

Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
ХАРКІВСЬКИЙ АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНІЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»
до виконання лабораторних робіт
для студентів денної та заочної форм навчання

Затверджено
методичною
радою університету,
протокол №__від_____

Харків – 2012

Укладачі: В.В. Даценко
З.О. Сизова
О.А. Бешенцева
Т.О. Ненастіна

Кафедра хімії

ВСТУП

Хімічна освіта необхідна для плідної творчої діяльності інженера будь-якої галузі промисловості і повинна бути спрямована на формування поглядів і навичок у світоглядному і прикладному аспектах. Сучасний фахівець повсякденно зіштовхується зі складними фізико-хімічними процесами, із властивостями конструкційних, інструментальних і інших технічних матеріалів. Тому для кожної спеціальності нехімічного профілю повинен бути знайдений оптимальний варіант, що поєднує фундаментальні уявлення про речовини і їх перетворення, які пов'язані з майбутньою професійною діяльністю.

Ефективність освоєння курсу хімії значною мірою залежить від змісту і постановки лабораторного практикуму. Методичні вказівки є посібником до підготовки і виконання лабораторних робіт із загальної неорганічної хімії і має своєю метою познайомити студентів з основними експериментальними методами вивчення хімічних явищ, а також властивостями найбільш розповсюджених і широко використовуваних у промисловості і техніці елементів та їх сполук. Лабораторний практикум покликаний дати студенту правильне розуміння взаємозв'язку теорії і практики експерименту, закріпити теоретичні знання і сформувані навички в науковій праці. Тому при вивченні ряду тем нами передбачені нескладні експериментальні роботи. У кожній роботі практикуму за кожною темою наведено лише короткі теоретичні вступи – рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу, наведено типові задачі, їх рішення і задачі для самостійного рішення. По найбільш складних і важливих розділах курсу хімії – «Розчини», «Властивості розчинів», «Гальванічні елементи» та «Ланцюгові реакції. Теорія горіння» передбачено проведення колоквиумів, тому ці теми також розглянуті у цьому посібнику.

Даний посібник предназначено для студентів денної та заочної форм навчання і написано з урахуванням основних розділів програми курсу хімії для технічних напрямків і спеціальностей ВУЗу.

Блок змістових модулів № 1 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РОЗЧИНИ

Змістовий модуль 1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Реакції, які протікають зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються *окисно-відновними* (ОВР).

Ступінь окиснення – це умовний заряд атому у сполуці.

Для обчислення ступеня окиснення слід пам'ятати:

1. Ступінь окиснення простих речовин завжди дорівнює нулю

(приклад, $\overset{0}{\text{O}}_2, \overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{S}}, \overset{0}{\text{Cu}}$);

2. Ступінь окиснення Гідрогену у сполуках дорівнює +1 (приклад,). Крім гідридів металів, де ступінь окиснення Гідрогену

дорівнює -1 (приклад, $\overset{-1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{-1}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$);

3. Ступінь окиснення Оксигену в сполуках дорівнює -2. Крім пероксидів, де ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1 (приклад,

$\overset{-1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \overset{-1}{\text{Na}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$), і оксиген фториду OF_2 , де ступінь окиснення Оксигену дорівнює +2;

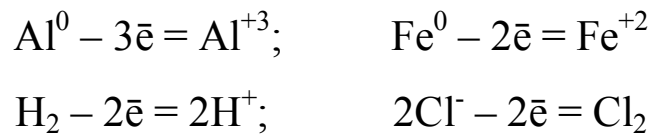
4. Всі метали мають позитивний ступінь окиснення (приклад, $\overset{+4}{\text{Mn}}, \overset{+2}{\text{Fe}}, \overset{+3}{\text{Al}}$);

5. Ступінь окиснення лужних металів дорівнює +1, а лужноземельних – +2 (приклад, $\overset{+1}{\text{Na}}, \overset{+1}{\text{K}}, \overset{+2}{\text{Ca}}, \overset{+2}{\text{Ba}}$);

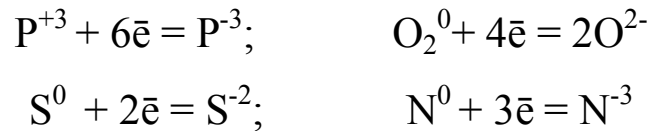
6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю (приклад, $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$).

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій.

1. *Окиснення* – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном (при окисненні ступінь окиснення підвищується). Наприклад:



2. *Відновлення* – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном (при відновленні ступінь окиснення знижується). Наприклад:



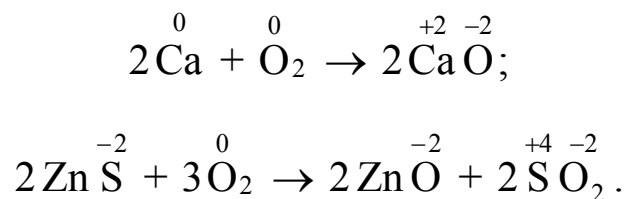
3. Атоми, молекули або іони, які віддають електрони, називаються *відновниками*. Під час реакції вони окиснюються. Атоми, молекули або іони, які приєднують електрони, називаються *окисниками*. Під час реакції вони відновлюються.

4. Окиснення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язано з окисненням.

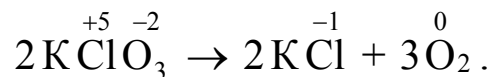
5. Загальне число електронів, що віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, що приєднує окисник.

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій:

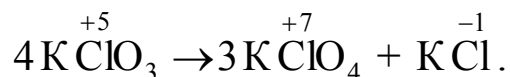
– *міжмолекулярна* ОВР – це ОВР, у якій елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу різних молекул. Приклад,



– *внутрішньомолекулярна* ОВР – це ОВР, у якій елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу однієї молекули. Приклад,



– *диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)* – це ОВР, у якій той самий елемент, що входить до складу молекули, виконує функцію окисника і відновника, тобто і підвищує і знижує ступінь окиснення. Приклад,



При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій застосовують два методи: метод *електронного балансу* й *іонно-електронний метод (метод напівреакцій)*. Обидва методи засновані на двох принципах:

– ОВР підкоряються правилу матеріального балансу (кількість атомів одного елементу в правій і лівій частинах рівняння однаково);

– ОВР підкоряються правилу балансу зарядів (загальне число електронів, що віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, що приєднує окисник).

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно дотримуватися наступного порядку:

1. скласти схему реакції з зазначенням вихідних і кінцевих речовин;

2. розставити ступені окиснення атомів елементів до и після реакції. Визначити елементи, які змінюють ступень окиснення;

3. скласти електронні рівняння. Порівняти число атомів кожного елементу в лівій і правій частині напівреакцій. Визначити відновник і окисник, процес окиснення та відновлення;

4. порівняти сумарне число зарядів в обох частинах кожної напівреакції, для цього додати до лівої і правої частин напівреакції необхідне число електронів;

5. знайти коефіцієнти при відновнику і окиснику (основні коефіцієнти) так, щоб число електронів, відданих при окисненні, дорівнювало числу електронів, прийнятих при відновленні;

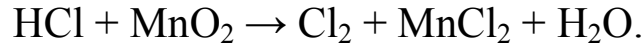
6. скласти рівняння з врахуванням знайдених основних коефіцієнтів;

7. розставити коефіцієнти перед елементами, що не змінили ступінь окиснення;

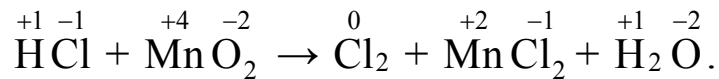
8. перевірити правильність написання рівняння, підрахувавши кількість атомів в лівій і правій частинах рівняння (спочатку по Гідрогену, а потім по Оксигену).

1.2 Приклади розв'язання типових задач

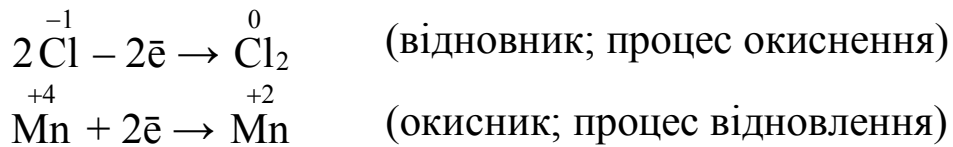
Приклад 1. Складіть рівняння реакції взаємодії манган(IV) оксиду з концентрованою хлоридною кислотою за допомогою методу електронного балансу. Спочатку запишемо формули вихідних і кінцевих речовин реакції



Розставимо ступені окиснення у атомах елементів до и після реакції

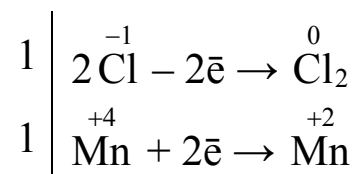


Ця реакція окисно-відновна, так як змінюється ступінь окиснення атомів Хлору і Мангану. Складемо електронні рівняння і визначимо відновник і окисник



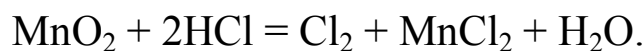
(прості речовини – тут Cl_2 – пишуть у рівняннях напівреакцій у молекулярному вигляді).

Знаходимо коефіцієнти при відновнику і окиснику. Вони відповідно 2 та 1.



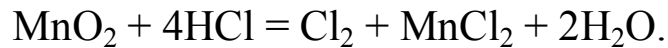
Коефіцієнт 2 (а не 1) перед молекулою HCl ставиться тому, що 2 атоми хлору із ступенем окиснення -1 віддають 2 електрони. Цей коефіцієнт вже стоїть у електронному рівнянні.

Складаємо рівняння з врахуванням знайдених основних коефіцієнтів



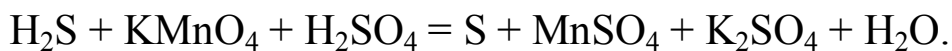
З електронних рівнянь видно, що на 2 моля HCl приходить 1 моль MnO_2 . Однак, враховуючи, що для зв'язування манган(II)-іону

потрібно ще 2 моля кислоти, перед відновником слід поставити коефіцієнт 4. Тоді кількість води буде дорівнювати 2 моля. Кінцеве рівняння має вигляд:

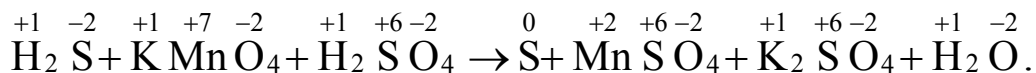


Перевіряють правильність написання рівняння підрахунком числа атомів елементу, який не змінював ступень окиснення, наприклад Оксигену: у лівій частині 2 і в правій також 2.

Приклад 2. Складіть рівняння реакції взаємодії сірководню з підкисленим розчином калій тетраоксоманганату за допомогою методу електронного балансу. Спочатку запишемо схему реакції – формули вихідних і одержаних речовин



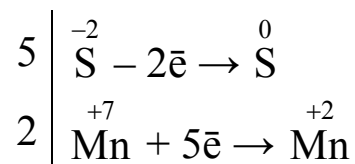
Розставимо ступені окиснення у атомах елементів до і після реакції



Ця реакція окисно-відновна, так як у атомів Сульфуру і Мангану змінюється ступень окиснення. Складемо електронні рівняння і визначимо відновник і окисник



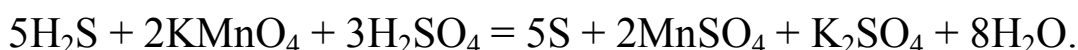
Знаходимо коефіцієнти при окиснику та відновнику, таким чином, щоб число електронів, відданих відновником, дорівнювало числу електронів, прийнятих окисником



З електронних рівнянь видно, що потрібно взяти 5 моль H_2S і 2 моль KMnO_4 , тоді отримаємо 5 моль атомів S і 2 моль MnSO_4 .

Крім того, порівнюючи атоми у лівій та правій частинах рівняння, знайдемо, що утворюється 1 моль K_2SO_4 і 8 молей води.

Кінцеве рівняння реакції буде мати вигляд:



Правильність написання рівняння підтверджується підрахунком атомів Оксигену: у лівій частині їх $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$ і в правій частині $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$.

1.3 Лабораторна робота «Окисно-відновні реакції»

Мета роботи: ознайомитись з реакціями, які протікають із зміною ступеня окиснення атомів елементів та оцінити можливість протікання окисно-відновних реакцій (ОВР).

Завдання: визначити ступінь окиснення елемента у сполуках, правильно записати реакції окиснення і відновлення, визначити окисник та відновник у запропонованій реакції, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу, оцінити можливість протікання окисно-відновних реакцій (ОВР).

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Окиснення йону йоду.* В пробірку налити 3-4 мл розчину KI, додати 3-4 краплі толуолу и декілька крапель розчину $FeCl_3$. Енергійно збовтати вміст пробірки і відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 2. *Окиснення йону мангану Mn^{+2} .* В пробірку помістити 0,5 г PbO_2 , долити 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти, 1-2 краплі розчину $MnSO_4$ і обережно нагріти суміш до кипіння. Після охолодження розчину, розбавити рівним об'ємом води і дати відстоятися. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 3. *Відновлення хром(6+)-іону*. В пробірку налити 2-3 мл розчину калій дихромату(VI) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, підкислити декількома краплями сульфатної кислоти і додати 2-3 мл розчину FeSO_4 . Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 4. *Відновлення йону мангану Mn^{+7}* . В пробірку налити 2-3 мл розчину калій тетраоксоманганату KMnO_4 , підкислити декількома краплями сульфатної кислоти і прилити 3-4 мл розчину Na_2SO_3 . Пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 5. *Порівнювальна сила окисників*. а) У пробірку налити 2-3 мл розчину KI , додати 3 мл розчину натрій нітриту NaNO_2 , декілька крапель 25% розчину сульфатної кислоти і обережно нагріти суміш до кипіння. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

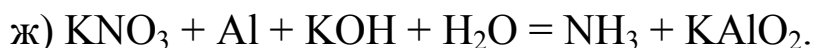
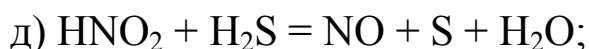
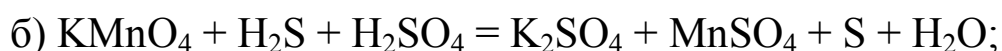
б) У пробірку налити 2-3 мл розчину KMnO_4 , підкислити 1-2 мл 25% розчину сульфатної кислоти і до отриманої суміші по краплям до знебарвлення розчину додати розчин натрій нітриту NaNO_2 . Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник. Визначити та пояснити роль NaNO_2 у першій та другій реакціях.

1.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Які атоми, молекули або іони називають окисниками, які відновниками? Наведіть приклади.
3. Який процес називають окисненням, а який відновленням? Наведіть приклади.
4. Назвіть типи окисно-відновних реакцій та наведіть приклади.
5. Складіть іонні та молекулярні рівняння реакцій, які протікають за схемами. Розставте коефіцієнти у рівняннях за допомогою методу електронного балансу. Визначте окисник і відновник



Змістовий модуль 2 ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Розділ 2.1 Хімічна кінетика та рівновага

2.1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Швидкість хімічної реакції визначають зміною концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу. Якщо на момент часу

τ_1 (с) концентрація речовини дорівнювала C_1 (моль/л), а на момент часу τ_2 (с) – C_2 (моль/л), тоді відношення

$$\bar{v} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \quad (2.1)$$

називають *середньою швидкістю* реакції за проміжок часу $\tau_2 - \tau_1 = \Delta \tau$. Чим менший проміжок часу $\Delta \tau$ і зміна концентрації ΔC , тим ближче середня швидкість до *істинної*, яку визначають як першу похідну від концентрації за часом

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau}.$$

Слід зазначити, що всі хімічні реакції розподіляють на гомогенні і гетерогенні.

Гомогенні реакції протікають у системі, яка складається з однієї фази (приклад, газу, суміші, розчини). Фаза – це частина системи, обмежена від інших частин поверхнею розподілу, під час переходу через яку властивості міняються стрибком. Швидкість гомогенної хімічної реакції визначають формулою

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau} \quad (2.2)$$

де: v – кількість речовини, моль;
 V – об'єм, який займає речовина, л;
 τ – час, за який відбувається зміна кількості речовини, с.

Відношення $\frac{\Delta v}{V}$ дорівнює зміні концентрації речовини ΔC .

Тоді вираз (2.2) матиме вигляд (2.1).

Тобто, *швидкість гомогенної реакції* визначають зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу при незмінному об'ємі системи.

Більшість реакцій у природі – гетерогенні. *Гетерогенні реакції* – це реакції, які протікають у системі, яка складається з декількох фаз (приклад, насичений розчин з осадом). Якщо реакція відбувається у гетерогенній системі, то вона може протікати тільки

на поверхні розподілу фаз. Швидкість гетерогенної реакції визначають кількістю речовини, яка вступає до реакції й утворюється в результаті неї за одиницю часу на одиниці площі поверхні фази

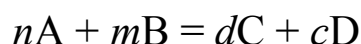
$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}, \quad (2.3)$$

де: ν – кількість речовини, моль;

S – площа поділу фаз, м²;

τ – час, за який відбувається зміна кількості речовини, с.

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин, концентрації реагентів, температури, присутності каталізаторів та ін. Залежність швидкості реакції від концентрації виражають *законом діючих мас* (ЗДМ): при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів. Так, для реакції



залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин (кінетичне рівняння) за ЗДМ має вигляд

$$v = k [A]^n \cdot [B]^m, \quad (2.4)$$

де: $[A]$, $[B]$ – концентрації, реагуючих речовин А і В;

m , n – стехіометричні коефіцієнти;

k – коефіцієнт пропорційності, який має назву «константа швидкості реакції». Константа швидкості реакції залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора, але не залежить від концентрації реагуючих речовин. Фізичний значення константи швидкості реакції полягає в наступному – константа швидкості дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин 1 моль/л або, коли добуток концентрацій речовин дорівнює одиниці.

Слід зазначити, що до виразу ЗДМ гетерогенної реакції входять тільки концентрації речовин, які знаходяться в рідкій і в газовій фазі, тому що концентрації твердих речовин вважають постійними (тобто, їх концентрації практично не змінюються).

Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначають *правилом Якоба Вант-Гофа*: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції збільшується у 2-4 рази. Його математичний вираз

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (2.5)$$

де: v_{t_1}, v_{t_2} – швидкості реакції відповідно при початковій t_1 і кінцевій t_2 температурах;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на кожні 10 градусів.

Правило Вант-Гофа наближено і його застосовують лише для орієнтовної оцінки впливу температури на швидкість реакції. Температура впливає на швидкість хімічної реакції, збільшуючи константу швидкості.

Швидко зміну швидкості реакції зі зміною температури пояснює теорія активації, згідно якої до хімічної взаємодії вступають тільки активні молекули (частинки), тобто ті, що володіють енергією (енергією активації), достатньою для здійснення даної реакції. *Енергія активації* (E_a , кДж/моль) – це енергія, яку треба повідомити молекулам (частинкам) реагуючих речовин, щоб їх зіткнення могло привести до утворення нової речовини. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин і є характеристикою кожної реакції.

Більш універсальним рівнянням, що відображає залежність швидкості реакції від температури, є рівняння Ареніусу

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}, \quad (2.6)$$

де: A – постійна, не залежна від температури;

e – основа натуральних логарифмів;

R – газова постійна, яка дорівнює 8,31 Дж/(моль·К);

T – температура, К ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$).

