

Міністерство освіти і науки України
Відокремлений структурний підрозділ
«Любешівський технічний фаховий коледж
Луцького національного технічного університету»



Хімія

Конспект лекцій

(Методичні вказівки до практичних занять

Методичні вказівки до виконання контрольних робіт

Методичні вказівки до виконання самостійної роботи)

для здобувачів освітньо-кваліфікаційного рівня молодший спеціаліст
(для здобувачів освітньо-професійного ступеня фаховий молодший бакалавр)
галузь знань 19 Архітектура і будівництво
спеціальності 192 Будівництво та цивільна інженерія
денної форми навчання

Любешів 2021

УДК
Х

До друку

Голова методичної ради ВСП «Любешівський ТФК Луцького НТУ»

_____ Герасимик-Чернова Т.П.

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій

коледжуБібліотекар _____М.М. Демих

Затверджено методичною радою ВСП «Любешівський ТФК Луцького НТУ»

протокол № _____ від «_____» _____ 2021 р.

Рекомендовано до видання на засіданні циклової методичної комісії викладачів
математичних та природничо-наукових дисциплін

протокол № _____ від «_____» _____ 2021р.

Голова циклової методичної комісії _____ Остимчук А.В.

Укладач: _____ Н.М.Чорноус, викладач вищої категорії

Рецензент: _____

Відповідальний за випуск: _____ Остимчук А.В., викладач першої категорії, голова
циклової методичної комісії викладачів математичних та природничо-наукових
дисциплін.

Хімія [Текст]: конспект лекцій для здобувачів освітньо-кваліфікаційного рівня молодший
спеціаліст галузь знань 19 Архітектура і будівництво спеціальності 192 Будівництво та
будівельна інженерія денної форми навчання/уклад. Н.М.Чорноус. – Любешів: ВСП
«Любешівський ТФК Луцького НТУ», 2021. – с

Методичне видання складене відповідно до діючої програми курсу «Хімія» з метою
вивчення та засвоєння основних розділів дисципліни, містить контрольні питання до
кожної з тем та перелік рекомендованої літератури.

©Чорноус Н.М., 2021

Хімія [Текст]: конспект лекцій для здобувачів освітньо-кваліфікаційного рівня молодший спеціаліст галузь знань 19 Архітектура і будівництво спеціальності 192 Будівництво та будівельна інженерія денної форми навчання / уклад. Н.М.Чорноус. – Любешів: ВСП «Любешівський ТФК Луцького НТУ», 2021. – с.

Комп'ютерний набір і верстка :
Редактор:

Н.М. Чорноус
Н.М. Чорноус

Вступ

Великий прогрес, досягнутий за останні роки в хімії і хімічній технології, має досить великий вплив на багато галузей народного господарства. На зміну в асортименті, кількості і якості хімічної продукції першими «відгукнулись» будівництво і будівельна індустрія — найкрупніші багатотоннажні споживачі різних матеріалів. Характерною особливістю будівництва завжди була швидка реакція на все нове, яке після випробувань і отримання позитивних результатів зразу широко запроваджувалось. Останнім часом різко зросло використання різних полімерних матеріалів; досягнення хімічної науки стали невід'ємним досягненням практики, наука активно вміщується в процеси і вимагає, в свою чергу, значного підвищення кваліфікації будівельників і культури виробництва при освоєнні технології виготовлення нових матеріалів і їх використання.

Таким чином, техніка будівництва удосконалюється не тільки в напрямку механізації процесів будівельного виробництва, але і по шляху його хімізації, тобто створення нових матеріалів і значного посилення ролі хімічних і фізико-хімічних процесів в будівництві. В результаті хімізації будівництва стало можливе широке використання таких процесів, як зварювання, склеювання, формування. Застосування в'язучих речовин удосконалюється на основі вивчення процесів, які відбуваються при твердненні. Створюються бетони і розчини, що швидко тверднуть, використовуються хімічні методи, які ґрунтуються на стимуляції швидкості хімічних реакцій (наприклад, прогрівання, електрохімічна обробка). Нові синтетичні матеріали — пластмаси і інші органічні сполуки — дозволяють удосконалювати конструкції і методи будівництва. Полегшення споруд, можливість відливати деталі, зварювання їх в умовах заводської заготовки конструктивних елементів дозволяють на новій основі організовувати процес будівництва. У більшій мірі хімізація будівництва зачепила оздоблювальні роботи. Гамма нових оздоблювальних матеріалів — від фарб, замазок, шпаклівок до лінолеуму, ланкрусту і інших плівкових матеріалів, склопластиків, поропластів — досить суттєво змінює зовнішній вигляд приміщень і дозволяє отримати ефекти, про які раніше можна тільки мріяти. Глибоке розуміння процесів, які відбуваються при твердненні в'язучих речовин, знання основ хімії будівельних матеріалів, ясне уявлення про суть фізико-хімічних і хімічних процесів, що використовуються в будівництві, є обов'язковими для сучасного інженера-будівельника.

В будівництві використовують матеріали різного призначення і властивостей. Одні з них гірські породи — граніти, базальти, вапняки, піщаники, яких багато є в природі використовуються в великих об'ємах тільки після механічної обробки.

Інші природні матеріали піддають різним видам обробки, отримуючи натуральні або штучні будівельні матеріали. Наприклад, деревину застосовують і в натуральному вигляді після механічної обробки, і як сировину для виробництва різних будівельних матеріалів, в які вона входить

після обробки хімічними речовинами. Фанера всіх видів, деревостружкові плити, будівельний картон — будівельні матеріали, отримані з деревини.

Багато природних матеріалів під дією підвищеної температури зазнають хімічних перетворень і утворюють нові матеріали. Можливе отримання хімічним шляхом і без випалювальних будівельних матеріалів.

Кожен з цих матеріалів має складну хімічну будову. Навіть такий простий матеріал, як пісок, не зустрічається в природі абсолютно чистим і містить деяку кількість домішок глинистих матеріалів, оксидів заліза, які утворились в результаті вивітрювання основної породи, домішок слюди і інших мінералів. Для того щоб правильно використовувати матеріали, необхідно знати їх властивості, які, в свою чергу, залежать від хімічного і речовинного складу матеріалів, яке визначається їх атомною будовою, а також від їх мікро- і макроструктури

Розділ 1. Деякі відомості про хімічний зв'язок і будову речовин

1.1. Типи зв'язків. Ковалентний зв'язок: полярний та неполярний.

Електронегативність. Полярність молекул.

Електронна теорія будови атомів пояснила, як атоми з'єднуються в молекули, тобто природу та механізм утворення хімічного зв'язку.

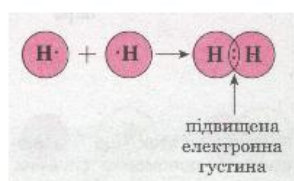
Визначення. Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або кількох атомів, у результаті якої утворюється хімічно стійка двох або багатоатомна система (наприклад, молекула чи кристал).

Отже, під час формування кристалів або молекул утворюються хімічні зв'язки, а в процесі розпаду кристалів або молекул вони руйнуються, Утворення хімічного зв'язку супроводжується зменшенням повної енергії системи.

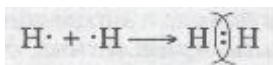
В основі теорії хімічного зв'язку лежать уявлення про електронну взаємодію. Найбільш стійкими угрупованнями електронів є завершені зовнішні електронні шари атомів інертних елементів (двоелектронний у гелію і восьмиелектронний у решти інертних елементів). Незавершені зовнішні електронні шари всіх інших елементів є нестійкими угрупованнями електронів. Під час з'єднання атомів з незавершеними зовнішніми електронними шарами перебудовуються їх електронні оболонки – неспарені електрони різних атомів утворюють електронні пари, які є спільними для двох чи більшої кількості атомів або зміщуються до одного атома. Відомі такі типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, водневий, металічний.

Ковалентний зв'язок — хімічний зв'язок, характерною особливістю якого є те, що задіяні атоми ділять між собою одну чи більше спільних пар електронів, які і спричиняють їх взаємне притягування, що утримує їх у молекулі. Електрони при цьому, як правило, заповнюють зовнішні електронні оболонки задіяних атомів.

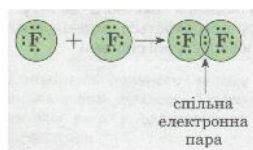
Для прикладу розглянемо утворення молекули водню H_2 . Відомо, що кожний атом Гідрогену має в електронній оболонці один s-електрон, а завершеним для нього буде двоелектронний рівень, подібний завершеному рівню атома Гелію. Уразі зближення двох атомів Гідрогену за рахунок сил притягання, що діють між їхніми ядрами та електронами, s-електронні хмари сферичної форми обох атомів частково перекриваються. У місці перекривання виникає підвищена електронна густина, яка притягує до себе ядра обох атомів і забезпечує міцність їхнього сполучення в молекулу. Якщо неспарений валентний електрон позначити точкою, а спільну електронну пару — двома точками, то можна записати схему утворення хімічного зв'язку між атомами Гідрогену в молекулі водню:



Мал.1. Схема утворення хімічного зв'язку між атомами.



Якщо позначити спільну електронну пару рисою, то запис називають структурною формулою водню $\text{H}—\text{H}$. Розглянемо ще один приклад утворення ковалентного зв'язку в молекулі фтору F_2 . Кожний атом Флуору (елемент VII групи) має 7 валентних електронів, з них — один р-електрон неспарений. У разі зближення двох атомів Флуору відбувається перекривання хмар двох неспарених р-електронів, утворюється спільна електронна пара:



Мал.2. Електронна пара.

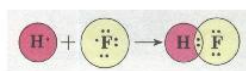
У наведеному прикладі зовнішній енергетичний рівень завершується до октету — восьми електронів.

Хімічний зв'язок, який утворюється за допомогою спільних електронних пар, називають ковалентним зв'язком.

Слово «ковалентний» означає «спільновалентний»: атоми разом володіють усупільненими валентними електронами. У розглянутих випадках спільна електронна пара належить обом атомам однаковою мірою. Такий ковалентний зв'язок називають неполярним. Він виникає під час взаємодії атомів неметалів одного й того самого хімічного елемента, оскільки в них однакова електронегативність. Так, у молекулах H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 існує неполярний ковалентний зв'язок.

Кратність ковалентного зв'язку. Бувають випадки, коли два атоми усупільнюють кілька пар валентних електронів. У такому разі говорять про кратність ковалентного зв'язку. Якщо між атомами виникла одна спільна електронна пара, то такий ковалентний зв'язок називають одинарним, якщо дві — подвійним, якщо три — потрійним.

Ковалентний полярний зв'язок. Якщо атоми, що взаємодіють, мають різну електронегативність (атomi різних неметалів), то спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю. У цьому разі виникає полярний ковалентний зв'язок. Наприклад, у молекулі фтороводню HF зв'язок ковалентний полярний:

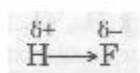


Мал.3.Полярний ковалентний зв'язок.

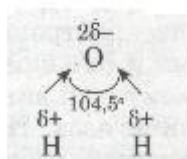
У результаті зміщення електронної пари в молекулі HF (стрілка показує напрямок зміщення) молекула стає полярною, виникає диполь.

Диполь — це система з двох зарядів, однакових за величиною і протилежних за знаком.

Вважають, що атом, до якого зміщена електронна пара, набуває деякого негативного заряду, а атом, від якого зміщена електронна пара, — деякого позитивного заряду:



(гр. літера δ (дельта) позначає частковий заряд, тобто менший за одиничний). Полярний ковалентний зв'язок не завжди зумовлює утворення диполя. Наприклад, у разі формування молекули карбон(IV) оксиду CO_2 електронні пари зміщуються до Оксигену як до більш електронегативного елемента. Але диполь не виникає, бо молекула симетрична. Молекули води H_2O , навпаки, мають кутову будову. Полярні зв'язки $\text{O}-\text{H}$ розміщені під кутом $104,5^\circ$, що спричинює несиметричність структури і полярність молекул води:



Бувають випадки, коли кількість хімічних зв'язків, утворених атомом у сполуці, більша за кількість неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома. Так, у атомі Карбону на зовнішньому рівні всього два неспарені електрони, але номер групи, в якій він розміщений, засвідчує, що в атомі має бути 4 валентні електрони. Звідки ж беруться ще два неспарені електрони? Згадаємо електронну формулу Карбону: $6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$. Додаткові два неспарені електрони з'являються в результаті розпаровування $2s$ -електронної пари, яке відбувається безпосередньо в процесі взаємодії атомів Карбону з іншими атомами. При цьому атом переходить з основного стану у збуджений: $6\text{C } 1s^2 2s^1 2p^3$

Електронегативність. Визначення. Здатність атома хімічного елемента притягувати до себе спільні електронні пари називається електронегативністю. Позначення: E_N .

Електронегативність елемента визначається сумою його енергій йонізації та спорідненості до електрона.

Чим більше електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару. Під час утворення ковалентного зв'язку спільні електронні пари зміщуються в бік більш електронегативного атома — хлору у молекулі HCl , оксигену в молекулі H_2O , нітрогену в молекулі NH_3 тощо. Внаслідок

цього зв'язки поляризуються: на атомі з вищою електронегативністю (Cl, O, H) виникає від'ємний заряд ($-q$), а на атомі з нижчою (H) — позитивний ($+q$). Такі заряди атомів у молекулі називаються ефективними. Експериментально встановлено, що в молекулі HCl

$$q(\text{Cl}) = -0,18; q(\text{H}) = +0,18.$$

Електронегативність елемента та періодичний закон.

Електронегативність підлягає періодичному закону. У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента, тобто зліва направо. На початку періоду містяться елементи, електронегативність яких низька (метали), а в кінці — найбільш електронегативні (неметали). В групі електронегативність елементів зменшується із зростанням порядкового номера, тобто згори донизу. Найбільш електронегативним у періодичній системі є фтор. Інертні елементи електронегативності не мають.

За зростанням електронегативності хімічні елементи можна розташувати в такій послідовності:

Rb, K, Na, Li, Sr, Ca, Mg, Be, Al, Sn, Ga, Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F

Межі застосовності. Електронегативність застосовують як існуху характеристик і ку для визначення напрямку зміщення спільних електронних пар під час утворення молекул,

тобто для оцінки полярності хімічного зв'язку в різних сполуках і пояснення їх хімічної поведінки. Чим більшою є різниця електронегативностей атомів, що з'єднані, тим полярніший зв'язок між ними.

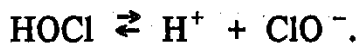
Для оцінки полярності зв'язку зробимо розрахунок різниці електронегативностей пар елементів у гідратах оксидів натрію, хлору, алюмінію.

Відомо, що у разі формальної подібності формул гідроксиду натрію (NaOH) та гіпохлоритної кислоти (HOCl) з загальною формулою EOH ці речовини мають протилежні властивості: основні (NaOH) і кислотні (HOCl). Гідроксид алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ є амфотерною сполукою, тобто залежно від умов може виявляти основні чи кислотні властивості. Розглянемо причину такої поведінки.

У гідроксиді натрію різниця між електронегативностями оксигену та натрію становить $3,5 - 0,93 = 2,57$, оксигену та водню — $3,5 - 2,1 = 1,4$. Зв'язок Na—O значно полярніший за H—O ($2,57 > 1,4$). Гідроксид натрію є йонною сполукою, асоціатом йонів натрію і OH^- . Оскільки більш полярний зв'язок розривається легше, зрозуміло, чому NaOH виявляє основні властивості. Рівняння дисоціації у водному розчині або в розплаві:



Угіпохлоритнійкислотірізницяміжелектронегативностіоксигенутагідрогену дорівнює $3,5 - 2,1 = 1,4$, оксигенутахлору – $3,5 - 3,0 = 0,5$. Такимчином, гіпохлоритнакислота – речовиназковалентнимиполярнимизв'язками. Оскількизв'язокН–Ополярнішийзав'язокО–Cl ($1,4 > 0,5$), уводномурозчинівідбуваєтьсярозривсамогозв'язку, анеО–Cl, іНОCl виявляєкислотнівластивості. Рівняння дисоціації:



Полярність. Полярністьмолекулзалежитьвідполярностіокремихзв'язківїїхпложеннявмолекулі, тобтовідбудовимолекул.

