуваються певні зміни. Якщо після зняття цього впливу система може повернутися в первісний стан, то процес є **оборотним**. Якщо після зняття зовнішнього впливу систему і навколишнє середовище не можна повернути в первісний стан, то процес - **незворотній**.

Процеси, що протікають без підведення енергії від зовнішнього джерела, називаються **мимовільними**. Наприклад: падіння каменя з висоти, перехід тепла від більш нагрітого тіла до менш нагрітого, стікання води по жолобу. При цьому система з більш упорядкованого стану переходить у стан менш упорядкований і більш імовірний.

Частинкам (молекулам, атомам, іонам) притаманне прагнення до безладового руху, тому система прагне перейти з більш упорядкованого стану в менш упорядкований.

Кількісною мірою безладу системи є термодинамічна функція стану - **ентропія** (S). Її чисельне значення можна визначити таким чином:

$$S = R \cdot T \cdot \ln W,$$

тобто S пропорційна $\ln W$, де W - термодинамічна ймовірність стану системи або число ймовірних мікростанів, якими може бути реалізовано даний макростан; $W > 1$.

При переході системи з більш упорядкованого стану в менш упорядкований (зі стану I у стан II) ентропія системи зростає, тобто $\Delta S = S_2 - S_1 > 0$.

Перехід із менш упорядкованого стану в більш упорядкований (зі стану II у стан I) без впливу ззовні неможливий. Такий процес називається **несамовільним**. Очевидно, що в цьому випадку ентропія системи зменшується ($\Delta S = S_2 - S_1 < 0$). Тобто:

- усі процеси, що протікають зі зменшенням порядку в розташуванні частинок, супроводжуються збільшенням ентропії, є самовільними процесами (процеси розчинення, плавлення, випаровування, нагрівання);

- усі процеси, що протікають зі збільшенням порядку в розташуванні частинок, супроводжуються зменшенням ентропії, є несамовільними процесами (процеси конденсації, кристалізації, охолодження).

Таким чином, в ізольованій системі мимовільні процеси протікають у бік збільшення ентропії, $\Delta S > 0$ (II закон термодинаміки).

Ентропія – кількісна міра неупорядкованості, міра ймовірності стану системи

$$S = K \cdot \ln W$$

– величина пропорційна логарифму рівноймовірних мікростанів (W), якими може бути реалізовано даний макростан.

Ентропія зростає при зміні агрегатного стану від твердого до газоподібного: тверде \rightarrow рідина \rightarrow газ, тобто $S_m < S_p < S_g$.

Вона змінюється пропорційно зміні об'єму: $\Delta S \approx \approx V$.

На відміну від ентальпії, для будь-якої речовини абсолютне значення ентропії можна обчислити або визначити експериментальним шляхом. Ентропії речовин прийнято відносити до стандартних умов: $T = 298 \text{ K}$; $P = 101,3 \text{ КПа}$. Позначають $S_{298, A}^0$ і називають стандартною ентропією (чисельне значення стандартної ентропії визначається за довідковими виданнями). Ентропія речовини вимірюється в Дж/моль.К.

Зміна ентропії хімічного процесу рахується за правилом Гесса:

$$\Delta S_r = \sum n_i S_{\text{(кін)}} - \sum n_i S_{\text{(поч)}} T$$

$$\Delta S_r = (c S_{f298}^0 (C) + d S_{f298}^0 (D)) - (a S_{f298}^0 (A) + b S_{f298}^0 (B)).$$

1.5 Термодинамічні потенціали

Напрямок, в якому самовільно перебігає реакція, визначається сумісною дією двох факторів:

- тенденцією до переходу системи в стан з найменшою внутрішньою енергією (з найменшою ентальпією);
- тенденцією досягнення найбільш ймовірного стану (до зростання ентропії).

Зв'язок між ентальпією та ентропією системи встановлює термодинамічна функція стану, яка називається вільною енергією Гіббса або ізобарно-ізотермічним потенціалом (G). Вона характеризує напрям і межу мимовільного перебігу процесів в ізобарно-ізотермічних умовах ($p = \text{const}$ і $T = \text{const}$).

Найбільш стійкому рівноважному стану системи за даними умовами (p, T) відповідає рівність:

$$\Delta H = T \Delta S,$$

\swarrow
 ентальпійний
фактор

\nwarrow
 ентропійний
фактор

Різниця між ними: $\Delta H - T \Delta S = \Delta G$ є критерієм напрямку та самовільного перебігу *ізобарно-ізотермічного* процесу.

Термодинамічна функція стану системи $G = H - T \cdot S$; $G = f(p, T)$ називається **енергією Гіббса або ізобарно-ізотермічним потенціалом**. А зміна енергії Гіббса при хімічних реакціях ΔG – **енергією Гіббса хімічної реакції**. G – вільна частина внутрішньої енергії, запас вільної енергії системи.

Фізичний зміст енергії Гіббса – є максимально корисна робота при зворотному та ізотермічному процесі. $\Delta G_{p, T} = -A_{\text{макс}}$

Рівність ентальпійного та ентропійного факторів $\Delta H = T \Delta S$

можна записати як $\Delta U + p \Delta V = T \Delta S$

Для ізохорно ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$) – ізотермічних ($T = \text{const}$) процесів рівняння приймає вигляд $\Delta U = T \Delta S$

Різниця між ними: $\Delta U - T \Delta S = \Delta F$

є критерієм напрямку та межі самовільного перебігу процесів та називається **ізохорно-ізотермічним потенціалом** або «вільною» **енергією Гельмгольца** хімічної реакції, а термодинамічна функція стану системи:

$$F = U - T S; \quad F = f(V, T) \text{ енергією Гельмгольца.}$$

Ці функції стану системи називаються *характеристичними*, оскільки вони визначають стан системи, напрямок та межі перебігу процесів, максимальну роботу системи.

Хімічна сполука поряд з $\Delta H_{f, 298}^0$ характеризується **енергією Гіббса утворення** ($\Delta G_{f, 298}^0$), яка дорівнює зміні енергії Гіббса при утворенні 1 моль сполуки із простих речовин та визначається у кДж/моль. Як і ентальпія, ізобарно-ізотермічні потенціали *простих речовин* у сталому стані прийнято за нуль ($\Delta G_{f, 298}^0 = 0$).

Енергія Гіббса утворення характеризує *хімічну стійкість (хімічну спорідненість)* речовини.

Оскільки вільна енергія є функцією стану системи, то її зміну можна визначити так само, як і зміну ентальпії та ентропії за правилом Гесса:

$$\Delta G_r = \sum n_i \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (кін)} - \sum n_i \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (поч)},$$

$$\Delta G_r = (c \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (C)} + d \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (D)}) - (a \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (A)} + b \Delta G_{f, 298}^0 \text{ (B)}).$$

Знак зміни вільної енергії Гіббса ΔG та її величина за $P = \text{const}$ визначають термодинамічну стійкість системи:

- якщо в хімічному процесі відбувається зниження вільної енергії Гіббса, тобто $\Delta G < 0$, процес може відбуватися самовільно, або кажуть: процес термодинамічно можливий;

- якщо продукти реакції мають більший термодинамічний потенціал, ніж початкові речовини, тобто $\Delta G > 0$, процес відбуватися самовільно не може, або кажуть: процес термодинамічно неможливий;

- якщо $\Delta G = 0$, то реакція може відбуватися як у прямому, так і у

зворотному напрямі, тобто реакція є оборотною.

Отже, самовільні процеси за $P=\text{const}$ відбуваються зі зменшенням вільної енергії Гіббса. Цей висновок справедливий як для ізольованих, так і для відкритих систем. Можливість чи неможливість перебігу хімічних реакцій можна визначити за знаком функцій ΔH та ΔS (перевагою ентальпійного чи ентропійного факторів).

Знак функції			Можливість процесу
ΔH	ΔS	ΔG	
-	+	-	Можливо при будь-яких температурах
+	-	+	Неможливо при будь-яких температурах
-	-	\pm	Можливо при досить низьких температурах
+	+	\pm	Можливо при досить високих температурах

1.6 Варіанти завдань

Для наведених реакцій обчислити зміни ентальпії, ентропії, а також енергії Гіббса. Чи можуть за стандартних умов (при $T=298\text{K}$) самодовільно перебігати реакції у прямому напрямку?

(Значення стандартних термодинамічних величини для простих речовин і сполук наведені у таблиці 1.1).