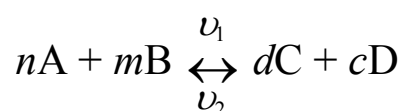
Енергія активації – кінетичний фактор (енергетичний бар'єр). Якщо при подоланні енергетичного бар'єру енергії виділяється більш, ніж це необхідно для активації частинок, то реакція протікає

з виділенням тепла і носить назву *екзотермічної реакції*. Навпаки, якщо при подоланні енергетичного бар'єру енергії виділяється менш, ніж це необхідно для активації частинок, то реакція протікає з поглинанням тепла і називається *ендотермічною*. Тепловий ефект ΔH (ентальпія реакції) для екзотермічної реакції має негативне значення «-», а для ендотермічної реакції – позитивне «+».

Швидкість реакції безпосередньо залежить від енергії активації. Якщо енергія активації мала, то реакція протікає швидко, якщо ж енергія активації має високе значення, то реакція відбувається повільно.

Часто для здійснення процесу застосовують каталізатор, який знижує енергію активації, тобто знімає кінетичне «гальмо», проводячи реакцію через ряд стадій, які мають низьке значення енергії активації.

У хімії всі хімічні реакції поділяють на оборотні та необоротні реакції. Реакції, що протікають тільки в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин у кінцеві речовини, називаються *необоротними* хімічними реакціями. Оборотні реакції не доходять до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги. *Хімічна рівновага* – це стан системи реагуючих речовин, при якому швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюють одна одній. У стані рівноваги пряма і зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається *рухомою* або *динамічною* рівновагою, тобто у системі видимих змін не відбувається, концентрації всіх реагуючих речовин – як вихідних, так і тих, що утворюються, – залишаються чітко сталими. Концентрації речовин, які встановлюються при хімічній рівновазі, називаються *рівноважними*. Так для реакції



у стані рівноваги, виконується співвідношення, за яким визначають константу рівноваги K_p хімічної реакції

$$K_p = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}} = \frac{[C]^d [D]^c}{[A]^n [B]^m}, \quad (2.7)$$

де: K_p – константа хімічної рівноваги;

$k_{пр}$ та $k_{зв}$ – константи швидкості прямої та зворотної реакції.

Слід зазначити, що до виразу константи рівноваги гетерогенної реакції входять тільки концентрації речовин, що знаходяться в рідкій і в газовій фазі, тому що концентрації твердих речовин умовилися вважати постійними. Значення константи рівноваги не залежить від концентрації, парціальних тисків для реакцій у газовій фазі, але залежить від природи реагуючих речовин і температури.

Використання каталізаторів не змінює константу рівноваги, а лише скорочує час, необхідний для досягнення стану рівноваги.

Стан хімічної рівноваги зберігається доти, поки зовнішні умови залишаються незмінними. При зміні зовнішніх умов (зміна концентрації, тиску, температури) система виходить із стану рівноваги, тому що швидкість прямої і зворотної реакцій змінюються у неоднаковому ступені. Зовнішній вплив на рівноважну систему можна передбачити, користуючись *принципом Ле-Шательє*: якщо на систему, яка знаходиться у рівноважному стані, подіяти ззовні, то рівновага зсунеться у такому напрямку, при якому цей вплив буде послаблено. Так, при введенні до системи одного з реагентів рівновага зсунеться у бік його витрати, при підвищенні тиску – у бік меншого обсягу газів, при підвищенні температури – у бік ендотермічної реакції.

2.1.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Напишіть вираз ЗДМ для реакції



Яка це реакція – гомогенна або гетерогенна? Як визначити для неї константу рівноваги.

Рішення: наведена реакція є гетерогенною, тому що серед речовин – учасників реакції, є речовини у твердому стані. Згідно правила, що до написання ЗДМ для гетерогенних реакцій до кінетичного рівняння входять тільки концентрації тих речовин, які знаходяться у газовій або у рідкій фазі, а концентрації твердих речовин зазвичай представляють постійну величину і входять до

значення константи швидкості реакції k , тобто згідно загального рівняння (2.4) ЗДМ для наведеної реакції, має вигляд

$$v = k [\text{HCl}]^2.$$

Константа рівноваги для наведеної реакції, згідно загального рівняння (2.7), має вигляд

$$K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}]^2}.$$

Відповідь: наведена реакція є гетерогенною. Вираз ЗДМ для неї має вигляд $v = k [\text{HCl}]^2$, а константу рівноваги визначають за відношенням $K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}]^2}$.

Приклад 2. Визначити, у скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури від 20 до 40 градусів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 4?

Дано:

$$t_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 4$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = ?$$

Рішення: Виходячи з формули (2.5)

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Підставивши надані значення знаходимо

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 4^{\frac{40 - 20}{10}} = 16$$

Відповідь: швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 20 до 40 градусів збільшиться у 16 разів.

Приклад 3. Визначте значення швидкості реакції за температури 90 градусів, якщо спочатку за температури 110 градусів швидкість реакції дорівнювала 0,005 моль/л·с. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

Дано:

$$t_1 = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 90 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$v_{t_1} = 0,005 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

$$\gamma = 2$$

$$v_{t_2} = ?$$

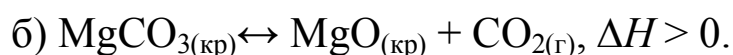
Рішення:

Підставивши надані значення в основну формулу (2.5) знаходимо

$$v_{t_2} = 0,005 \cdot 2^{\frac{90-110}{10}} = 0,00125 \text{ (моль/л}\cdot\text{с)}.$$

Відповідь: швидкість хімічної реакції при зниженні температури з 110 до 90 градусів зменшиться і становитиме 0,00125 моль/л·с.

Приклад 4. Як впливатиме змінення температури, тиску, об'єму системи на стан рівноваги у реакціях:



Рішення:

а) Оскільки реакція екзотермічна, при підвищенні температури рівновага зсунеться вліво, у бік початкових речовин; у реакції кількість молекул газоподібних сполук зменшується, тому підвищення тиску зсуне рівновагу вправо, у бік продуктів реакції; об'єм і тиск газів зворотно пропорційні (закон Бойля-Маріотта), тому зменшення об'єму призведе до того ж ефекту, що й збільшення тиску;

б) Реакція ендотермічна, при підвищенні температури рівновага зсунеться вправо; збільшення тиску зсуне рівновагу вліво; збільшення об'єму, як і зменшення тиску – вправо.

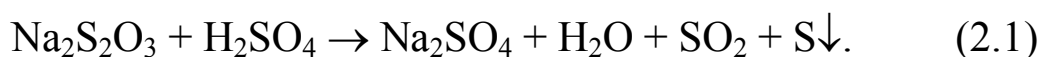
2.1.3 Лабораторна робота

«Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага»

Мета роботи: вивчити вплив концентрації реагуючих речовин та температури на швидкість хімічної реакції; розглянути зсув хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин.

Завдання: знати основні поняття і закони хімічної кінетики. Вміти записувати формули закону діючих мас, правила Вант-Гофа, константу рівноваги хімічної реакції.

Дослід 1. *Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.* Цю залежність можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину натрій тіосульфату із сульфатною кислотою



Досліджувана реакція протікає за кількома стадіями



Реакції (1, 3) протікають миттєво. Найбільш повільною є реакція (2), яка і визначає загальну швидкість реакції. Ця реакція є реакцією першого порядку, для якої швидкість хімічної реакції визначають за формулою

$$v = \frac{1}{\tau}, \quad (2.1)$$

де: τ - час протікання реакції.

Нерозчинна сірка виділяється у вигляді слідів блакитно-білої опалесценції (каламуть). Час від початку реакції до появи перших слідів каламуті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Порядок виконання роботи

- приготувати 3 розчини натрій тіосульфату різної концентрації відповідно табл. 2.1;
- у 3 пробірки відміряти мірним циліндром по 5 мл розчину сульфатної кислоти;
- долити кислоту у першу склянку не струшуючи її. В момент доливання кислоти ввімкніть секундомір та виміряйте час, який

пройшов від початку до появи слабкої каламуті (опалесценції). Так само зробити і з іншими заготовленими розчинами натрій тіосульфату;

- розрахувати швидкість реакції v відповідно формули (2.1);
- заповнити таблицю 2.1, за умови, що концентрація натрій тіосульфату у першій склянці дорівнює одиниці, побудувати графік функції $v = f(C_{\text{відн}})$. На осі абсцис відкладають у визначеному масштабі відносні концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат – відповідні їм швидкості;

- зробити висновок, щодо впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції.

Таблиця 2.1 – Дані та розрахунки досліду

№ склян-ки	Розчин 1		Розчин 2 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, мл	Відносна концентрація, $C_{\text{відн}}$	τ , с	Швидкість реакції v , с^{-1}
	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	$V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл				
1	5	10	5			
2	10	5	5			
3	15	–	5			

Дослід 2. *Залежність швидкості хімічної реакції від температури.* Цю залежність можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину натрій тіосульфату із сульфатною кислотою за рівнянням (2.1) при зміні температури.

Порядок виконання роботи

- приготувати 5 розчинів натрій тіосульфату відповідно табл. 2.2;

- у інші 5 пробірок відібрати по 1 мл розчину H_2SO_4 ;

- першу пару розчинів злити при кімнатній температурі і відрахувати секундоміром час появи каламуті;

- розчини 2-5 термостатувати, занурюючи кожну пару пробірок у термостійку склянку з водою, яка нагріта на 10° вище наведеної температури t у табл. 2.2;

– витримати розчини у склянці 1 хвилину, а потім злити розчини, занурюючи їх знову у склянку з водою та відрахувати час появи каламуті;

– заповнити таблицю 2.2 та побудувати графік функції $v = f(t)$. На осі абсцис відкладають у визначеному масштабі значення температури, на осі ординат – відповідні їм швидкості.

– зробіть висновок про вплив температур на швидкість хімічної реакції.

Таблиця 2.2 – Дані та розрахунки досліду

№ пробірки	Розчин 1 $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	Розчин 2 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, мл	$V_{\text{заг}}$, мл	t , $^{\circ}\text{C}$	τ , с	Швидкість реакції v , c^{-1}
1	2	1	3	20		
2	2	1	3	30		
3	2	1	3	40		
4	2	1	3	50		
5	2	1	3	60		

Дослід 3. Зсув хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин. Для спостереження зсуву хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин зручно користуватися реакцією взаємодії ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату (роданіду)



Розчин $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ має інтенсивне забарвлення у вишневий колір. Тому будь – яка зміна концентрації $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ позначиться на інтенсивності забарвлення розчину, що дає можливість спостерігати, у якому напрямку зсунеться рівновага при змінненні концентрації реагуючих речовин.

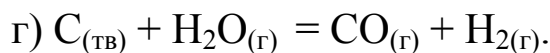
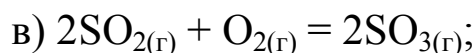
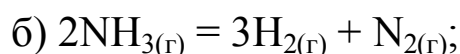
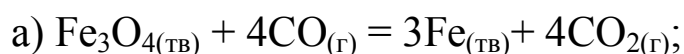
Порядок виконання роботи

– до склянки налити 100 мл води та додати по 3 краплі FeCl_3 та NH_4CNS (утворюється розчин блідо-червоного кольору);

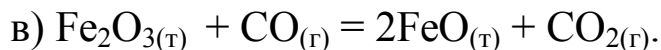
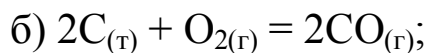
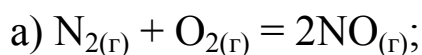
- отриманий розчин розлити у рівних долях у чотири пробірки;
- першу залишити для порівняння, у другу додати 1-2 краплі концентрованого розчину FeCl_3 , у третю – 1-2 краплі розчину NH_4CNS , а у четверту – насипати твердого NH_4Cl ;
- порівняти кольори розчинів і впевнитись у тому, що пройшов зсув рівноваги;
- пояснить зміни кольорів у кожній з трьох пробірок з точки зору принципу Ле-Шательє та скласти рівняння константи рівноваги для даної зворотної реакції. Чим пояснити, що змінення концентрації NH_4CNS викликає більш ефективно зміщення рівноваги, чим змінення концентрації FeCl_3 ?

2.1.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.
2. Сформулюйте закон дії мас для гомогенної та гетерогенної реакцій. Наведіть приклади.
3. Дайте визначення залежності швидкості реакції від температури. Наведіть формулу, за якою можна визначити цю залежність.
4. Який коефіцієнт називають температурним коефіцієнтом швидкості хімічної реакції?
5. Пояснить, чим пов'язана швидка зміна швидкості реакції із зміною температури?
6. Який стан системи називають рівноважним? Що відбувається у стані рівноваги.
7. Написати вираз для швидкості прямої і зворотної реакції і вираз константи рівноваги



8. Визначити, як зміниться швидкість хімічної реакції у прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи у три рази при постійній температурі?



У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на $60^{\circ}C$, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3?

9. Обчислити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 10 до $50^{\circ}C$ швидкість реакції збільшилась у 16 разів.

10. Як потрібно одночасно змінити температуру і тиск у системі $CO_2 + C = 2CO$ ($\Delta H < 0$), щоб підвищити вихід карбон(IV) оксиду?

Розділ 2.2 ЛАНЦЮГОВІ РЕАКЦІЇ. ТЕОРІЯ ГОРІННЯ

2.2.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Згоряння бензо-повітряних сумішей в двигунах є складним хімічним процесом, що розвивається в умовах швидких змін температур, тиску і концентрацій реагуючих речовин. Реакції горіння зазвичай протікають у вигляді декількох послідовних стадій, які носять назву ланцюгові реакції.

Ланцюгові реакції – це сума (ланцюг) елементарних актів взаємодії за участю активних центрів – атомів, іонів, радикалів (радикал – частинка, що містить неспарені електрони), що володіють неспареними електронами і мають високу реакційну активність. За ланцюговим механізмом відбуваються такі важливі хімічні реакції, як горіння, вибухи, реакції полімеризації, ядерні ланцюгові реакції, що протікають в атомних реакторах або при вибуху атомної бомби.

Ланцюгові реакції розподіляють на нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції.

Нерозгалужені ланцюгові реакції – реакції, в яких при кожному акті один активний центр утворює молекулу продукту реакції і один новий активний центр. Цей механізм був запропонований в 1918 р. німецьким вченим Вальтером Нернстом.

Нерозгалужені ланцюгові реакції протікають за трьома ступенями: I – ініціація реакції; II – зростання ланцюга; III – обрив ланцюга.

Наприклад, синтез хлороводню HCl визначають реакцією:



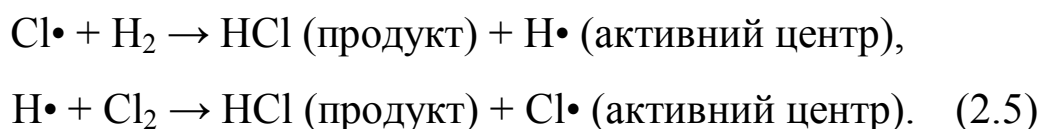
У молекулі Cl₂ за рахунок поглинання кванта світла $h\nu$ або за рахунок нагрівання відбувається розрив ковалентних зв'язків і утворення вільних радикалів – атомів хлору, тобто відбувається *ініціація реакції* або початок ланцюга (I ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



де: Cl• – радикал атому Хору або активний центр реакції.

Кожен з атомів-радикалів Хору взаємодіє з молекулою Водню, утворюючи хлороводень і атом-радикал Водню H•. Останній у свою чергу реагує з молекулою Cl₂, утворюючи хлороводень і атом-радикал Cl• і т. д. Сумарно цей механізм можна позначити схемою (2.5)

– зростання (розвиток) або продовження ланцюга (II ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



Число ланок може досягати до мільйона молекул HCl.

– обрив ланцюга настає при з'єднанні (рекомбінації) однакових радикалів. Енергія, яка при цьому виділяється, передається стінкам посудини або домішкам (III ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



Розгалужені ланцюгові реакції – реакції, в ході яких кожен акт дає не один, а два і більше нових активних центра. Один з них продовжує старий ланцюг, а інші дають початок новим. У 1956 р. М.М. Семенов і С.Н. Хіншельвуд (Англія) за дослідження в області вивчення механізму розгалужених ланцюгових реакцій були удостоєні Нобелівської премії в області хімії.

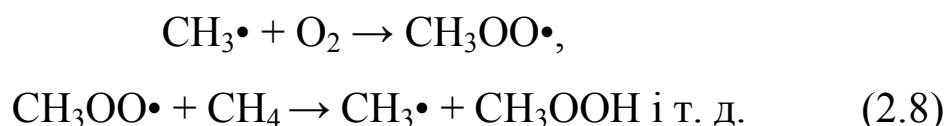
Розгалужені ланцюгові реакції протікають по чотирьох ступенях: I – ініціація реакції; II – зростання ланцюга; III – розгалуження ланцюга; IV – обрив ланцюга. Утворення розгалужених ланцюгових реакцій можна прослідкувати на прикладі вуглеводню – метану CH_4 .

Початком ланцюга є активне зіткнення молекул метану і кисню, за результатами якого утворюються два радикали $\text{CH}_3\cdot$ та $\text{HO}\cdot$. Механізм ланцюгових реакцій можна відобразити схемою:

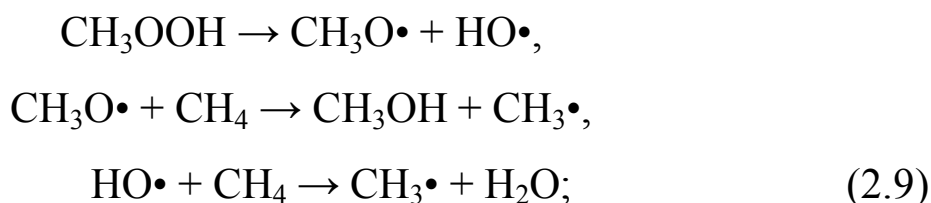
– ініціація (I ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



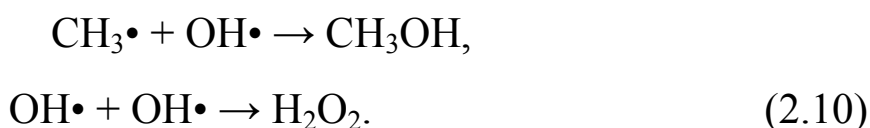
– зростання або продовження ланцюга (II ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



– розгалуження ланцюга (III ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



– обрив ланцюга (IV ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



Таким чином, навіть при згорянні простого вуглеводню – метану йде цілий комплекс різних елементарних реакцій, швидкість протікання яких обумовлює склад продуктів, що утворюються, у

кожен даний момент і загальну швидкість протікання процесу в цілому. Реакції, подібні до горіння палива, протікають дуже швидко, якщо горіння вже почалося. Проте горючі речовини можуть скільки завгодно довго знаходитися у контакті з повітрям і при цьому не спалахувати. У цих випадках швидкість реакції при кімнатній температурі дуже мала. Процес підпалу полягає в підвищенні температури деякої частини пального на стільки, що реакція починає йти швидко. Потім в результаті екзотермічної реакції виділяється достатня кількість теплоти для підвищення температури іншої частини пального до його займання, завдяки чому процес і продовжується.

Кількісною характеристикою кінетики ланцюгових реакцій є швидкість реакції, для визначення якої необхідно дати визначення середньої довжини ланцюга.

Середня довжина ланцюга (ν) – це середнє число ланок (або циклів), яке доводиться на один первинний радикал, отриманий при зародженні ланцюга. *Ланка ланцюга* – це сукупність реакцій, які починаються з певного радикала і приводить до його регенерації.

У кожній ланці ланцюга витрачається одна молекула початкової речовини, тому, швидкість ланцюгової реакції визначається формулою

$$\omega = \nu \cdot \omega_0, \quad (2.2)$$

де: ω – швидкість ланцюгової реакції;
 ω_0 – швидкість зародження ланцюгів;
 ν – середня довжина ланцюга.