Молекули простих речовин (H_2 , F_2 , Cl_2 , N_2), утворені неполярними ковалентними зв'язками, неполярні. Молекули складних речовин можуть бути полярними та неполярними. До речовин з неполярними молекулами належать: діоксид вуглецю CO_2 , метан CH_4 , бензол C_6H_6 , диметиловий етер $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ тощо, до речовин з полярними молекулами – діоксид сірки SO_2 , вода H_2O , аміак NH_3 , етиловий спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ тощо.

У неполярних молекулах "центри тяжіння" електронної хмари та позитивних зарядів ядер збігаються, а у полярних – ні. Тому полярні молекули можна розглядати як електричні диполі, де заряди, різні за знаком ($+q$ і $-q$), але однакові за значенням, знаходяться на певній відстані один від одного. Мірою полярності молекул є електричний момент диполя.

Електричний момент диполя. Це фізична величина, що визначається добутком заряду d і відстані l між центрами позитивного та негативного зарядів у молекулі. Позначення: p (вимова: пе), визначальне рівняння: $p = ql$, одиниця вимірювання: Кл • м (кулон на метр). Електричний момент диполя в молекулі залежить від її будови. За наявності чи відсутності електричного моменту диполя можна робити висновки щодо геометричної будови молекули. Так, молекула CO_2 неполярна, хоча зв'язки $\text{C}=\text{O}$ – полярні, тому що вона має лінійну будову ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). Молекули SO_2 та H_2O мають електричний момент диполя, оскільки будова їх є кутовою.

Фізичні властивості молекулярних сполук з ковалентними зв'язками. Молекулярні сполуки з ковалентними зв'язками за звичайних умов можуть мати різний агрегатний стан: твердий (йод I_2 , сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ тощо), рідкий (бром Br_2 , вода H_2O , етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ тощо), газоподібний (хлор Cl_2 , кисень O_2 , амоніак NH_3 , диметиловий етер $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ тощо). Температури кипіння та плавлення цих молекулярних сполук низькі (порівняно зі сполуками з йонним та металічним зв'язком).

Тому молекулярні сполуки, як правило, леткі. Речовини, молекули яких

полярні, мають вищі температури кипіння та плавлення, ніж речовини з неполярними молекулами. Вони розчиняються в полярних розчинниках, наприклад у воді. Це пояснюється взаємним притяганням полярних молекул. Речовини, молекули яких неполярні, як правило, розчиняються в неполярних розчинниках (бензині, чотирихлористому вуглеці), але можуть розчинятися і в полярних розчинниках. Так, йод не розчиняється у воді, але розчиняється в CCl_4 і спиртах.

1.2. Йонний зв'язок.

Під час утворення сполук з елементів, значення електронегативностей яких дуже різняться, спільні електронні пари повністю зміщуються до більш електронегативного атома. У результаті утворюються йони. Наприклад, під час горіння натрію в хлорі неспарені електрони s-орбіталі атома натрію та р-орбіталей атома хлору утворюють спільну електронну пару, яка повністю зміщується до атома хлору, тобто атом натрію віддає електрон, атом хлору приєднує цей електрон. Внаслідок цього виникають натрій-йон Na^+ та хлорид-йон Cl^- .

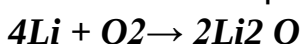
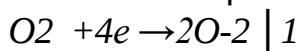
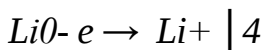
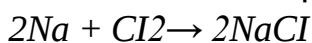
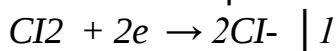
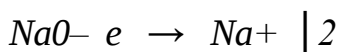
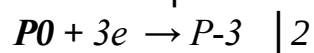
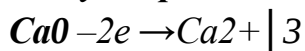
Йон. Заряджені частки, на які перетворюються атоми в результаті втрати або приєднання електронів, називаються йонами.

Заряд негативного йона (аніона) дорівнює числу електронів, які атом приєднав, заряд позитивного йона (катіона) – числу електронів, що атом втратив. Протилежно заряджені йони притягуються один до одного і утворюють йонні сполуки.

Йонна сполука та «йонний зв'язок». Сполуки, які утворюються з йонів, називаються йонними. Зв'язок між йонами – це йонний зв'язок.

Механізм утворення йонного зв'язку. Нижче схематично зображено механізм

утворення йонного зв'язку



Процес віддачі електронів називається окисненням, приєднання – відновленням.

Таким чином, йонний зв'язок виникає за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених йонів, які утворилися внаслідок процесів окиснення та відновлення атомів. Форми існування йонних сполук. Утворені сполучення йонів NaCl , Li_2O , Ca_3P_2 – це йонні асоціати. У вигляді молекул вони існують тільки в газоподібному стані (за високих температур). Форма існування йонних сполук за звичайних умов – це тверді кристалічні речовини. В їх кристалічних ґратках знаходяться йони. Кожний йон оточений певним числом протилежно заряджених йонів. Це число називається координаційним числом йона. Йонні речовини утворюються під час сполучення не лише одноатомних, а й багатоатомних йонів, наприклад, луги NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, солі KNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$, Na_2HPO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ тощо – йонні сполуки. В їх кристалічних ґратках знаходяться йони: Na^+ і OH^- ; Ba^{2+} і OH^- ; K^+ і NO_3^- ; Al^{3+} і SO_4^{2-} ; $(\text{MgOH})^+$ і CO_3^{2-} ; Na^+ і HPO_4^{2-} ; K^+ і $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Формули Na_2O , NaOH , Ca_3P_2 , NaHPO_4 , $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ – це емпіричні формули, що відображають молярне співвідношення йонів у кристалі. Як уже зазначалося, не можна зображати структурними формулами йонні сполуки.

Межі існування йонного зв'язку. Між йонами і ковалентним зв'язком немає різкої межі. Йонний зв'язок можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку. У багатьох сполуках зв'язок між атомами має проміжний характер між йонним і ковалентним. Чим більша різниця електронегативностей елементів, тим більший ступінь йонності зв'язку. Вважається, що коли різниця електронегативностей елементів дорівнює 2,1, ступінь йонності зв'язку становить 50%. Зв'язки вважаються йонними, якщо різниця електронегативностей елементів, що утворюють цей зв'язок, більша за 2, 1. Згідно з рахунком полярностей зв'язків за електронегативностями елементів у сполуках NaOH , HOCl і $\text{Al}(\text{OH})_3$ – NaOH – йонна сполука.

Йонними є сполуки металів s-елементів ІА, ІІА груп, а також d- і f-елементів з нижчими ступенями окиснення з неметалами VI-VII груп – оксиди, галогеніди, сульфіді, гідроксиди і кисневомісні солі цих металів.

Характеристики йонного зв'язку. На відміну від ковалентного зв'язку йонний не має напрямленості в просторі та кратності. Енергія йонного зв'язку визначається кулонівськими силами притягання протилежно заряджених йонів. Вона залежить від значень енергії йонізації атома металу та спорідненості до електрона атома неметалу. Чим менша перша величина і більша друга, тим енергетично вигіднішим є утворення йонної сполуки, тим вищою є енергія зв'язку.

Так, у ряду солей $\text{NaF} - \text{NaCl} - \text{NaBr} - \text{NaI}$ енергія зв'язку знижується. Це

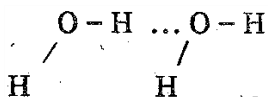
пояснюється зменшенням спорідненості до електрона в ряду від фтору до йоду.

Деякі фізичні властивості йонних сполук. За звичайних умов йонні сполуки існують у вигляді твердих кристалічних речовин. Ці речовини мають високі температури плавлення та кипіння, тому вважаються нелеткими, наприклад, температури плавлення та кипіння хлориду натрію становлять 801 і 1413 °С, фториду кальцію – 1360 і 2500°С. Вони добре розчиняються у воді і погано або не розчиняються в неполярних розчинниках (гасі, бензині). У твердому стані йонні сполуки не проводять електричний струм.

1.3. Водневий зв'язок.

Визначення. Водневий зв'язок – це трицентровий зв'язок типу $X\cdots Y$, який виникає через атом гідрогену між двома електронегативними атомами X та Y (найчастіше атомами фтору F , кисню O та нітрогену N).

Механізм утворення. Розглянемо цей механізм на прикладі води. У молекулі води атоми гідрогену зв'язані з атомами кисню за допомогою полярного ковалентного зв'язку. Спільні електронні пари зміщуються до атома кисню. Атом гідрогену має позитивний заряд, а атом кисню – негативний. Позитивно заряджений атом гідрогену однієї молекули води притягується до негативно зарядженого атома кисню іншої молекули води. Між двома атомами кисню виникає зв'язок за допомогою атома гідрогену. Атом гідрогену розташований на лінії, що з'єднує ядра атомів кисню



Молекула води, яка має два полярних зв'язки $O-H$ і дві неподільні пари електронів (на кисені), може утворювати чотири водневих зв'язки з іншими молекулами. Тому в кристалі льоду кожна молекула води тетраедрично сполучена водневими зв'язками з чотирма іншими молекулами води. Водневі зв'язки утворюються в багатьох органічних речовинах (спирти, кислоти) і неорганічних (рідких амоніаку, фтороводню тощо).

Характеристики. Енергія. Водневий зв'язок слабкіший за йонний і ковалентний, наприклад, енергія водневого зв'язку льоду $O-H\cdots O$ дорівнює 20 кДж/моль⁻¹, що становить лише 4,3% енергії ковалентного зв'язку $H-O$.

Геометрія. Атоми, що утворюють водневий зв'язок, звичайно розташовані вздовж прямої лінії. Атом гідрогену може займати такі положення: несиметричне (у димері води $(H_2O)_2$) і симетричне (у димері фтороводню H_2F_2).

Види. Водневий зв'язок може бути міжмолекулярним (у воді, спиртах,

водних розчинах спиртів) і внутрішньомолекулярним (у амінокислотах, білках).

Значення. Водневий зв'язок відіграє важливу роль у природі, фізіологічних і біохімічних процесах живих організмів. Він обумовлює аномально високі температури кипіння та плавлення таких речовин, як вода, аміак, фтороводень, спирти, сольватацію йонів, процеси розчинення речовин, формування структур білків, полісахаридів, утворення подвійної спіралі ДНК.

1.4. Металічний зв'язок.

Визначення. Металічний зв'язок – це багатоцентровий зв'язок, який існує у металах та їх сплавах між позитивними йонами та валентними електронами, що є спільними для всіх йонів.

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

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

Межі існування. Металічний зв'язок існує в кристалах і розплавах усіх металів і сплавів. У чистому вигляді він характерний для лужних і лужноземельних металів. У перехідних металах зв'язок між атомами частково є ковалентним.

Характеристики зв'язку. Металічний зв'язок є ненапрямленим, оскільки валентні електрони розподілені по всьому кристалі майже рівномірно. Незважаючи на те, що у вузлах ґраток знаходяться позитивні йони, кристалічні ґратки металів досить стабільні. Ця стабільність зумовлена електростатичним притяганням йонів і узагальнених електронів, що неперервно рухаються між йонами. Енергія металічного зв'язку менша за енергію ковалентного.

Фізичні властивості сполук з металічним зв'язком. Металічний зв'язок внаслідок наявності вільних електронів (електронного газу) обумовлює характерні загальні властивості металів і сплавів, зокрема теплову та електричну провідності. Температури плавлення та кипіння різних металів мають широкий діапазон значень: від $-39,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ (ртуть) до $3240\text{ }^{\circ}\text{C}$ (вольфрам). Температури плавлення та кипіння перехідних металів з незавершеними d-

підрівнями вищі за температури плавлення та кипіння лужних і лужноземельних металів, а також перехідних металів з завершеними d-підрівнями внаслідок більшої частки ковалентності зв'язку в перших.

1.5. Валентність. Ступінь окиснення

Поняття «валентність» було введено в хімію всередині XIX ст. Його класичне визначення: валентність – це здатність атома певного елемента приєднувати певне число атомів інших елементів. Тоді розрізняли валентність за гідрогеном і заоксигоном. Д.Менделєєв відкрив зв'язок між валентністю елемента та його положенням у періодичній системі, ввів уявлення про змінну валентність.

Електронна теорія будови атома пояснила фізичний зміст валентності та структурних формул.

Визначення. Валентність елемента визначається числом спільних електронних пар, які зв'язують атом одного елемента з іншими атомами. Так, валентність нітрогену в сполуці N_2 ($N \equiv N$) дорівнює трьом, а в NH_4Cl – чотирьом. Валентність хлору в Cl_2 дорівнює одиниці.

Межі застосовності. Валентність не буває від'ємною і не може дорівнювати нулю. Поняття «валентність» можна застосовувати тільки для сполук з ковалентним зв'язком (складних і простих). Вона не завжди дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій знаходиться елемент. Це стосується в першу чергу елементів другого періоду: адже на зовнішньому енергетичному рівні їх атомів не може знаходитися більше чотирьох пар електронів, тому, наприклад, максимальна валентність нітрогену (елемента V групи) дорівнює чотирьом. Поняття "валентність" не можна застосовувати щодо сполук з йонним і металічним зв'язком.

Для характеристики стану атома в сполуці використовують формальне поняття «ступінь окиснення».

Визначення. Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома (тобто атоми перетворилися б на йони). Ступінь окиснення позначається арабською цифрою (із знаком + або – перед нею) + 3 або – 2 над символом елемента, наприклад $Al^{+3}S^{-2}$. Для визначення ступеня окиснення елемента в сполуці слід знати такі правила:

- Ступінь окиснення одноатомного йона дорівнює його заряду. Наприклад, ухлориді натрію ступінь окиснення натрію становить + 1, хлору – 1. У сполуці NaH ступінь окиснення натрію дорівнює + 1, а гідрогену – 1.

- Ступінь окиснення гідрогену в усіх сполуках, за винятком гідритів металів (NaH , CaH_2 та ін.), становить + 1. У гідритах металів його ступінь

окиснення дорівнює -1 .

- Ступінь окиснення фтору в усіх його сполуках становить -1 .

- Лужні метали (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) в усіх сполуках мають ступінь окиснення $+1$, а елементи головної підгрупи другої групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) $+2$.

— Ступінь окиснення кисню в більшості сполук дорівнює -2 . У фториді кисню OF_2 кисень має ступінь окиснення $+2$. У пероксиді водню H_2O_2 ступінь окиснення кисню дорівнює -1 , а валентність ($\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$) $= 2$.

- Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю:



- Якщо відомий ступінь окиснення одних елементів, можна визначити ступінь окиснення інших елементів у сполуці.

Для цього слід пам'ятати, що алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці завжди дорівнює нулю.

Визначимо ступінь окиснення нітрогену в таких кислотах: нітратній HNO_3 і нітритній HNO_2 . У цих сполуках ступінь окиснення водню дорівнює $+1$, кисню -2 , а ступінь окиснення нітрогену $-x$ визначимо з рівнянь:

$$\text{у } \text{HNO}_3: +1 + x + (-2) \cdot 3 = 0, x = +5;$$

$$\text{у } \text{HNO}_2: +1 + x + (-2) \cdot 2 = 0, x = +3.$$

- Ступінь окиснення може набувати не лише цілих, але й дробових значень. Наприклад, ступінь окиснення кисню в KO_2 дорівнює $-1/2$, а в KO_3 $-1/3$.

- Багато елементів мають змінний ступінь окиснення. Наприклад, у сульфурі в сірководні H_2S він дорівнює -2 , у діоксиді SO_2 $+4$, у триоксиді SO_3 $+6$.

- Вищий позитивний ступінь окиснення елемента в його сполуках дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій знаходиться цей елемент. Наприклад, магній, що міститься в другій групі, має ступінь окиснення $+2$, марганець (сьома група) $+7$.

- У сполуках неметалів з воднем їх ступені окиснення змінюються від -4 (у елементів IV групи) до -1 (у елементів VII групи), що визначається числом електронів, які атом неметалу відтягує від атомів водню. Наприклад, ступінь окиснення карбону у метані CH_4 дорівнює -4 , нітрогену в амоніаку NH_3 -3 , кисню у воді H_2O -2 , фтору у фтороводні HF -1 .

Межі застосовності. Найвищий ступінь окиснення (а не валентність) елемента дорівнює номеру групи, в якій знаходиться елемент (винятки – метали підгрупи купруму, деякі елементи VIII групи, кисень, флуор). Тому це поняття використовують при класифікації хімічних сполук і складанні окисно-відновних рівнянь. Водночас слід пам'ятати, що "ступінь окиснення" –

формальне поняття. Виміряні експериментально заряди атомів у сполуках не тотожні ступеням окиснення.