Номер варіанта	Рівняння реакції
1	$2\text{H}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$
2	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + 2\text{Cl}_2$
3	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$
4	$2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightarrow 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$
5	$4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightarrow 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$
6	$2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$
7	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$
8	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
9	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$
10	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
11	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{r})$
12	$\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$
13	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2(\text{r})$
14	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$
15	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$
16	$2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + \text{O}_2$
17	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
18	$\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$

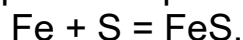
Таблиця 1.1 – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та йонів при 298 К (25°C)

Речовина	ΔH°_{298} кДж моль	S°_{298} Дж моль К	ΔG°_{298} кДж моль	Речовина	ΔH°_{298} кДж моль	S°_{298} Дж моль К	ΔG°_{298} кДж моль
Al ₂ O ₃ (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0	NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5
CH ₄ (г.)	-74,9	186,2	-50,8	NiO (к.)	-239,7	38,0	-211,6
C ₂ H ₄ (г.)	52,3	219,4	68,1	TiO ₂ (к)	-943,9	50,3	-888,6
C ₂ H ₂ (г.)	+226,8	200,8	+209,2	PbO (к.)	-219,3	66,1	-189,1
C ₂ H ₆ (г.)	-89,7	229,5	-167,9	SO ₂ (г.)	-296,9	248,1	-300,2
C ₆ H ₆ (р.)	82,9	269,2	129,7	SO ₃ (г)	-394,8	256,0	-370,0
C ₂ H ₅ OH (р.)	-277,6	160,7	-174,8	ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
C ₂ H ₅ OH (г.)	-235,3	282,0	-168,62	AgCl (т.)	-126,9	96,0	-109,6
CH ₃ OH (г.)	-201,2	237,7	-161,88	Ag ⁺	105,90	73,93	77,11
CH ₃ OH (р.)	-238,6	126,8	-166,1	Al ³⁺	-524,7	-313,4	-481,2
CH ₃ COOH(р.)	-486,6	159,7	-392,1	AsO ₄ ³⁻	-870,3	-144,8	-636,0
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1	CO ₃ ²⁻	-676,3	-53,1	-528,1
CO ₂ (г.)	-393,5	213,7	-394,4	Ca ²⁺	-542,9	-55,2	-553,1
CaCO ₃ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7	Cl ⁻	-167,46	55,1	-131,2
CaF ₂ (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9	Cu ²⁺	64,4	-98,7	64,98
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2	Fe ²⁺	-87,9	-113,4	-84,94
Ca(OH) ₂ (к.)	-986,6	76,1	-896,8	Fe ³⁺	-47,7	-293,3	-10,5
CaC ₁₂ (к)	-785,8	113,8	-750,2	H ⁺	0	0	0
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9	Hg ₂ ²⁺	168,2	74,2	154,2
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3	K ⁺	-251,2	102,5	-282,3
Fe ₂ O ₃ (к.)	-322,2	87,4	-740,3	Li ⁺	-278,4	14,2	-293,8
Fe ₃ O ₄ (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2	Mn ²⁺	-218,8	-79,9	-223,4
HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3	MnO ₄ ⁻	-518,4	190,0	-425,1
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2	Ni ²⁺	-53,2	-1261	-45,6
HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8	NO ₂ ⁻	-106,3	125,1	-35,3
HI (г.)	26,6	206,5	1,8	NO ₃ ⁻	-206,6	146,4	-110,5
H ₂ O (г, п.)	-241,8	188,7	-228,6	Na ⁺	-239,66	60,2	-261,87
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3	OH ⁻	-229,94	-10,54	-157,3
H ₂ S (г.)	-21,0	205,7	-33,8	PO ₄ ³⁻	-1284,1	-218,0	-1025,5
MgCl ₂ (к.)	-641,1	89,9	-591,6	SO ₄ ²⁻	-907,5	17,2	-743,0
MgO (к.)	-601,8	26,9	-569,6	HSO ₃ ⁻	-628,0	132,4	-527,3
MgCO ₃ (к)	-1096,2	65,7	-1029,0	PCl ₅ (г)	-369,45	362,9	-324,55
NH ₃ (г.)	-46,2	192,6	-16,7	PCl ₃ (г)	-277,0	311,7	-286,27
NH ₄ Cl (к)	-314,2	95,8	-203,2	Sn ²⁺ (р)	-10,5	-22,7	-27,3
N ₂ O (г.)	82,0	219,9	104,1	Sn ⁴⁺ (р)	-2,43	-226,1	-2,4
NO (г.)	90,3	210,6	86,6	SnCl ₄ (р)	-528,9	299,6	-257,7
N ₂ O ₃ (г.)	83,3	307,0	140,5	Zn ²⁺	-153,74	-110,67	-127,3
N ₂ O ₄ (г.)	9,65	304,0	99,56	PbCO ₃ (к)	-699,6	131,0	-625,9
NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5	PbSO ₄ (к)	-920,6	148,7	-813,8

1.7 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Під час взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж теплоти. Розрахуйте теплоту утворення сульфїду заліза (II).

Розв'язання. Запишемо рївняння реакції:



Із рївняння реакції випливає, що один моль сульфїду заліза утворюється з одного моля заліза. Отже, можна визначити кількість речовини FeS, знаючи, що $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль:

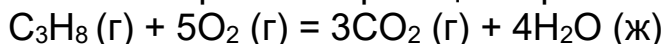
$$\nu(\text{FeS}) = \nu(\text{Fe}) = m/M = 2,1 / 56 = 0,038 \text{ (моль)}$$

$$\text{Тоді } \nu_{298}^0(\text{FeS}) = Q / \nu = (-3,77) / 0,038 = -100,5 \text{ (кДж/моль)}$$

$$\nu_{298}^0(\text{FeS}) = -100,5 \text{ кДж/моль}$$

Завдання 2. Обчисліть теплоту утворення ν_{298}^0 пропану C_3H_8 , якщо відомо, що під час згоряння 11 г його виділяється 554 кДж теплоти.

Розв'язання. Запишемо рївняння реакції згоряння пропану:



Визначаємо кількість згорілого пропану:

$$\nu(\text{C}_3\text{H}_8) = m/M = 11 / 44 = 0,25 \text{ (моль)}$$

Далі знаходимо тепловий ефект реакції:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = \Delta H / \nu = (-554) / 0,25 = -2216 \text{ (кДж/моль)}.$$

Використовуючи закон Гесса, знайдемо теплоту утворення пропану:

$$\nu_{\text{r}} = (3\nu_{298}^0(\text{CO}_2) + 4\nu_{298}^0(\text{H}_2\text{O})) - (\nu_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) + 5\nu_{298}^0(\text{O}_2))$$

Знаходимо ΔH_{298}^0 (кДж/моль) учасників реакції:

$$\nu_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5$$

$$\nu_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = -286,0$$

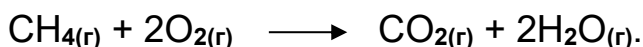
$$\nu_{298}^0(\text{O}_2) = 0$$

Визначаємо $\nu_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8)$:

$$\begin{aligned} \nu_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) &= 3\nu_{298}^0(\text{CO}_2) + 4\nu_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) - \nu_{\text{r}} = \\ &= 3(-393,5) + 4(-286) - (-2216) = -108,5 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Завдання 3. Визначити ентальпію утворення метану, знаючи, що ентальпія реакції горіння метану $\Delta H_{298,\text{p}}^0 = -804,75$ кДж, а стандартні значення ентальпій утворення CO_2 і H_2O дорівнюють відповідно -396 кДж/моль і $-241,8$ кДж/моль.

Розв'язання.

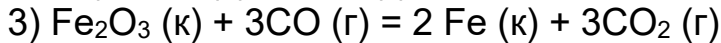
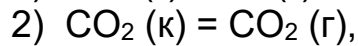
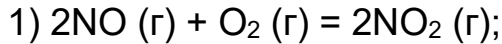


$$\Delta H_{298,p}^0 = \Delta H_{298,CO_2}^0 + 2\Delta H_{298,H_2O}^0 - \Delta H_{298,CH_4}^0$$

Звідки

$$\begin{aligned} \Delta H_{298,CH_4}^0 &= \Delta H_{298,CO_2}^0 + 2\Delta H_{298,H_2O}^0 - \Delta H_{298,p}^0 = \\ &= -396 - 2 \cdot 241,8 + 804,75 = -74,85 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Завдання 4. Не роблячи обчислень, установіть знак зміни ентропії для таких процесів:



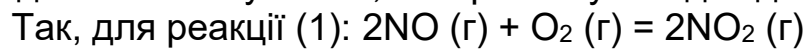
Розв'язання. Оскільки ентропія системи зростає зі збільшенням об'єму і залежить від агрегатного стану, то для наведених реакцій:

1) у лівій частині рівності 3 об'єми газів, а в правій - 2 об'єми, отже, $\Delta S < 0$;

2) відбувається розширення системи, тобто CO_2 переходить від відносно високого порядку до безладного стану і, отже, $\Delta S > 0$;

3) у лівій частині рівності 3 об'єми CO , а в правій 3 об'єми CO_2 , (кри- сталічний і рідкий стани не враховуються, тобто спостерігається відносний порядок), то $\Delta S = 0$.

Щоб переконатися в правильності відповідей, можна ΔS розрахувати за наслідком із закону Гесса, використовуючи довідкові дані.



За довідником знаходимо стандартні ентропії (Дж/(моль·К):

$$S_{298}^0(NO) = 210,6$$

$$S_{298}^0(NO_2) = 240,2$$

$$S_{298}^0(O_2) = 205,0$$

$$\begin{aligned} \Delta S_r &= 2S_{298}^0(NO_2) - (S_{298}^0(O_2) + 2S_{298}^0(NO)) = 2 \cdot 240,2 - (2 \cdot 210,6 + 205) = \\ &= -145,8 \text{ Дж / К} \end{aligned}$$

Завдання 5. Визначте можливість самовільного перебігу реакції $3H_2(г) + N_2(г) = 2NH_3(г)$ у прямому напрямі, а також і температуру, за якої рівноймовірними є обидва напрями цієї реакції.