Для радикала, який бере участь в нерозгалуженій ланцюговій реакції, є дві можливості – вступити в реакцію продовження ланцюга (2.5) (позначимо як α) або реакцію обриву ланцюга (2.6) (позначимо як β). Таким чином, так як для радикала у нерозгалуженій реакції можливі тільки два випадки, то їх сума дорівнює одиниці

$$\alpha + \beta = 1 \quad (2.3)$$

Середня довжина ланцюга ν нерозгалуженої реакції визначається формулою

$$v = \frac{\alpha}{\beta} = \frac{\alpha}{1-\alpha}, \quad (2.4)$$

де: v – середня довжина ланцюга;
 α – вірогідність продовження ланцюга;
 β – вірогідність обриву ланцюга.

При розгалужених ланцюгових реакціях радикал може брати участь у трьох процесах – продовження, розгалуження і обриві. Два останні процеси діють в протилежних напрямках – при обривах число радикалів зменшується, при розгалуженні – збільшується. Тому реакції розгалуження знижують ефективність реакцій обриву.

Для розгалуженої ланцюгової реакції позначимо реакцію (2.8), як вірогідність продовження ланцюга – α , реакцію (2.9), як вірогідність розгалуження – δ , а реакцію (2.10), як вірогідність обриву – β . Тоді довжина ланцюга в розгалужених реакціях визначається за формулою

$$v = \frac{\alpha}{\delta-\beta} \quad (2.5)$$

Швидкість розгалуженої ланцюгової реакції згідно рівняння (2.2) визначається за формулою

$$\omega = v \cdot \omega_0 = \frac{\alpha \omega_0}{\delta-\beta}. \quad (2.6)$$

Швидкість розгалуженої реакції, згідно формули (2.6), залежить від швидкості обриву і розгалуження ланцюга, тобто швидкість реакції зростає при зменшенні різниці ($\delta - \beta$) і стає нескінченно великою при $\delta = \beta$. За таких умов газова суміш займається. Тому, коли вірогідність (імовірність) обриву дорівнює вірогідності (імовірності) розгалуження ланцюгів – це і є *умовою межі займання газових сумішей*.

Межі займання залежать: від температури, тиску, радіусу реакційної посудини і концентрації початкових речовин. Залежність меж займання від тиску, температури газової суміші і радіусу посудини, у якій знаходиться дана суміш, визначається рівнянням меж займання (2.7), або (2.8):

$$\frac{4l_0^2}{r^2 p^2 \pi} + \frac{p}{b} = \frac{1}{\varphi_0} e^{-\frac{E}{RT}}, \quad (2.7)$$

або

$$p^3 - \frac{b}{\varphi_0} e^{-\frac{E}{RT}} p^2 + \frac{4bl_0^2}{r^2 p} = 0. \quad (2.8)$$

Якщо, прийняти, що

$$A = \frac{b}{\varphi_0} \text{ та } B = \frac{4bl_0^2}{r^2 \pi},$$

тоді

$$p^3 - Ae^{-\frac{E_a}{RT}} p^2 + B = 0 \text{ або } p - Ae^{-\frac{E_a}{RT}} = -\frac{B}{p^2}, \quad (2.9)$$

де: A – постійна, яка не залежить від температури;

b – коефіцієнт пропорційності зіткнень активних частинок;

$1/\varphi_0$ – число активних зіткнень, що призводять до розгалуження;

e – основа натурального логарифма;

E_a – енергія активації;

R – газова постійна, яка дорівнює 8,31 Дж/моль · К;

T – температура, К;

B – постійна, яка залежить від радіусу судини;

l_0 – довжина вільного пробігу частинок при зародженні ланцюга;

r – радіус судини.

З формули (2.9) можна зробити висновок: чим більший радіус посудини, тим за нижчою температурою і меншим тиском відбувається займання, оскільки важче відбувається обрив радикалу на стінках посудини.

Займання також залежить від зміни концентрації радикалів і визначається кінетичним рівнянням

$$C = \omega_0 \cdot t, \quad (2.10)$$

де: C – концентрація накопичення речовин;

t – час, за який відбувається накопичення речовин.

Тобто, зменшення концентрації початкових речовин призводить до зниження швидкості реакції, а потім і до її повного припинення.

Питання про розширення меж стійкого горіння робочої суміші, зокрема про підвищення швидкості згорання, тобто забезпечення горючої суміші надійним займанням, має важливе практичне значення, оскільки дозволяє підвищити економічність бензинового двигуна, відповідно призводить до істотної економії палива.

2.2.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Розрахуйте середню довжину ланцюга для нерозгалуженої реакції, якщо вірогідність продовження ланцюга складає 0,76.

Дано:
 $\alpha = 0,76$
 $v - ?$

Рішення: у нерозгалуженій реакції, згідно формули (2.3), вірогідність обриву ланцюга дорівнює

$$\beta = 1 - \alpha = 1 - 0,76 = 0,24.$$

Підставивши отримане значення у формулу визначення довжини ланцюга нерозгалуженої реакції (2.4) знаходимо:

$$v = \frac{\alpha}{\beta} = \frac{0,76}{0,24} = 3,17.$$

Відповідь: середня довжина ланцюга нерозгалуженої реакції, у якій вірогідність продовження ланцюга складає 0,76, дорівнює 3,17.

Приклад 2. У скільки разів збільшиться швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції, якщо вірогідність продовження ланцюга складає 0,56?

Дано: $\alpha = 0,56$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $\frac{\omega}{\omega_0} - ?$	Рішення: для визначення у скільки разів збільшиться швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції використовують формулу (2.2), згідно якої $\frac{\omega}{\omega_0} = v.$ Довжину ланцюга v визначають за рівнянням (2.4) $v = \frac{\alpha}{\beta} = \frac{\alpha}{1-\alpha} = \frac{0,56}{1-0,56} = 1,27.$ Тобто, $\frac{\omega}{\omega_0} = v = 1,27.$ Відповідь: швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції збільшиться у 1,27 раз.
--	---

Приклад 3. Визначите час протікання ланцюгової реакції, за який концентрація початкових речовин складатиме 2,5 моль/л, якщо швидкість зародження ланцюга цієї реакції була 0,05 моль/л·с.

Дано: $C = 2,5$ моль/л $\omega_0 = 0,05$ моль/л·с <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $t - ?$	Рішення: згідно формули (2.10), час протікання ланцюгової реакції становить $t = \frac{C}{\omega_0} = \frac{2,5}{0,05} = 50 \text{ (с)}$ Відповідь: Час протікання ланцюгової реакції становить 50 с.
---	---

2.2.3 Питання і задачі для самоконтролю

1. Яку реакцію називають ланцюговою? Наведіть приклад.
2. Назвіть основні види ланцюгових реакцій. Наведіть приклади.
3. Визначте скільки ступенів протікання мають нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції?
4. Які кількісні характеристики використовують для опису кінетики ланцюгових реакцій?
5. За якими рівняннями визначають швидкість нерозгалужених та розгалужених ланцюгових реакцій?
6. Дайте визначення середньої довжини ланцюга. За якою формулою вона вимірюється для нерозгалуженої та розгалуженої ланцюгової реакції?
7. Назвіть умови меж займання газової суміші. Від яких чинників вони залежать?
8. Назвіть частинки, які є активними центрами ланцюгової реакції?
9. Визначте швидкість зародження ланцюгової реакції (моль/л·хв), якщо концентрація початкових речовин за 1 годину становитиме 30 моль/л.
10. Розрахуйте швидкість протікання розгалуженої ланцюгової реакції, яка протікає із швидкістю зародження ланцюга 0,05 моль/л·хв, вірогідністю (імовірністю) продовження ланцюга 0,46, вірогідністю (імовірністю) розгалуження – 0,04 та вірогідністю обриву ланцюга 0,5.

Змістовий модуль 3 РОЗЧИНИ

3.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Розчини - це системи, що складаються з двох і більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії. Наприклад, розчин сульфатної кислоти складається з розчинника - води (перший компонент) і розчиненої речовини - кислоти (другий

компонент) і продуктів їх взаємодії - гідратованих іонів: H^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} .

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад, який визначають концентрацією. *Концентрація* розчину - це вміст розчиненої речовини в певній масовій або об'ємній кількості розчину або розчинника.

Для чисельного виразу концентрації розчинів існують різні способи: визначення масової або мольної частки розчиненої речовини, молярної, моляльної, нормальної концентрації та ін.

Масова частка розчиненої речовини (процентна концентрація) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину, показує яка маса розчиненої речовини знаходиться у 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%, \quad (3.1)$$

де: ω – масова частка розчиненої речовини, %;

$m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{\text{р-ну}}$ – загальна маса розчину, г.

Молярна концентрація – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до об'єму розчину, показує кількість розчиненої речовини у 1 л розчину

$$C_{\text{м}} = \frac{v_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M \cdot V_{\text{р-ну}}}, \quad (3.2)$$

де: $C_{\text{м}}$ – молярна концентрація, моль/л (або М);

v – кількості розчиненої речовини, моль;

$V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, л;

$m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Нормальна концентрація – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину, показує кількість грам-еквівалентів у 1л розчину

$$C_{\text{н}} = \frac{v_{\text{Е}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{E \cdot V_{\text{р-ну}}}, \quad (3.3)$$

де: C_n (або N) – нормальна (еквівалентна) концентрація, г-екв/л (або н);

ν_E – кількість еквівалентів розчиненої речовини, г-екв/моль;

V_{p-ny} – об'єм розчину, л;

$m_{p.p.}$ – маса розчиненої речовини, г;

E – еквівалентна маса розчиненої речовини, г-екв/моль.

Розчин, 1 літр якого містить 1 моль еквівалентів речовини, називається *нормальним*.

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{Основність}}. \quad (3.4)$$

Приклад, $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$

$$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{Кислотність}}. \quad (3.5)$$

Приклад, $E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г/моль}.$

$$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{\text{Число металу} \cdot \text{Валентність металу}}. \quad (3.6)$$

Приклад, $E_{\text{NaCl}} = \frac{M_{\text{NaCl}}}{1 \cdot 1} = \frac{58,45}{1} = 58,45 \text{ г/моль},$

де M - молярна маса речовини.

Закон еквівалентів: об'єми реагуючих речовин, оберненопропорційні їх нормальним концентраціям

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \quad \text{або} \quad N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2, \quad (3.7)$$

де: N_1 та N_2 – нормальні концентрації реагуючих речовин;

V_1 та V_2 – їх об'єми.

3.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Визначте скільки потрібно калій гідроксиду, щоб приготувати 500 г 8%-ного розчину?

Дано:

$$\omega = 8\% \text{ КОН}$$

$$m_{\text{р-ну}} = 500 \text{ г}$$

$$m_{\text{р.р.}}(\text{КОН}) - ?$$

Рішення: з формули (3.1) знаходимо масу розчиненої речовини КОН

$$m_{\text{р.р.}}(\text{КОН}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{100\%} = \frac{8\% \cdot 500\text{г}}{100\%} = 40(\text{г}).$$

Відповідь: для приготування 500 г 8%-ного розчину потрібно взяти 40 г КОН.

Приклад 2. У 200 мл розчину розчинено 6,37 г MgCl_2 . Визначте молярну та нормальну концентрації цього розчину.

Дано:

$$V_{\text{р-ну}} = 200 \text{ мл}$$

$$m_{\text{р.р.}}(\text{MgCl}_2) = 6,37 \text{ г}$$

$$C_{\text{м}} - ? \quad C_{\text{н}} - ?$$

Рішення: 1. Для визначення молярної концентрації необхідно розрахувати молекулярну вагу MgCl_2

$$M_{\text{MgCl}_2} = A_{\text{r}}(\text{Mg}) + 2A_{\text{r}}(\text{Cl}) = 24,3 + 2 \cdot 35,5 = 95,3 \text{ (г/моль)}.$$

Молярну концентрацію знаходимо за формулою (3.2), підставляючи дані

$$C_{\text{м}} = \frac{m_{\text{MgCl}_2}}{M_{\text{MgCl}_2} \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{6,37 \text{ г}}{95,3 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,33 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$$

2. Для визначення нормальної концентрації необхідно розрахувати еквівалентну масу MgCl_2 відповідно формулі (3.6)

$$E_{\text{MgCl}_2} = \frac{M_{\text{MgCl}_2}}{2} = \frac{95,3}{2} = 47,65 \text{ (г/моль)}$$

Нормальну концентрацію знаходимо за формулою (3.3)

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{MgCl}_2}}{E_{\text{MgCl}_2} \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{6,37}{47,65 \cdot 0,2} = 0,67 \text{ (г-екв/л)}.$$

Відповідь: $C_{\text{м}} = 0,33 \text{ М}$, $C_{\text{н}} = 0,67 \text{ н}$.

Приклад 3. Для нейтралізації 42 мл кислоти витрачено 14 мл 0,3 н лугу. Визначте нормальну концентрацію кислоти.

Дано:
 $V_{\text{к}} = 42$ мл
 $V_{\text{л}} = 14$ мл
 $N_{\text{л}} = 0,3$ н

 $N_{\text{к}} - ?$

Рішення: так як речовини взаємодіють у еквівалентних кількостях, з формули (3.7) можна визначити нормальну концентрацію кислоти

$$N_{\text{к}} = \frac{N_{\text{л}} \cdot V_{\text{л}}}{V_{\text{к}}} = \frac{0,3 \text{ н} \cdot 14 \text{ мл}}{42 \text{ мл}} = 0,1 \text{ (н)}.$$

Відповідь: нормальна концентрація кислоти дорівнює 0,1 н.

Приклад 4. Змішали 120 г 62% розчину NaCl та 90 г 18% розчину NaCl. Яка масова частка речовини у розчині після змішування?

Дано:
 $\omega_1 = 62\%$
 $m_{\text{р-ну1}} = 120$ г
 $\omega_2 = 18\%$
 $m_{\text{р-ну2}} = 90$ г

 $\omega_3 - ?$

Рішення: з формули (3.1) знаходимо масу розчиненої речовини у першому і другому розчині

$$m_{\text{р.р.1}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну1}} = 0,62 \cdot 120(\text{г}) = 74,4(\text{г});$$

$$m_{\text{р.р.2}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну2}} = 0,18 \cdot 90(\text{г}) = 16,2(\text{г});$$

та масову частку речовини у кінцевому розчині

$$\begin{aligned} \omega_3 &= \frac{m_{\text{р.р.3}}}{m_{\text{р-ну3}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{р.р.1}} + m_{\text{р.р.2}}}{m_{\text{р-ну1}} + m_{\text{р-ну2}}} \cdot 100\% = \\ &= \frac{74,4(\text{г}) + 16,2(\text{г})}{120(\text{г}) + 90(\text{г})} \cdot 100\% = 43\% \end{aligned}$$

Відповідь: масова частка NaCl у розчині після змішування 43%.

3.3 Питання і задачі для самоконтролю

1. Які системи у хімії називають розчинами? Наведіть приклади.
2. Що називають концентрацією розчину?
3. Які існують способи вираження концентрації розчинів? За якими формулами їх визначають?
4. Як визначають еквівалент кислот, основ та солей? Наведіть приклади.
5. Дайте визначення закону еквівалентів.
6. Розрахуйте, яку масу калій фосфату і води потрібно взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою K_3PO_4 8%?
7. Обчисліть молярну та нормальну концентрації розчину, у 250 мл якого розчинено 25 г $CuSO_4$.
8. На титрування 26 мл розчину H_2SO_4 витрачено 22,5 мл 0,2 н розчину $NaOH$. Визначте нормальну концентрацію H_2SO_4 .
9. Змішали 150 г 30% і 200 г 25% розчинів однієї речовини. Скільки грам розчину і якої концентрації ви отримаєте?
10. Визначте молярну концентрацію розчину, який отримали при розчиненні 42,6 г натрій сульфату у 300 г води, якщо густина отриманого розчину дорівнює 1,12 г/мл.

Змістовий модуль 4 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

4.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Відомо, що одні речовини в розчиненому або нерозчиненому стані проводять електричний струм, інші в тих же умовах не проводять. Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами (хлоридна кислота HCl , натрій хлорид $NaCl$, натрій гідроксид $NaOH$). Речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм, називають неелектролітами (глюкоза $C_6H_{12}O_6$, етиловий спирт C_2H_5OH).

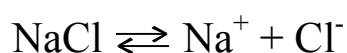
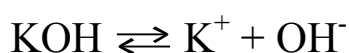
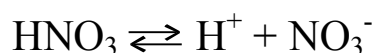
Теорія, яка розглядає розпад електролітів на іони, при розчиненні їх у воді, називають електролітичною дисоціацією

(зворотний процес – асоціація). Основні положення теорії електролітичної дисоціації:

1. Електроліти при розчиненні у воді в більшій або меншій мірі розпадаються на іони.

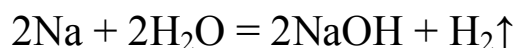
2. Кожен електроліт утворює два типи іонів – катіони (позитивно заряджені частинки) та аніони (негативно заряджені частинки).

3. У кислот, гідроксидів і солей катіонами є йони водню або металу, аніонами – кислотні залишки або гідроксид-іони.



4. Сума зарядів катіонів в розчині дорівнює сумі зарядів аніонів, тому розчин залишається електронейтральним.

5. Властивості іонів відрізняються від властивостей електронейтральних атомів і молекул. Наприклад, йони натрію (Na^+) знаходяться у водному розчині, а атоми Натрію (Na^0) реагують з водою, при цьому виділяється водень і утворюється натрій гідроксид



Властивість електролітів різною мірою дисоціювати на іони виражається ступенем дисоціації.

Ступенем дисоціації (α) називається відношення числа молекул електроліту, що розпалися на іони (a), до загального числа молекул, які було введено у розчин (A). Тобто ступінь дисоціації визначають за рівнянням

$$\alpha = \frac{a}{A} \times 100\%. \quad (4.1)$$

Ступінь дисоціації зростає залежно від розбавлення розчину і збільшення температури. За ступенем дисоціації електроліти розділяють на сильні, середні і слабкі. Якщо ступінь дисоціації більша 30% – це *сильний електроліт* ($\alpha > 30\%$); $3\% < \alpha < 30\%$ – *електроліт середньої сили*; $\alpha < 3\%$ – *слабкий електроліт*.

Електроліти середньої і слабкої сили поєднують в одну групу, вони мають ступінчасту дисоціацію.

До сильних електролітів належать майже всі солі, такі мінеральні кислоти як нітратна кислота HNO_3 , сульфатна кислота H_2SO_4 , хлоридна кислота HCl , бромідна кислота HBr , йодидна кислота HI (найсильніша кислота), гідроксиди лужних та лужноземельних металів, наприклад літію LiOH , натрію NaOH , калію KOH , барію $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і кальцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Сильні електроліти при розчиненні у воді практично повністю дисоціюють на іони, тому у іонно-молекулярних рівняннях пишуться у вигляді іонів.

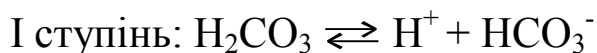
До слабких електролітів належать флуоридна кислота HF , фосфатна кислота H_3PO_4 , карбонатна кислота H_2CO_3 , сульфідна кислота H_2S , ціанідна кислота HCN , амоній гідроксид NH_4OH та інші гідроксиди (окрім гідроксидів лужних та лужноземельних металів), усі органічні кислоти (HCOOH – мурашина і оцтова CH_3COOH). Слабкі електроліти при розчиненні у воді дисоціюють на іони лише частково, тому у іонно-молекулярних рівняннях пишуться у вигляді молекул.

До чинників, які збільшують ступінчасту дисоціацію, належать підвищення температури (охолодження уповільнює дисоціацію); розбавлення розчину; відсутність однойменного іону.

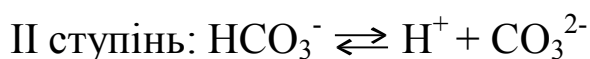
Слабкі електроліти і неелектроліти у розбавлених водних розчинах характеризуються законом діючих мас і поняттям хімічної рівноваги.