Питання для самоконтролю:

1. Яка суть основних типів хімічних зв'язків? Наведіть конкретні приклади, поясніть залежність властивостей речовин від їх будови.
2. Які види ковалентного зв'язку вам відомі? На конкретних прикладах вивчіть механізм їх утворення.
3. Схарактеризуйте властивості водневого зв'язку, його вплив на властивості речовин.
4. Поясніть суть поняття «валентність» з погляду сучасних уявлень про будову атома і утворення хімічного зв'язку.
5. Чому числове значення валентності не завжди збігається з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні?

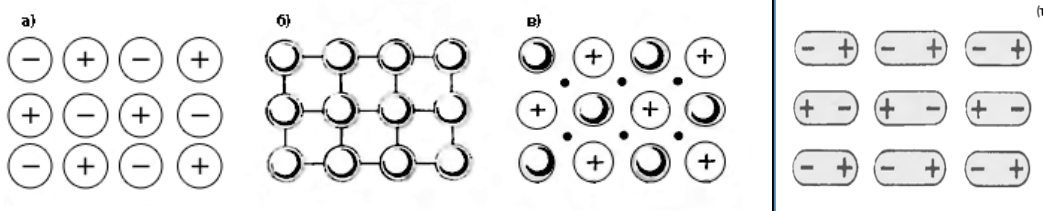
1.6. Кристалічні тверді тіла

Оскільки в будівництві використовується багато твердих тіл, то перейдемо до більш загального розгляду кристалічних твердих тіл. Від рідин їх відрізняє в першу чергу наявність і ближнього, і дальнього порядку, тобто високий ступінь впорядкованості структури і в більшості випадків анізотропія макроскопічних властивостей.

Під макроскопічними розуміють такі властивості твердого тіла, за яких його можна розглядати як суцільне середовище без врахування конкретної структури.

За характером взаємодії між складовими кристалічні ґратки поділяють на **йонні, атомні, молекулярні та металічні**.

Йонна ґратка кристалів (мал.4,а) характерна для оксиду кальцію, кухонної солі, хлориду кальцію і багатьох інших солей. В'яжучі, які входять до складу портландцементу, також мають ґратку, близьку до йонної. Міцність таких ґраток дуже велика і визначається головним чином електростатичними силами, які діють між різнойменно зарядженими йонами. Їх координаційне число залежить від співвідношення між розмірами аніонів і катіонів і від заряду йонів..



Мал. 4. Схема йонної (а), атомної (б), металічної (в) і молекулярної (г) ґраток. **Атомна кристалічна ґратка** (мал.4,б), наприклад ґратка вуглецю і кремнію, утворюється в результаті вже відомого нам геополярного зв'язку між його складовими. Для кремнію (як і для алмазу) характерна щільна упаковка, за якої кожен атом кремнію розміщується в центрі тетраедра, маючи міцні

зв'язки з чотирма сусідами, кількість яких можна визначити, знаючи валентні можливості атомів в ґратці.

Металічну ґратку (мал. 4,в) в першому наближенні можна розглядати як перехідну між йоною і атомною. Це значить, що в вузлах кристалічної ґратки металів можуть одночасно знаходитись і атоми, і позитивно заряджені йони, а в міжвузлях — рухливі електрони.

Ця схема не відображає всієї картини. Зараз найбільш відповідною рахується «зонна» теорія металів, яка побудована на квантово-механічному принципі. Відповідно до цієї теорії, металічний зв'язок характеризується деякими різними підрівнями («зонами») енергії, кількість і ширина яких залежать від розміщення металу в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва. Деякі особливості металів, зумовлені характером зв'язку, будуть розглянуті в розділі, який присвячений корозії і захисту металоконструкцій.

Молекулярна ґратка (мал.4,г) відрізняється від йонної, атомної і металічної, в утворенні яких беруть участь хімічні сили, що мають високу енергію і малий радіус дії, тим, що вона побудована з крупних електронейтральних в цілому молекул, сили взаємодії між якими є слабшими, а протяжність більша.

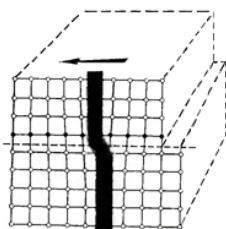
До молекулярних кристалів, схематично зображених на мал.6,г, крім вже описаних кристалів льоду (що має структуру кварцу), а також деяких простих неорганічних речовин (сірки, фосфору і т. д.) відносяться багато органічних сполук. Особливості упаковки органічних молекул в кристалі зумовлено їх складною формою і великими розмірами. Звичайно, вони також упаковуються по можливості щільно. В молекулярних кристалах діють міжмолекулярні сили (орієнтаційні, дисперсійні і індукційні), а також в деяких випадках водневі зв'язки. Оскільки їх енергія менша, ніж енергія хімічних сил, то молекулярні кристалічні тіла менш міцні, ніж всі інші типи кристалічних ґраток, а тому вони плавляться за порівняно невисокої температури, мають низькі механічні показники.

До цього часу ми розглядали кристали як ідеальні, строго впорядковані бездефектні утворення. В таких ідеальних кристалах елементарні соти, що утворюють кристалічну ґратку, строго повторюються по своїх розмірах, а також точно витримується і ближній, і дальній порядок. В реальних кристалах можливі більші чи менші відхилення від ідеального порядку. Частково вони можуть бути викликані тим, що атоми чи молекули знаходяться у вузлах кристалічної ґратки, коливаються навколо положення рівноваги — тим більше, чим вища температура, причому і при кімнатній температурі ці коливання (до $0,1 - 0,3 \text{ \AA}$) можуть складати декілька відсотків від відстані між самими частинками. Більш значні відхилення викликані появою в кристалах вакантних місць (дірок). Такі вакансії, як і лишні атоми, також викликають порушення в кристалах. До дефектів в кристалах відносяться і мозаїчний характер блоків з розмірами порядку $10^{-8} - 10^{-7} \text{ м}$.

Особливу увагу дослідників займають такі дефекти в кристалах, які мають назву **дислокацій (заціпок, зміщень)**. Уявлення про дислокації дали змогу пояснити причини пластичних деформацій, повзучості, наклепу, зміцнення,

росту кристалів і деяких інших явищ в металах. Теорія дислокацій зараз інтенсивно розвивається і починає успішно застосовуватись при поясненні ряду процесів, які відбуваються в будівельних матеріалах.

Дислокації можуть бути двох основних видів: **гвинтові і лінійні**. І ті, і інші виникають в тому випадку, якщо, наприклад, вакансії об'єднуються чи блоки кристалів зростаються один з одним при деякому відхиленні від ідеального порядку, тобто під деяким кутом дезорієнтації. Така неідеальність поступово приводить до зміщення площини на один період ґратки. За лінійної дислокації це виглядає так, наче в ідеальну кристалічну площину встановлена ще одна додаткова площина, перпендикулярна кресленню (мал. 5). Центр її зображають літерою Т (від'ємна дислокація) чи перевернутої літери Т (додатна дислокація). Довжина дислокації може складати декілька тисяч періодів ґратки, тобто мати довжину порядку 10^{-6} м, причому вони можуть згинатись в спіраль, петлі.



Мал.5. Схема утворення лінійної дислокації.

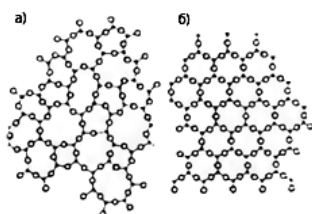
Гвинтова дислокація. Вона відрізняється від лінійної тим, що при її утворенні відбувається зміщення на один період ґратки половини правої частини кристала, яка виявляється надрізаною по площині ABC. Це приводить до згину горизонтальних атомних площин таким чином, як це показано на схемі, де лінія дислокації паралельна площині зсуву.

Дислокації, які мають підвищену рухливість, самі здатні стати джерелом нових дислокацій. Переміщуються дислокації двома шляхами — ковзанням чи дифузією. Переміщенням дислокацій можна пояснити ті порівняно невисокі зусилля, які викликають зсув кристалів в процесах пластичної деформації. Теорія дислокацій дозволяє пояснити також, чому міцність кристалів і полікристалічного зростку приблизно в 100 разів менша теоретичної. Саме дислокації, що розміщені по межах блоків, і служать тими дефектами, знищення яких збільшує міцність матеріалу. В тонких монокристалічних нитках ця міцність наближується до теоретичної. До числа неметалічних матеріалів, в яких були виявлені дислокації, відносяться кальцит і гіпс, що використовують в будівництві. Теорія дислокацій відіграє важливу роль при розгляді фізичних і фізико-хімічних явищ в твердому тілі.

На відміну від цього міцність полікристалічних капілярно-пористих будівельних матеріалів, до яких відносяться бетони, дуже залежить від їх пористості; руйнування таких капілярно-пористих неоднорідних матеріалів, відбувається як правило попереднім накопиченням дефектів в вигляді мікротріщин, які зливаючись одна з одною утворюють магістральні

макротріщини. При цьому пори з розмірами порядку декількох мікрон і більш крупні складним чином впливають на кінетику розвитку макротріщин і міцність матеріалу; з одного боку, вони понижують його механічні показники, з другого — на них нерідко відбуваються обриви росту макротріщин, що приводить до підвищення довговічності виробу і покращує відношення міцності при стиску до міцності при розтягу матеріалів. Ще більш складним чином впливають на тріщиностійкість і механічні показники бетону дрібний і крупний заповнювачі.

До цього часу ми говорили про тверді кристалічні тіла. Але тверде тіло, яке має власний об'єм і форму, може бути і аморфним, причому в будівництві застосовується багато таких матеріалів (наприклад, скло, деякі пластмаси, окремі види заповнювачів).



Мал.6. Схема будови аморфного (а) і кристалічного (б) кремнезему

Дещо спрощено аморфні тіла можна розглядати як дуже в'язкі «твердоподібні» рідини, у яких, як і в звичайних рідинах, нема дальнього порядку. Можна провести аналогію і з кристалами, уявивши, що в останніх «зіпсований» дальній порядок. Така схема (мал.6) дозволяє пояснити особливості аморфних тіл: відсутність у них строго визначеної температури плавлення, підвищену хімічну активність і деякі інші.

Велика реакційна здатність аморфного кремнезему, як буде показано нижче, може викликати тривогу у будівельників (в разі корозії в лужному середовищі) і використовуватись для отримання позитивного ефекту, наприклад, у випадку застосування трепелу і гіпсоцементно-нуціолонових в'язучих.

Завдання для самоконтролю

1. Які типи кристалічних ґраток вам відомі?
2. Чим відрізняються реальні кристали від ідеальних?
3. Яке значення дислокацій у кристалах?
4. Яка відмінність між кристалічними і аморфними тілами?
5. Від чого залежить міцність капілярно-пористих матеріалів?

Розділ 2. Класифікація хімічних реакцій. Тепловий ефект хімічної реакції.

2.1. Класифікація хімічних реакцій.

Хімічна реакція, або хімічне перетворення, – це процес, під час якого з одних речовин утворюються інші речовини, відмінні за хімічним складом і будовою.

Хімічні реакції класифікуються за такими ознаками:

1) зміна або відсутність зміни кількості реагентів і продуктів реакції. За цією ознакою реакції поділяються на **реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну**.

Реакція сполучення – це реакція, під час якої з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.

Реакція розкладу – це реакція, під час якої з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.

Реакція заміщення – це реакція між простою і складною речовинами, у процесі якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, внаслідок чого утворюються нова проста і нова складна речовини.

Реакція обміну – це реакція, у процесі якої дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами.

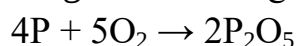
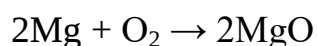
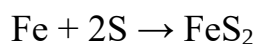
<i>Реакція</i>	<i>Загальна схема</i>	<i>Приклади</i>
Сполучення	$A + B \rightarrow AB$	$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ $C_2H_4 + HBr \rightarrow C_2H_5Br$ $CO_2 (г) + H_2O (р) \rightarrow H_2CO_3 (aq)$ $H_2CO_3 (aq) + BaCO_3 (тв) \rightarrow Ba(HCO_3)_2(aq)$ $CaO (тв) + H_2O (р) \rightarrow Ca(OH)_2(тв)$
Розкладу	$AB \rightarrow A + B$	$2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$ $C_2H_5Br \rightarrow C_2H_4 + HBr$ $ZnCO_3 (тв) \rightarrow ZnO (тв) + CO_2(г)$
Заміщення	$A + BC \rightarrow B + AC$	$Zn + CuSO_4 \rightarrow Cu + ZnSO_4$ $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2\uparrow$ $O_2 (г) + HgS (тв) \rightarrow Hg (г) + SO_2 (г)$ $C (тв) + ZnO (тв) \rightarrow Zn (г) + CO (г)$

		$C_{(тв)} + H_2O_{(г)} \rightarrow H_{2(г)} + CO_{(г)}$
Обміну	$AB + CD \rightarrow AD + CB$	$C_2H_5OH + HONO_2 \rightarrow C_2H_5ONO_2 + H_2O$ $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2 HCl$ $CuCl_2 + NaOH \rightarrow Cu(OH)Cl \downarrow + NaCl$ $Cu(OH)Cl + HCl \rightarrow CuCl_2 + HOH$ $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + HOH_{(р)}$ $NaCl_{(aq)} + AgNO_3_{(aq)} \rightarrow NaNO_3_{(aq)} + AgCl_{(тв)}$

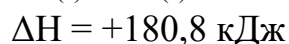
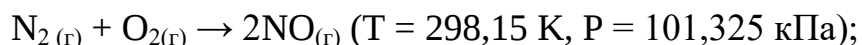
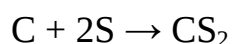
2) Другою ознакою класифікації хімічних реакцій є зміна або відсутність **зміни ступенів окиснення елементів**, що входять до складу речовин, які реагують. За цією ознакою реакції поділяються на окисно-відновні та такі, які відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. Наприклад, $3CuO_{(тв)} + 2HN^{+5}O_{3(aq)} + 6HNO_{3(aq)} \rightarrow 3Cu^{+2}(NO_3)_{2(aq)} + 2N^{+2}O_{(г)} + 4H_2O_{(р)}$

Процес віддавання електронів речовинами називається **окисненням**, а процес приймання електронів – **відновленням**.

3) Третьою ознакою класифікації хімічних реакцій є **виділення або поглинання енергії** в процесі реакції. За цією ознакою реакції поділяються на **екзотермічні** (що супроводжується виділенням теплоти)



та **ендотермічні** (які супроводжуються поглинанням тепла).



4) Четвертою ознакою класифікації хімічних реакцій є **тип одного з реагентів**. За цією ознакою реакції поділяються на **реакції галогенування** (взаємодія з хлором, бромом), **гідрування** (приєднання молекул водню), **гідратації** (приєднання молекул води), **гідролізу, нітрування**.

5) П'ятою ознакою класифікації хімічних реакцій є **наявність каталізатора**. За цією ознакою реакції поділяються на **каталітичні** (які відбуваються тільки за наявності каталізатора) і **некаталітичні** (які відбуваються без каталізатора).

6) Ще однією ознакою класифікації хімічних реакцій є **перебіг реакції до кінця**. За цією ознакою реакції поділяються на **оборотні** та **необоротні**.

Такий розподіл, або класифікація, реакцій на окремі групи полегшує їх

вивчення, оскільки реакції тієї чи іншої групи чи типу мають ряд спільних ознак. Більшість хімічних реакцій, що відбуваються в природі і техніці, являють собою досить складний комплекс різнотипних реакцій.

2.2. Тепловий ефект хімічної реакції.

Під час хімічних реакцій одні хімічні зв'язки розриваються, інші утворюються. Утворення хімічних зв'язків супроводжується виділенням певної кількості енергії, розрив – поглинанням. Залежно від співвідношення цих величин в результаті реакції виділяється або поглинається енергія.

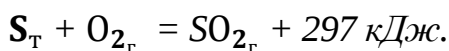
Енергія, яка виділяється або поглинається під час хімічних реакцій, називається хімічною енергією. Хімічна енергія може перетворюватися на теплову, променеву, механічну або електричну і навпаки.

Визначення. Кількість енергії, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції, називається тепловим ефектом реакції. Позначення: ΔH (вимова дельта аш).

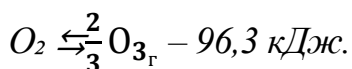
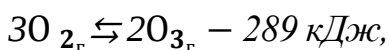
Тепловий ефект реакції визначають щодо 1 моля однієї з реагуючих речовин за стандартних умов: температура 25°C (або 298,15 K) і тиск 101 325 Па (або 101,3 кПа). Одиниця вимірювання теплового ефекту — кДж · моль.