Розв'язання. Можливість самовільного перебігу заданої реакції можна визначити за значенням зміни вільної енергії ΔG з виразу: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Знаходимо тепловий ефект реакції за наслідком із закону Гесса:

$$\Delta H_r = 2\Delta H_{298}^0(NH_3) - (\Delta H_{298}^0(N_2) + 3\Delta H_{298}^0(H_2))$$

Випишуємо довідкові дані теплот утворення та ентропій:

	N ₂	H ₂	NH ₃
ΔH_{298}^0 (кДж/моль)	0	0	- 46.2
S_{298}^0 (Дж/моль·К)	191,5	130,5	192,6

$$\Delta H_r = 2 \cdot (-46.2) - 3 \cdot 0 - 0 = -92,4 \text{ кДж/моль/}$$

Знаходимо зміну ентропії реакції:

$$\Delta S_r = 2S_{298}^0(\text{NH}_3) - (S_{298}^0(\text{N}_2) + 3S_{298}^0(\text{H}_2)) = 2 \cdot 192,6 - 3 \cdot 130,5 - 191,5 = -7,8 \text{ Дж/К}$$

$$\Delta G = -92,4 - 298 \cdot (-197,5 \cdot 10^{-3}) = -33,5 \text{ кДж/моль}$$

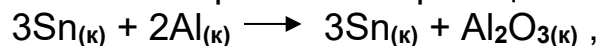
Оскільки $\Delta G < 0$, то реакція самовільно може протікати в прямому напрямку.

Визначимо температуру, за якої рівноймовірні обидва напрямки реакції $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$.

$$\Delta G = 0 \text{ (рівновага), тоді } \Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$T = \Delta H / \Delta S \cdot 10^{-3} = -33,5 / -197,5 \cdot 10^{-3} = 343,6 \text{ К} = 70,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

Завдання 6. Визначити енергію Гіббса реакції



знаючи значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів речовин, що беруть участь у реакції:

$$\Delta G_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 = -1580 \text{ кДж/моль;}$$

$$\Delta G_{298, \text{SnO}}^0 = -256,7 \text{ кДж/моль.}$$

Розв'язання. Формула для розрахунку енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічного потенціалу) хімічної реакції за значеннями ізобарно-ізотермічних потенціалів, що беруть участь у реакції речовин,:

$$\Delta G_{298, p}^0 = \sum \Delta G_{298, \text{продуктів}}^0 - \sum \Delta G_{298, \text{вихідних}}^0.$$

Для досліджуваної реакції

$$\Delta G_{298, p}^0 = \Delta G_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 - 3\Delta G_{298, \text{SnO}}^0$$

Значення ізобарно-ізотермічних потенціалів простих речовин у стандартних умовах прийняті рівними 0.

$$\Delta G_{298, p}^0 = -1580 - 3(-256,7) = -809,9 \text{ кДж; } \Delta G_{298, p}^0 < 0$$

У стандартних умовах реакція термодинамічно можлива.

ІНДИВІДУАЛЬНЕ ЗАВДАННЯ №2

Завдання 2 присвячено двом темам: електролітична дисоціація та окисно-відновні реакції. При виконанні завдання необхідно скласти 2 рівнянні реакцій іонного обміну у молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді та розставити коефіцієнти у 2 окисно-відновних рівняннях методом електронного балансу (визначити ступені окиснення елементів, скласти рівняння переходу електронів, електронний баланс, визначити окисник і відновник, визначити коефіцієнти).

2 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.

2.1 Загальні положення

За здатністю проводити електричний струм у водному розчині або в розплаві речовини поділяють на електроліти та неелектроліти.

Електролітами називаються речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. До електролітів належать солі, кислоти, основи. У молекулах цих речовин є іонні або ковалентні сильно полярні хімічні зв'язки.

Неелектролітами називаються речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм. До них належать, наприклад, кисень, водень і багато органічних речовин (цукор, ефір, бензол тощо). У молекулах цих речовин існують ковалентні неполярні або малополярні зв'язки.

Для пояснення електропровідності розчинів і розплавів солей, кислот і основ шведський учений С. Арреніус створив теорію електролітичної дисоціації (1887).

Електролітична дисоціація - процес розпаду речовини на йони, що відбувається внаслідок взаємодії електроліту з полярними молекулами розчинника.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації:

1. Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на позитивно й негативно заряджені йони.
2. Під дією електричного струму позитивно заряджені йони рухаються до катода, негативно заряджені - до анода. Тому перші називають катіонами, другі - аніонами.
3. Сума позитивних зарядів у розчині дорівнює сумі негативних зарядів, тому розчин загалом електронейтральний.
4. Йони уявляються як точкові заряди, взаємодії між якими відсутні (подібні до ідеальних газових сумішей).
5. Дисоціація - процес оборотний, оскільки одночасно протікають процес розпаду молекул на йони (дисоціація) і процес з'єднання йонів у

молекули (асоціація). Наприклад, рівняння дисоціації молекули електроліту KA на катіон K^+ та аніон A^- записується так:



Електролітична дисоціація протікає самовільно ($\Delta G < 0$). Зниження ізобарно-ізотермічного потенціалу зумовлене утворенням гідратованих (сольватованих) іонів. Енергії гідратації (сольватації) достатньо для руйнування хімічних зв'язків у молекулах або йонних кристалах.

Механізм електролітичної дисоціації. Головна причина дисоціації - поляризаційна взаємодія полярних молекул розчинника з молекулами розчиненої речовини. Наприклад, молекула води - полярна, її дипольний момент $\mu = 1,84$ D, тобто вона має сильну поляризуючу дію. Залежно від структури речовини, що розчиняється, в безводному стані її дисоціація протікає по-різному. Найбільш типовими є два випадки:

1. Розчинена речовина з іонним зв'язком ($NaCl$, KCl тощо). Молекули таких речовин уже складаються з іонів. Під час їх розчинення полярні молекули води (диполі) будуть орієнтуватися до іонів своїми протилежними кінцями. Між іонами та диполями води виникають сили взаємного тяжіння (іон-дипольна взаємодія), унаслідок чого зв'язок між іонами слабшає і вони в гідратованому вигляді переходять у розчин (рис. 1). У випадку, що розглядається, одночасно з розчиненням відбувається дисоціація молекул. Речовини з іонним зв'язком дисоціюють найлегше.

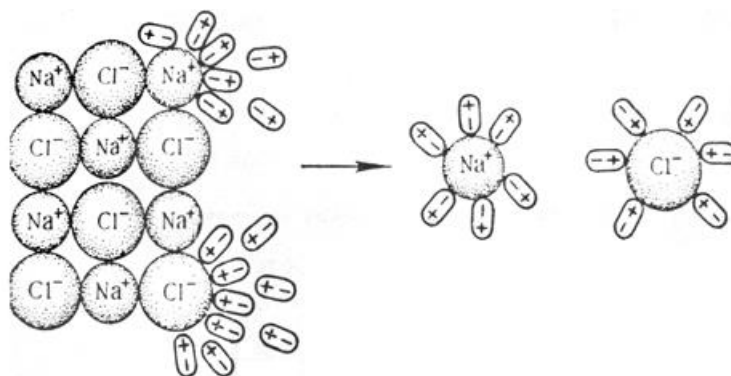


Рисунок 1 –Схема електролітичної дисоціації хлориду натрію у водному розчині

2. Розчинена речовина з полярним ковалентним зв'язком (наприклад, HCl , H_2SO_4 , H_2S тощо). Тут також навколо кожної полярної молекули речовини орієнтуються відповідним чином диполі води з утворенням гідратів (рис. 2). У результаті такої диполь-дипольної взаємодії сполучна електронна хмара (електронна пара) практично повністю зміститься до атома з більшою електронегативністю, при цьому полярна молекула перетворюється на іонну (стадія іонізації молекули) і потім роз-

падається на йони, які переходять у розчин у гідратованому вигляді. Дисоціація може бути повною або частковою - все залежить від ступеня полярності зв'язків у молекулі.

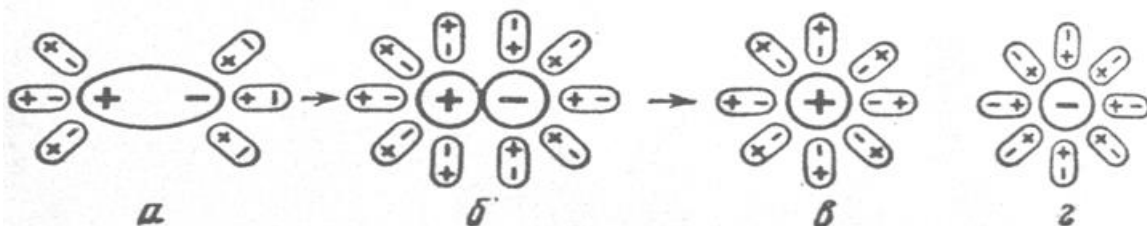


Рисунок 2 – Схема взаємодії полярної молекули речовини, що розчиняється, з полярними молекулами води (гідратація):
 а - полярна молекула на початку гідратації; б - перехід полярної структури в йонну під дією диполів води; в - гідратований катіон; г - гідратований аніон

2.2 Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації електроліту в розчині. Цю характеристику було введено Арреніусом. **Ступінь дисоціації** - α - це відношення числа молекул N , що розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненого електроліту N_0 :

$$\alpha = \frac{\text{число молекул, що розпалися на йони}}{\text{загальне число молекул розчиненого електроліта}} = \frac{N}{N_0}$$

α виражають у частках одиниці або у %.