Ще однією характеристикою дисоціації є константа дисоціації.

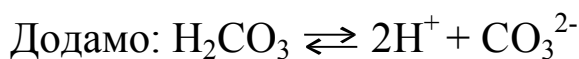
Константа дисоціації (K_d) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабого електроліту. Вона характеризує здатність електроліту дисоціювати на іони. Сильні електроліти при розчиненні у воді практично цілком дисоціюють на іони, тоді як слабкі дисоціюють частково. Тому для слабких електролітів процес дисоціації є зворотнім процесом. А до зворотного процесу можна застосувати ЗДМ. Дисоціацію кожного ступеню двохосновної карбонової кислоти характеризують рівнянням константи рівноваги



$$K_{d(1)} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$



$$K_{\text{д}(2)} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$



$$K_{\text{д(ообщ)}} = K_{\text{д}(1)} \cdot K_{\text{д}(2)} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Чим вища $K_{\text{д}}$, тим сильніший електроліт, тим краще він дисоціює. $K_{\text{д}}$ залежить від природи електроліту, природи розчинника, температури, але не залежить від концентрації електроліту.

Одним з найважливіших показників характеристики розчину є визначення його середовища. Ступінь кислотності чи лужності розчину (тобто середовище розчину) можна визначити за допомогою концентрацій іонів H^+ або OH^- . У воді рівноважні концентрації іонів $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$ однакові. Добуток концентрацій йонів водню та гідроксид-іонів у воді називають *іонним добутком води* (позначають K_w). Чисельне значення його при 22°C дорівнює 10^{-14} , тоді

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}. \quad (4.2)$$

$$\text{або} \quad \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14. \quad (4.3)$$

Дослідним шляхом встановлено, що в 1 літрі води за кімнатної температури (22°C) при дисоціації утворюється 10^{-7} моль/л іонів H^+ і 10^{-7} моль/л іонів OH^- . Звичайно, користуються концентрацією H^+ -іонів. 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 середовище розчинів частіше характеризують за величиною водневого показника pH або гідроксильного показника pOH . *Водневий показник* pH – це негативний десятковий логарифм концентрації гідроген-іонів у розчині

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{ або } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}; \quad (4.4)$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-], \text{ або } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad (4.5)$$

За допомогою рН середовища розчинів характеризують:

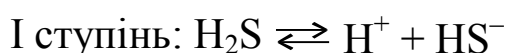
- середовище нейтральне, якщо $\text{pH} = 7$;
- середовище кисле, якщо $\text{pH} < 7$;
- середовище лужне, якщо $\text{pH} > 7$.

Для приблизного визначення рН користуються індикаторами, тобто речовинами, які змінюють своє забарвлення в залежності від лужності або кислотності середовища. Часто з цією метою використовують лакмус, фенолфталеїн, метилоранж.

4.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Серед наведених сполук – HNO_3 , HJ , K_2CO_3 , H_2S , NaS , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – вибрати слабкий електроліт. Написати для нього ступінчасту дисоціацію і константи дисоціації за ступеннями.

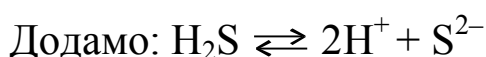
Рішення: серед наведених сполук тільки H_2S є слабким електролітом і дисоціює ступінчато. Кожен ступінь характеризується константою дисоціації, тобто



$$K_{\text{д}(1)} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$



$$K_{\text{д}(2)} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$



$$K_{\text{д(зар)}} = K_{\text{д}(1)} \cdot K_{\text{д}(2)} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Приклад 2. Визначити усі показники кислотності для розчину, у якому концентрація іонів Гідрогену становить 10^{-3} моль/л.

Дано: [H ⁺] = 10 ⁻³ моль/л	Рішення: рН розчину можна визначити з формули (4.4)
рН – ? рОН – ? [ОН ⁻] – ?	$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-3} = 3;$
	рОН з формули (4.3)
	$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11;$
	[ОН ⁻] з формули (4.5)
	$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11}$
	Відповідь: показники кислотності для розчину становлять: рН = 3; рОН = 11; [ОН ⁻] = 10 ⁻¹¹ .

4.3 Питання і задачі для самоконтролю

1. Що розглядає теорія електролітичної дисоціації? Наведіть її основні положення.
2. Які речовини називають електролітами та неелектролітами? Чому? Наведіть приклади.
3. Яка величина визначає силу електролітів?
4. Назвіть основні кількісні характеристики електролітичної дисоціації? Як їх визначають? Наведіть приклади.
5. Які чинники і як впливають на електролітичну дисоціацію?
6. Що таке іонний добуток води? Як він визначається? Чому дорівнює?
7. Що таке рН та рОН? Наведіть формули їх визначення.
8. Які методи застосовують для визначення рН?
9. Написати ступінчасту дисоціацію і константи дисоціації по ступенях для розчину Н₃РO₄.
10. Визначити концентрацію йонів гідрогену, якщо рОН розчину дорівнює 8. Яке середовище цього розчину.

Змістовий модуль 5 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

5.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

При розчиненні солі у воді іони солі можуть з іонами води утворювати малодисоційовані сполуки, що приводить до змінення концентрації іонів H^+ і OH^- і зміщенню іонної рівноваги води. При зв'язуванні вільних іонів OH^- з'являється надлишок іонів водню і розчин набуває кислу реакцію. З'єднання аніонів солі з іонами H^+ води спричиняє утворення надлишку іонів OH^- , розчин стає лужним. Взаємодія іонів солі з іонами води, яка супроводжується зміненням концентрації йонів гідрогену або гідроксильних іонів, називається *гідролізом солі*.

Гідроліз солей, тобто їх обмінна взаємодія з водою, відбувається тільки в тому випадку, якщо іони солі здатні утворювати з іонами води малодисоційовані сполуки. Це можливо тоді, коли або катіон, або аніон солі є іоном слабкої кислоти або основи. Будь-яку сіль можна представити, як продукт взаємодії основи і кислоти. Тому гідроліз солей можна розділити на 4 групи. Солі утворені:

1 група – сильною кислотою і сильною основою (Na_2SO_4);

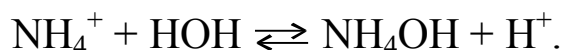
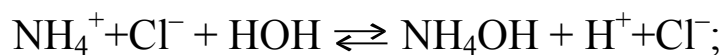
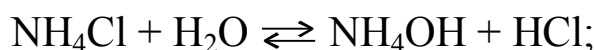
2 група – сильною кислотою і слабою основою (NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$);

3 група – слабою кислотою і сильною основою (CH_3COONa , K_2S);

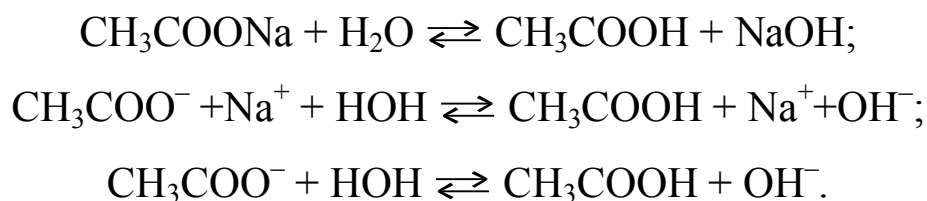
4 група – слабою кислотою і слабою основою ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$);

Солі першої групи гідролізу не підлягають.

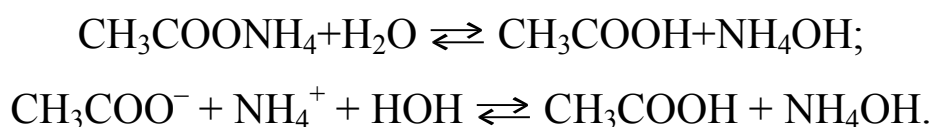
Солі 2 групи мають кислу реакцію і гідроліз відбувається за катіоном



Солі 3 групи мають лужну реакцію і гідроліз відбувається за аніоном



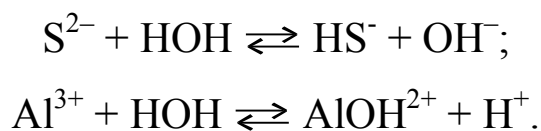
Солі 4 групи мають реакцію близьку до нейтральної (йдуть до кінця). Гідроліз відбувається за катіоном і аніоном



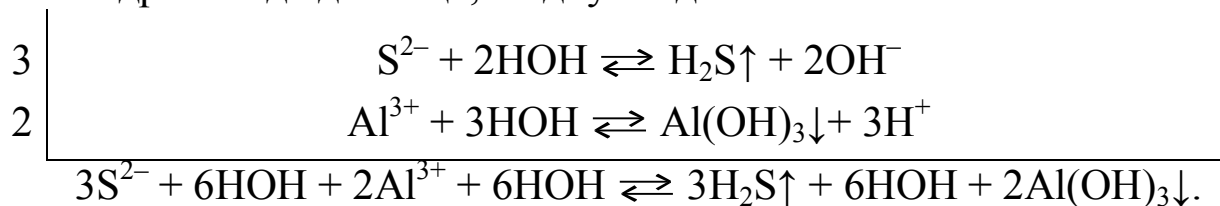
Утворюється два слабких електроліти. Гідролізу ніщо не заважає іти до кінця. рН визначається порівнянням ступенів дисоціації кислоти і основи.

Гідроліз посилюється при розбавленні та підвищенні температури.

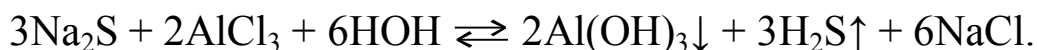
Сумісний гідроліз солей протікає при зливанні декількох розчинів. Наприклад, Na_2S (сіль III групи) і AlCl_3 (сіль II групи). Обмінної взаємодії з утворенням Al_2S_3 не станеться, оскільки у водному розчині кожна сіль піддається гідролізу, і гідроліз посилюється у присутності іншої солі. За звичайних умов (гідроліз кожної солі йде по першому ступеню) перша ступінь гідролізу кожної солі йде відповідно реакції



При зливанні розчинів йони водню і гідроксид-іони об'єднуються в молекулу води, тому і посилюється гідроліз кожної солі. Гідроліз йде до кінця, в одну стадію.

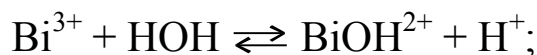
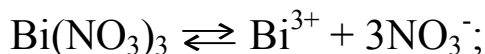


У молекулярному вигляді

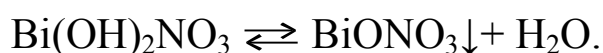
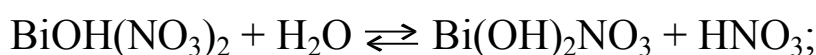
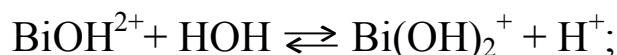


Продукти гідролізу виходять із сфери реакції.

Особливості гідролізу солей Bi, Sb – V гр.; Ge, Sn – IV гр.



Підсилюємо гідроліз розбавленням



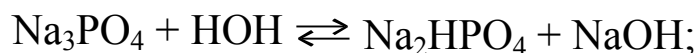
Тобто, сіль Бісмуту гідролізується лише за першим ступенем, а за другим – утворюється нерозчинний осад.

5.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Розгляньте та запишіть у молекулярному та іонному вигляді ступінчастий гідроліз водного розчину солі натрій фосфату. Визначте яке середовище має цей розчин.

Рішення: сіль натрій фосфату Na_3PO_4 можна представити як продукт взаємодії сильної основи та слабкої кислоти. Гідроліз відбувається ступінчато і має три ступені, тобто

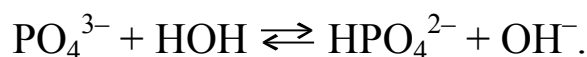
I ступінь. У молекулярному вигляді



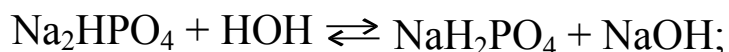
у іонному вигляді



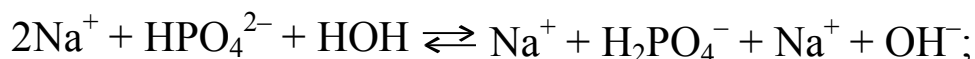
або у скороченому іонному вигляді



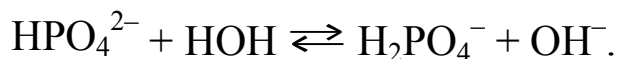
II ступінь. У молекулярному вигляді



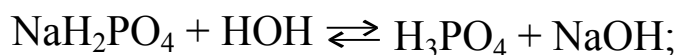
у іонному вигляді



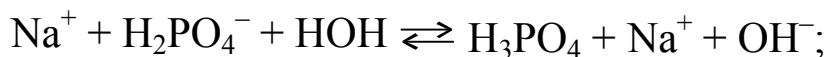
або у скороченому іонному вигляді



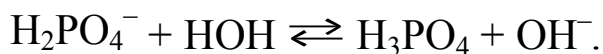
III ступінь. У молекулярному вигляді



у іонному вигляді



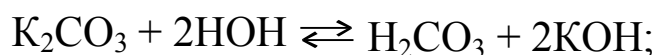
або у скороченому іонному вигляді



Відповідь: гідроліз водного розчину солі Na_3PO_4 має три ступені, протікає по аніону і має лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

Приклад 2. Розгляньте та запишіть у молекулярному та іонному вигляді сумісний гідроліз водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду.

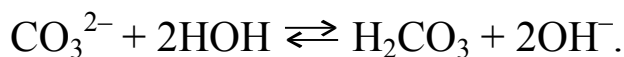
Рішення: сіль калій карбонату K_2CO_3 – це сіль сильної основи та слабкої кислоти, а сіль хром(III) хлориду CrCl_3 – це сіль слабкої основи та сильної кислоти. Обмінної взаємодії з утворенням $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ не станеться, оскільки у водному розчині кожна сіль піддається гідролізу, і гідроліз солей посилюється за наявності іншої солі. Окремо гідроліз кожної з солі відбувається:
для солі K_2CO_3



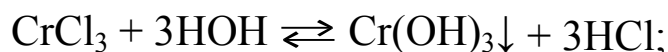
у іонному вигляді



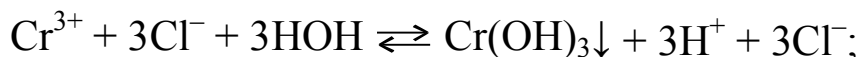
або у скороченому іонному вигляді



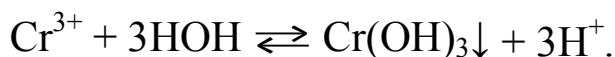
Для солі CrCl_3



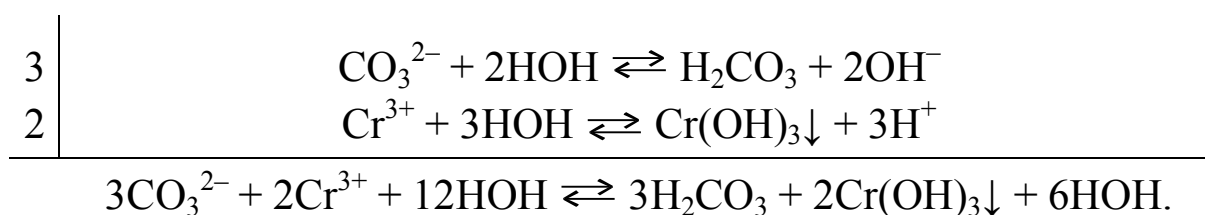
у іонному вигляді



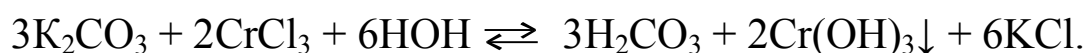
або у скороченому іонному вигляді



Після додавання скорочених іонних рівнянь для обох солей маємо



Тоді остаточне молекулярне рівняння сумісного гідролізу водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду має вигляд



Відповідь: сумісний гідроліз водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду протікає з утворенням осаду хром(III) гідроксиду.

5.3 Лабораторна робота «Гідроліз солей»

Мета роботи: експериментально провести гідроліз солей, вивчити вплив температури і розбавлення розчину на ступінь гідролізу.

Завдання: знати іонний добуток води, рН середовища, усі випадки гідролізу солей, записати іонні рівняння гідролізу певних солей.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Дослідження реакцій розчинів солей:*

- в окремі пробірки налити 1-2 мл розчинів наступних солей: натрій хлориду, натрій карбонату, алюміній сульфату;
- випробувати реакції лакмусом.
- визначити, які солі підлягають гідролізу? Скласти їх молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 2. *Вплив температури на гідроліз:*

- налити у пробірку 3-4 мл розчину натрій ацетату та 1-2 краплі розчину фенолфталеїну та поступово нагріти розчин до кипіння;
- звернути увагу на змінення забарвлення розчину при нагріванні і при охолодженні гарячого розчину. Дати пояснення;
- скласти рівняння реакцій гідролізу натрій ацетату.

Дослід 3. *Вплив розведення розчину на гідроліз:*

- налити в пробірку 1-2 мл розчину бісмут нітрату і розбавити його у 2-3 рази водою;
- дати пояснення, тому що відбувається у пробірці;
- скласти рівняння реакції гідролізу, знаючи, що в осад випала основна сіль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Дослід 4. *Повний гідроліз солей:*

- до 1-2 мл розчину алюміній сульфату прилити приблизно 1-2 мл соди; звернути увагу на зміни, які відбуваються у пробірці та дайте пояснення; складіть рівняння процесу, що протікає.
- налити у пробірку 2-3 мл розчину ферум(III) хлориду, додати сухий CH_3COONa і прокип'ятити; звернути увагу на зміни, які відбуваються у пробірці та дайте пояснення; складіть рівняння процесу, що протікає.

5.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Що називається гідролізом?
2. Які чинники і як впливають на гідроліз солей?
3. Які групи солей підлягають гідролізу?
4. Солі якої групи гідролізу не підлягають? Чому?

5. Як відбувається гідроліз солей 2 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.

6. Як відбувається гідроліз солей 3 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.

7. Як відбувається гідроліз солей 4 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.

8. Як відбувається сумісний гідроліз солей різних груп? Наведіть приклади

9. Скласти молекулярні, молекулярно-іонні рівняння гідролізу солей Na_2S , CuSO_4 , Na_3PO_4 , сумісний гідроліз солей плюмбум(II) нітрату і натрій сульфід.

10. Чи може довго існувати водний розчин ферум(II) ацетату? Чи буде стійким цей розчин?

Блок змістових модулів № 2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Змістовий модуль 6 ВЛАСТИВОСТІ КОНСТРУКЦІЙНИХ І ІНСТРУМЕНТАЛЬНИХ МЕТАЛІВ ТА ЇХ СПОЛУК

У сучасній техніці і промисловості роль металів постійно зростає, оскільки вони у найближчому майбутньому залишаються головними конструкційними, інструментальними матеріалами. Це обумовлено наявністю таких важливих властивостей, як механічна міцність, твердість, термічна і хімічна стійкість багатьох металів і, особливо, їх сплавів і композицій. Варто мати на увазі, що фізичні і хімічні властивості чистих металів можуть різко змінюватись у сплавах з іншими металами або при наявності в них навіть невеликих кількостей деяких неметалів. Властивості чистих металів і їх сплавів необхідно знати і враховувати майбутньому інженеру, оскільки різноманітні машини, прилади, апарати і конструкції експлуатуються у різних, іноді дуже агресивних середовищах.

6.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Метали – це речовини, які мають у звичайних умовах високу електро- і теплопровідність, пластичність, металевий блиск та інші властивості, які обумовлені наявністю великої кількості узагальнених електронів (10^{22} – 10^{23} електронів у 1 см^3 металу). Близько 80 % всіх елементів складають метали. За технічних властивостей їх ділять за щільністю - легкі і важкі; за температури плавлення – легкоплавкі і тугоплавкі; чорні і кольорові метали; благородні, неблагородні та рідкісні метали.