Тепловий ефект реакції — це молярна величина. Він обумовлений різницею енергій хімічних зв'язків, які розриваються і утворюються. Тому він може бути додатним (теплота виділяється) або від'ємним (теплота поглинається). Залежно від знаку ефекту реакції поділяють на екзотермічні та ендотермічні.

Екзотермічні реакції. Реакції, які супроводжуються виділенням енергії, називаються екзотермічними. У рівняннях екзотермічних реакцій тепловий ефект позначається зі знаком плюс:



Ендотермічні реакції. Реакції, які супроводжуються поглинанням енергії, називаються ендотермічними. У рівняннях ендотермічних реакцій тепловий ефект позначається зі знаком мінус:



Визначення теплових ефектів реакції є предметом хімічної науки — термохімії. Рівняння, в яких визначено тепловий ефект реакції, називаються термохімічними. У цих рівняннях вказують агрегатний стан речовин (твердий

– т, газоподібний – г, рідкий – р).

Розрахунки за термохімічними рівняннями. У розрахунках за термохімічними рівняннями слід пам'ятати, що кількість теплоти, яка вказана в цьому рівнянні, відповідає його стехіометрії. Тепловий ефект відповідає 1 молю реагуючої речовини.

Приклад 1. Рівняння горіння сірки в кисні: $S_{т} + O_{2г} \rightarrow SO_{2г} + 297 \text{ кДж}$. Визначимо масу сірки та об'єм кисню за нормальних умов, якщо під час їх взаємодії виділилося 594 кДж теплоти. Дано: $S_{т} + O_{2г} \rightarrow SO_{2г} + 297 \text{ кДж}$. $Q = 594 \text{ кДж}$. $m(S) = ?$ $V(O_2) = ?$

Розв'язання:

Згідно з рівнянням реакції 297 кДж відповідає 1 моль S та 1 моль O_2 , 59,4 кДж – v ,

$$v = \frac{59,4 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль}}{297 \text{ кДж}} = 0,2 \text{ моль}$$

$$1) \quad m(S) = v \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 32 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot \text{моль}^{-1} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ кг};$$

$$2) \quad v(O_2) = v(S) = 0,2 \text{ моль}; V(O_2) = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \times 0,2 \text{ моль} = 4,48 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Відповідь: маса сірки — $6,4 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, об'єм кисню — $4,48 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

Приклад 2. За термохімічним рівнянням згоряння водню в кисні

$2H_{2г} + O_{2г} \rightarrow 2H_2O_{р} + 571 \text{ кДж}$ розрахуємо тепловий ефект згоряння водню,

Дано: $2H_{2г} + O_{2г} \rightarrow 2H_2O_{р} + 571 \text{ кДж}$. $\Delta H = ?$

Розв'язання: 2 моль H_2 — 571 кДж; 1 моль H_2 — ΔH ; $H = 571 \text{ кДж} / 2 = 285,5 \text{ кДж}$.

Відповідь: тепловий ефект згоряння водню в кисні дорівнює 285,5 кДж.

Приклад 3. За наведеним термохімічним рівнянням згоряння водню в кисні розрахуємо кількість теплоти, що виділяється під час згоряння водню об'ємом 13,44 л (за нормальних умов) і під час утворення води об'ємом 1 л.

Дано: $2H_{2г} + O_{2г} \rightarrow 2H_2O_{р} + 571 \text{ кДж}$; $V(H_2)_{н.у.} = 13,44 \text{ л}$. $V(H_2O)_{р} = 1 \text{ л}$. $Q = ?$

Формули: $v(H_2)_{г} = V / V_{м}$; $V_{мг} = 22,4 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}$; $V_{м}(H_2O)_{р} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Розв'язання:

$$1) \quad v(H_2) = \frac{13,44 \text{ л}}{22,4 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}} = 0,6 \text{ моль};$$

2) згідно з рівнянням реакції

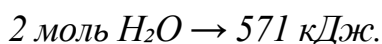
2 моль H_2 — 571 кДж;

0,6 моль — x ;

$$x = \frac{0,6 \text{ моль} \cdot 571 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 171,3 \text{ кДж};$$

$$3) v(H_2O) = \frac{1 \text{ л}}{18 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}} = \frac{1 \cdot 10^3}{18} = 55,55 \text{ моль};$$

4) згідно з рівнянням реакції



55,55 моль – x;

$$x = \frac{55,55 \text{ моль} \cdot 571 \text{ кДж}}{55,55 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}} = 15860 \text{ кДж}$$

Відповідь: під час згоряння водню об'ємом 13,44 л виділяється 171,3 кДж теплоти; під час утворення води об'ємом 1 л виділяється 15 860 кДж теплоти.

Питання для самоконтролю:

1. Схарактеризуйте відомі вам типи хімічних реакцій за їх основними ознаками. Наведіть приклади.
2. На конкретних прикладах поясніть, що означає поняття «тепловий ефект реакції».
3. Який процес називається окисненням, а який – відновленням?

Розділ 3. Хімічна кінетика та рівновага.

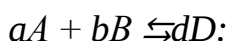
3.1. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції

Хімічна реакція – це процес. Будь-який процес характеризується швидкістю.

Визначення. Швидкість гомогенної реакції, що відбувається в замкненому об'ємі, – це фізична величина, що визначається зміною концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу.

Позначення: v або r (вимова *ве* або *ер*). Одиниці вимірювання: моль/(л · с), або моль · л⁻¹ · с⁻¹ (вимова: моль на літр-се-кунду, або моль-літр у мінус першому степені секунда в мінус першому степені).

Визначальне рівняння середньої швидкості реакції



$$v = \frac{\Delta c_i}{\Delta t} = - \frac{\Delta c(A)}{a \Delta t} = - \frac{\Delta c(B)}{b \Delta t} = \frac{\Delta c(D)}{d \Delta t},$$

де a, b, d – стехіометричні коефіцієнти; Δc , – зміна концентрації певного компонента реакції (A, B, D) за проміжок часу Δt

Швидкість хімічної реакції – величина додатна. Коли в рівнянні швидкості хімічної реакції враховуються зміни концентрації реагуючих речовин, у його правій частині ставлять знак мінус, тому що концентрації цих речовин

зменшуються. Коли в рівнянні враховується зміна концентрацій речовин, які утворюються, в правій його частині ставлять знак плюс, оскільки концентрації речовин збільшуються.

Залежність швидкості від різних факторів.

Вплив природи реагуючих речовин. Сполуки з йонним або ковалентним полярним зв'язком у водних розчинах дисоційовані і тому взаємодіють між собою дуже швидко. Швидкість взаємодії сполук з неполярним зв'язком різна і залежить від хімічних властивостей. Наприклад, реакція водню з фтором протікає дуже швидко (з вибухом) за кімнатної температури, а реакція водню з іодом відбувається повільно під час нагрівання.

Вплив стану реагуючих речовин.

Швидкість хімічної реакції залежить від площі зіткнення реагуючих речовин. Чим більша площа, тим вища швидкість реакції. Щоб збільшити площу контакту між реагуючими речовинами, тверді речовини подрібнюють, рідкі перетворюють на пару.

Вплив концентрації реагуючих речовин. Чим більше часток реагуючих речовин знаходиться в одиниці об'єму, тим частіше відбуваються зіткнення між ними і тим вищою є швидкість реакції (хоч і не кожне зіткнення призводить до взаємодії).

Норвезькі вчені К.Гульдберг (1836 – 1900) та П.Вааге (1833 – 1900) у 1867 р. сформулювали закон діючих мас для реакції, яка відбувається внаслідок попарних зіткнень між молекулами.

Формулювання закону: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, якщо реакція відбувається в результаті попарних зіткнень молекул

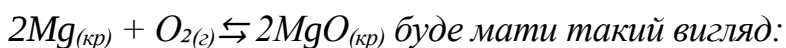
У реакції $aA + bB = dD$ цей закон описується кінетичним рівнянням:

$$v = k_1 c^a(A) c^b(B),$$

де $c(A)$ і $c(B)$ – молярні концентрації речовин A і B , a і b – стехіометричні коефіцієнти в хімічному рівнянні; k – константа швидкості реакції.

Якщо $c(A) = c(B) = 1$, то $v = k$. Константа швидкості k дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин 1 моль/л. Вона залежить від температури та природи реагуючих речовин і не залежить від їх концентрації.

У гетерогенних реакціях у вираз швидкості реакції входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газовій фазі або розчині. Наприклад, кінетичне рівняння реакції горіння магнію



$$v = kc(O_2) = kp_1(O_2),$$

де p_1 – парціальний тиск кисню.

Вплив температури. Швидкість хімічної реакції під час збільшення температури зростає згідно з правилом Вант-Гоффа, яке визначається рівнянням:

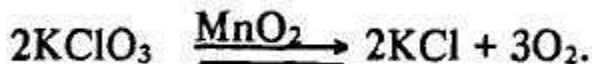
$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де $v(t_1)$ і $v(t_2)$ – швидкості реакції призначених температурах t_1 і t_2 ; γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції (вимова: гамма).

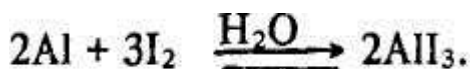
За правилом Вант-Гоффа підвищення температури на кожні 10°C призводить до зростання швидкості більшості реакцій в два – чотири рази. Великий вплив температури на швидкість хімічної реакції пояснює теорія активації. Згідно з цією теорією лише активні молекули вступають у хімічну взаємодію, оскільки мають достатню енергію для здійснення реакції. Щоб зробити неактивні молекули активними, їм треба надати додаткової енергії, наприклад нагріти. Цей процес називається активацією. Енергія, яку слід надати одному молю реагуючої речовини, щоб усі її молекули стали активними, називається енергією активації реакції. Її позначають через A або E і вимірюють у кДж/моль. Підвищення температури збільшує число активних молекул у системі, і швидкість хімічної реакції зростає.

3.2. Каталіз.

Швидкість хімічної реакції змінюється за наявності деяких речовин. Наприклад, швидкість реакції розкладу хлорату калію (бертолетової солі) збільшує оксид марганцю (IV) MnO_2 :



Швидкість реакції сполучення алюмінію з йодом зростає за наявності води:

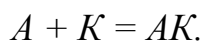


Визначення. Речовини, які змінюють швидкість реакції, але не входять до складу продуктів реакції, називають **каталізаторами**. Зміна швидкості хімічної реакції за наявності каталізаторів – це каталіз. Реакції, швидкість яких можна змінити за допомогою каталізаторів, називають каталітичними.

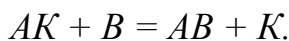
Кількість каталізатора, що вводять в систему, як правило, набагато менша за кількість реагуючих речовин. Каталізатор може змінювати швидкість реакції в багато разів.

Механізм каталізу. Вважається, що каталізатор утворює з однією з реагуючих речовин проміжну активну нестійку сполуку, яка розкладається в процесі реакції. Наприклад, реакція між речовинами A і B протікає повільно.

Внаслідок взаємодії каталізатора K з речовиною A утворюється активна нестійка проміжна сполука AK :



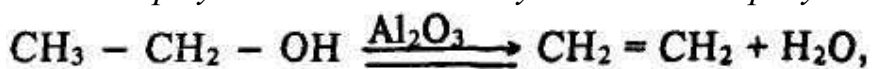
Ця сполука легше і швидше взаємодіє з речовиною B , ніж A з B :



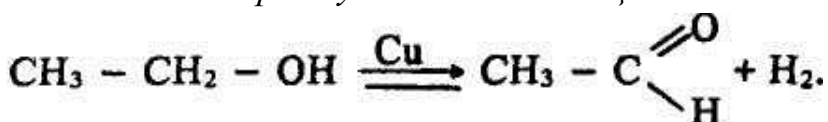
У результаті утворюється речовина AB і каталізатор у вільному стані.

Класифікація каталізаторів. Розрізняють кілька груп каталізаторів.

Специфічні та універсальні каталізатори. Дія деяких каталізаторів специфічна: каталізатор, який прискорює одну реакцію, буває зовсім неефективним для іншої. Каталізатор може змінювати не лише швидкість хімічної реакції, але й її механізм. З однієї речовини, використовуючи різні каталізатори, можна одержати різні продукти реакції. Наприклад, з етилового спирту за наявності оксиду алюмінію одержують етилен і воду:

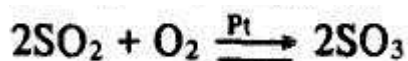


за наявності порошку міді – водень і оцтовий альдегід:

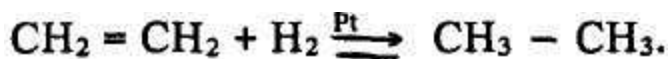


Існують каталізатори з груповою специфічністю. Ці каталізатори прискорюють однотипні реакції. Наприклад, оксид ванадію (V) V_2O_5 прискорює реакцію окиснення таких речовин, як SO_2 , NH_3 та ін.

Якщо один і той же каталізатор змінює швидкість різних реакцій, його називають універсальним. Так, платина як універсальний каталізатор використовується в багатьох реакціях, наприклад у реакціях оксиду сірки (IV) з киснем:



і етилену з воднем:



Гомогенні та гетерогенні каталізи.

Розрізняють гомогенний та гетерогенний каталізи. Під час гомогенного каталізу каталізатор знаходиться в тому ж агрегатному стані, що й реагуюча речовина (газоподібному або рідкому).

У разі гетерогенного каталізу каталізатор перебуває в іншому агрегатному стані, наприклад каталізатор – тверда речовина, а реагуючі речовини – гази.

Під час гетерогенного каталізу реакції відбуваються на поверхні каталізатора, тому їх швидкість залежить від площі та властивостей поверхні. Каталізатор абсорбує молекули реагуючих сполук і збільшує їх

активність.

Каталітичні отрути. Речовини, які зменшують або пригнічують активність каталізаторів, називають каталітичними отрутами. Каталітичні отрути утворюють з каталізаторами малоактивні або nereакційноздатні сполуки.

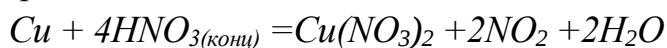
Застосування каталізу. Каталіз широко використовують у багатьох технологічних процесах, особливо в хімічній промисловості (у виробництві аміаку, азотної та сірчаної кислот, органічному синтезі).

Швидкість багатьох хімічних реакцій, що відбуваються в живих організмах, регулюється біологічними каталізаторами ферментами (особливо білковими молекулами).

3.3. Оборотно́ість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Фактори, які зміщують хімічну рівновагу. Принцип Ле -Шательє.

Оборотно́ість хімічних реакцій. Хімічні реакції бувають необоротні та оборотні. Реакції, які перебігають в одному напрямку до повної витрати однієї з реагуючих сполук, є необоротними. Реакції, що за однакових умов протікають у протилежних напрямках, – оборотні

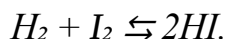
Так, реакція між міддю та концентрованою азотною кислотою є необоротною:



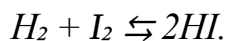
Ця реакція іде лише в одному напрямку.

Під час пропускання оксиду азоту (IV) через розчин нітрату міді (II) металічна мідь та азотна кислота не утворюються.

Взаємодія водню з йодом може бути прикладом оборотної реакції:



Хімічна рівновага. Розглянемо встановлення хімічної рівноваги на прикладі оборотної реакції взаємодії водню з йодом:



Кінетичне рівняння швидкості прямої реакції:

$$v = k_1 c(\text{H}_2) c(\text{I}_2).$$

Кінетичне рівняння швидкості зворотної реакції:

$$v = k_2 c_2(\text{HI}).$$

На початку оборотної реакції швидкість прямої більша, ніж зворотної:
 $v_{\text{пр}} > v_{\text{зв}}$. Далі,

зі зменшенням концентрації вихідних сполук і підвищенням концентрації продукту ре

акції швидкість прямої реакції зменшується, а зворотної – зростає. Через деякий час швидкості прямої та зворотної реакцій стануть однаковими $v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}$, отже реакція перебуває у стані хімічної рівноваги.

Стан оборотної реакції, у якому швидкості прямої та зворотної реакцій однакові, називається хімічною рівновагою.

Хімічна рівновага – це динамічна рівновага (пряма та зворотна реакції не зупиняються, а протікають з однаковою швидкістю). У стані рівноваги число молекул HI , що утворюються і розкладаються за одиницю часу, однакове.