За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні або слабкі.

При розчиненні у воді сильні електроліти дисоціюють практично повністю, процес дисоціації в них незворотній. У сильних електролітів ступінь дисоціації в розчинах дорівнює одиниці ($\alpha=1$) і майже не залежить від концентрації розчину. У рівняннях дисоціації сильних електролітів ставлять знак « \rightleftharpoons » або « \rightarrow ». Наприклад, рівняння дисоціації сильного електроліту сульфату натрію має вигляд



До сильних електролітів у водних розчинах належать майже всі солі, основи лужних і лужноземельних металів, кислоти: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HClO_3 , HBrO_4 , HBrO_3 , HIO_3 , H_2SeO_4 , HMnO_4 , H_2MnO_4 тощо.

До слабких електролітів належать електроліти, ступінь дисоціації яких у розчинах менший за одиницю ($\alpha < 1$) і вона зменшується зі зростанням концентрації.

Процес дисоціації слабких електролітів протікає оборотно до

встановлення рівноваги в системі між молекулами розчиненої речовини, що не розпалися, та її йонами. У рівняннях дисоціації слабких електролітів ставлять знак «оборотності» (\rightleftharpoons). Наприклад, рівняння дисоціації слабого електроліту гідроксиду амонію має вигляд



До слабких електролітів належать вода, майже всі органічні кислоти (мурашина, оцтова, бензойна тощо), низка неорганічних кислот (H_2SO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 , H_3AsO_4 , H_3AsO_3 , H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S , H_2Se , H_2Te , HF , HCN , HCNS), основи р-, d-, f-елементів ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ тощо), гідроксид амонію, гідроксиди магнію і берилію, деякі солі (CdI_2 , CdCl_2 , HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$, $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ тощо).

Фактори, що впливають на ступінь дисоціації:

- природа розчиненої речовини. Під природою розчиненої речовини в цьому разі мають на увазі природу хімічного зв'язку в молекулах розчинених речовин. Що більша полярність хімічного зв'язку і що менша міцність зв'язку в речовині, то вищий ступінь дисоціації. Речовини з іонним хімічним зв'язком або з ковалентним, дуже полярним зв'язком належать до сильних електролітів. Середні та слабкі електроліти мають, як правило, ковалентний малополярний зв'язок.

- природа розчинника. Що вища полярність розчинника, то більший ступінь дисоціації розчиненої в ньому речовини, тому що збільшується сила взаємодії іонів речовини з розчинником. Мірою полярності молекул розчинника може слугувати величина їхнього дипольного моменту. Полярність розчинника можна також характеризувати за допомогою діелектричної постійної ϵ . Діелектрична постійна - величина, що показує, у скільки разів сила взаємодії двох зарядів у цьому середовищі менша, ніж у вакуумі.

Наприклад, діелектрична постійна води $\epsilon(\text{H}_2\text{O})$ становить 78, діелектрична постійна $\epsilon(\text{бензолу})$ дорівнює 2. Якщо розчинити хлороводень у воді та бензолі, то в бензолі ступінь дисоціації хлороводню виявиться меншим, тому й кислотні властивості хлороводню будуть виражені тут слабкіше.

- температура. При підвищенні температури ступінь дисоціації слабких електролітів збільшується. Оскільки дисоціація - процес ендотермічний, то з принципу Ле Шательє впливає, що під час нагрівання рівновага процесу дисоціації зміщується вправо (для сильних електролітів такого бути не може, оскільки $\alpha = 1$ за звичайних умов).

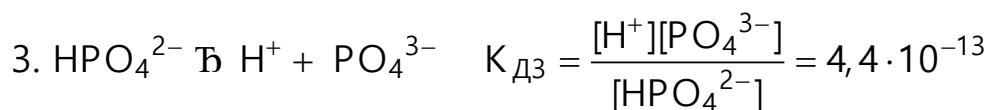
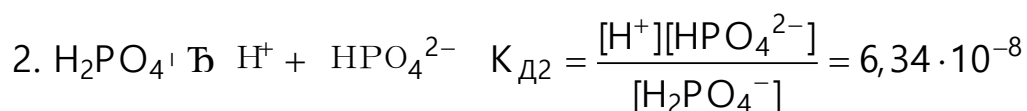
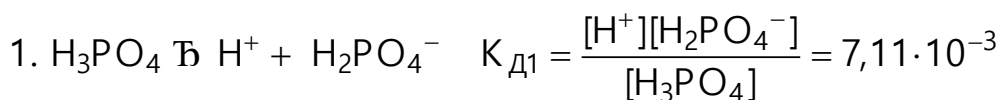
Крім того, з підвищенням температури збільшується амплітуда коливання атомів у молекулі і зв'язок між ними слабшає. Одночасно збільшується швидкість руху молекул розчинника та їхня кінетична енергія, що також сприяє розпаду молекул розчиненої речовини на іони завдяки більшій кількості їхніх зіткнень із молекулами розчинника.

- концентрація розчиненої речовини. Збільшення вмісту розчи-

неної речовини в розчині призводить до зменшення ступеня її дисоціації, оскільки кожна молекула розчиненої речовини зможе взаємодіяти з меншою кількістю молекул розчинника. При розведенні розчину водою, ступінь дисоціації збільшується (див. закон розведення Оствальда). Ступінь дисоціації досягає максимального значення ($\alpha = 1$) у нескінченно розбавленому розчині.

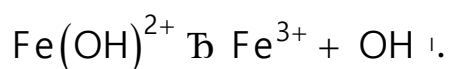
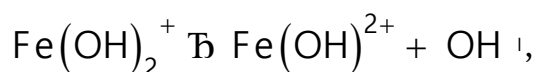
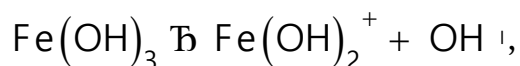
- наявність однойменних іонів. Додавання до розчину слабкої кислоти її солі або сильнішої кислоти призводить до зменшення ступеня дисоціації. Причину цього зменшення легко пояснити, застосувавши принцип Ле Шательє до рівноваги дисоціації.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, послідовно відщеплюючи один іон водню за іншим, і кожен ступінь іонізації характеризується певною константою дисоціації. Якщо кислота слабка, то на всіх щаблях процес оборотний. Так, для ортофосфорної кислоти:



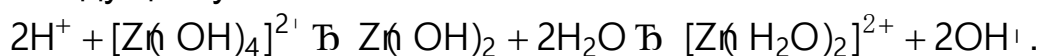
Із зіставлення наведених вище значень констант дисоціації випливає, що $K_{\text{д1}} > K_{\text{д2}} > K_{\text{д3}}$. Перший іон водню відривається від молекули легше, наступні дедалі важче, тому що зростає негативний заряд кислотного залишку; тому в не надто розбавлених розчинах фосфорної кислоти іонів PO_4^{3-} мало. Нерівності $K_{\text{д1}} > K_{\text{д2}} > \dots > K_{\text{дп}}$ характерні і для інших багатоосновних кислот. Орієнтовно можна вважати, що кожна наступна константа дисоціації менша за попередню в 10⁵ разів. Вони пов'язані між собою співвідношенням: $K_{\text{д}} = K_{\text{д1}} \cdot K_{\text{д2}} \cdot \dots \cdot K_{\text{дп}}$.

Багатоосновні основи дисоціюють ступінчасто, послідовно відщеплюючи один гідроксид-іон за іншим, і кожен ступінь іонізації характеризується певною константою дисоціації. Якщо основа слабка, то на всіх щаблях процес протікає оборотно, наприклад:

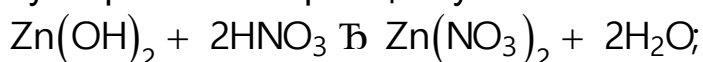


Гідроксиди багатьох металів у водних розчинах можуть дисоціювати і за кислотним, і за основним типом. Сполуки, які залежно від умов виявляють як кислотні, так і основні властивості, називаються

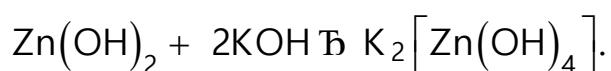
амфотерними або **амфолітами**. Амфотерність електролітів пояснюється малою різницею міцності зв'язків E-O і O-H. До амфотерних електролітів належать: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Ga(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Ge(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_2$ тощо. Прикладом може слугувати дисоціація гідроксиду цинку:



При цьому в кислому середовищі рівновага зсувається вліво, у лужному - вправо. Під час взаємодії гідроксиду цинку, наприклад, з нітратною кислотою утворюється нітрат цинку:



під час взаємодії ж із гідроксидом калію - тетрагідроксоцинкат калію:



2.3 Реакції обміну в розчинах електролітів

У розчинах електролітів частинками, що реагують, є йони (точніше сольватовані або гідратовані йони). Реакції, що здійснюються в результаті обміну іонами між електролітами, називаються **іонообмінними** (або **реакціями іонного обміну**). Відмінною рисою реакцій іонного обміну (PIO) є збереження елементами всіх речовин їхніх ступенів окиснення (реакції протікають без зміни заряду йонів).