Найбільш поширеним металом є алюміній Al – у земній корі його вміст складає 8,45%. Наступними за поширеністю йдуть залізо Fe (4,4 %), Ca (3,3 %), Na (2,6 %), K (2,5 %), Mg (2,1 %), Ti (0,61 %).

Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні мають від 1 до 3 електронів, тому у атомах металів перебуває надлишок орбіталей і нестача електронів. Під час зближення атомів валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, внаслідок чого електрон вільно переміщується з однієї орбіталі на іншу, утворюючи зв'язок між всіма атомами кристалу металу. Такий зв'язок називається *металевим зв'язком*. Металевий зв'язок мають всі метали. Електрони в металевому зв'язку переміщуються у всьому об'ємі кристалу і належать всім його атомам. Тому кристали з металевими зв'язками володіють магнітними властивостями, доброю теплопровідністю і електропровідністю, пластичністю, тобто вони змінюють форму під час удару, мають металевий блиск.

Хімічні властивості металів знаходяться у безпосередній залежності від їх будови. Головна і загальна хімічна властивість всіх металів – це ярко виражені відновні властивості, які визначаються їх здатністю до віддачі електронів. Метали як відновники вступають у реакцію з різними окисниками – неметалами, кислотами, солями менш активних металів. Взаємодія металів з деякими кислотами різної концентрації наведено у табл. 6.1.

Таблиця 6.1 – Взаємодія металів із кислотами

Метал	HCl і H ₂ SO ₄ (розб.)	H ₂ SO ₄ (конц.)	HNO ₃		
			Дуже розбавлена	Розбавлена	Концентрована
K Ca Na Mg Al		Сіль H ₂ O H ₂ S	Сіль H ₂ O H ₄ NO ₃	Сіль H ₂ O NO	Сіль H ₂ O N ₂ O
		≠ Al			≠ Al
Mn Zn Fe Cr Co Ni Sn Pb	Сіль H ₂ ≠ Cr	≠ Fe ≠ Cr		Сіль H ₂ O NO	≠ Fe ≠ Cr
		Сіль H ₂ O S	≠ Pb		Сіль H ₂ O NO ₂
H					
CuAg Hg Pt Au	≠ Hg	Сіль H ₂ O SO ₂			

6.2 Лабораторна робота «Хімічні властивості металів»

Мета роботи: на практиці визначити відношення основних конструкційних металів до різних середовищ: розчинів лугів, кислот різної концентрації.

Завдання: знати характер взаємодії хлоридної, нітратної, сульфатної кислот, лугів з металами різної активності; амфотерні метали, складання ОВР, вміти знаходити окисник і відновник.

Дослід 1. Дія кислот на метали: в окремі пробірки розташувати шматочки цинку та міді, прилити по 2-3 мл хлоридної кислоти. Спостерігати, що відбувається. Скласти рівняння реакцій, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 2. *Дія розбавленої сульфатної кислоти на метал:* в окремі пробірки з алюмінієм та міддю прилити по 2-3 мл розбавленої сульфатної кислоти і підігріти. Відмітити, що відбувається. Скласти рівняння реакцій, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 3. *Дія розбавленої нітратної кислоти на метал:* шматочки міді і алюмінію помістити в окремі пробірки, прилити по 2-3 мл розбавленої нітратної кислоти і підігріти. Скласти рівняння реакцій, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 4. *Дія концентрованої нітратної кислоти на метали:* шматочки міді і алюмінію покласти в окремі пробірки і прилити по 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти. Пояснити явища, які відбуваються. Скласти рівняння реакцій, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 5. *Дія лугів на метали:* помістити в окремі пробірки по шматочку заліза і алюмінію, прилити по 2-3 мл 30%-го розчину лугу та підігріти. Пояснити явища, що відбуваються. Скласти рівняння реакцій.

Дослід 6. *Отримання гідроокисів металів:* в окремі пробірки налити по 2-3 мл розчини солей алюмінію та міді. До кожної пробірки додати лугу до утворення осаду (осад зберегти). Скласти рівняння реакцій.

Дослід 7. *Відношення гідроокисів до кислот і основ:* кожний із осадів, що отримали у досліді 6, поділити на 2 частини. На одну частину осаду подіяти нітратною кислотою, на другу – розчином лугу. Звернути увагу на розчинність гідроксидів у кислоті і лугу. Написати рівняння реакцій у молекулярному і іонному вигляді. Визначити, який гідроксид є амфотерним.

6.3 Питання і задачі для самоконтролю

1. Які речовини називають металами? Що їх поєднує?
2. За яких властивостей розділяють метали?

3. Який метал є найпоширенішим? Як його застосовують у промисловості?

4. Який хімічний зв'язок називають металевим? За рахунок чого він утворюється?

5. Визначте, чим обумовлені фізичні та хімічні властивості металів?

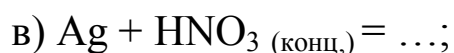
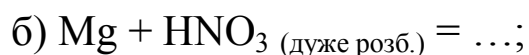
6. Які загальні хімічні властивості мають всі метали? Наведіть приклади.

7. Який ряд називають рядом активності металів? Що за ним визначають?

8. Як змінюються відновні властивості металів у ряді активності металів?

9. Які метали мають амфотерні властивості? Наведіть приклади.

10. Дописати рівняння реакцій згідно табл. 6.1:



Змістовий модуль 7 ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Електрохімія вивчає велику галузь фізико-хімічних процесів, що умовно можна розділити на дві групи:

– явища, пов'язані з виникненням різниці потенціалів і одержанням електричної енергії за рахунок окисно-відновної реакції (хімічні джерела струму);

– здійснення окисно-відновної реакції й одержання речовин за рахунок витрати електричної енергії (електроліз).

До першої групи явищ слід віднести й електрохімічну корозію, оскільки механізм виникнення корозійних струмів має ту ж

природу, що і механізм одержання електричного струму у гальванічних елементах.

Розділ 7.1 Гальванічні елементи

7.1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Гальванічні елементи (ГЕ) – це система або пристрій, у яких енергія гетерогенних окисно-відновних реакцій перетворюється у енергію електричну. Гальванічний елемент складається з двох електродів – металів, занурених у розчини електролітів, які сполучені між собою через пористу перегородку (мембрану). Робота всіх ГЕ основана на виникненні потенціалу на межі метал – електроліт. Різні по природі метали мають різну електролітичну пружність розчинення (тобто здатність посилати свої іони у розчин), тому при однакових умовах величина електродних потенціалів різних металів буде різною.

Абсолютне значення стандартного електродного потенціалу визначити неможливо. На практиці визначають різницю потенціалів, тобто потенціал даного електроду щодо іншого електроду, потенціал якого прийнято за стандарт. Найчастіше як таким стандартним електродом виступає нормальний (стандартний) водневий електрод, потенціал якого прийнято за 0 В. Значення електродного потенціалу залежить від природи металу, температури та концентрації електроліту. Тому величину електродних потенціалів (E) можна обчислити по *рівнянню Нернста*

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln C_{\text{Me}^{n+}} = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}, \quad (7.1)$$

де: E^0 – стандартний електродний потенціал металу – табличні дані;

R – універсальна газова постійна;

T – абсолютна температура, К;

n – число електронів у реакції окиснення металу;

F – постійна Фарадея;

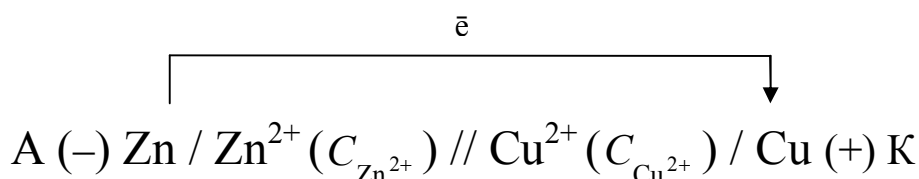
$C_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрація іонів металу в електроліті, моль/л.

Якщо прийняти, що температура, при якій визначається потенціал, дорівнює 25°C (298 K), то після невеликих перетворень маємо з невеликою погрішністю зручну для більшості розрахунків формулу

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}, \quad (7.2)$$

де: E^0 – стандартний електродний потенціал даного електроду, відносно нормального водневого електроду за умови, що концентрація іонів металу дорівнює 1 моль/л .

Гальванічні елементи прийнято позначати у вигляді схеми. Наприклад, схема елемента Даниеля-Якобі



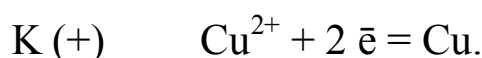
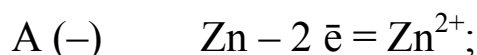
На аноді протікають процеси окиснення (віддачі електронів), на катоді – відновлення (прийняття електронів). Електрони переміщуються по зовнішньому ланцюгу, виконуючи корисну роботу. Таким чином, при роботі ГЕ процеси окиснення і відновлення просторово роз'єднані. Електрорушійну силу (ЕРС) гальванічного елемента розраховують як різницю потенціалів катоду й аноду, кожному з яких відповідає конкретна напівреакція

$$\text{ЕРС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} > 0. \quad (7.3)$$

Тобто, для наведеного елемента Даниеля-Якобі

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}},$$

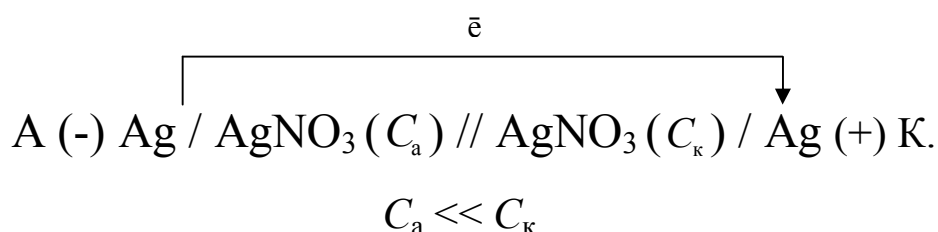
а електродні процеси, що протікають у гальванічному елементі при виникненні електричного струму мають вигляд



Теоретично, будь-яка окисно-відновна реакція (ОВР) може бути джерелом струму, тому для будь-якої ОВР можна розрахувати ЕРС за формулою

$$E_{PC} = \Delta E = E_{\text{окисника}} - E_{\text{відновника}} \quad (7.4)$$

Гальванічні елементи розділяють на термогальванічні і концентраційні. *Термогальванічний* елемент – це гальванічний елемент, у якому однакові електроди нагріті до різних температур. *Концентраційний елемент* – це гальванічний елемент, у якому обидва електроди виготовлено із одного металу, які занурені у розчини власних солей різних концентрацій. Концентрація розчину в анодному просторі має бути набагато меншою, ніж у катодному просторі. Наприклад, схема срібного концентраційного елементу має вигляд



E_{PC} для концентраційного гальванічного елементу розраховують у вольтах (В) за формулою

$$E_{PC} = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_k}{C_a}, \quad (7.5)$$

де: C_k – концентрація електроліту у катодному просторі, моль/л;
 C_a – концентрація електроліту в анодному просторі, моль/л.

7.1.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Розрахувати електродні потенціали магнію у розчині його солі при концентраціях іону Mg^{2+} : 0,1; 0,01; 0,001 моль/л. Порівняйте активність електродів.

Дано: $C_{Mg^{2+}} = 0,1; 0,01;$ $0,001$ моль/л <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 0;"/> $E = ?$	Рішення: стандартний електродний потенціал системи $E^0_{Mg^{2+}/Mg} = -2,36$ В, тому використовуючи рівняння Нернста (7.2) $E_1 = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -2,39$ В;
---	---

$$E_2 = -2,39 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -2,45 \text{ В};$$

$$E_3 = -2,39 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = -2,48 \text{ В}$$

Відповідь: електродні потенціали магнію у заданих розчинах мають значення $E_1 = -2,39$ В; $E_2 = -2,45$ В; $E_3 = -2,48$ В. Таким чином, чим нижче концентрація електроліту, тим вище активність електроду.

Приклад 2. Складіть схему гальванічного елемента, у якому електроди залізо і мідь, занурені у розчини своїх солей з молярною концентрацією іонів відповідно 1 і 0,1 моль/л. Розрахуйте його ЕРС.

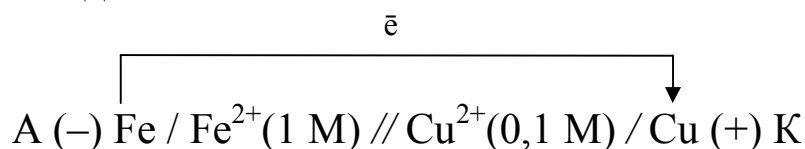
Дано:

$$C_{\text{Fe}^{2+}} = 1 \text{ моль/л}$$

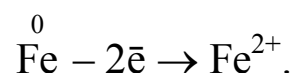
$$C_{\text{Cu}^{2+}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

ЕРС – ?

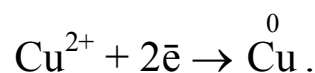
Рішення: схема гальванічного елемента має вигляд



Вертикальна риска позначає поверхню розподілу між електродами (металами) і розчином, а дві риски – границю розподілу рідких фаз. Залізо має менший потенціал (-0,44 В) (у порівнянні з міддю) і є анодом, на якому протікає окисний процес

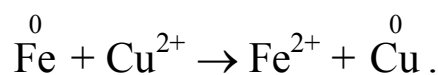


Мідь, електродний потенціал якої + 0,34 В, є катодом, тобто електродом, на якому протікає відновний процес



Рівняння окисно-відновної реакції, яка характеризує роботу даного гальванічного

елемента, має вигляд



ЕРС гальванічного елемента визначаємо як різницю електродних потенціалів катоду та аноду за формулою (7.3)

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}.$$

Використовуючи рівняння Нернста (7.2) знаходимо електродні потенціали катоду та аноду

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 - \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,44 \text{ В};$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 - \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = 0,31 \text{ В}.$$

Тоді,

$$\text{ЕРС} = 0,31 - (-0,44) = 0,75 \text{ В}.$$

Відповідь: ЕРС наведеного гальванічного елемента дорівнює 0,75 В.

Приклад 3. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається зі срібних електродів, занурених відповідно у 0,01 М та 0,1 М розчини аргентум нітрату.

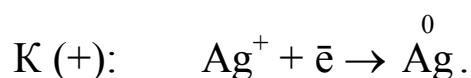
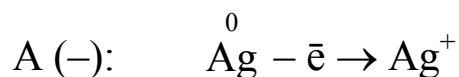
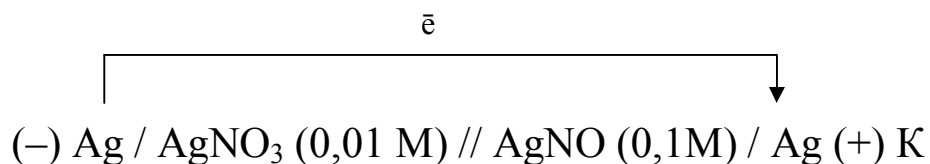
Рішення: стандартний електродний потенціал $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ В}$.

Позначимо потенціал першого електроду E_1 , а другого – E_2 , тоді

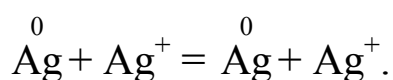
$$E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,01 = 0,68 \text{ В};$$

$$E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,74 \text{ В}.$$

Оскільки $E_1 < E_2$, то перший електрод є негативним полюсом елемента (анод), і електрони будуть переміщатись від нього до другого електрода (катод). Тобто, схема срібного концентраційного елемента має вигляд



Сумарний процес виглядає



7.1.3 Питання і задачі для самоконтролю

1. Що називають електродним потенціалом металу?
2. Який електродний потенціал називають стандартним? Як його визначають?
3. Від яких чинників залежить електродний потенціал металу? Як його розрахувати? Наведіть приклад
4. Як скласти гальванічний елемент? Наведіть приклад.
5. Які процеси відбуваються у гальванічному елементі?
6. У якому напрямку протікає окисно відновна реакція у гальванічному елементі?
7. Який метал буде негативним і який позитивним полюсом гальванічного елемента, який складається з цинкового і срібного електродів, які занурені у розчини їх солей? Відповідь мотивуйте.
8. Визначити ЕРС гальванічного елемента, який складається з цинкового електроду, який занурено у 0,0001М розчин цинк сульфату, та нікелевого електроду, який занурено у 0,1М розчин нікель сульфату.
9. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких нікель є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння процесів, які протікають на нікелевих електродах під час роботи елементів в першому і в другому випадках.
10. Які гальванічні елементи називаються концентраційними? Скласти гальванічний концентраційний елемент з кобальту, розрахувати ЕРС, якщо $C_a = 0,001$ моль/л, $C_k = 1$ моль/л.

Розділ 7.2 Корозія металів. Захист металів від корозії

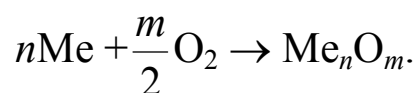
7.2.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Корозія металів – мимовільний процес руйнування металу, який протікає під дією навколишнього середовища. Корозію варто відрізнити від ерозії – механічного руйнування. Корозія приносить величезну шкоду. Основні втрати від корозії пов'язані не лише з безповоротною втратою металу, а із псуванням виробів, під дією корозії. Існує класифікація корозійних процесів

- по виду поразок: загальна; місцева; нитковидна; міжкристалітна;
- за механізмом протікання: хімічна і електрохімічна (велика частка);
- за умовами протікання.

Слід чітко розрізнити механізм протікання хімічної і електрохімічної корозії. *Хімічна корозія* – окисно-відновний процес руйнування металів під дією навколишнього середовища, який відбувається за високих температур та не супроводжується виникненням електричних корозійних струмів. За умовами протікання хімічна корозія буває газова та у середовищі рідин-неелектролітів (бензин, гас, толуол, органічні масла, мастила та ін.).

Газова корозія – найбільш розповсюджений вид хімічної корозії, що зумовлюється взаємодією металів з O_2 , SO_2 , H_2S , CO , CO_2 і іншими газами. Хімізм корозії під впливом кисню виражається рівнянням



Тобто, за механізму протікання корозійних процесів – це звичайна гетерогенна окисно-відновна реакція.

Швидкість окиснення металу і захисні властивості оксидних плівок залежать від цілісності (суцільності) оксидної плівки і швидкості дифузії окислювача через плівку. Суцільність плівки і її захисні властивості визначають фактором Пілінга-Бедворджа

$$\alpha = \frac{V_{\text{Me}_m\text{O}_n}}{V_{\text{Me}}},$$

де: $V_{\text{Me}_m\text{O}_n}$ – молекулярний об'єм оксидної плівки;

V_{Me} – молекулярний об'єм металу, що витрачено на утворення оксидної плівки.

Якщо $1 < \alpha < 2,5$, то така плівка має захисні властивості.

Найбільший збиток техніці і промисловості наносить електрохімічна корозія. *Електрохімічна корозія* – це процес руйнування металів у середовищі електролітів, що супроводжується появою електричного струму. Механізм електрохімічної корозії полягає в утворенні на поверхні металу мікрогальванічних елементів. Механізм контактної корозії пов'язано з виникненням мікро- чи макрогальванопар



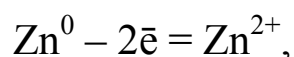
де: Д – деполяризатор (середовище).

При цьому анодний процес – процес окиснення (руйнування) більш активного металу, а катодний – процес відновлення. Деполяризатором-окисником виступають іони H^+ (у кислому середовищі: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$) або O_2 (у нейтральному чи лужному середовищі: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$).