Рівноважні концентрації. Концентрації компонентів реакції в стані рівноваги називаються рівноважними. Рівноважні концентрації за умов даної рівноваги незмінні. Вони позначаються квадратними дужками $[]$. Тоді кінетичне рівняння швидкості прямої реакції в стані рівноваги має вигляд $v_{\text{пр}} = k_1 [\text{H}_2][\text{I}_2]$; зворотної – $v_{\text{зв}} = k_2 [\text{HI}]^2$.

Константа рівноваги. Стан хімічної рівноваги характеризується константою рівноваги. Константа рівноваги K – це відношення констант швидкостей прямої та зворотної реакцій: $K = k_1/k_2$.

У розглянутій оборотній реакції

$$k_1 [\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2 [\text{HI}]^2;$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

У загальному вигляді оборотна реакція описується рівнянням



Визначальне рівняння константи рівноваги:

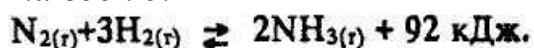
$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}.$$

Константа рівноваги залежить від температури та природи реагуючих речовин, але не залежить від концентрації компонентів реакції (порівняйте з константами швидкості реакцій). Числове значення константи рівноваги характеризує вихід реакції. При $K \gg 1$ вихід реакції великий, при $K < 1$ – малий.

Зміщення хімічної рівноваги. За постійних зовнішніх умов (незмінних температур, тиску, концентрації реагентів) рівновага оборотної реакції може зберігатися дуже довго. Вона порушується, якщо змінюється температура, концентрація реагентів, тиск (для деяких газоподібних систем), тому що швидкості прямої та зворотної реакцій стають нерівними. Через деякий час швидкості прямої та зворотної реакцій знову набувають однакових значень. Встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації реагентів будуть іншими.

У 1884 р. французький вчений Ле Шательє (1850 – 1936) виявив закономірність впливу зовнішніх умов на рівновагу оборотних хімічних реакцій – принцип зміщення рівноваги (принцип Ле Шательє). Принцип формулюється так: якщо умови, за яких система знаходиться в рівновазі, змінити, рівновага зміщується в напрямку процесів, які протидіють цій зміні

Розглянемо зміщення хімічної рівноваги за змін концентрації реагуючих сполук, температури та тиску на прикладі реакції синтезу аміаку з азоту та водню:



Вплив концентрації. У разі збільшення концентрації азоту або водню рівновага буде зміщуватися у бік зменшення цих концентрацій, тобто в напрямку утворення аміаку.

Вплив температури. З термохімічного рівняння зворотної реакції синтезу аміаку з азоту та водню видно, що пряма реакція екзотермічна, а зворотна (розклад аміаку) – ендотермічна. Тому при збільшенні температури рівновага буде зміщуватися в бік зворотної (ендотермічної) реакції, яка протидіє підвищенню температури. У разі зниження температури рівновага буде зміщуватися в бік прямої (екзотермічної) реакції, яка протидіє охолодженню.

Отже, під час підвищення температури рівноважної системи рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, а під час зниження – в бік екзотермічної.

У реакціях, які протікають без теплових ефектів, зміна температури не викликає зміщення рівноваги. У цьому випадку підвищення температури призводить лише до більш швидкого встановлення рівноваги.

Вплив тиску. Зміна тиску зміщує рівновагу системи, якщо реакція йде між газами і при цьому змінюються об'єми газоподібних речовин. Наприклад, пряма реакція синтезу аміаку ($\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$) протікає зі зменшенням об'єму газоподібних речовин (тобто в замкненому реакторі тиск теж знижується), а зворотна ($2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$) – зі збільшенням їх об'єму, а отже, з підвищенням тиску в замкненому реакторі. Тому зростання тиску зміщує рівновагу в бік прямої реакції і протидіє перебігу зворотної реакції.

Підвищення тиску зміщує рівновагу системи в бік утворення менших об'ємів, а зменшення – в бік утворення більших об'ємів. Якщо в процесі оборотної реакції об'єми газоподібних речовин не змінюються, то зміна тиску не впливає на стан рівноваги системи. Наприклад, у реакції: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ під дією тиску рівновага не зміщується.

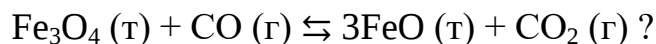
Вплив каталізатора. Каталізатори не зміщують хімічну рівновагу, тому що вони однаково впливають на швидкість прямої та зворотної реакцій. За наявності каталізаторів рівновага встановлюється швидше.

Завдяки застосуванню принципу Ле Шательє до оборотних реакцій

можна керувати хімічними процесами.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Як впливатиме підвищення тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі



Розв'язання. Запишемо вирази для швидкостей прямої ($v_{\text{пр}}$) і зворотної ($v_{\text{звор}}$) реакцій:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{CO}]; v_{\text{звор}} = k_{\text{звор}} [\text{CO}_2].$$

Швидкості прямої і зворотної реакцій не залежать від концентрацій твердих речовин. За підвищення тиску в два рази в таке саме число разів збільшуються концентрації CO і CO₂. Отже, швидкості прямої і зворотної реакцій збільшаться в однакове число разів, і рівновага в системі не зміститься.

Задача 2. Як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої 2, за підвищення температури з 10 до 40 °C?

Розв'язання

3 формули

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

можна вирахувати, у скільки разів зміниться швидкість реакції:

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

Підставимо значення в цю формулу і проведемо обчислення:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{40 - 10}{10}} = 8 \text{ (разів)}$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 8 разів.

Задача 3. Як зміниться швидкість прямої реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, якщо об'єм газової суміші зменшити у 3 рази?

Дано:

$\frac{V_1}{V_0} = 3$
$\frac{v_1}{v_0} = ?$

Розв'язання

1. Якщо допустити, що початкові концентрації азоту і водню (c_0) відповідно становлять a моль/л і b моль/л, то кінетичне рівняння для визначення швидкості прямої реакції буде таким:

$$v_0 = k \cdot c_0(N_2) \cdot c_0^3(H_2) = k \cdot a \cdot b^3 \text{ (I)}$$

2. Зменшення об'єму газової суміші в 3 рази приведе до підвищення концентрації реагентів також у 3 рази: $c_1(N_2) = 3a$ моль/л, а $c_1(H_2) = 3b$ моль/л. Кінетичне рівняння:

$$v_1 = k \cdot c_1(N_2) \cdot c_1^3(H_2) = k \cdot 3a \cdot (3b)^3 \text{ (II)}$$

3. Для того щоб розрахувати, у скільки разів швидкість прямої реакції змінилась, поділимо вираз для швидкості після зменшення об'єму суміші (II) на вираз для початкової швидкості (I):

$$\frac{v_1}{v_0} = \frac{k \cdot 3a \cdot (3b)^3}{k \cdot a \cdot b^3} = 81 \text{ (раз)}$$

Відповідь: швидкість прямої реакції збільшиться у 81 раз.

Задача 4. Як зміниться швидкість прямої реакції $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2SO_{3(r)}$, якщо тиск у системі підвищити в 3 рази?

Дано:

$\frac{P_1}{P_0} = 3$
$\frac{v_1}{v_0} = ?$

Розв'язання

1. Допустимо, що початкові концентрації SO_2 і O_2 становлять відповідно a моль/л і b моль/л. Тоді кінетичне рівняння для визначення швидкості прямої реакції становитиме:

$$V_0 = k \cdot c_0^2(\text{SO}_2) \cdot c_0(\text{O}_2) = k \cdot a^2 \cdot b \text{ (I)}$$

2. Підвищення тиску в 3 рази приведе до підвищення концентрації реagentів у стільки ж разів: $C_1(\text{SO}_2) = 3a$ моль/л, а $C_1(\text{O}_2) = 3b$ моль/л. Кінетичне рівняння:

$$V_1 = k \cdot c_1(\text{SO}_2) \cdot c_1^2(\text{O}_2) = k \cdot (3a)^2 \cdot 3b$$

3. Для того щоб розрахувати, у скільки разів швидкість прямої реакції змінилась, поділимо вираз для швидкості після підвищення тиску суміші (II) на вираз для початкової швидкості (I):

$$\frac{v_1}{v_0} = \frac{k \cdot (3a)^2 \cdot 3b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27 \text{ (разів)}$$

Відповідь: швидкість прямої реакції збільшиться у 27 разів.

Задача 5. У системі $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = \text{COCl}_{2(r)}$ рівноважні концентрації речовин $[\text{Cl}_2]_p = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}]_p = 0,2$ моль/л, $[\text{COCl}_2]_p = 1,2$ моль/л. Обчислити константу рівноваги і початкові концентрації Cl_2 і CO .

Розв'язання: Константа рівноваги:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]_p}{[\text{CO}]_p [\text{Cl}_2]_p} = \frac{1,2}{0,3 \cdot 0,2} = 20$$

Оскільки за рівнянням реакції з 1 моль CO або Cl_2 утворюється 1 моль COCl_2 , то $[\text{CO}]_0 = 1,2 + 0,2 = 1,4$ моль/л; а $[\text{Cl}_2]_0 = 1,2 + 0,3 = 1,5$ моль/л.

Питання для самоконтролю:

1. Наведіть конкретні приклади оборотних та необоротних реакцій.
2. На конкретних прикладах поясніть, від чого залежить швидкість гомогенних та гетерогенних реакцій.
3. Як пояснити, що каталізатори дають можливість проводити деякі реакції при нижчій температурі?
4. Схарактеризуйте основні фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції.

Розділ 4. Розчини

4.1. Основні поняття теорії розчинів

Визначення. *Розчин — це гомогенна система, яка складається з двох або більше компонентів: розчинника, розчинених речовин і продуктів їх взаємодії.*

Гомогенність розчинів обумовлена тим, що під час їх утворення внаслідок взаємодії з розчинником розчинена речовина подрібнюється до молекулярного або атомного рівня, тобто розміри часток розчиненої речовини, поділених між молекулами розчинника, не перевищують 10^{-9} м. Такі розчини називаються *істинними*. Розчини, в яких частки розчиненої речовини мають розмір від 10^{-9} м до 10^{-7} м, є колоїдними, а більше 10^{-7} — *грубодисперсними*. Істинні розчини прозорі, легко проходять через фільтр.

Розчини бувають *рідкими, твердими та газоподібними*. Прикладами рідких розчинів є розчини солей, цукру та спирту у воді, йоду в спирті та ін., твердих — сплави (розчини одного або кількох металів у іншому). Газоподібними розчинами є повітря та інші суміші газів.

Теплові ефекти під час розчинення.

Утворення багатьох розчинів супроводжується тепловими ефектами. Так, під час розчинення у воді лугів або кислот теплота видаляється, а під час розчинення багатьох солей — поглинається. Чому це відбувається?

Д. Менделєєв створив гідратну теорію розчинів, яка пояснює хімічну природу процесу розчинення. Згідно з цією теорією під час розчинення утворюються сольвати — нестійкі хімічні сполуки розчиненої речовини з розчинником (у разі водних розчинів — гідрати). Гідратна теорія розчинів Д. Менделєєва та електролітичної дисоціації Арреніуса є основою сучасної теорії розчинів.

Сучасна теорія розчинів розглядає розчинення як сукупність таких процесів:

- 1) взаємодія розчинника з частками розчиненої сполуки — *сольватація*;
- 2) руйнування структури розчиненої речовини — руйнування кристалічних ґраток — *іонізація*;
- 3) розподіл сольватованих часток у об'ємі розчинника — *дифузія*.

Перший процес — утворення зв'язків — супроводжується виділенням теплоти (позитивний тепловий ефект). Другий — руйнування зв'язків — відбувається з поглинанням теплоти (негативний тепловий ефект). Залежно від співвідношення значень цих теплових ефектів процес розчинення речовини може бути екзо- або ендотермічним.

Кристалогідрати. Підтвердженням існування процесу сольватації є утворення кристалогідратів. Так, під час розчинення білого сульфату міді (II) CuSO_4 у воді утворюється розчин синього кольору.

Якщо його обережно випарувати, залишаються кристали синього кольору, до складу **яких входять** CuSO_4 і вода в співвідношенні 1 моль

CuSO_4 і 5 моль H_2O . У разі більш інтенсивного нагрівання кристалів виділяється вода і залишається порошок білого кольору — сульфат міді (II).

Кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води (кристалізаційна вода), називають кристалогідратами.

Приклади кристалогідратів $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мідний купорос, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль тощо.

Доказом реальності процесу дифузії є рівномірне забарвлення розчинів під час розчинення забарвлених речовин.

Розчинення є фізико-хімічним процесом. Розчини мають властивості механічних сумішей і хімічних сполук. Виняток становлять газоподібні розчини, які є механічними сумішами.

4. 2. Розчинність

Є речовини, які змішуються між собою в будь-яких співвідношеннях, наприклад вода та етиловий спирт. Тверді речовини, більшість газів і рідких речовин розчиняються у воді в певних співвідношеннях. Так, при 20°C у воді масою 100 г може розчинитися сульфат міді (II) CuSO_4 , маса якого не перевищує 20,7 г.

*Розчин, у якому речовина більше не розчиняється за даної температури, називається **насиченим**.* Наприклад, у воді масою 100 г при $T = 20^\circ\text{C}$ розчиняється хлорид натрію масою 36 г. Більше хлориду натрію в цьому розчині розчинитися не може, тобто маємо насичений розчин.

*Розчин, у якому речовина ще може розчинятися за даної температури, називається **ненасиченим**.* Наприклад, якщо у воді масою 100 г розчинити хлорид натрію масою 20 г при $T = 20^\circ\text{C}$, утвориться ненасичений розчин. У цьому розчині за такої ж температури може ще розчинитися хлорид натрію масою 16 г.

Поняття «насичені» і «ненасичені розчини» не слід ототожнювати з поняттям "концентровані" і "розведені розчини". Існує багато малорозчинних речовин ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaSO_4 тощо), насичені розчини яких мають низьку концентрацію розчиненої речовини.

Здатність речовини, змішуючись з іншою речовиною, утворювати гомогенні системи, називається розчинністю.

Досить часто розчинність твердих та рідких речовин визначають масою речовини, яка може розчинитися в 100 г розчинника за певної температури. Розчинність газів визначають об'ємом газу, який може розчинитись в 1 л розчинника за певної температури.

Залежність розчинності речовин від їх природи. Залежність розчинності речовин від їх природи можна описати емпіричним правилом: подібне розчиняється в подібному. Як правило, речовини іонної природи (солі, луги) або речовини, молекули яких є полярними (кислоти), добре розчиняються у полярних розчинниках, наприклад у воді.

Органічні речовини, молекули яких є полярними (спирти, карбонові кислоти, альдегіди), розчиняються у воді, якщо їх вуглеводневий радикал (гідрофобна частина) невеликий. Зі збільшенням довжини вуглеводневого радикалу розчинність цих речовин у воді зменшується. Із гомологічного ряду насичених одноатомних спиртів добре розчиняються у воді перші три сполуки: метанол, етанол, пропанол. Із гомологічного ряду насичених карбонових кислот у воді розчиняються всі кислоти до пальмітинової $C_{15}H_{31}COOH$. Це пов'язано з більшою полярністю молекул кислот, та більшим числом водневих зв'язків, які утворюють молекули органічних кислот та більшим числом водневих зв'язків, які утворюють молекули органічних кислот з водою, порівняно із спиртами. Речовини молекулярної неполярної будови добре розчиняються в неполярних або малополярних розчинниках, погано — у воді (йод розчиняється в органічних розчинниках і не розчиняється у воді).

Залежність розчинності від температури. Розчинність більшості твердих речовин з підвищенням температури збільшується. Наприклад, розчинність хлориду натрію $NaCl$ з підвищенням температури зростає незначно, сульфату магнію $MgSO_4$ — більш помітно, а нітрату калію KNO_3 — значно.

Взаємна розчинність рідин зростає з підвищенням температури. Це збільшення триває до того часу, поки температура не досягне значень, за яких рідини змішуються в будь-яких пропорціях.

Розчинність газів, навпаки, зменшується з підвищенням температури. Якщо налити в стакан холодної води і поставити на стіл, через деякий час на його стінках з'являться бульки газу. Це пояснюється тим, що при збільшенні температури розчинність газів у воді зменшилась і вони виділилися.

Залежність розчинності від тиску. Тиск впливає лише на розчинність газів. У разі збільшення тиску їх розчинність зростає, зменшення — знижується. Якщо відкрити пляшку з мінеральною водою, де оксид вуглецю (IV) розчинено за умов підвищеного тиску, тиск у пляшці знизиться, розчинність газу CO_2 зменшиться і він виділиться з розчину — вода ніби закипить.