Розрізняють оборотні та необоротні PIO. Усі реакції між іонами оборотні, протікають дуже швидко. Однак у деяких випадках рівновага сильно зміщена в бік утворення продуктів реакції через видалення їх зі сфери реакції (тобто реакції практично йдуть до кінця, необоротні). PIO протікають практично необоротно, якщо вихідні компоненти - сильні електроліти і розчинні речовини, а під час реакції утворюються:

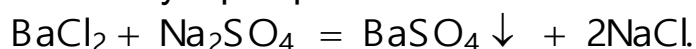
- осади (нерозчинні або малорозчинні);
- газоподібні речовини;
- слабкі електроліти (речовини, що малодисоціюють);
- комплексні сполуки.

Реакції обміну, написані в молекулярній формі, не відображають особливостей взаємодії між іонами в розчині. Сутність взаємодії в розчинах електролітів відображають іонно-молекулярні рівняння - повні та короткі. При складанні іонно-молекулярних рівнянь:

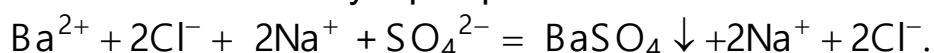
- 1) сильні електроліти записують у вигляді йонів;
- 2) слабкі електроліти (такі, що малодисоціюють), нерозчинні, малорозчинні та газоподібні речовини записують у вигляді молекул із відповідними значками ↓ або ↑;
- 3) коротке іонно-молекулярне рівняння отримують із повного шляхом виключення з нього тих іонів, які присутні в незмінному вигляді та кількості в правій і лівій частинах.

Приклади:

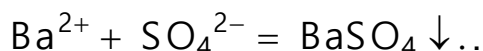
1. Молекулярне рівняння:



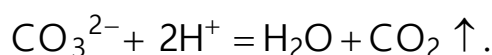
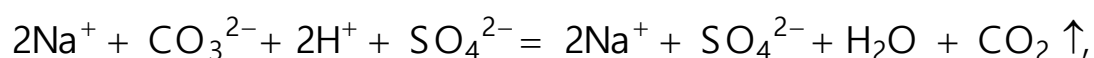
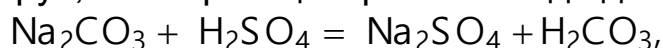
Повне йонно-молекулярне рівняння:



Сутність іонного процесу виражає коротке йонно-молекулярне рівняння:



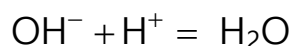
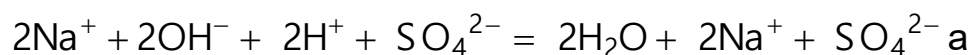
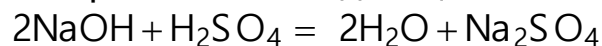
Оскільки BaSO_4 випадає в осад, який не бере участі у зворотній реакції, то і рівновага процесу, який ми розглядаємо, сильно зміщена праворуч, тобто реакція практично йде до кінця ($\Delta G^\circ = -60$ кДж).



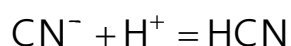
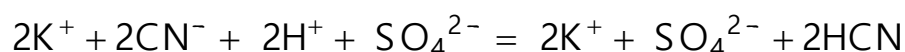
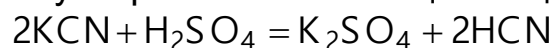
У результаті реакції виходить газоподібна речовина і слабкий електроліт.

Реакція між сильною кислотою та лугом – реакція нейтралізації.

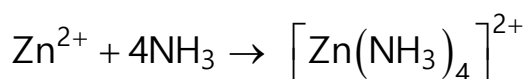
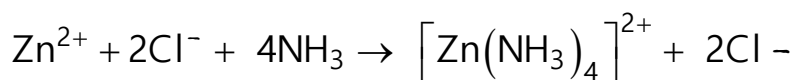
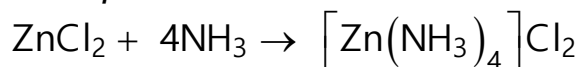
Утворюються малодисоційовані молекули води:



При взаємодії сильних електролітів – ціаніду калію та сірчаної кислоти – утворюється слабка ціановоднева кислота.



Утворення комплексних йонів:



Комплексні йони важко дисоціюють, тому реакція перебігає необоротно в бік їх утворення.

3 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

3.1 Загальні поняття та визначення

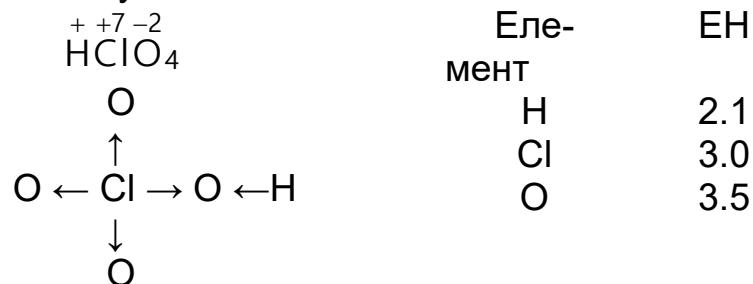
Реакції, під час яких елементи, що входять до складу речовин, які реагують, змінюють ступінь окиснення, називаються окисно-відновними (ОВР).

Ступінь окиснення. Для характеристики стану елементів у сполуках уведено поняття ступеня окиснення. **Ступінь окиснення (с.о.)** - це умовний заряд, який приписують атому, припускаючи, що всі зв'язки в молекулі або йоні гранично поляризовані. Ступінь окиснення елемента в складі молекули речовини або йона визначається як число електронів, зміщених від атома даного елемента (позитивний ступінь окиснення) або до атома даного елемента (негативний ступінь окиснення). Для обчислення ступеня окиснення елемента в сполуці слід виходити з таких положень (правил):

1. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах, у металах в елементарному стані, у сполуках з неполярними зв'язками дорівнюють нулю. Прикладами таких сполук є $\overset{0}{\text{N}}_2$, $\overset{0}{\text{H}}_2$, $\overset{0}{\text{Cl}}_2$, $\overset{0}{\text{Mg}}$, $\overset{0}{\text{Fe}}$, $\overset{0}{\text{O}}_3$ тощо.

2. У складних речовинах негативний ступінь окиснення мають елементи з більшою електронегативністю.

Оскільки під час утворення хімічного зв'язку електрони зміщуються до атомів більш електронегативних елементів, то останні мають у сполуках негативний ступінь окиснення.



3 Атоми металів у сполуках проявляють позитивний ступінь окиснення.

Ступінь окиснення лужних металів в усіх сполуках дорівнює +1, а лужноземельних +2.

4 Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1 (крім гідридів металів NaN , BaH_2 тощо, де ступінь окиснення Гідрогену -1).

5 Ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2.

Винятком є пероксидні сполуки, де Оксиген має ступінь окиснення

-1: $\overset{+}{\text{H}}_2\overset{-}{\text{O}}_2$, $\overset{+}{\text{Na}}_2\overset{-}{\text{O}}_2$; надпероксиди (-1/2): $\overset{+}{\text{K}}\overset{-1/2}{\text{O}}_2$; фторид оксигену (+2):



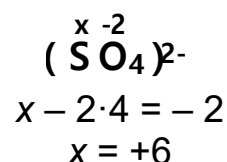
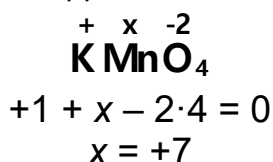
6 Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення -1 .

7 Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, а у багатоатомних йонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду йона.

Елементи з постійними ступенями окиснення

Елемент	Ступінь окиснення
Li, Na, K, Rb, Cs	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Cd, Zn	+2
B, Al	+3
F	-1

Наприклад:

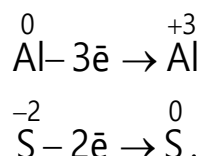


3.2 Відновники і окисники

Окислювальні та відновлювальні властивості елементів залежать від будови їх атомів (положення в періодичній системі), валентного стану в молекулі речовини (ступеня окиснення), складу реакційного середовища, зокрема рН суміші.

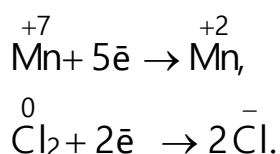
Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються.

Окиснення – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що втратили електрони, зростає:



Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що приєднали електрони, зменшується:

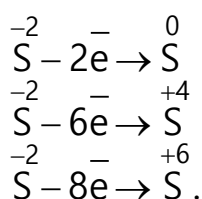


Окиснення завжди супроводжується відновленням і, навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисненням. Таким чином ОВР являють собою єдність двох протилежних процесів - окиснення і відновлення

До типових окисників відносять:

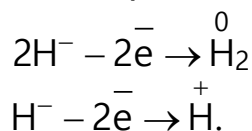
1. Нейтральні атоми металів і деяких неметалів (H₂, B, C, Si). Особливо важливі метали IA-, IIA-підгруп, Al, Zn, Fe. Відновлювальні властивості металів у реакціях, що протікають у водних розчинах, зменшуються від початку до кінця ряду напруг металів.