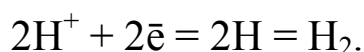
Як приклад електрохімічної корозії розглянемо дію сульфатної кислоти на технічний цинк, який містить домішки заліза. На поверхні такого цинку виникає багато мікроскопічних гальванічних елементів



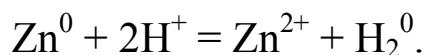
в яких цинк є анод, а залізо – катод. На цинку протікає анодний процес (процес окиснення)



а на залізі – катодний процес (процес відновлення)



Крім цього, цинк може розчинятись і при безпосередній взаємодії з кислотами за результатом реакції



Але дослід показує, що швидкість цієї реакції дуже мала порівняно зі швидкістю розчинення цинку як аноду гальванопари.

Електрохімічна корозія за умовами протікання буває атмосферна, контактна, при різному доступі O_2 , ґрунтова, морська, фретингова-корозія (агресивне середовище та сили тертя), кавітація (ударна дія корозійного середовища), електрокорозія під дією блукаючих струмів.

До числа основних засобів захисту металів від корозії відносять

- дія на метал (легування; нанесення металевих і неметалічних покриттів, електрохімічний захист);

- дія на агресивне середовище (створення інертної атмосфери, знекиснення агресивного середовища, ведення інгібіторів);

- раціональне конструювання виробів (зведення до мінімуму контактів різних металів, ізоляційні прокладки, заміна металевих деталей на деталі з не корозійних матеріалів, зменшення кількості щілин та зазорів, урахування можливості повторного нанесення захисних покриттів та ін.).

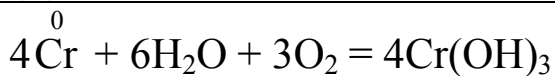
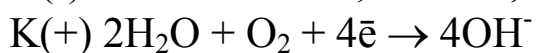
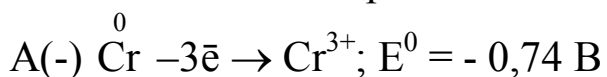
7.2.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Одна залізна деталь покрита хромом, а інша – міддю. Яке покриття буде анодним, а яке катодним? Складіть схеми катодного й анодного процесів, що будуть протікати у вологому середовищі, якщо покриття в обох випадках порушено. Які продукти корозії утворюються у цих випадках?

Рішення: порушення металевого покриття при наявності електроліту призводить до виникнення гальванопари, у якій покриття може виконувати роль анода (анодне покриття) чи роль катода (катодне покриття). Оскільки електродний потенціал заліза менший, ніж у міді і більший, ніж у хрому, то хромове покриття є анодним, а мідне – катодним. При порушенні покриття виникають такі гальванопари

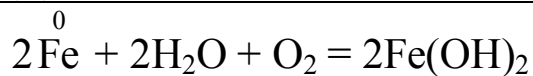
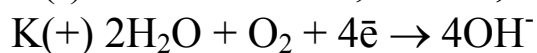
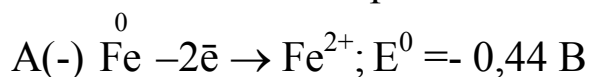
(-) Cr / H₂O, O₂ / Fe (+) та (-) Fe / H₂O, O₂ / Cu (+).

Анодне покриття



Висновок: руйнується покриття

Катодне покриття

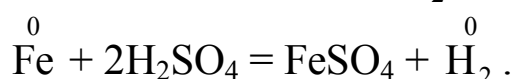
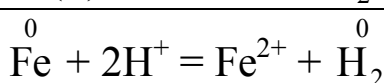
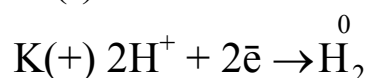
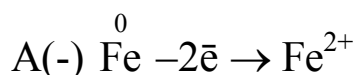


Висновок: руйнується залізна деталь

Приклад 2. Залізні цистерни застосовують для транспортування концентрованої сульфатної кислоти. Якщо з цистерни вилити кислоту і залишити на повітрі відкритою, то вона порівняно швидко ржавіє. Чому? Складіть електронні рівняння за цією корозією.

Рішення: відомо, що пасивними ділянками (мікрокатодами) у вуглецевій сталі є зерна карбїду заліза Fe₃C. Зерна α-заліза – мікроаноди. У даному випадку створюється гальванопара “метал–сполука металу”. Корозія у кислому середовищі (у концентрованій сульфатній кислоті) буде відбуватись з водневою деполяризацією

(-) Fe / H₂SO₄ / Fe₃C (+).



7.2.3 Лабораторна робота

«Корозія металів та способи захисту від неї»

Мета роботи: вивчити умови виникнення корозійних процесів, та розглянути вплив різних чинників на швидкість електрохімічної корозії, ознайомитися з деякими методами захисту від корозії.

Завдання: визначити процеси корозії металів, типи корозії, умови протікання електрохімічної корозії, методи захисту виробів від корозії, описати роботу гальванічних пар, які виникають при електрохімічній корозії, обрати метали для катодного і анодного покриттів, оцінити дію інгібіторів.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Дослідження електрохімічної контактної корозії:

– до пробірки з 2 мл розчину сульфатної кислоти занурте одну гранулу цинку та спостерігайте за його розчиненням. Через одну хвилину до гранули цинку, яка знаходиться у розчині, доторкніться мідною проволокою. Чому розчинення цинку стало більш інтенсивним? Напишіть рівняння реакцій, що відбувається;

– у дві пробірки з однаковою кількістю розбавленої сульфатної кислоти помістити по шматочку цинку. В одну з них додати 2-3 мл розчину мідного купоросу CuSO_4 . У якій з пробірок починається інтенсивна реакція? Зробіть висновок та складіть рівняння реакцій, що відбуваються.

Дослід 2. Корозія за різним доступом кисню:

– на зачищену поверхню сталевий пластинки наносять краплю спеціального реактиву, що складається з NaCl і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а поруч краплю фенолфталеїну. Через 5 – 7 хвилин спостерігають синє забарвлення у центрі краплі і рожеве – по її периферії;

– зробіть висновок та складіть рівняння реакцій, що виникають внаслідок різного доступу кисню до центральної частини поверхні пластинки і її периферійної частини.

Дослід 3. Дія активаторів корозії: у пробірки з розчинами солей хлорної міді і мідного купоросу опустіть проволоки з алюмінію. Поясніть явища, які відбуваються. Визначте, який газ і чому виділяється в одній з пробірок? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

Дослід 4. Застосування інгібіторів:

– у три пробірки з 2-3 мл хлоридної кислоти додайте гранули цинку;

– коли виділення водню стане інтенсивним, долийте до однієї з пробірок 1 мл розчину уротропіну, а до іншої – розчин калій дихромату, а третю пробірку залиште для порівняння;

– поясніть явища, які відбуваються. Поясніть дію інгібітора корозії. Запишіть рівняння відповідних реакцій.

7.2.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Дайте визначення корозії металів. Від чого вона залежить? Сформулюйте відмінність електрохімічної корозії від хімічної.

2. Визначте катодний і анодний процеси у явищах електрохімічної корозії?

3. Назвіть, як відрізняється корозія заліза у кислому середовищі від корозії у нейтральному середовищі? Для яких металів може представляти небезпеку лужне середовище? Чому?

4. Розглянути корозію мікрогальванопар Ni/Cu, Cr/Fe, Fe/Co. В якому випадку корозія відбувається швидше.

5. Які корозійні процеси будуть протікати, якщо магній знаходиться у контакті з міддю у нейтральному середовищі? Напишіть рівняння відповідних реакцій і укажіть вид корозії.

6. Залізо покрите оловом і знаходиться в сірчанокиислому середовищі. Яке це покриття і які хімічні реакції будуть протікати при його порушенні?

7. Чому, якщо до мідної пластинки, опущеної в кислоту, доторкнутися цинковою, то на міді починається бурхливе виділення водню? Дайте цьому пояснення, склавши рівняння реакцій, що відбуваються.

8. Назвіть основні методи захисту металу від корозії. Наведіть приклади.

9. Як відбувається у кислому середовищі корозія заліза: а) вкритого міддю; б) вкритого марганцем (у випадку порушення суцільності покриття). Відповідь мотивуйте рівняннями відповідних реакцій.

10. В якому випадку корозія заліза буде проходити швидше: у випадку луженого заліза або оцинкованого? Наведіть схему роботи мікрогальванопари у кислому і нейтральному середовищі.

Змістовий модуль 8 ЕЛЕКТРОЛІЗ СОЛЕЙ

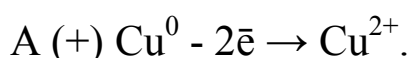
8.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Електроліз – це сукупність окісно-відновних процесів, які протікають на електродах при проходженні постійного електричного струму через розплав або розчин електроліту. Для здійснення процесу електролізу збирають прилад, що складається з джерела постійного струму, електродів, ємкості (електролізера), що містить розчин або розплав електроліту. Як і в гальванічному елементі, електрод, на якому при електролізі відбувається відновлення, називається *катодом*, а електрод, на якому здійснюється процес окиснення, – *анодом*. Однак, на відміну від гальванічних елементів, при електролізі анод має заряд позитивний («+»), а катод – негативний («-»).

Хімічні реакції, які протікають при електролізі, залежать від властивостей розчиненого електроліту, розчинника і матеріалу електродів. Розрізняють електроліз розплавів і розчинів електролітів; з розчинним і нерозчинним анодом. При електролізі у водному розчині виявляється конкуренція між іонами солі і води за участь в електродному процесі.

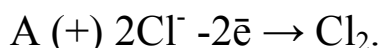
При розгляданні анодних процесів слід мати на увазі, що матеріал анода у ході електролізу може окислюватись. У зв'язку з цим розрізняють електроліз із інертним анодом і електроліз із активним анодом. Інертним (нерозчинний) називається анод, матеріал якого не зазнає окиснення в ході електролізу (вугілля, графіт, платина). Активним (розчинним) називається анод, матеріал якого може окислятися у ході електролізу (виготовлений із металу).

На активному аноді спостерігається активне розчинення металу, з якого виготовлений електрод. Наприклад, якщо анод виготовлено з міді, то на аноді відбувається реакція

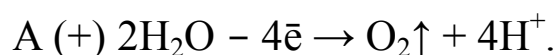


На інертному аноді послідовність залежить від вигляду аніону (кислотного залишку). Якщо кислотний залишок не містить кисню, то насамперед окиснюється він – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} (крім F^-), а

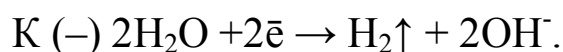
іон OH^- залишається у розчині. Наприклад, якщо кислотний залишок – хлорид іон Cl^- , то на аноді відбувається реакція



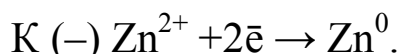
Якщо аніон кисневмісний (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}), то насамперед розряджаються молекули води і анодний простір підкислюється за рахунок утворення йонів гідрогену H^+



На катоді послідовність відновлення залежить від величини потенціалу металу. А саме, якщо потенціал металу менший за стандартний потенціал алюмінію – $E_{\text{Me}} \leq E_{\text{Al}}$, то насамперед йде відновлення йонів гідрогену H^+



Якщо ж потенціал металу більший за стандартний потенціал алюмінію – $E_{\text{Me}} > E_{\text{Al}}$, то насамперед йде відновлення самого металу



Кількісно процес електролізу характеризується законами М. Фарадея. *Перший закон*: маса речовини, яка утворюється при електролізі, пропорційна кількості електрики, що проходить через систему, і хімічному еквіваленту цієї речовини

$$m = \frac{E \cdot Q}{F}, \quad (8.1)$$

де: m – маса речовини, яка утворюється при електролізі, г;

E – еквівалентна маса металу;

Q – кількості електрики, що проходить через систему при електролізі;

F – постійна Фарадея, яка дорівнює 96500 Кл/моль.

Якщо вихід по струму не 100%, а дорівнює η ; кількості електрики, що проходить через систему при електролізі, визначити як

$$Q = I \cdot \tau,$$

а еквівалентну масу металу представити як

$$E = \frac{A}{n},$$

то формула (7.1) доповнюється і має вигляд

$$m = \frac{A \cdot I \cdot \tau \cdot \eta}{n \cdot 96500}, \quad (8.2)$$

де: A – атомна маса металу;

I – сила струму, А;

τ – час, с;

η – вихід за струмом вимірюється у долях від одиниці;

n – валентність металу.

Другий закон: при електролізі маси речовин, що виділились на електродах, прямопропорційні їх еквівалентам, тобто

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}, \quad (8.3)$$

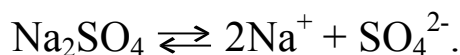
де: m_1 і m_2 – маси речовин, що виділились на електродах;

E_1 і E_2 – еквіваленти цих речовин.

8.2 Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Написати рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину натрій сульфату Na_2SO_4 з графітовими електродами.

Рішення: у водному розчині натрій сульфат дисоціює за схемою



При електролізі водного розчину Na_2SO_4 на графітових електродах відбуваються наступні процеси



Приклад 2. Написати рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину нікель хлориду NiCl_2 з нікелевим анодом.

Рішення: у водному розчині нікель хлорид дисоціює за схемою



При електролізі водного розчину NiCl_2 , якщо анод активний відбуваються наступні процеси

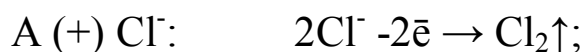


Приклад 3. Написати рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі розплаву калій хлориду KCl з інертним анодом.

Рішення: у розплаві калій хлорид дисоціює за схемою



При електролізі розплаву KCl , якщо анод інертний відбуваються наступні процеси

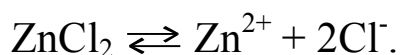


Приклад 4. Визначте, які речовини і у якій кількості виділяються на катоді при електролізі водного розчину солі ZnCl_2 (анод – інертний) протягом однієї години при силі струму 2 А і виході по струму 85%?

Дано:
розчин ZnCl_2 ;
анод – інертний;
 $\tau = 1$ година =
3600 с;
 $I = 2$ А;
 $\eta = 85\% = 0,85$.

m – ?

Рішення: у водному розчині нікель хлорид дисоціює за схемою



При електролізі водного розчину ZnCl_2 , якщо анод інертний відбуваються наступні процеси





На катоді утворюється цинк, масу якого розрахуємо за формулою (8.2)

$$m = \frac{A \cdot I \cdot t \cdot \eta}{n \cdot 96500} = \frac{65 \cdot 2 \cdot 3600 \cdot 0.85}{2 \cdot 96500} = 2,1 \text{ г.}$$

Відповідь: при електролізі розчину солі ZnCl_2 на катоді виділяється цинк масою 2,1 г.

8.3 Лабораторна робота «Електроліз солей»

Мета роботи: ознайомитись з процесами, які протікають на розчинних і нерозчинних електродах при електролізі водних розчинів електролітів, з розрахунками мас твердих речовин, які виділяються на електродах.

Завдання: записати послідовність протікання електродних процесів на катоді та аноді, визначити масу речовин, які утворюються на електродах, під час електролізу за основними законами електролізу.

Дослід 1. Електроліз розчину з нерозчинним анодом: в U – подібну трубку з розчином CuSO_4 , занурити графітові електроди та пропускати струм протягом 10 хв. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються на електродах. Розрахувати, яка кількість міді виділиться на катоді при силі струму 2 А протягом 30 хв.

Дослід 2. Електроліз з розчинним анодом: приєднати електрод з міддю, яка виділилась у попередньому досліді, до позитивного полюсу джерела струму, а інший електрод – до негативного полюсу та пропускати електричний струм. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються на електродах. Зробити висновок про застосування такого методу електролізу.

Дослід 3. Електроліз водного розчину натрій сульфату: до U–подібної трубки для електролізу налити розчин натрій сульфату, до якого добавлено розчин лакмусу. Занурити графітові електроди, увімкнути струм і спостерігати зміни забарвлення розчину у

приелектродних просторах. Дати пояснення змінам забарвлення. Скласти схему електролізу водного розчину натрій сульфату.

8.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Дайте визначення електролізу солей? Від чого він залежить?
2. Визначте, у чому полягає відмінність електродних процесів у гальванічних елементах від електродних процесів, що виникають при електролізі?
3. Назвіть та наведіть приклади, від чого залежить анодний процес?
4. Назвіть та наведіть приклади, від чого залежить катодний процес?
5. Визначте, чим відрізняється електроліз розчинів та розплавів солей? Наведіть приклади.
6. Напишіть рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі з графітовими електродами водних розчинів речовин: а) кальцій нітрату; б) натрій хлориду; в) ферум(II) сульфату.
7. Напишіть рівняння реакцій катодного і анодного процесів, що відбуваються при електролізі з нікелевим анодом водного розчину нікель сульфату.
8. Струм силою 1,5 А проходить через розчин ферум(II) сульфату протягом години. Визначити масу речовини, яка виділилась на катоді. Яка це речовина?
9. При проходженні струму 5 А через розчин електроліту за 2 години 20 хв. виділилось 12,4 г двовалентного металу. Визначити його еквівалентну масу.
10. Де застосовують електроліз на практиці? Наведіть приклади.