Запитання для самоконтролю:

1. Які системи називають розчинами?
2. Які процеси відбуваються під час розчинення?
3. Від яких факторів залежить розчинність речовин?

4.3. Способи вираження складу розчинів

Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини або часткою розчиненої речовини (табл. 26). Концентрація розчиненої речовини. Розрізняють такі концентрації речовини в розчині: молярну, масову, об'ємну. *Молярна концентрація розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину* (див. табл. 2) Наведемо приклади назв розчинів різної молярної концентрації, моль/л: **1,000 (1М) — молярний; 2,000 (2 М) — двомолярний; 0,100 (0,1**

М) — децимолярний; **0,200 (0,2 М)** — дводецимолярний; **0,030 (0,03 М)** — трисантимолярний

Масова концентрація розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину (див. табл.1).

Слід звернути увагу, що масова концентрація речовини позначається тією ж літерою, що й густина. У разі розрахунку масової концентрації речовини в однокомпонентній системі (тобто чистої речовини) ці поняття («масова концентрація» і «густина речовини») збігаються.

Часто поняття «масова концентрація» використовують неправильно, маючи на увазі масову частку речовини в розчині.

Об'ємна концентрація розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину (див. табл. 1).

Частка розчиненої речовини. Розрізняють такі частки розчиненої речовини: молярну, масову та об'ємну. Найбільш вживаною є масова частка.

Таблиця 1. Вираження складу розчинів

Характеристика	Концентрація			Частка		
	Молярна	Масова	Об'ємна	Молярна	Масова	Об'ємна
Символ	c	ρ	σ	χ	ω	φ
Вимова	Це	Ро	Сигма	Хі	Омега	Фі
Визначальне рівняння	$c = \frac{U_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$	$\rho = \frac{m_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$	$\sigma = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$	$\chi = \frac{U_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$	$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$	$\varphi = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}}$
Одиниці вимірювання: СІ	моль·м ⁻³	кг·м ⁻³	Безрозмірні одиниці	Безрозмірні одиниці	Безрозмірні одиниці	Безрозмірні одиниці

Молярна частка розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до суми кількостей усіх компонентів розчину (див. табл. 1).

Масова частка розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси всього розчину (див. табл. 1).

Раніше цю величину називали процентною концентрацією розчину. Зараз Міжнародний союз з чистої та прикладної хімії IUPAC рекомендує замість процентної концентрації розчинів використовувати поняття «масова частка розчиненої речовини».

Слід звернути увагу, що ця величина тотожна з масовою часткою речовини в суміші.

Водні розчини з різною масовою часткою розчиненої речовини мають різну густину.

Об'ємна частка розчиненої речовини — це фізична величина, що визначається відношенням об'єму розчиненої речовини до суми вихідних об'ємів усіх компонентів розчину (див. табл. 1).

Слід звернути увагу, що коли сума вихідних об'ємів усіх компонентів розчинів дорівнює об'єму утвореного розчину, то об'ємна частка тотожна об'ємній концентрації розчину.

Значення розчинів. У природі, житті та діяльності людини й усіх живих організмів розчини мають важливе значення. Адже засвоєння поживних речовин людиною, тваринами, рослинами пов'язане з процесами розчинення. Усі важливі фізіологічні рідини (кров, лімфа та ін.) є розчинами. Розчини використовуються в гідрометалургії для одержання металів, у хімічній промисловості для виготовлення кислот, лугів, солей, у харчовій промисловості, побуті (приготування їжі, прання, сангігієна).

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. У 450 г води розчинили 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Обчисліть масову частку кристалогідрату та безводної солі у розчині.

Розв'язування:

$$\omega = \frac{m_{\text{р-ни}}}{m_{\text{роз-ну}}}. \quad \text{Масова частка} \quad \omega_1 = \frac{m_{\text{кристалогідр.}}}{m_{\text{роз-ну}}}, \quad \omega = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{роз-ну}}}.$$

$$m_{\text{розчину}} = 450 + 50 = 500 \text{ г}, \quad \omega = \frac{50}{500} = 0,1, \quad \omega = \frac{m_{\text{кристалогідр.}}}{m_{\text{роз-ну}}},$$

$$\omega_3 = \frac{M_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}} = \frac{160}{250} = 0,64, \quad \omega_2 = \frac{50 \cdot 0,64}{500} = 0,064.$$

, звідки

Приклад 2. Обчислити: а) масову частку; б) C_m , C_n , концентрації розчину H_3PO_4 , одержаного при розчиненні 18 г кислоти у 282 см^3 води, якщо густина розчину дорівнює $1,031 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання:

$$\omega = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{m_{\text{роз-ну}}} \cdot 100\%, \quad C_m = \frac{\nu}{V} \text{ моль / л}, \quad C_n = \frac{\nu_{\text{екв}}}{V} \text{ моль / л},$$

$$m_{\text{розчину}} = 18 + 282 = 300 \text{ г}.$$

$$V_{\text{роз-ну}} = \frac{300}{1,031} = 291 \text{ см}^3 \quad \text{або } 0,291 \text{ л.}$$

$$\text{Тоді } \omega = \frac{18}{300} \cdot 100\% = 6\%.$$

$$\nu = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{18}{98} = 0,184, \quad \nu_{\text{екв}} = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{еквH}_3\text{PO}_4}} = \frac{18}{32,6} = 0,552.$$

$$\text{Звідки: } C_M = \frac{0,184}{0,291} = 0,63, \quad C_H = \frac{0,552}{0,291} = 1,90,$$

Приклад 3. Який об'єм сульфатної кислоти (густина $1,84 \text{ г/см}^3$) і яку масу води треба взяти для приготування 100 см^3 15%-ного розчину сульфатної кислоти (густина $1,1 \text{ г/см}^3$)?

Розв'язання: Обчислимо, скільки чистої кислоти має міститися у 100 см^3 15%-ного розчину:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_{\text{роз-ну}} \cdot \rho_{\text{роз-ну}} \cdot \omega, \quad m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 100 \cdot 1,1 \cdot 0,15 = 16,5 \text{ г.} \quad \text{Тоді}$$

$$m_{\text{р-нуH}_2\text{SO}_4} = \frac{16,5}{0,96} = 17,188 \text{ г.} \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{17,188}{1,84} = 9,34 \text{ см}^3.$$

$$\text{Звідки: } m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну загальн.}) - m(\text{р-ну H}_2\text{SO}_4) = 100 - 17,188 = 92,81 \text{ г.}$$

Запитання для самоконтролю:

1. В яких одиницях виражається концентрація розчинів?
2. Що таке масова частка?
3. Яке співвідношення масової і об'ємної частки?

4. 4. Класифікація та властивості будівельних розчинів

Будівельним розчином називають затверділу суміш, що складається з в'язучої речовини, дрібного заповнювача (піску) та води. Незатверділий розчин називається розчинною сумішшю.

Будівельні розчини застосовують при кам'яній кладці, для оштукатурення поверхонь стін і стель, для нанесення теплоізоляційних, звукоізоляційних, вогнезахисних, декоративних та інших штукатурок та виготовлення штучних невідпалюваних матеріалів на основі в'язких речовин.

За призначенням будівельні розчини бувають наступних видів: для кладки; штукатурні; спеціальні (декоративні, звукоізоляційні, теплоізоляційні, для захисту від радіоактивного випромінювання) та ін.

За своїм складом розчини можуть бути прості і складні. Прості складаються з одного виду в'язучого та заповнювача, наприклад цементний розчин

1:3 (цемент: пісок); складні – з декількох в'язучих та заповнювача, наприклад цементно-вапняний розчин 1:3:5 (цемент: вапно: пісок).

У відповідності з призначенням будівельні розчини відрізняються фізико-механічними властивостями і видами в'язучого. До найважливіших фізико-механічних властивостей відносяться: середня щільність; межа міцності зразка з розчину на стиск (марки розчину); теплопровідність; гарне зчеплення з основою. Середня щільність розчинів залежить від маси заповнювача. Якщо в якості заповнювача застосовані піски важких гірських порід (кварцу, вапняку та ін.), середня щільність розчинів буде більш 1500 кг/м³. Такі розчини називають важкими. При використанні легких пісків (з пемзи, шлаку) розчини мають меншу середню щільність – до 1500 кг/м³ і називаються легкими.

Для приготування розчинів застосовують різні в'язучі: цемент, вапно, гіпс. Добавка в складний розчин в'язучого, наприклад, вапна в цементно-вапняний розчин, заощаджує цемент та покращує пластичність розчинної суміші. При використанні розчинів у будівництві враховують властивості в'язких речовин. Розчини на гідравлічних в'язучих застосовуються для підземних і надземних частин будівель та споруд, що знаходяться у вологому або сухому середовищі.

Марка розчину визначається випробуванням на стиск зразків, виготовлених з розчину у вигляді кубиків зі стороною 7,07 см, що твердіють в розрахунковий термін згідно стандарту. Марки розчинів прийняті наступні: 1, 4, 10, 25, 50, 75, 100, 200, 300. Низькі марки розчинів застосовують для штукатурних розчинів і кладочних розчинів у малоповерховому будівництві, у багатоповерховому будівництві кладку здійснюють на розчинах марок 25, 50, 75 та 100. Для особливо відповідальних конструкцій застосовують більш високі марки розчинів.

Для того щоб розчинна суміш була зручна в роботі і міцно зчіплювалась з поверхнею, на яку наноситься, до неї ставляться такі вимоги:

1) вона повинна мати рухливість – здатність без розривів розтікатися по поверхні каменю. Вона залежить від складу суміші, розміру і форми зерен піску і від водоцементних відносин. Відповідно до призначення розчину підбирається її рухливість, так як вона впливає на продуктивність праці каменяря і якість кладки;

2) мати пластичність. Для того, щоб підвищити пластичність, морозостійкість та водонепроникність цементних розчинів, замість вапна або глини в них можна додавати поверхнево-активні речовини – пластифікатори – сульфітно-спиртову барду, милонафт. Спеціальні добавки в розчини застосовуються для уповільнення або прискорення схоплювання і зниження температури замерзання розчину;

3) мати водостримуючу здатність, оскільки в результаті відсмоктування води пористим матеріалом може відбутися зневоднення розчинної суміші,

що негативно вплине на процес його твердіння і міцність. Низька водостримуюча здатність розчинної суміші призводить до її розшаровування при транспортуванні. Основною умовою, що забезпечує гарну водостримуючу здатність розчинної суміші, є правильний підбір складу розчинної суміші;

4) в'язучі, які застосовуються для приготування розчинів, повинні відповідати вимогам Державних стандартів. Якість в'язких матеріалів перевіряється в лабораторії. Пісок для розчинів може бути природним і штучним, одержуваних при дробленні гірських порід, шлаку.

Запитання для самоконтролю:

1. Як класифікують будівельні розчини?
2. Які вимоги ставлять до будівельних розчинів?

4.5. Дисперсні системи

Під час вивчення неорганічної хімії ви дістали **початкові** уявлення про розчин і протікання процесу розчинення **речовин** у воді. Вам відомо також, що **при** змішуванні **речовин** з водою не завжди утворюються **однорідні (гомогенні) системи**. Однорідність — характерна властивість розчинів. Багато **речовин** з водою утворюють каламутні на вигляд **неоднорідні (гетерогенні) системи**, які називаються суспензіями і емульсіями.

Під час розчинення речовини подрібнюються, або *диспергуються*. У зв'язку з цим ***розчини, суспензії, емульсії називають дисперсними системами.***

Існують різні дисперсні системи, в яких в одній **речовині** (дисперсному середовищі) розподілена (диспергована) у вигляді дрібних частинок інша речовина. Дисперсне середовище **може** бути у вигляді газу, рідини і твердої речовини. У різних **агрегатних** станах може бути і диспергована речовина. Приклад дисперсної системи — дим або пил в атмосфері. У цьому разі середовище дисперсної системи — повітря (суміш газів), а частинки—дуже подрібнені тверді речовини. Середовищем може бути газ (повітря), а диспергованими частинками—дрібні крапельки рідини (туман). Різні аерозолі також є дисперсними системами. Середовищем у них є газ, в якому дисперговані тверді або рідкі частинки.

За ступенем дисперсності, тобто за величиною частинок, розподілених у дисперсному середовищі, розрізняють **грубодисперсні** і **тонкодисперсні системи**.

Найбільше значення в практиці мають дисперсні системи, в яких дисперсним середовищем є вода або інші рідини. Ці системи залежно від розмірів частинок поділяють на **істинні розчини** (або просто розчини), **колоїдні розчини** і **грубодисперсні** і системи (**суспензії та емульсії**).

Істинні розчини також належать до дисперсних систем. Розміри диспергованих частинок в них дуже малі. Діаметр цих частинок менше 1 нм. Саме тому істинні розчини — однорідні системи, в яких частинки розчиненої речовини не можна спостерігати навіть за допомогою *ультрамікроскопа*.

Найбільш поширений розчинник — вода. Крім води, як розчинник використо-вують й інші рідини. Так, жири не розчиняються у воді, але розчиняються в бензині, тетрахлорметані CCl_4 та в інших органічних розчинниках, які використовують для видалення жирових плям на тканинах, виділення олії з насіння і т. д. Для розчинення різних лаків і фарб застосовують спирт, ацетон та інші розчинники. Велике значення мають і *колоїдні розчини*, які відрізняються від істинних розчинів розмірами частинок розчиненої речовини: мають специфічні властивості. Якщо в істинних розчинах діаметр частинок менш як 1 нм, то розмір частинок у колоїдних розчинах становить від 1 до 100 нм. Ці частинки звичайно складаються із безлічі молекул або атомів.

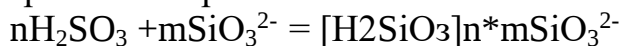
Оскільки розміри молекул деяких високомолекулярних речовин перевищують 1 нм, то розчини цих речовин, наприклад білків, відносять до колоїдних розчинів. З курсу загальної біології вам відомо, що частинки таких розмірів можна виявити за допомогою *ультрамікроскопа*. В ультрамікроскопі використовується принцип розсіювання світла, завдяки чому колоїдні частинки в ультрамікроскопі у вигляді яскравих точок виділяються на темному фоні.

Колоїдні розчини утворюються від розчинення у воді деяких високомолекулярних речовин, наприклад білків. Їх також дістають в результаті деяких хімічних реакцій. Так, при взаємодії розчинів силікатів з кислотами виділяється кремнієва кислота, яка з водою утворює колоїдний розчин.

Характерна властивість колоїдних розчинів — їх прозорість. У цьому їх подібність до істинних розчинів. Але якщо крізь колоїдний розчин пропустити промінь світла, то *утворюється світний конус*. Цим вони відрізняються від істинних розчинів.

На відміну від суспензій і емульсій *колоїдні розчини відстоюються* тривалий час. Це пояснюється тим, що частинки колоїдних розчинів порівняно малі і перебувають у постійному русі.

Може виникнути запитання: чому від взаємних зіткнень колоїдні частинки не злипаються? Це пояснюється тим, що речовина в колоїдному, тобто в подрібненому, стані має велику поверхню зіткнення і адсорбує або позитивно, або негативно заряджені іони. Наприклад, під час добування кремнієвої кислоти її молекули адсорбують силікат-іон SiO_3^{2-} , які утворюються в розчині:



Частинки з однойменними зарядами взаємно відштовхуються і тому не злипаються.

Під час нагрівання, а також введення електролітів колоїдні частинки втрачають заряд, починають злипатися, укрупнюватись, а потім осідають. **Злипання колоїдних частинок дістало назву коагуляції.**

Колоїдні розчини дуже поширені в природі і відіграють важливу роль у фізіологічних процесах. Так, білок яйця, плазма крові — колоїди. Колоїдні

розчини є також у ґрунті. Багато продуктів харчування (молоко, какао) — також колоїдні розчини. До колоїдів належать різні клеї, лаки і фарби.

Багато речовин у колоїдному стані використовують як каталізатори. Дуже подрібнені фарби мають кращу покривну властивість.

Деякі колоїдні розчини під час коагуляції утворюють драгледоподібну масу, яку називають *гелем* (драглем). Наприклад, 3 %-ний розчин агару в теплій воді перетворюється в гель. Це пояснюється тим, що колоїдні частинки зв'язують із розчину значну кількість молекул води. Приклади гелів вам відомі з повсякденного життя — це желе, мармелад, м'ясний холодець, кисле молоко та ін.