2. Негативно заряджені йони неметалів Eⁿ⁻. Наприклад, сульфід-іон може окислюватися до вільної сірки S і до більш високих ступенів окиснення:

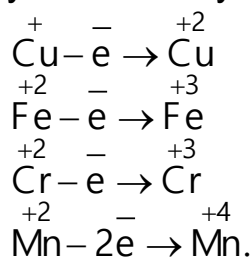


За однакового негативного заряду відновлювальні властивості йонів зростають зі збільшенням атомного радіуса. Так, серед галогенід-іонів відновлювальні властивості посилюються в ряду: Cl⁻ < Br⁻ < I⁻. Фторид-іон F⁻ відновних властивостей узагалі не виявляє.

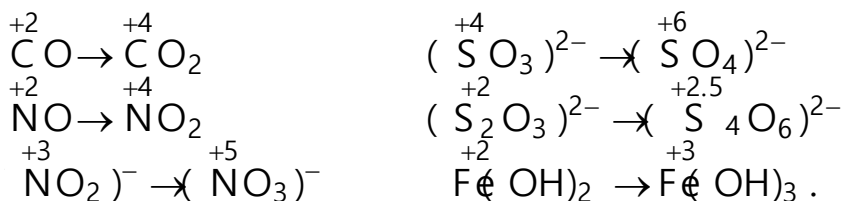
До цієї групи відновників належать гідриди лужних і лужно-земельних металів (NaH, CaH₂), які містять гідрид-іон H⁻, що легко окислюється:



3. Йони деяких металів у низьких ступенях окиснення:



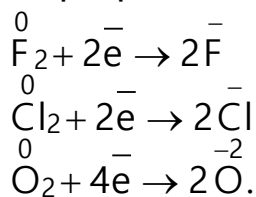
4. Складні йони або молекули, що містять атоми в проміжних ступенях окиснення:



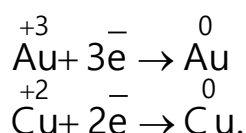
До типових відновників відносять:

1. Нейтральні атоми та молекули неметалів. Найсильніші окиснювачі серед простих речовин розміщуються у VIIA- та VIA-підгрупах, а найслабші - атоми елементів IVA-підгрупи. У межах однієї підгрупи зі

зростанням порядкового номера окиснювальні властивості спадають, тому найактивнішим окисником є фтор:

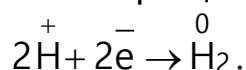


2. Позитивно заряджені йони металів. Окислювальні властивості йонів металів зменшуються від кінця ряду напруг до його початку, тобто найсильніший окислювач серед позитивно заряджених йонів металів - катіон золота (+3):



Якщо для металу можливі змінні ступені окиснення, то його окислювальні властивості тим сильніші, чим вищий ступінь окиснення виявляють атоми металу. Наприклад, $\overset{+3}{\text{Fe}}$ сильніший окислювач, ніж $\overset{+2}{\text{Fe}}$.

3. Позитивно заряджені йони водню H^+ окиснюють метали, що стоять у ряді напруг до водню, а самі при цьому відновлюються:



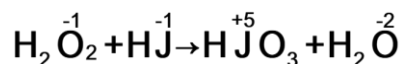
4. Складні молекули або йони, що містять атоми елементів у максимальному (або досить високому) ступені окиснення: концентровані H_2SO_4 і HNO_3 та їхні солі; кислотні залишки ClO_3^- , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ тощо.

Ступінь окиснення, який виявляють атоми елемента в конкретній сполуці, істотно впливає на окисно-відновні властивості: *з підвищенням ступеня окиснення збільшується окиснювальна здатність атомів елемента, а з пониженням, навпаки, посилюються їхні відновні властивості.*

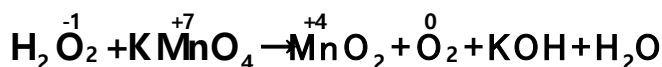
Окисно-відновна двоїстість

Деякі речовини, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, залежно від складу сполуки, з якою вони взаємодіють, можуть виявляти відновні або окисні властивості

Окисник



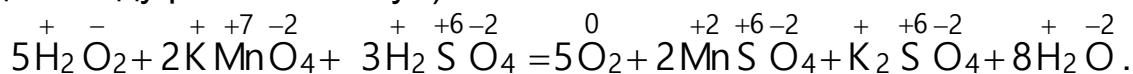
Відновник



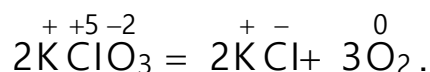
Аналогічні властивості характерні і для багатьох інших сполук: нітритна (азотиста) кислота HNO_2 та її солі, сульфитна (сірчиста) кислота H_2SO_3 та її солі, вільні галогени хлор, бром, йод (крім фтору F_2), вільний фосфор, вільна сірка.

Класифікація окисно-відновних реакцій

1. Реакції міжмолекулярного та міжатомного окиснення-відновлення (атоми, що підвищують і знижують ступінь окислення, входять до складу різних молекул):



2. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення (атоми, що змінюють ступеня окиснення входять до складу однієї молекули):



3. Реакції диспропорціонування (підвищує та знижує ступінь окиснення атом одного й того самого елемента):

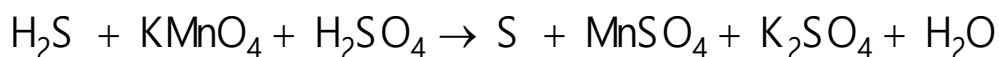


3.3 Метод електронного балансу

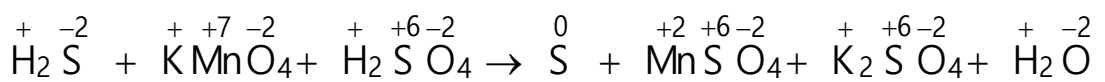
Для визначення стехіометричних коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій використовують метод електронного балансу або метод напівреакції.

Алгоритм методу електронного балансу :

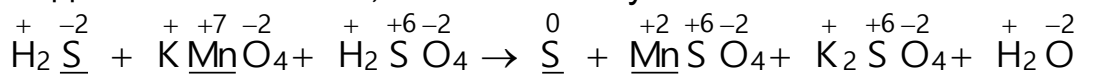
1. Визначають ступені окиснення всіх атомів та атоми, що змінили ступінь окиснення.
2. Складають схеми процесів передачі електронів (з урахуванням кількості атомів, що приймають участь у реакції).
3. Визначають окисник та відновник, процеси окислення та відновлення.
4. Складають електронний баланс: визначають число відданих та прийнятих електронів, для цих чисел знаходиться найменше загальне кратне, розділивши яке на число відданих та прийнятих електронів, визначають коефіцієнти перед окисником і відновником.
5. Знайдені коефіцієнти (основні коефіцієнти) проставляються в ліву частину рівняння (міжмолекулярна ОВР), потім зрівнюють елементи, що змінили ступінь окислення у правій частині рівняння.
6. Зрівнюють метали, кислотні залишки та неметали.
7. В останню чергу зрівнюють атоми Н.
8. Для перевірки – підраховують число атомів кисню у лівій та правій частинах рівняння.



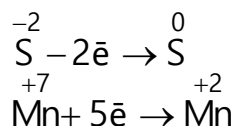
Визначаємо ступені окиснення елементів:



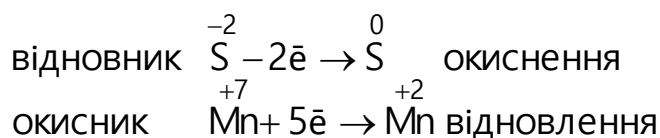
Виділяємо елементи, які змінили ступінь окиснення:



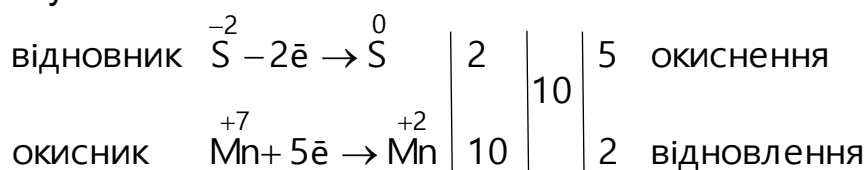
Складаємо електронні рівняння для елементів, які змінили ступінь окиснення:



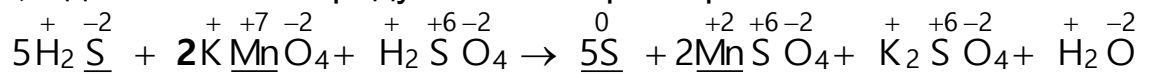
Визначаємо елементи: відновник, окисник, реакцію окиснення і відновлення:



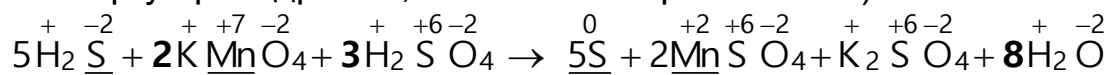
Записуємо кількість електронів в реакції окиснення і відновлення, знаходимо спільне кратне цих чисел та ділимо спільне кратне на кількість електронів, при цьому одержуємо коефіцієнти при відновнику і окиснику



Отримані коефіцієнти переносимо в рівняння реакції перед окисником, відновником та продуктами їх перетворення:



Зрівнюємо число атомів, що не змінили ступені окиснення (передостанню чергу при Гідрогені, в останню – при Оксигені):