9 Блок залікових модулів

КОНТРОЛЬ РІВНЯ ЗНАНЬ НА ЗАСВОЄННЯ ЗМІСТУ ДИСЦИПЛІНИ

9.1 Заліковий модуль по блоку змістовних модулів №1 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РОЗЧИНИ

1. ФАКТОРИ, ЯКІ ВПЛИВАЮТЬ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

- А. концентрація реагуючих речовин
- Б. температура
- В. тиск
- Г. форма посудини
- Д. каталізатор
- Е. об'єм системи

2. ТВЕРДЖЕННЯ, ЩО ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ПОСТІЙНА У ЧАСІ

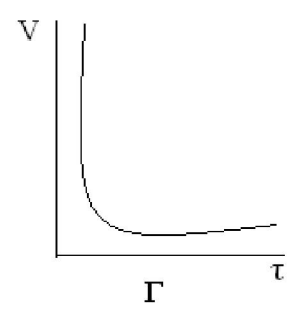
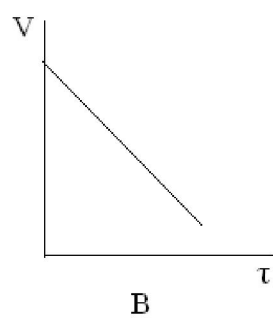
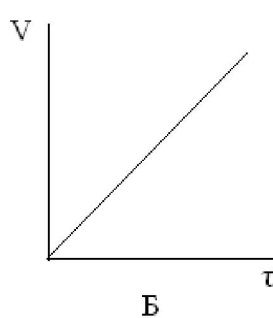
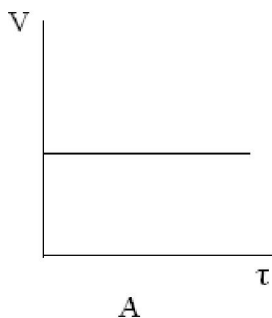
А. правильно

Б. неправильно

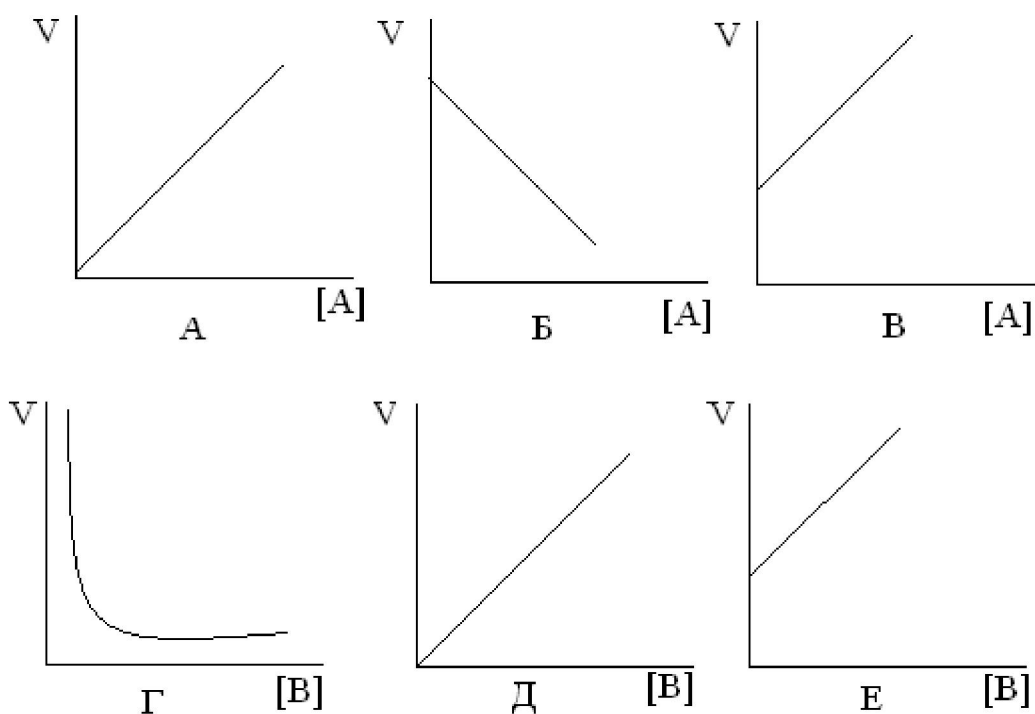
3. ШВИДКІСТЬ НЕЗВОРОТНОЇ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ

- А. реагуючих речовин
- Б. продуктів реакції
- В. реагуючих речовин і продуктів реакції

4. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ У ЧАСІ ЗМІНЮЄТЬСЯ ЗГІДНО ГРАФІЧНІЙ ЗАЛЕЖНОСТІ



5. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ $A_{(r)}+B_{(r)}=C_{(r)}$ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН ЗГІДНО ГРАФІКУ



6. КОНСТАНТА ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ НЕ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД ФАКТОРА

- А. температури
- Б. концентрації реагуючих речовин
- В. каталізатора
- Г. природи реагуючих речовин
- Д. тиску

7. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ГАЗОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЙ КОМПОНЕНТІВ $2A+B+D=F$

- А. $v = k [A] [B] [D]$
- Б. $v = k [A]^2 [B] [D]$
- В. $v = k [A] [B]$
- Г. $v = k [A] [D]^2$

ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ЗАГАЛЬНОГО ТИСКУ У 2 РАЗИ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ ЗРОСТАЄ У _____ РАЗ

- Д. 16;
- Е. 8;
- Ж. 4;
- З. 2

8. ШВИДКІСТЬ РІДКОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ $AgNO_3+HCl=AgCl+HNO_3$ ПРИ РОЗБАВЛЕННІ РОЗЧИНУ

ВИХІДНИХ РЕЧОВИН У 3 РАЗИ ЗМІНИТЬСЯ НАСТУПНИМ ЧИНОМ

- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| А. збільшується у 3 рази | Г. зменшується у 6 раз |
| Б. зменшується у 3 рази | Д. збільшується у 9 раз |
| В. збільшується у 6 раз | Е. зменшується у 9 раз |

9. ХАРАКТЕР ЗМІНИ ШВИДКОСТІ ГЕТЕРОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ $\text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = \text{CaCO}_{3(r)}$ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ В СИСТЕМІ У 2 РАЗИ

- | | |
|------------------------|------------------------|
| А. збільшення у 4 рази | В. збільшення у 2 рази |
| Б. зменшення у 4 рази | Г. зменшення у 2 рази |

10. СЕРЕДНЯ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ $\text{A}_{(r)} + \text{B}_{(r)} = \text{C}_{(r)}$ ДОРІВНЮЄ 0,004 моль/л·с, ПОЧАТКОВІ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕЧОВИН А ТА В ВІДПОВІДНО ДОРІВНЮЮТЬ 2 ТА 3 моль/л. ЧЕРЕЗ 20 с КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ А ДОРІВНЮЄ

- | | | |
|-------------------------|------------------|-----------------|
| А. 1,996 моль/л; | Б. 1,92 моль/л; | В. 1,992 моль/л |
| КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ В | | |
| Г. 2,996 моль/л; | Д. 2,992 моль/л; | Е. 2,92 моль/л |

11. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ ГАЗОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ $2\text{H}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$ ПРИ ОДНОЧАСНОМУ ЗБІЛЬШЕННЮ КОНЦЕНТРАЦІЇ ВОДНЮ У 4 РАЗИ І ЗМЕНШЕННІ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСНЮ У 2 РАЗИ

- | | |
|-------------------------|--------------------------|
| А. збільшення у 4 рази | Г. зменшення у 4 рази |
| Б. зменшення у 2 рази | Д. збільшення у 16 разів |
| В. збільшення у 8 разів | Е. зменшення у 8 разів |

12. ЗБІЛЬШЕННЯ ТИСКУ У 3 РАЗИ ПРИЗВОДИТЬ ДО ЗБІЛЬШЕННЯ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ У 9 РАЗІВ ДЛЯ ХІМІЧНОЇ СИСТЕМИ

- | | |
|--|--|
| А. $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ | В. $\text{Cl}_2 + \text{H} = \text{HCl} + \text{Cl}$ |
| Б. $\text{O}_2 + \text{H}^+ = \text{OH}^- + \text{O}^{2-}$ | Г. $\text{H}_2 + \text{O}^{2-} = \text{OH}^- + \text{H}^+$ |

13. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ $2\text{NO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = 2\text{NOCl}_{(r)}$ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

- | | |
|--------------------------------------|--|
| А. $v = k [\text{NO}] [\text{Cl}_2]$ | В. $v = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2] [\text{NOCl}]^2$ |
|--------------------------------------|--|

$$\text{Б. } v = k [\text{NO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$\text{Г. } v = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$$

14. КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ B_2 В РЕАКЦІЇ $2\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{2(\text{r})} = 2\text{A}_2\text{B}$ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У 16 РАЗІВ. ДЛЯ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ ПОСТІЙНОЇ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ КРАТНІСТЬ ЗМЕНШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕЧОВИНИ A_2 ПОВИННА СКЛАДАТИ

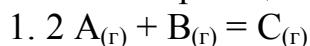
А. 8;

Б. 4;

В. 2

15. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

Рівняння реакції



Вираз швидкості реакції

А. $v = k [\text{A}] [\text{B}]$

Б. $v = k [\text{A}] [\text{B}]^2$

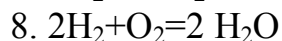
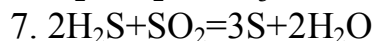
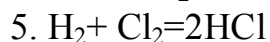
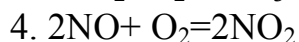
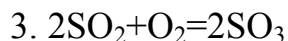
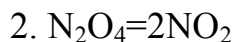
В. $v = k [\text{A}]$

Г. $v = k [\text{B}]$

Д. $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}]$

16. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ ПРЯМИХ ГАЗОВИХ РЕАКЦІЙ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ У 3 РАЗИ

Рівняння реакції



Кратність збільшення швидкості реакції

А. 3

Б. 6

В. 9

Г. 18

Д. 27

Е. 54

Ж. 81

17. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ ПРИ ЗМІНІ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

Зміна концентрацій компонентів А и В

1. збільшення концентрації А в 2 рази

2. збільшення концентрації В у 2 рази

3. збільшення концентрації А и В у 2 рази

Кратність збільшення швидкості реакції

А. 8

Б. 6

В. 4

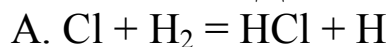
Г. 2

18. ЧИМ ВИЩЕ ЗНАЧЕННЯ ЕНЕРГІЇ АКТИВАЦІЇ, ТИМ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ

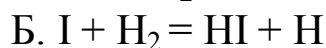
А. вище

Б. нижче

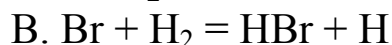
19. ВКАЖІТЬ РЯД ЗБІЛЬШЕННЯ ШВИДКОСТЕЙ РЕАКЦІЙ



$E_A = 22 \text{ кДж}$

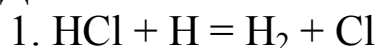


$E_A = 140 \text{ кДж}$

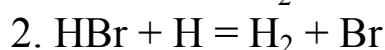


$E_A = 81 \text{ кДж}$

20. ДЛЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ



$E_A = 15 \text{ кДж}$



$E_A = 6 \text{ кДж}$

СПІВВІДНОШЕННЯ ШВИДКОСТЕЙ РЕАКЦІЇ

А. $v_1 = v_2$

Б. $v_1 < v_2$

В. $v_1 > v_2$

21. ТЕМПЕРАТУРНИЙ КОЕФІЦІЄНТ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ДОРІВНЮЄ 2,8. ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ ВІД 20 ДО 75 °С ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ ЗМІНЮЄТЬСЯ

А. збільшується в $2,8^2$ разів

Б. збільшується в $2,8 \cdot (75 - 20)$ разів

В. зменшується в $2,8^2$ разів

Г. зменшується в $2,8 \cdot (75 - 20)$ разів

Д. збільшується в $2,8^{(75-20)/10}$ разів

Є. збільшується в $2,8^{75/10}$ разів

Ж. зменшується в $2,8^{(75-20)/10}$ разів

З. зменшується в $2,8^{75/10}$ разів

22. ЯКЩО ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ НА 30° ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У 64 РАЗИ, ТО ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ НА КОЖНІ 10° ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У _____ РАЗИ

А. 2

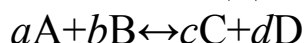
Б. 3

В. 4

23. ЯКЩО ПРИ ТЕМПЕРАТУРІ 50 °С РЕАКЦІЯ З ТЕМПЕРАТУРНИМ КОЕФІЦІЄНТОМ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ 3 ПРОТІКАЄ ЗА 2 хв 15 с, ТО ПРИ 70 °С ТРИВАЛІСТЬ РЕАКЦІЇ СКЛАДАЄ, с

$$\text{A. } \frac{135 \cdot 2}{3} \quad \text{Б. } \frac{135 \cdot 3}{2} \quad \text{В. } \frac{135}{9} \quad \text{Г. } \frac{135 \cdot 2}{9}$$

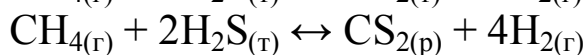
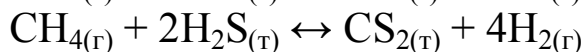
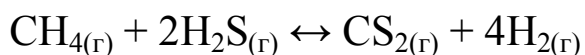
24. КОНСТАНТА РІВНОВАГИ ДЛЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ



ДОРІВНЮЄ

$$\begin{array}{ll} \text{A. } K = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d} & \text{Г. } K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \\ \text{Б. } K = \frac{[A] \cdot [B]}{[C] \cdot [D]} & \text{Д. } K = \frac{[A]^a + [B]^b}{[C]^c + [D]^d} \\ \text{В. } K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} & \text{Е. } K = \frac{[C]^c + [D]^d}{[A]^a + [B]^b} \end{array}$$

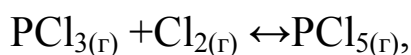
25. ВИРАЗИ ДЛЯ КОНСТАНТ РІВНОВАГИ РЕАКЦІЙ



А. однакові

Б. різні

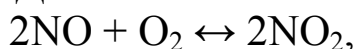
26. КОНСТАНТА РІВНОВАГИ ДЛЯ ГОМОГЕННОЇ ХІМІЧНОЇ СИСТЕМИ



ЯКА ЗАЙМАЄ ОБ'ЄМ 10 л Й МІСТИТЬ 0,5 моль PCl_5 , 2 моль Cl_2 Й 0,1 моль PCl_3 , ДОРІВНЮЄ

$$\begin{array}{llll} \text{A. } \frac{0,5}{2 \cdot 0,1}; & \text{Б. } \frac{2 \cdot 0,1}{0,5}; & \text{В. } \frac{\frac{0,5}{10}}{\frac{2 \cdot 0,1}{10}}; & \text{Г. } \frac{\frac{2}{10} \cdot \frac{0,1}{10}}{0,5} \end{array}$$

27. ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ В 2 РАЗИ В ХІМІЧНІЙ ГОМОГЕННІЙ ГАЗОПОДІБНІЙ СИСТЕМІ



ШВИДКІСТЬ ПРЯМОЇ РЕАКЦІЇ СТАНЕ БІЛЬШЕ, НІЖ ШВИДКІСТЬ ЗВОРОТНОЇ РЕАКЦІЇ В КІЛЬКІСТЬ РАЗІВ

А. 2 Б. 4 В. 8 Г. 16

28. ЗБІЛЬШЕННЯ РІВНОВАЖНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ CO_2 БУДЕ СПРИЯТИ ЗБІЛЬШЕННЮ ВИХОДУ ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЙ

- А. $\text{C}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(г)}$
 Б. $\text{C}_{(т)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)}$
 В. $\text{I}_{2(г)} + 5\text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow \text{I}_2\text{O}_{5(т)} + 5\text{CO}_{(г)}$
 Г. $\text{CaCO}_{3(т)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$

29. ВИРАЗ КОНСТАНТИ РІВНОВАГИ ЗАЛЕЖНО ВІД АГРЕГАТНОГО СТАНУ РЕЧОВИН

Реакція	Константа рівноваги
1. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(п)} \leftrightarrow \text{CS}_{2(п)} + 4\text{H}_{2(г)}$	А. $K = \frac{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}$;
2. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} \leftrightarrow \text{CS}_{2(г)} + 4\text{H}_{2(г)}$	
3. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} \leftrightarrow \text{CS}_{2(п)} + 4\text{H}_{2(г)}$	Б. $K = \frac{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4]}$;
4. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} \leftrightarrow \text{CS}_{2(п)} + 4\text{H}_{2(г)}$	
5. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} \leftrightarrow \text{CS}_{2(г)} + 4\text{H}_{2(г)}$	В. $K = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4]}$

30. ЗСУВ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ

Хімічна реакція	Напрямок зсуву рівноваги
1. $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$	А. вліво
2. $\text{C}_{(т)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)}$	Б. вправо
3. $\text{I}_{2(г)} + 5\text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow \text{I}_2\text{O}_{5(т)} + 5\text{CO}_{(г)}$	В. не змінюється
4. $2\text{HBr}_{(г)} \leftrightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)}$	
5. $\text{NO}_{2(г)} + \text{SO}_{2(г)} \leftrightarrow \text{SO}_{3(г)} + \text{NO}_{(г)}$	

31. ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ КОНЦЕНТРАЦІЇ ВУГЛЕКИСЛОГО ГАЗУ В ХІМІЧНИХ СИСТЕМАХ

- А. $\text{CaCO}_{3(т)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$
 Б. $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(г)}$
 В. $\text{H}_2\text{CO}_{3(п)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(п)} + \text{CO}_{2(г)}$
 Г. $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$

ЗБІЛЬШУЄТЬСЯ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ

1. прямої

2. зворотної

32. ТВЕРДЖЕННЯ, ЩО В КОЖНОМУ АКТИ РОЗГАЛУЖЕНОЇ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ОБОВ'ЯЗКОВО УТВОРИТЬСЯ БІЛЬШЕ ОДНОГО АКТИВНОГО ЦЕНТРА

А. правильно

Б. неправильно

33. РЕАКЦІЇ, ЩО ПРОТІКАЮТЬ ЗА ЛАНЦЮГОВИМ МЕХАНІЗМОМ

А. окиснення

Г. вибухи

Б. горіння

Д. полімеризація

В. корозія

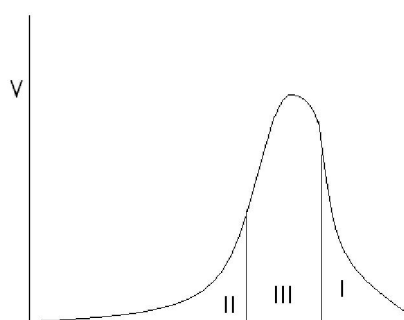
Е. гідроліз

34. НА КІНЕТИЧНІЙ КРИВІЙ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ВКАЖІТЬ ПЕРІОДИ

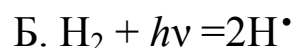
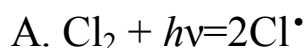
А. ініціювання

Б. ріст ланцюга

В. обрив ланцюга



35. ІНІЦЮВАННЯ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ УТВОРЕННЯ HCl

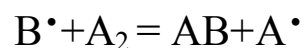
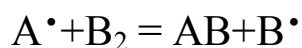


36. ШВИДКІСТЬ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ПРИ ЗМЕНШЕННІ ДІАМЕТРА РЕАКЦІЙНОЇ ПОСУДИНИ

А. збільшується

Б. зменшується

37. СТАДІЯ РОСТУ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ВИРАЖАЄТЬСЯ РІВНЯННЯМИ



ДАНА ЛАНЦЮГОВА РЕАКЦІЯ Є

А. нерозгалуженої

Б. розгалуженої

38. ФАЗИ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ $H_2 + Br_2 = 2HBr$

Фаза	Назва
1. $Br^\bullet + Br^\bullet = Br_2$	А початок ланцюга
2. $Br_2 = 2Br^\bullet$	
3. $Br^\bullet + H_2 = HBr + H^\bullet$	Б. продовження ланцюга
4. $H^\bullet + Br^\bullet = HBr$	
5. $H^\bullet + H^\bullet = H_2$	
6. $H^\bullet + Br_2 = HBr + Br^\bullet$	В. обрив ланцюга

39. ВИДИ КОНЦЕНТРАЦІЙ

Концентрація речовини	Формула	Розмірність
1. Масова частка	А. $C = \frac{m}{V \cdot M}$	I. г-екв/л
2. Еквівалентна		II. моль/л
3. Молярна	Б. $m = \frac{V_{\text{речовини}}}{m_{\text{розч-ка}}}$	III. г/кг
	В. $\omega = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100\%}{m_{\text{розчину}}}$	IV. г/100 г
	Г. $N = \frac{m}{\varepsilon \cdot V}$	V. моль/кг

40. РОЗЧИН ПРИГОТОВЛЕНИЙ З 10 Г НІКЕЛЬ СУЛЬФАТУ Й 190 Г ВОДИ, ОТЖЕ МАСОВА ЧАСТКА (В %) РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ ДОРІВНЮЄ

А. 2 Б. 5 В. 10 Г. 20

41. ОБ'ЄМ 0,1 М РОЗЧИНУ $CuSO_4$, ЩО МІСТИТЬ 8 Г СОЛІ, ДОРІВНЮЄ

А. 50 мл Б. 100 мл В. 500 мл Г. 1 л Д. 1,5 л

42. 40 Г КУПРУМ СУЛЬФАТУ МІСТИТЬСЯ В ___мл 0,1 Н РОЗЧИНУ СОЛІ

А. 500 Б. 1000 В. 2000 Г. 4000 Д. 5000

43. ПРИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ 100 мл 0,5 Н РОЗЧИНУ HNO_3 ВИТРАТИЛИ 80 мл РОЗЧИНУ КОН. ВИЗНАЧИТЕ НОРМАЛЬНУ КОНЦЕНТРАЦІЮ ЛУГУ

$$A. \frac{80 \cdot 100}{0,5}$$

$$B. \frac{100 \cdot 0,5}{80}$$

$$B. \frac{80 \cdot 0,5}{100}$$

44. КОНСТАНТА ДИСОЦІАЦІЇ H_3PO_4 ПО ПЕРШОМУ СТУПЕНЮ

$$A. K = \frac{[PO_4^{3-}] \cdot [H^+]^3}{[H_3PO_4]}$$

$$B. K = \frac{[H_2PO_4^-] \cdot [H^+]}{[H_3PO_4]}$$

45. ІЗ ЗАЗНАЧЕНОГО РЯДУ ВИБЕРІТЬ СЛАБКИЙ ЕЛЕКТРОЛІТ

1. K_2S 2. K_2SiO_3 3. H_3PO_4 4. KBr 5. K_3PO_4

УКАЖІТЬ ЧИСЛО ЙОГО СТАДІЙ ДИСОЦІАЦІЇ

A. 1

B. 2

B. 3

46. СИЛА ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Формула речовини	Сила електроліту	Ступінь дисоціації
1. Na_2SO_4	A. сильний	I. $\alpha < 0,3$
2. Na_2CO_3	B. середньої сили	II. $\alpha > 0,3$
3. H_2CO_3	B. слабкий	III. $\alpha < 0,03$
		IV. $0,03 < \alpha < 0,3$
		V. $\alpha > 0,03$

47. У РОЗЧИНІ З $pOH=4$ КОНЦЕНТРАЦІЯ OH^- -ІОНІВ ДОРІВНЮЄ

A. $\ln 10^{-1}$

B. $-\lg 10^{-1}$

B. 10^4

Г. 10^{-4}

48. У РОЗЧИНІ З $pOH=10$ КОНЦЕНТРАЦІЯ H^+ -ІОНІВ ДОРІВНЮЄ

1. 10^{-10} моль/л

4. 10^4 моль/л

2. 10^{10} моль/л

5. 10^{pOH-14} моль/л

3. 10^{-4} моль/л

6. 10^{-pOH} моль/л

A. правильно 3,5

B. правильно 2

B. правильно 1, 6

Г. правильно 4

49. СПІЛЬНИЙ ГІДРОЛІЗ ПРОТІКАЄ ПРИ ЗЛИВАННІ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

A. $NiCl_2$

B. $Cu(NO_3)_2$

B. $(NH_4)_2SiO_3$

Г. CH_3COONa

50. ЗМІНЕННЯ КИСЛОТНОСТІ СЕРЕДОВИЩА ПРИ ГІДРОЛІЗІ

Формула речовини	Група солей при гідролізі	Середовище розчину
1. FeCl_3	А. перша	І. кисле
2. NaCl	Б. друга	ІІ. нейтральне
3. NH_4CN	В. третя Г. четверта	ІІІ. лужне

9.2 Заліковий модуль по блоку змістовних модулів №2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

1. ПРОЦЕС $\text{S}^{-2} \dots \rightarrow \text{S}^{+6}$ ВІДОБРАЖАЄ

1. відновлення 2. окиснення

У ПРОЦЕСІ ПРИЙМАЮТЬ УЧАСТЬ ЕЛЕКТРОНИ В КІЛЬКОСТІ

А. 4; Б. 2; В. 6; Г. 8.