Гелі нестійкі, бо вода, зв'язана з колоїдними частинками, з часом або від нагрівання відокремлюється. Так із кислого молока добувають сироватку і сир. Процес самовільного виділення води із гелю називають **синерезисом**.

Розділ 5. Теорія електролітичної дисоціації.

5.1. Електролітична дисоціація.

Після винаходу в 1800 р. гальванічного елемента італійцем А.Вольта (1745 – 1827) вчені різних країн почали поглиблено вивчати хімічну дію електричного струму. Англійці В.Нікольсон (1753 – 1815) і Н.Карлейль (1778 – 1840) здійснили електроліз води, англієць Г.Деві (1778 – 1829) у 1803 р. одержав лужні та лужноземельні метали (К, Na, Ba, Ca, амальгами Sr і Mg) електролізом розплавлених лугів і солей.

У 1830 р. англієць М.Фарадей (1791 – 1867) відкрив закони електролізу. Він ввів терміни, які і зараз широко вживаються (катод і анод, електроліт і неелектроліт, йон, катйон і аніон, електрохімічний еквівалент). Катодом він називав негативно заряджений електрод, анодом – позитивно заряджений електрод, електролітами – речовини, які розкладаються електричним струмом на йони. Однак останнє визначення було помилковим. Катйонами та аніонами він вважав йони, які розряджаються на катоді та аноді.

Швед С.Арреніус (1859 – 1927) у результаті експериментальних досліджень розробив теорію електролітичної дисоціації, за що йому в 1903 р. було присуджено Нобелівську премію. Він довів, що розклад речовин в розчині на йони відбувається і без дії електричного струму. У цей же час Д.Менделєєв сформулював гідратну теорію розчинів, згідно з якою під час розчинення речовини відбувається сольватація – поєднання молекул розчиненої речовини з молекулами розчинника, внаслідок чого утворюються сольвати (у водних розчинах – гідрати). На перший погляд ці дві теорії здавалися протилежними, але в 1888 – 1891 рр. вони були об'єднані в одну – сучасну теорію електролітичної дисоціації працями російських вчених І. Каблукова (1857 – 1942) і В.Кистяковського (1865 – 1952).

5.2. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

Фактами, які передували створенню теорії електролітичної дисоціації, були проходження електричного струму через водні розчини або розплави деяких речовин, відсутність електричної провідності цих речовин у твердому або рідкому стані, а також залежність електричної провідності розчинів від концентрації розчиненої речовини.

Як відомо, провідниками електричного струму є метали в твердому і розплавленому станах. Дистильована вода, тверді солі та луги, безводні кислоти не проводять електричний струм, водні розчини цих солей, кислот і лугів, а також розплавлені солі та основи – проводять. Розведення водних розчинів цих речовин збільшує їх електричну провідність.

У чому полягає причина цих явищ? Якщо порівняти електричну

провідність речовин у водному розчині, твердому, рідкому (тобто розплавленому) станах та їх внутрішню будову, можна виявити такі закономірності:

1. Усі тверді речовини неметалічної будови не проводять електричний струм.

2. У рідкому, тобто розплавленому, стані електричний струм, крім металів, проводять речовини з йонним типом хімічного зв'язку – солі, луги. Рідкі речовини з ковалентним типом зв'язку (полярним і неполярним) електричний струм не проводять (неорганічні кислоти, вода, органічні речовини – вуглеводні, спирти, кислоти тощо).

Основними поняттями теорії є «електроліти», «неелектроліти», «електролітична дисоціація», «механізм електролітичної дисоціації», «ступінь електролітичної дисоціації».

Електроліти – це речовини, які під час розчинення у воді (або іншому полярному розчиннику) чи розплавлення розпадаються на йони, і тому їх розчини або розплави проводять електричний струм.

Неелектролітами називаються речовини, які під час розчинення чи розплавлення не розпадаються на йони і тому їх розчини (розплави) не проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на йони речовини під час розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

Дисоціація – розпад молекул, йонів, радикалів на частки з меншою масою. Залежно від чинника є дисоціація термічна, фотолітична, радіолітична тощо.

У результаті узагальнення наведених відомостей можна сформулювати такі положення електролітичної дисоціації.

1. Під час розчинення у воді або іншому полярному розчиннику, чи в процесі розплавлення електроліту відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на йони.

2. Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з йонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах – лише з йонними.

3. Йони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратному стані.

4. Сильні електроліти у водних розчинах дисоційовані повністю, слабкі – частково.

5. Дисоціація – процес оборотний. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул або йонних асоціатів, що розпалися на йони і знову утворилися.

Електропровідність розчинів та розплавів електролітів зумовлена наявністю

в них йонів, що утворилися внаслідок електричної дисоціації. Електроліти – це провідники з йонною провідністю.

Під час розчинення речовин у полярному розчиннику відбувається сольватація (у воді – гідратація) – взаємодія речовини з полярними молекулами розчинника. Полярні молекули води орієнтовані щодо йонів або полярних молекул, які знаходяться у вузлах кристалічних ґраток розчиненої речовини, і з певною силою, що відповідає значенню діелектричної проникності води, притягують їх до себе. Якщо сила притягання цих йонів (молекул) до молекул води перевищує силу їх міжйонного притягання або притягання атомів у полярній молекулі розчиненої речовини, відбувається йонізація – розпад речовини на йони. У результаті сольватації йонна сполука (NaCl, NaOH) переходить у розчин у вигляді сольватованих (гідратованих) йонів.

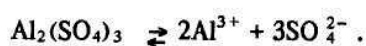
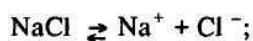
Зкожним йоном зв'язані одна або кілька молекул розчинника (води). Звичайно молекули розчинника не беруть участі в хімічних реакціях електролітів; у цьому разі їх не враховують, складаючи хімічні рівняння.

Полярні молекули (H₂SO₄, HCl) під час сольватації йонізуються і подібно до йонних сполук переходять у розчин у вигляді сольватованих йонів.

Сполуки з ковалентним неполярними або малополярними зв'язками під дією розчинників не йонізуються і тому їх розчини не проводять електричний струм, вони не є електролітами.

Йони відрізняються від нейтральних атомів або молекул наявністю електричного заряду, а також іншими властивостями. Наприклад, металічний натрій бурхливо реагує з водою, а йони натрію не діють на воду. Йони хлору не мають запаху, кольору та інших властивостей газоподібного хлору. Різні властивості атомів та йонів одного й того ж елемента пояснюються відмінністю їх електронної будови.

Кожний електроліт утворює два види йонів: позитивні – катйони та негативні – аніони. Наприклад, NaCl під час розчинення у воді розкладається на натрій-йон Na⁺ і хлорид-йон Cl⁻, HNO₃ – на водень-йон H⁺ і нітрат-йон NO₃⁻ тощо. У розчині йони хаотично рухаються. Зустрічаючись, вони притягуються один до одного і утворюють молекули або йонні асоціати. В розчині електроліту встановлюється динамічна рівновага між числом молекул або йонних асоціатів, що розпадаються на йони за одиницю часу і знову утворюються. Цей процес записується у вигляді рівнянь електролітичної дисоціації:



У рівнянні електролітичної дисоціації замість знаку рівності ставиться знак оборотності $\rightleftharpoons$.

Отже, механізм електролітичної дисоціації – це єдність протилежних процесів: сольватації та йонізації, йонізації та асоціації. У процесі сольватації утворюються нові хімічні зв'язки. Під час йонізації хімічні зв'язки руйнуються. Сольватація є причиною йонізації. Йонізація є наслідком сольватації.

У розплавах йонних речовин причиною руйнування кристалічних ґраток та йонізації речовини є температура – певна для кожної речовини (температура плавлення).

Механізм проходження електричного струму через розчин або розплав електроліту. Електричний струм – це рух заряджених частинок. У металах – речовинах з металічним типом кристалічних ґраток є вільний електронний газ, який у разі подання на метал різниці потенціалів рухається у певному напрямку. Так метали проводять електричний струм. Метали – це речовини з електронною провідністю (провідники першого роду).

У речовинах з іншим типом кристалічних ґраток – йонним, атомним або молекулярним – частки у вузлах ґраток коливаються біля своїх положень рівноваги і не можуть зрушити зі свого місця (навіть під дією електричного струму) доти, доки існують кристалічні ґратки. Під час руйнування кристалічних ґраток електролітів під дією розчинника або високої температури утворюються вільні (в розчинах – сольватовані) йони, які набувають здатності поступально хаотично рухатися. У разі пропускання через розчин або розплав електроліту постійного електричного струму йони рухаються в двох протилежних напрямках: катіони – до негативно зарядженого катода, аніони – до позитивно зарядженого анода.

Розчини електролітів проводять електричний струм внаслідок наявності в них йонів. Електроліти – це речовини з йонною провідністю (провідники другого роду).

Не слід повторювати помилку М.Фарадея, стверджуючи, що електролітична дисоціація відбувається під дією електричного струму. Електролітична дисоціація, тобто розпад на йони, виникає під впливом розчинників або температури. Термічна дисоціація може відбуватися під дією електричного струму, фотолітична – квантів світла тощо.

Ступінь електролітичної дисоціації. Відношення числа дисоційованих часток до вихідного числа часток розчиненої речовини за певної температури називається ступенем дисоціації. Позначення: α (альфа), визначальне рівняння: $\alpha = n/N$, де n – число дисоційованих часток, N – вихідне число часток розчиненої речовини.

Ступінь дисоціації вимірюють у частках одиниці або у відсотках. Якщо

ступінь дисоціації дорівнює 0,5, або 50%, значить, половина всіх молекул розпалася на йони, якщо 1, або 100% – розклалися усі молекули.

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненого електроліту і розчинника, концентрації розчину, температури. Тому разом із ступенем дисоціації електроліту завжди слід вказувати його концентрацію та температуру. Наприклад, ступінь дисоціації 0,05 М сірчаної кислоти за температури 18 °С дорівнює 58%.

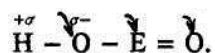
Сильні електроліти. Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах великий (понад 30%), називають сильними. Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на йони в розчинах будь-якої концентрації. Сильними електролітами є більшість солей, кислоти HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI і луги NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Слабкі електроліти. Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розведених розчинах малий (менший 3%), називаються слабкими. До них належать переважна більшість органічних і деякі неорганічні кислоти (HClO , H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HClO_2 та ін.), нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію.

Існують ще електроліти середньої сили, ступінь дисоціації яких децю більший 3% (H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 , Mg(OH)_2), але їх здебільшого відносять до слабких електролітів.

Силу кисневмісних кислот можна визначити за формулою $\text{E(OH)}_m\text{O}_n$. Якщо $n < 2$ – кислота слабка, $n \geq 2$ – сильна.

Зв'язок сили кислоти з числом атомів кисню, що не входять до складу групи OH^- , можна пояснити так. Атом кисню (як більш негативний, ніж атом елемента) притягує до себе спільні електронні пари. У результаті електронна густина від атома кисню в групі OH^- зміщується до атома елемента. Зв'язок між атомами водню та кисню в групі стає більш полярним:



Чим більшим є число атомів кисню, що не входять до групи OH^- , тим полярніший зв'язок між атомами кисню та водню в групі OH^- і сильніша кислота (табл. 28).

Ступінь дисоціації слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів ступінь дисоціації збільшується.

Це пояснюється тим, що в розведених розчинах зворотний процес дисоціації – асоціація відбувається повільніше внаслідок меншої імовірності зіткнення йонів у розведених розчинах. Тому, згідно з принципом Ле-Шательє, рівновага оборотного процесу дисоціації зміщується вправо.

5.3. Властивості кислот, основ та солей з точки зору електролітичної дисоціації.

Як відомо, речовини, що належать до певного класу – кислоти, основи, солі та ін. мають властивості, характерні для цього класу.

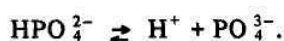
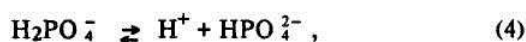
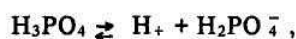
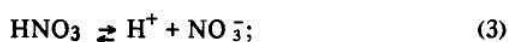
Кислоти виявляють такі загальні властивості: їх розчини кислі на смак, однаково змінюють колір індикаторів, взаємодіють з основами та основними оксидами тощо.

Загальні властивості основ протилежні властивостям кислот – вони взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами.

Луги – розчинні у воді основи, характеризуються ще такими загальними властивостями: їх розчини милкі, однаково змінюють колір індикаторів, роз'їдають тваринні та рослинні тканини.

Теорія електролітичної дисоціації пояснює ці явища певним характером електролітичної дисоціації – кислотним (з утворенням катіонів H^+) чи основним (з утворенням аніонів OH^-). Тому з точки зору цієї теорії можна запропонувати такі визначення кислот, основ та солей.

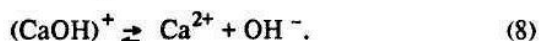
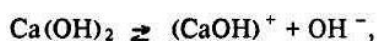
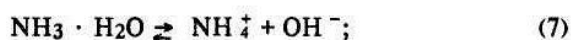
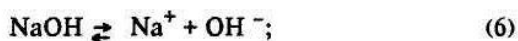
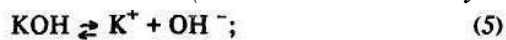
Кислоти – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони Гідрогену (інших катіонів не утворюють):



Гідроген-йони у водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-йонів H_3O^+ . Але для спрощення їх записують як H^+ .

Загальні властивості розчинів кислот обумовлені саме катіонами Гідрогену H^+ . Концентрація цих йонів – кількісна міра кислотності середовища.

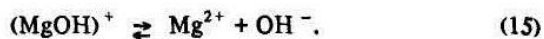
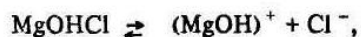
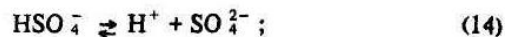
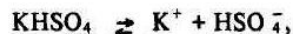
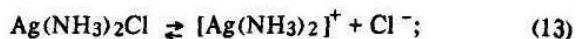
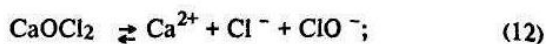
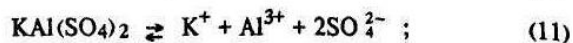
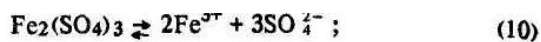
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-йона OH^- (інших аніонів не утворюють):



Загальні властивості основ, зокрема розчинів лугів, обумовлені гідроксид-йонами OH^- . Їх концентрація – кількісна міра лужності середовища.

Солі – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони залишку основи та йони кислотного залишку:

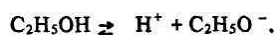
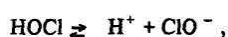




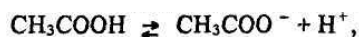
Розчини середніх солей не мають однакових для них йонів, тому не виявляють загальних властивостей, як розчини кислот або лугів.

Теорія електролітичної дисоціації пояснює також кислотний характер дисоціації кисневмісних кислот та спиртів (з відщепленням йонів Гідрогену H^+ а не OH^-); основність кислот взагалі та одноосновність монокарбонічних кислот; збільшення сили кислот з підвищенням числа атомів Оксигену, зв'язаних з атомом неметалу в молекулі кислоти; деякі відмінності властивостей лугів і нерозчинних у воді основ, амфотерність, належність солей до сильних електролітів. Доведемо це.

Електролітичної дисоціації зазнають найбільш полярні зв'язки. У молекулах кисневмісних кислот і спиртів найполярнішими є саме зв'язки атомів водню з киснем, а не елемента з киснем. Приклад розрахунку полярності зв'язків наведено в п. 1.1. Тому під час дисоціації, скажімо, HOCl або $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ відщеплюються йони H^+ , а не OH^- , і сполуки виявляють властивості кислот, а не основ:



Основність кислот визначається числом атомів водню, зв'язаних полярними зв'язками з атомами кисню. Саме тому монокарбонічні органічні кислоти, незважаючи на велике число атомів водню (більше за одиницю), є одноосновними:



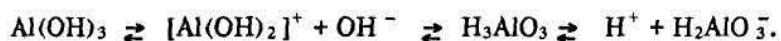
Зв'язки атомів Гідрогену з Карбоном у вуглеводневих радикалах є малополярними і дисоціації не підлягають.