3.4 Варіанти завдань

Завдання 1. Скласти рівняння реакцій іонного обміну у молекулярному, повному йонному та скороченому йонному виді:

Варіант	Схема реакції йонного обміну	Варіант	Схема реакції йонного обміну
1	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$	10	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
2	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	11	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
3	$\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	12	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KJ} \rightarrow$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	13	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

	$\text{Sn(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$		$\text{Zn(OH)}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
5	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Be(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	14	$\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ $\text{Sn(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
6	$\text{Fe(NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	15	$\text{Ba(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Zn(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
7	$\text{MgCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Zn(OH)}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	16	$\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
8	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Be(OH)}_2 + \text{LiOH} \rightarrow$	17	$\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 + \text{KCl} \rightarrow$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
9	$\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $\text{Pb(OH)}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	18	$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

Завдання 2. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях; вказати відновник і окисник; реакції окиснення і відновлення:

Варіант	Схема окисно-відновної реакції
1	1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2	1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
3	1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeCl}_2 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
4	1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	1) $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$ 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
7	1) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	1) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$ 2) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn(SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
11	1) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
12	1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

13	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14	1) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	1) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
16	1) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$
17	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18	1) $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$

3.5 Приклади розв'язання завдань

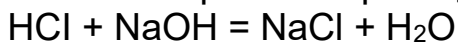
3.5.1 Реакції йонного обміну

Завдання 1. Написати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами таких речовин:

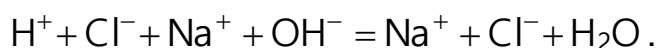
а) HCl и NaOH ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; в) K_2CO_3 и H_2SO_4

Розв'язання. а) HCl и NaOH

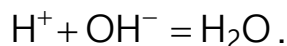
Запишемо рівняння реакції в молекулярному вигляді:



З огляду на те, що HCl , NaOH і NaCl належать до сильних електролітів, а H_2O - до слабких, запишемо повне йонно-молекулярне рівняння:



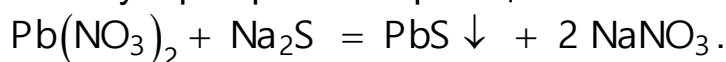
Під час реакції йони Na^+ і Cl^- не зазнають змін. Виключивши ці йони з лівої та правої частин рівняння, отримаємо скорочене йонно-молекулярне рівняння:



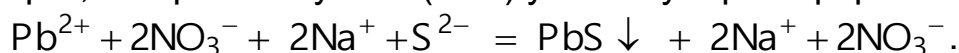
Таким чином, реакція між будь-якою сильною кислотою і будь-якою сильною основою (реакція нейтралізації) зводиться до утворення з іонів водню і гідроксид-іонів молекули слабого електроліту - води.

б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S

Молекулярне рівняння реакції:

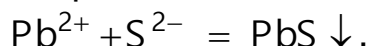


Для написання повного йонно-молекулярного рівняння реакції запишемо сильні електроліти (розчинні солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S і NaNO_3 в іонній формі, а нерозчинну сіль (PbS) у молекулярній формі:

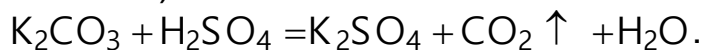
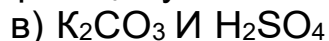


Іони Na^+ і NO_3^- не зазнають змін, тому вилучимо їх з обох частин рівняння.

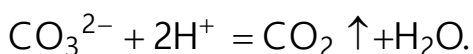
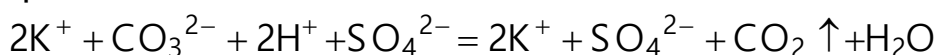
Скорочене іонно-молекулярне рівняння:



Перебіг реакції зумовлений утворенням важкорозчинної речовини.

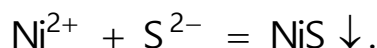


Для написання іонно-молекулярного рівняння реакції запишемо сильні електроліти (розчинні солі K_2CO_3 , K_2SO_4 і H_2SO_4) в іонній формі, а CO_2 (газоподібна речовина) і H_2O (слабкий електроліт) - у молекулярній формі:

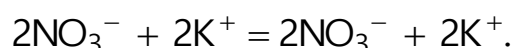
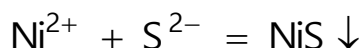


Отримане скорочене іонно-молекулярне рівняння показує, що ця реакція протікає з утворенням газоподібної речовини і слабого електроліту.

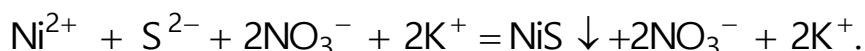
Завдання 2. Складіть два різні рівняння в молекулярному вигляді, яким відповідатиме рівняння в скороченому іонно-молекулярному вигляді:



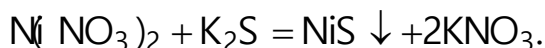
Розв'язання. Наявність катіонів нікелю та сульфід-аніонів у лівій частині рівняння свідчить про те, що взаємодіють два сильні електроліти - розчинні солі, склад яких може бути дуже різним, і одному іонно-молекулярному рівнянню може відповідати кілька молекулярних рівнянь. Підписуємо під символами йонів лівої частини цього рівняння такі йони протилежного заряду, які утворили б із вихідними йонами розчинні сильні електроліти. Потім такі самі йони записуємо і під правою частиною рівняння:



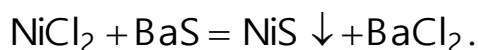
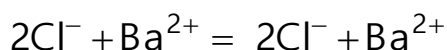
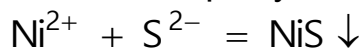
Підсумовуючи обидві рівності, отримуємо повне іонно-молекулярне рівняння:



Об'єднавши йони у формули сполук, записуємо рівняння в молекулярній формі:



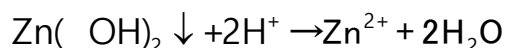
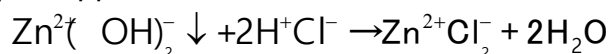
Підібравши інші відповідні йони, отримуємо друге рівняння:



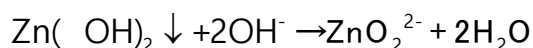
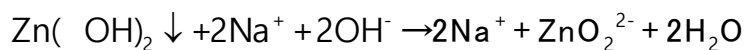
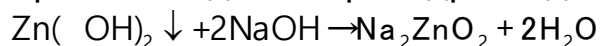
Завдання 2. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії амфотерного цинкового гідроксиду з хлоридною кислотою та натрій гідроксидом. Напишіть рівняння дисоціації гідроксиду цинку в кислому та лужному середовищах.

Розв'язання. Оскільки гідроксид цинку $Zn(OH)_2$ амфотерен, то він здатен вступати у взаємодію й утворювати солі не тільки з кислотами, а й з основами.

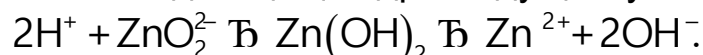
Під час взаємодії його з хлоридною кислотою утворюється хлорид цинку і вода:



При взаємодії з натрій гідроксидом утворюється цинкат натрію:



Рівняння дисоціації гідроксиду цинку має вигляд:

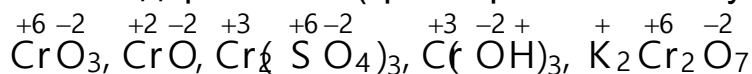


3.5.2 Окисно-відновні реакції

Завдання 1. Визначити ступінь окислення елементів в наступних молекулах: CrO_3 , CrO , $Cr(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$, $K_2Cr_2O_7$

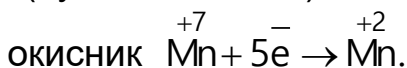
Розв'язання. При визначенні ступеня окислення елемента користуємося правилом: сума ступенів окислення всіх елементів дорівнює заряду частки (для молекули 0, а для іона – заряд іона).

Відомо, що ступінь окислення водню дорівнює +1, а ступінь окислення кисню дорівнює -2 (крім перекисних сполук).

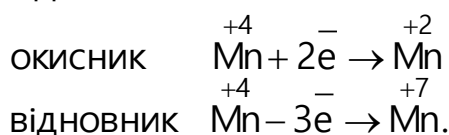


Завдання 2. Які властивості виявлятимуть атоми елемента марганцю в сполуках: $KMnO_4$, MnO_2 , $MnSO_4$, Mn ?