2. ВКАЖІТЬ, ЯКІ З ПРИВЕДЕНИХ ПРОЦЕСІВ Є

1. відновлення 2. окиснення

А. $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$ Б. $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}_3^{2-}$ В. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$

Г. $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}$ Д. $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+$

3. СПЛУКИ ХЛОРУ ПРОЯВЛЯЮТЬ ВЛАСТИВОСТІ

1. відновника 2. окисника

А. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ Б. $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl}$

В. $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ Г. $2\text{KClO} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{O}_2$

4. З НАВЕДЕНОГО РЯДУ АТОМІВ ТА ІОНІВ ВКАЖІТЬ

1. відновники 2. окисники

А. N^{-3} ; Б. N^{+5} ; В. S^{-2} ; Г. S^{+6} ; Д. Cl^{+7} ; Е. Cl^{\cdot} .

5. ВИЗНАЧТЕ ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

А. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ Г. $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Б. $4\text{P} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$ Д. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$

В. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ Г. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

6. СПЛУКИ СУЛЬФУРУ РОЗТАШУЙТЕ В РЯД
ЗБІЛЬШЕННЯ ЇХ ОКИСНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ

А. SO_2 Б. S В. H_2SO_4 Г. H_2S

7. ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ ЗСУВАЄТЬСЯ У НЕГАТИВНУ ОБЛАСТЬ ПРИ

- А. збільшенні окислювальної здатності метало-іонів
 Б. збільшенні відновлювальної здатності атомів металу

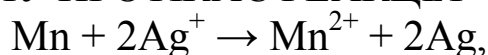
8. ЦИНК ОКИСНЮЄТЬСЯ У ГАЛЬВАНІЧНОМУ ЕЛЕМЕНТІ

- А. $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$
 Б. $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$
 В. $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$

9. СТРОК ПРАЦІ КОРОТШИЙ ДЛЯ ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТУ

- А. $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$ Б. $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$

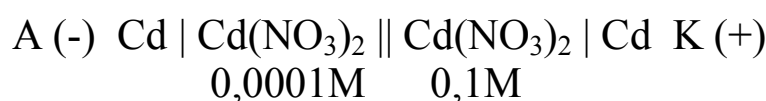
10. ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА В, ЯКОМУ ПРОТІКАЄ РЕАКЦІЯ



ЗБІЛЬШУЄТЬСЯ ПРИ УМОВІ

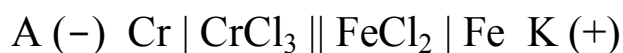
- А. збільшення концентрації йонів Ag^+
 Б. збільшення концентрації йонів Mn^{2+}

11. ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА КОНЦЕНТРАЦІЙНОГО ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА



- А. $0,059 \lg 10^3$ Б. $0,059 \lg 10^{-3}$
 В. $\frac{0,059}{2} \lg 10^3$ Г. $\frac{0,059}{2} \lg 10^{-3}$

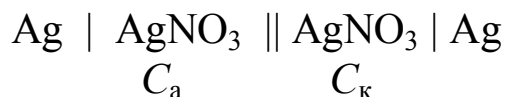
12. ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА



В СТАНДАРТНИХ УМОВАХ

- А. - 0,3 В Б. 0,3 В
 В. - 1,08 В Д. 1,08 В

13. ЗБІЛЬШЕННЮ ЕРС ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА



СПРИЯЄ

1. ЗМЕНШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ C_a
2. ЗМЕНШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ C_k
3. ЗБІЛЬШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ C_a
4. ЗБІЛЬШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ C_k

- А. правильно 1,2
 Б. правильно 3,4
 В. правильно 1,4
 Г. правильно 2,3

14. ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ СВИНЦЮ В 10^{-6} М РОЗЧИНІ СОЛІ PbCl_2

- А. $-0,188$ В Б. $-0,072$ В В. $-0,014$ В Г. $-0,159$ В Д. $-0,307$ В

15. ЕРС ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТУ, ЩО СКЛАДАЄТЬСЯ З ЗОЛОТОГО ЕЛЕКТРОДУ, ЗАНУРЕНОГО У 10^{-6} М РОЗЧИН СОЛІ $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$, ТА ОЛОВ'ЯНОГО ЕЛЕКТРОДУ, ЗАНУРЕНОГО У 10^{-4} М РОЗЧИН $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ ДОРІВНЮЄ

- А. $-1,636$ В Б. $1,36$ В В. $1,636$ В Г. $1,582$ В Д. $1,698$ В

16. ЕЛЕКТРОДИ ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА

Анод гальванічного елемента Можливі варіанти катода

1. Ni

А. Cd і Cu

Б. Pb і Cu

2. Mn

В. Zn і Al

Г. Mg і Al

17. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ

Вид хімічного джерела струму	Характеристика електрохімічної реакції	Приклад
1. первинні	А. оборотна	I. Zn / NH_4Cl / MnO_2 , С II. Pb / H_2SO_4 / PbO_2 , Pb
2. вторинні	Б. необоротна	III. Fe / KOH / Ni_2O_3 , Ni IV. Zn / KOH / HgO, С V. Zn / NaOH / O_2 , С

18. ПОРІВНЯЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА КИСЛОТНИХ І ЛУЖНИХ АКУМУЛЯТОРІВ

Тип електроліту акумулятора	Переваги	Недоліки
1. кислотний	А. високе значення ККД	I. виска вартість
2. лужний	Б. добре переносять перегрів та перевантаження	II. нездатність тривало зберігати запас енергії
	В. нечутливість до надлишкового заряду та розряду	III. велика вага
	Г. велике число циклів роботи	IV. нездатність розряджатися великими токами
	Д. тривалий строк експлуатації (до 15 років)	V. процес сульфатації
		VI. невелике число циклів роботи (300 – 500)
		VII. малий строк зберігання без електроліту (1 – 2 роки)

19. У КЛАСИФІКАЦІЮ КОРОЗИЙНИХ ПРОЦЕСІВ ЗА УМОВАМИ ПРОТІКАННЯ НЕ ВКЛЮЧЕНА КОРОЗИЯ

- | | |
|---------------|---------------|
| А. газова | Г. нитковидна |
| Б. атмосферна | Д. плямами |
| В. контактна | Е. ґрунтова |

20. РІЗНИЙ ДОСТУП КИСНЮ ЗАБЕЗПЕЧИТЬ РУЙНУВАННЯ ТРУБИ

- А. с кінця у глинистому шарі
Б. с кінця у шарі торфу

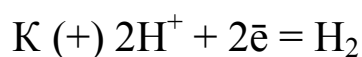
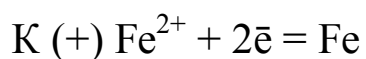


21. КОРОЗИЯ В ЛУЖНОМУ СЕРЕДОВИЩІ ВІДСУТНЯ ДЛЯ КОНТАКТНОЇ ПАРИ МЕТАЛІВ

- А. Fe/Cu Б. Fe/Zn В. Fe/Al

22. ЗАХИСТ СТАЛЕВОЇ КОНСТРУКЦІЇ ВІД КОРОЗІЇ ПРОТЕКТОРОМ З МАГНІЮ В КИСЛОМУ СЕРЕДОВИЩІ ВИРАЖАЄТЬСЯ РІВНЯННЯМИ

- | | |
|--|--|
| 1. А (-) $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ | 3. А (-) $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$ |
| К (+) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ | К (+) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$ |
| 2. А (-) $\text{Mg} - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$ | 4. А (-) $\text{Mg} - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$ |



23. МЕТАЛЕВІ ЗАХИСНІ ПОКРИТТЯ НАНОСЯТЬСЯ У ПРОЦЕСАХ

- | | |
|---------------|---------------|
| А. анодування | Г. легування |
| Б. цинкування | Д. алітування |
| В. лудіння | Е. травлення |

24. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Вид корозії	Середовище	Умови протікання
1. хімічна	А. розчин електроліту	І. нафтові масла
2. електрохімічна	Б. газове	ІІ. морська вода
	В. середовище неелектроліту	ІІІ. газоподібний водень
		ІV. атмосферне повітря
		V. ґрунтова вода
		VI. контакт різних металів
		VII. атмосфера CO ₂

25. КОРОЗІЯ ЗАЛІЗА У РІЗНИХ СЕРЕДОВИЩАХ

Середовище	Рівняння реакції		Продукти корозії
	анодної	катодної	
1. кисле	А. $\text{Fe}^0 - 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+}$	А. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	І. сіль
2. нейтральне	Б. $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	Б. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	ІІ. оксид
	В. $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	В. $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	ІІІ. гідроксид

26. ВКАЖІТЬ ПОСЛІДОВНІСТЬ КАТОДНОГО ВИДІЛЕННЯ МЕТАЛІВ З РОЗЧИНУ, ЯКИЙ ВМІЩУЄ СУМІШ ІОНІВ

- | | | | |
|---------------------|---------------------|--------------------|---------------------|
| А. Cr ³⁺ | Б. Zn ²⁺ | В. Ag ⁺ | Г. Cu ²⁺ |
|---------------------|---------------------|--------------------|---------------------|

27. ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ ВОДНОГО РОЗЧИНУ СОЛІ Cd(NO₃)₂ НА АНОДІ ПРОХОДИТЬ РЕАКЦІЯ $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$. МАТЕРІАЛОМ АНОДУ Є

- | | | |
|-------|-------|-------|
| А. Cd | Б. Ag | В. Pt |
|-------|-------|-------|

28. ЗНАЧЕННЯ pH У ПРИЕЛЕКТРОДНОМУ ПРОСТОРИ ОДНОГО З ЕЛЕКТРОДІВ ЗРОСЛО ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ СОЛІ

- | | | |
|--------------------------------------|----------------------|-----------------------------------|
| А. Cu(NO ₃) ₂ | Б. CuCl ₂ | В. K ₂ SO ₄ |
|--------------------------------------|----------------------|-----------------------------------|

29. ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ РОЗЧИНУ NaCl І ЙОГО РОЗПЛАВУ ВІДРІЗНЯЮТЬСЯ ПРОЦЕСИ

А. анодні

Б. катодні

30. РОЗКЛАДАННЯ ВОДИ ПРОХОДИТЬ ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

А. KI

Б. KNO₃

В. Cu(NO₃)₂

Г. Na₂SO₄

31. ОДНАКОВІ ПРОДУКТИ УТВОРЮЮТЬСЯ ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

А. Na₂SO₄; Б. CuSO₄; В. KCl; Г. FeCl₂; Д. KNO₃; Е. MgCl₂

32. КОНЦЕНТРАЦІЯ ЯКИХ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ З НАВЕДЕНИХ СОЛЕЙ

А. CdBr₂; Б. NaNO₃; В. Ca(NO₃)₂; Г. ZnI₂

ПРИ ПРОВЕДЕННІ ЕЛЕКТРОЛІЗУ

1. зростає

2. зменшується

33. В АНОДНОМУ ПРОСТОРІ НАКОПИЧУЄТЬСЯ КИСЛОТА ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

А. NaI

Б. FeCl₂

В. LiNO₃

Г. FeSO₄

34. МАСА СРІБЛА, ЯКА ВИДІЛЯЄТЬСЯ НА КАТОДІ ПРИ ПРОПУСКАННІ СТРУМУ СИЛОЮ 6 А ЧЕРЕЗ РОЗЧИН AgNO₃ НА ПРОТЯЗІ 30 хв, ДОРІВНЮЄ

А. $\frac{6 \cdot 30 \cdot 108}{96500}$; Б. $\frac{6000 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 108}{96500}$; В. $\frac{30 \cdot 60 \cdot 108}{6 \cdot 96500}$; Г. $\frac{6 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 108}{96500}$

35. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Процес	Заряди електродів		Перетворення енергії
	аноду	катоду	
1. Корозія	А. позитивний	В. негативний	І. Електрична → енергія хімічних зв'язків
2. Електроліз	Б. негативний	Г. позитивний	ІІ. Енергія хімічних зв'язків → електрична

36. АНОДНІ ПРОЦЕСИ ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ

Заряд аноду	Електродні процеси	Рухаються до аноду
1. позитивний	А. відновлення	I. OH^- II. Na^+
2. негативний	Б. окислення	III. H^+ IV. SO_4^{2-}

37. ЕЛЕКТРОДНІ ПРОЦЕСИ ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ СОЛІ MgCl_2

Вид солі	Електродний процес	
	анодний	катодний
1. розчин	A. $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	I. $\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}$
2. розплав	Б. $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	II. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$
	В. $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$	III. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

38. РАФІНУВАННЯ МІДІ

Матеріал аноду	Накопичення рафінованої міді	Електродні реакції	
		анодна	катодна
1. чиста мідь	A. в розчині	I. $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	IV. $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$
	Б. на катоді	II. $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	V. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$
2. забруднена мідь	В. в анодному шламі	III. $\text{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$	VI. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

39. ЕЛЕКТРОЛІЗ ВОДНОГО РОЗЧИНУ СОЛІ ZnCl_2

Вид аноду	Електродні реакції	
	анодні	катодні
1. цинковий	A. $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$	I. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$
2. графітовий	Б. $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	II. $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$
	В. $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	III. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
	Г. $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$	

40. КАТОДНІ ПРОЦЕСИ ПРИ ЕЛЕКТРОЛІЗІ

Положення металу в ряду напружень металів	Катодні реакції в середовищі розчинів солей	
	кисле	нейтральне та лужне
1. $E_{\text{Me}}^0 > E_{\text{Al}}^0$	A. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	I. відновлення іонів металу
2. $E_{\text{Me}}^0 \leq E_{\text{Al}}^0$	Б. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	II. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
	В. відновлення металу	В. відновлення іонів металу

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 631 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1981. – 538 с.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Ірпінь, 1998. – 480 с.
4. Корчинський Г.А. Хімія. Вінниця:»Поділля-2000», 2002. – 525 с.
5. Вдовенко О.П. Загальна хімія. Вінниця: Нова Книга, 2005.- 288 с.
6. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія. К.: Либідь, 2004.- 334 с.

Додаткова література

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1985. – С. 237 с.
2. Лучинський Г.П. Курс химии. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.
3. Левант Г.Е., Райцин Г.А. Практикум по общей химии. – М.: Высш. шк., 1971. – 336 с.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – М.: Химия, 1979. – 336 с.
5. Соколовская Е.М. Общая химия. – гл. V, 1980, – С. 125-176.

ЗМІСТ

ВСТУП	1
Блок змістових модулів № 1 Основи хімічної кінетики. Розчини	
Змістовий модуль 1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	2
1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	2
1.2 Приклади розв'язання типових задач	5
1.3 Лабораторна робота «Окисно–відновні реакції»	7
1.4 Питання і задачі для самоконтролю	9
Змістовий модуль 2 ХІМІЧНА КІНЕТИКА	10
Розділ 2.1 Хімічна кінетика та рівновага	10
2.1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	10
2.1.2 Приклади розв'язання типових задач	14
2.1.3 Лабораторна робота «Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага»	16
2.1.4 Питання і задачі для самоконтролю	20
Розділ 2.2 Ланцюгові реакції. Теорія горіння	21
2.2.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	21
2.2.2 Приклади розв'язання типових задач	27
2.2.3 Питання і задачі для самоконтролю	29
Змістовий модуль 3 РОЗЧИНИ	29
3.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	29
3.2 Приклади розв'язання типових задач	32
3.3 Питання і задачі для самоконтролю	34
Змістовий модуль 4 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	34
4.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	34
4.2 Приклади розв'язання типових задач	38
4.3 Питання і задачі для самоконтролю	39
Змістовий модуль 5 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	40
5.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	40
5.2 Приклади розв'язання типових задач	42
5.3 Лабораторна робота «Гідроліз солей»	44
5.4 Питання і задачі для самоконтролю	45
Блок змістових модулів № 2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ	
Змістовий модуль 6 ВЛАСТИВОСТІ КОНСТРУКЦІЙНИХ І ІНСТРУМЕНТАЛЬНИХ МЕТАЛІВ ТА ЇХ СПОЛУК	46

6.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	47
6.2	Лабораторна робота «Хімічні властивості металів»	48
6.3	Питання і задачі для самоконтролю	49
Змістовий модуль 7 ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ		50
Розділ 7.1 Гальванічні елементи		51
7.1.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	51
7.1.2	Приклади розв'язання типових задач	53
7.1.3	Питання і задачі для самоконтролю	56
Розділ 7.2 Корозія металів. Захист металів від корозії		
7.2.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	57
7.2.2	Приклади розв'язання типових задач	59
7.2.3	Лабораторна робота «Корозія металів та способи захисту від неї»	60
7.2.4	Питання і задачі для самоконтролю	62
Змістовий модуль 8 ЕЛЕКТРОЛІЗ СОЛЕЙ		63
8.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	63
8.2	Приклади розв'язання типових задач	65
8.3	Лабораторна робота «Електроліз солей»	67
8.4	Питання і задачі для самоконтролю	68
Блок залікових модулів 9 КОНТРОЛЬ РІВНЯ ЗНАНЬ НА ЗАСВОЄННЯ ЗМІСТУ ДИСЦИПЛІНИ		
9.1	Заліковий модуль по блоку змістовних модулів №1 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РОЗЧИНИ	69
9.2	Заліковий модуль по блоку змістовних модулів №2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ	79
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ		86
ЗМІСТ		87