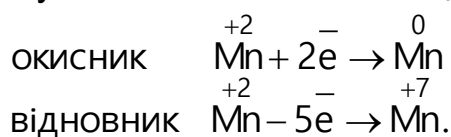
Розв'язання. У сполуці $KMnO_4$ манган (+7) має максимальний ступінь окиснення. Тому атоми мангану (+7) можуть тільки приймати електрони (бути окисником):



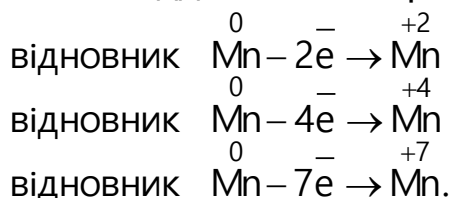
У сполуці MnO_2 манган (+4) має проміжний ступінь окиснення. Він може приймати або віддавати електрони, тобто може бути і окислювачем, і відновником:



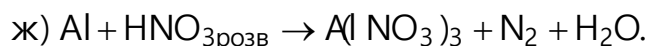
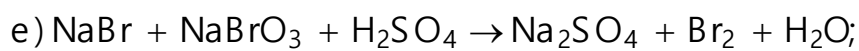
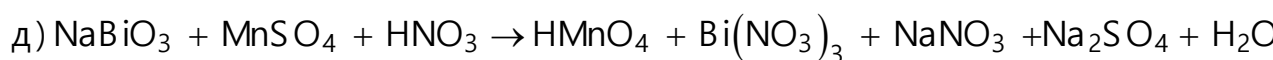
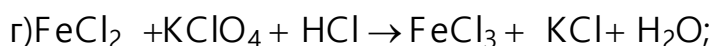
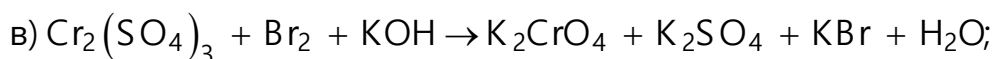
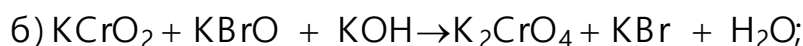
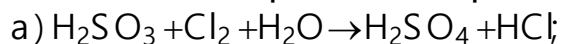
У сполуці Mn SO₄ манган (+2) перебуває теж у проміжному ступені окиснення, тому проявляє окисно-відновну двоїстість і залежно від умов може бути окиснювачем або відновником:



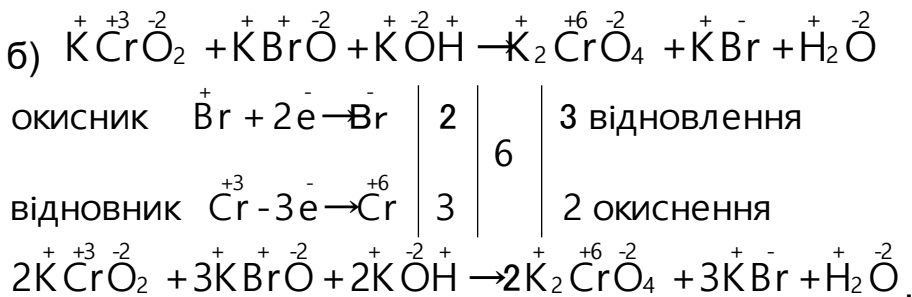
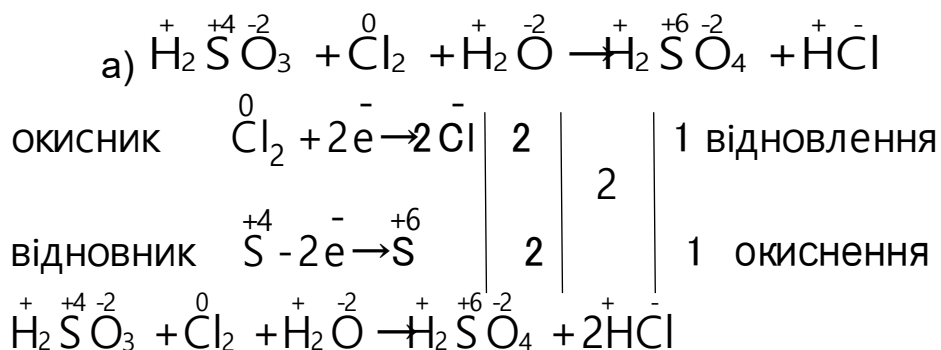
У сполуці Mn манган (0) має мінімальний ступінь окиснення. Він може тільки віддавати електрони, отже, може бути тільки відновником:



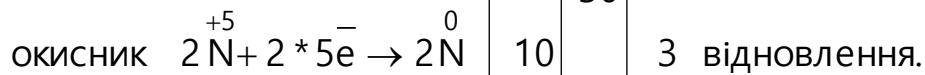
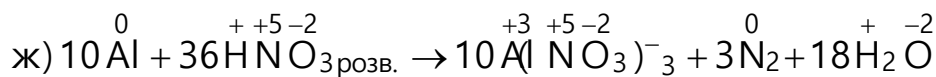
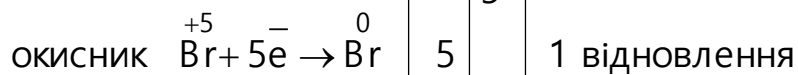
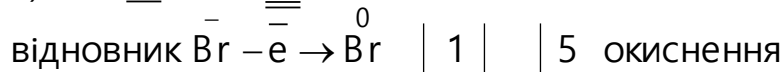
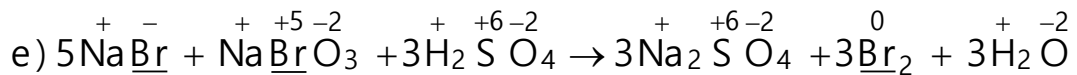
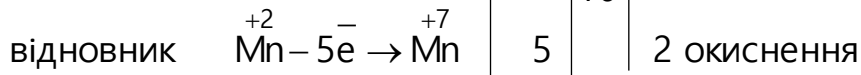
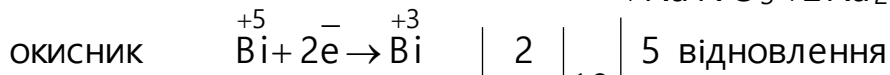
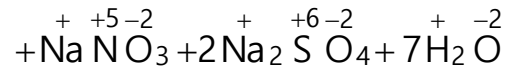
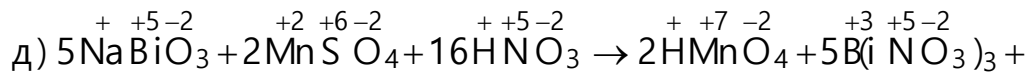
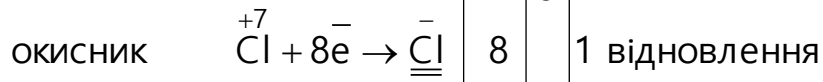
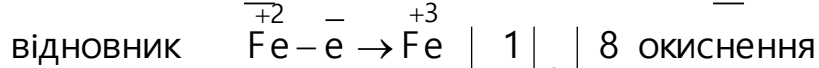
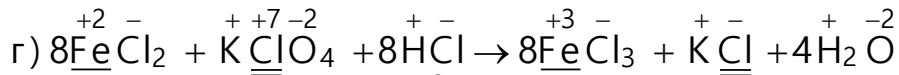
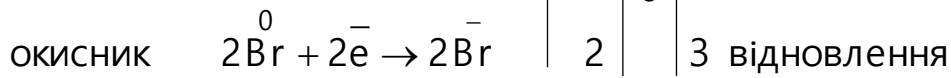
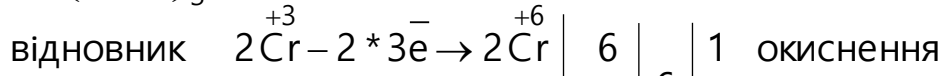
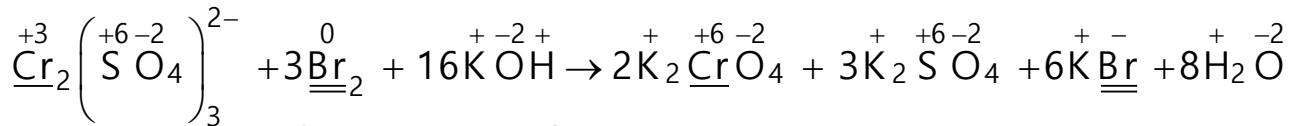
Завдання 3. Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу.



Розв'язання.



в)



РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Цвєткова Л. Б. Загальна хімія: частина перша : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 398 с.
2. Підгорний А. В., Назарова Т. М., Дуда Т. І. Хімія : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки». Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. 351 с. URL: <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>.
3. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Булавін та ін. ; заг. ред. В. І. Булавіна. 2-ге вид., перероб. та допов. Харків : НТУ "ХПІ", 2019. 376 с. URL: <https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/44735>.
4. Назарко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
5. Цвєткова Л. Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 352 с.
6. Чигвінцева О. П., Рула І. В. Конспект лекцій з дисципліни «Хімія». Ч. 1. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. Дніпро : ДДАЕУ, 2023. 1032 с. URL: <https://dspace.dsau.dp.ua/handle/123456789/7918>.
7. Варавва Н. Є. Хімія в таблицях і схемах : посібник. Харків : ПП «ТОРСІНГ ПЛЮС», 2012. 96 с. URL: https://shron1.chtyvo.org.ua/Varavva_NYe/Khimiia_v_tablytsiakh_i_skhemakh.pdf.
8. Цвєткова Л. Б. Збірник задач з хімії : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 292 с.
9. Невинський О. Г. Методичні вказівки для підготовки до практичних занять із загальної та неорганічної хімії. Частина І. Загальна хімія. Миколаїв : Вид-во ЧНУ ім. Петра Могили, 2021. 116 с.

Навчально-методичне видання

Юсіна Ганна Леонідівна

**ХІМІЯ:
методичні вказівки
до виконання індивідуальних завдань**

Самостійне електронне мережеве видання

Публікується в авторській редакції