З появою в молекулах кислот атомів Оксигену, зв'язаних з атомом неметалу подвійним зв'язком, полярність зв'язку $\text{O}=\text{N}$ збільшується внаслідок перерозподілу електронної густини до атома Оксигену. Саме тому органічні кислоти мають більш виражені кислотні властивості,

ніж відповідні спирти, аврядох $H_2SO_3 - H_2SO_4$ і $HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4$ ці властивості посилюються зліва направо.

Луги відрізняються від інших основ ступенем дисоціації. Луги – це сильні розчинні електроліти, які практично повністю дисоціюють на йони. У лугах метали та гідроксид-йони зв'язані йонним зв'язком. Зі зменшенням радіуса атома металу, збільшенням його електронегативності та ступеня окиснення полярність зв'язку $Me-O$ в основі знижується, йонний характер зв'язку змінюється на ковалентний, здатність до дисоціації, а отже, сила основ послаблюється. Нерозчинні у воді основи, крім основ f-елементів, є слабкими електролітами. Це – гідроксиди магнію, заліза (II), марганцю (II) тощо. Гідроксид амонію є слабким електролітом внаслідок наявності між йонами NH_4^+ і OH^- водневого зв'язку $N-H \dots O$.

У разі близьких значень полярності зв'язків $Me-O$ і $O-H$ гідроксиди металів виявляють амфотерні властивості, тобто залежно від умов дисоціюють за кислотним або основним типом:



Прикладом амфоліту є також вода: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

Середні солі (прості, змішані та подвійні) як сполуки з йонним зв'язком є сильними електролітами. Вони повністю дисоціюють на йони за одним ступенем – рівняння (9)–(12).

Багатоосновні кислоти та багатокислотні основи, кислі, основні та комплексні солі дисоціюють ступінчасто – рівняння (2), (4), (8), (13)–(15). Саме тому в розчинах основних солей, крім аніонів кислотних залишків, можуть міститися гідроксид-йони OH^- а в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, Гідроген-йони H^+ – рівняння (14), (15).

Слід підкреслити, що в розчинах індивідуальних речовин багатоступінчастих електролітів – дисоціація відбувається переважно за першим ступенем. Дисоціація за другим ступенем значно менша, ніж за першим, а за третім – менша, ніж за другим. Внаслідок цього розчини кислих солей містять незначну кількість Гідроген-йонів H^+ – мають слабкі кислотні властивості. Розчини основних солей характеризуються невеликою кількістю гідроксид-йонів OH^- – виявляють слабкі основні властивості.

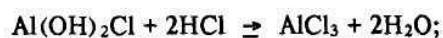
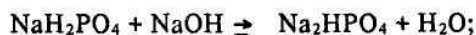
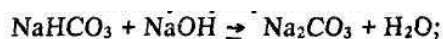
Кислі, основні та комплексні солі є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

Для того щоб дисоціація відбувалася за подальшими ступенями, треба створити відповідні умови: з розчинів кислот і кислих солей видалити йони водню (шляхом введення йонів OH^-)

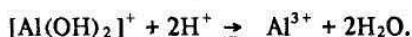
і навпаки, з розчинів основ і основних солей вивести гідроксид-йони

(шляхом внесення іонів H^+):

Молекулярні рівняння:



Іонні рівняння:



5.4. Іонні рівняння.

Умови, за яких реакції в розчинах електролітів протікають до кінця. У водних розчинах сильні електроліти існують звичайно у вигляді іонів. Під час зіткнення йони протилежних зарядів притягуються один до одного і утворюють йонні асоціати або молекули. Якщо ці асоціати є малодисоційованими сполуками (слабкі кислоти H_2S , CH_3COOH , вода), малорозчинними (осади) або газоподібними речовинами (тобто йони зв'язуються і виводяться з реакційної суміші), рівновага реакції зміщується в бік утворення цієї речовини. Отже, реакція протікає до кінця.

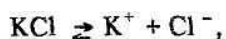
Якщо під час змішування розчинів електролітів не виконується жодна з перелічених умов зміщення рівноваги, реакція не протікає до кінця, вона є оборотною.

Складання йонних рівнянь. Під час складання йонних рівнянь слід дотримуватися такої послідовності:

- а) скласти молекулярне рівняння реакції;
- б) представити його у вигляді повного йонного рівняння, зображаючи нерозчинні, малодисоційовані або газоподібні сполуки в молекулярній формі, а дисоційовані – в йонній;
- в) виключити йони, що не беруть участі в реакції.

Розглянемо приклади складання цих рівнянь.

1. Утворення малорозчинної сполуки. Візьмемо розчини хлориду калію та нітрату срібла. Ці речовини як сильні електроліти у водних розчинах існують у вигляді йонів:

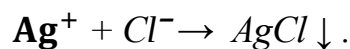


Під час змішування цих розчинів катіони срібла зустрічаються з аніонами хлору і утворюють нерозчинну сіль – хлорид срібла $AgCl$, яка випадає в осад.

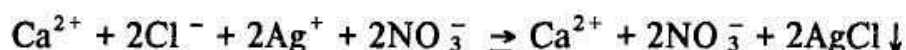
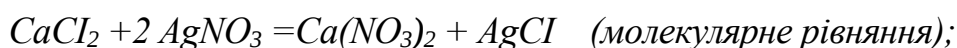
Катіони калію та нітрат-йони також зустрічаються, але зв'язок між ними не виникає, тому що нітрат калію KNO_3 є сильним електролітом. Йони

K^+ і NO_3^- з не беруть участі в реакції.

Таким чином, під час змішування водних розчинів KCl і $AgNO_3$ між йонами Ag^+ і Cl^- відбувається реакція, яку можна описати таким скороченим йонним рівнянням:



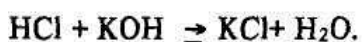
Скорочене йонне рівняння показує, що при змішуванні розчину будь-якої речовини, яка містить йони срібла Ag^+ , з розчином, що містить хлорид-йони Cl^- , рівновага зміщується в бік утворення хлориду срібла $AgCl$, нерозчинного осаду:



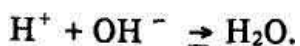
(повне йонне рівняння) ;



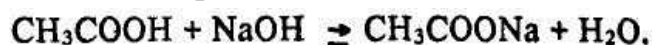
2. Утворення малодисоційованої сполуки. Розглянемо реакцію між сильною кислотою та лугом (реакція нейтралізації) :



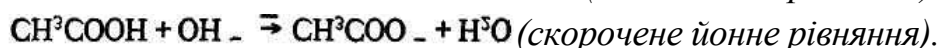
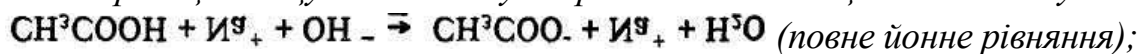
Хлороводнева кислота та гідроксид калію -електроліти. У Розчині вони існують у вигляді йонів H^+ і Cl^- , K^+ і OH^- . Під час змішування цих розчинів йони H^+ і OH^- утворюють малодисоційовані молекули H_2O , а йони K^+ і Cl^- не зазнають змін, оскільки KCl є сильним електролітом. Йонне рівняння реакції нейтралізації має такий вигляд:



Розглянемо реакцію між слабкою кислотою та лугом:

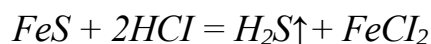


Оцтова кислота CH_3COOH – слабкий електроліт і мало дисоціює на йони. Тому в йонному рівнянні її записують у молекулярній формі. Гідроксид натрію та ацетат натрію – сильні електроліти, вони існують у водних розчинах у вигляді йонів. Вода є слабкішим електролітом, ніж оцтова кислота, отже рівновага реакції зміщується в бік утворення менш дисоційованої сполуки:



3. Утворення газоподібної сполуки.

Розглянемо реакцію між сульфідом Феруму(II) і хлороводневою кислотою:



Сульфід заліза (II) нерозчинний у воді, в рівнянні реакції його записують у

молекулярній формі. Хлороводнева кислота та хлорид заліза (II) – сильні електроліти, вони існують у розчинах у вигляді йонів. Сірководень є малодисоційованою сполукою. Крім того, він виділяється у вигляді газу.

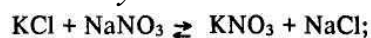


Рівновага реакції зміщується вправо: $\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$.

Висновки. Реакції обміну в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування йонів. Вони ідуть до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

- а) малодисоційована сполука;
- б) практично нерозчинні речовини (осади);
- в) газоподібні речовини.

Реакції не протікають до кінця, якщо не виконується хоча б одна з умов. У



цьому разі утворюється суміш йонів: $\text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

5.5. Константа дисоціації.

Для порівняння сили слабких електролітів частіше, ніж ступінь дисоціації, використовують константу дисоціації, оскільки вона, на відміну від ступеня дисоціації, не залежить від концентрації електроліту.

У водних розчинах слабкі електроліти дисоціюють частково. Між молекулами та йонами слабого електроліту в розчині встановлюється хімічна рівновага, наприклад $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$, у загальному вигляді $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$.

Константа цієї рівноваги, тобто константа рівноваги дисоціації оцтової кислоти, або константа її дисоціації, згідно з законом діючих мас, описується визначальним рівнянням:

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}, \text{ або в загальному вигляді:}$$

$$K(\text{HA}) = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Константа дисоціації електроліту – це фізична величина, рівна відношенню добутку рівноважних концентрацій йонів, наявних у дисоційованому електроліті, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту. Цю константу називають ще константою йонізації.

Константа дисоціації електроліту залежить від температури, природи електроліту та розчинника, але не залежить від їх концентрації. Вона є кількісною характеристикою сполук. Чим більша константа дисоціації, тим сильніше електроліт дисоціює (тим сильнішою є кислота або основа і менш стійкими – комплексні сполуки). Так, порівняння перших констант дисоціації

вугільної ($K_1(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$) і ортофосфорної кислот ($K_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,6 \cdot 10^{-3}$) свідчить, що вугільна кислота слабша, ніж ортофосфорна.

У таблиці наведено формули лише слабких кислот. Так, сірчана кислота слабка за другим ступенем, а гідроксид кальцію – слабка основа за другим ступенем. Перші константи багатоосновних кислот у 10^5 разів більші за другі, а другі в 10^5 разів більші за треті (H_3PO_4 : $K_1 > K_2 > K_3$).

Питання для самоконтролю:

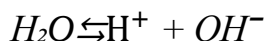
1. Як залежить розчинність речовин від типу зв'язку?
2. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації?
3. Дайте означення кислот, основ, солей з точки зору електролітичної дисоціації.

Розділ 6. Гідроліз солей.

Кислотність розчину звичайно виражають через концентрацію гідроген-йонів. Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник pH .

6.1. Водневий показник. .

Вода – слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при $22\text{ }^{\circ}\text{C}$ $\alpha_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Це означає, що у воді об'ємом 1 л (1 л води містить 55 моль води: $1000\text{ г} / (18\text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}) = 55\text{ моль}$) при $22\text{ }^{\circ}\text{C}$ тільки 10^{-7} моль дисоціює на йони:



Внаслідок цього утворюється 10^{-7} моль гідроген-йонів і 10^{-7} моль гідроксид-йонів. Таким чином, концентрації гідроген- і гідроксид-йонів у воді однакові і при температурі $22\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнюють $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л. Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води ($I_{\text{H}_2\text{O}}$). При $22\text{ }^{\circ}\text{C}$ ця величина становить

$$I_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Йонний добуток води залежить від температури:

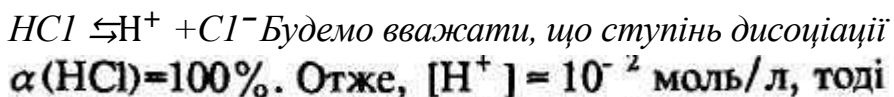
з підвищенням він збільшується, із зниженням – зменшується. Будь-який розчин кислоти, лугу або солі містить гідроген- та гідроксид-йони. Концентрація гідроген-йонів визначає кислотність розчину (середовища), а концентрація гідроксид-йонів – лужність.

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають нейтральними.

Якщо до нейтрального розчину додати кислоту ($\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$), концентрація гідроген-йонів у розчині збільшиться. Внаслідок цього рівновага $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ зміститься вліво, а значить, концентрація гідроксид-йонів зменшиться в стільки разів, у скільки зростає концентрація гідроген-йонів.

Розчини, в яких концентрація гідроген-йонів перевищує концентрацію гідроксид-йонів $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$, називають кислими. Розчини, де концентрація гідроген-йонів менша, ніж гідроксид-йонів $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$, є лужними.

У кислих і лужних розчинах добуток концентрацій йонів $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ – стала величина за сталої температури, $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Тому, знаючи концентрацію одного з цих йонів, можна легко визначити концентрацію іншого. Наприклад, знайдемо концентрацію гідроген- і гідроксид-йонів у $0,01\text{ M}$ розчині HCl . Рівняння дисоціації:



$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

Кислотність розчину можна визначити за допомогою індикаторів – речовин, які змінюють свій колір залежно від рН. Зміна кольору індикатора відбувається в певному інтервалі значень рН. Кожний індикатор характеризується своїм інтервалом переходу.

Існують універсальні індикатори, за допомогою яких можна визначити будь-яке значення рН з точністю до одиниці.

Багато промислових, хімічних і біологічних процесів відбуваються лише за певних значень рН розчину.

6.2. Гідроліз солей

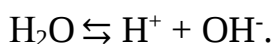
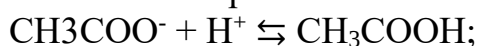
Характерний приклад оборотних хімічних процесів — гідроліз солей. Щоб зрозуміти суть гідролізу солей, на досліді визначають їх відношення до води при наявності індикаторів. Оскільки зміна кольору — це ознака хімічної реакції, то можна зробити висновок, що з водою деякі солі не взаємодіють, наприклад хлорид натрію, а деякі взаємодіють, наприклад хлорид алюмінію і карбонат натрію. Чим це пояснюється?

Реакції обміну між деякими солями і водою називаються реакціями гідролізу солей (від грец. «гідро» вода, «лізис» — розклад).

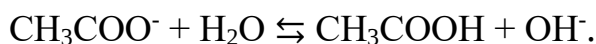
Пригадаємо, що основні умови перебігу реакцій обміну до кінця — наявність таких йонів, які у водному розчині зв'язуються. Крім того, вам відомо, що вода хоч і мало, але дисоціює на йони. Розглянемо, як взаємодіють деякі солі з водою.

Важливо підкреслити, що звичайно процеси взаємодії солей з водою оборотні.

Означення. Досвід показує, що розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча вони і не містять ні гідроксид, ні гідроксильних йонів. Пояснення цьому факту слід шукати у взаємодії солей з водою. Розглянемо, наприклад, розчин ацетату натрію CH_3COONa , що має лужну реакцію. Ацетат натрію як сильний електроліт під час розчинення у воді повністю дисоціює на йони Na^+ і CH_3COO^- . Останні взаємодіють з H^+ - і OH^- -йонами води. При цьому йони Na^+ не можуть зв'язати йони OH^- в молекули, оскільки NaOH є сильним електролітом і наявний у розчині тільки у вигляді йонів. Тим часом ацетат-йони зв'язують йони H^+ з утворенням молекул слабого електроліту — ацетатної кислоти, внаслідок чого нові молекули H_2O дисоціюють на H^+ - і OH^- -йони. Ці процеси відбуваються доти, доки не встановиться рівновага:



Сумарне рівняння процесів, що відбуваються одночасно, має вигляд:



Це рівняння показує, що внаслідок утворення слабого електроліту (ацетатної кислоти) йонна рівновага дисоціації води зміщується і створюється надлишок OH^- -йонів, а тому розчин набуває лужної реакції.

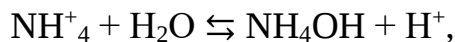
Взаємодія йонів солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту, називається гідролізом солі. Як показано в прикладі, розчин став лужним внаслідок гідролізу солі CH_3COONa .

Випадки гідролізу солей. Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти й основи. Так, ацетат натрію CH_3COONa утворений слабкою кислотою CH_3COOH і сильною основою NaOH , хлорид амонію NH_4Cl — слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl ; $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ — слабкою кислотою CH_3COOH і слабкою основою NH_4OH , а NaCl — сильною основою NaOH і сильною кислотою HCl .

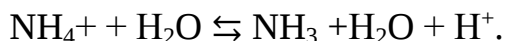
1. Усі солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, піддаються гідролізу. Вони надають розчину лужної реакції ($\text{pH} > 7$).

2. Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою, також піддаються гідролізу. Вони надають розчину кислої реакції, як це має місце в розчині хлориду амонію NH_4Cl . В цьому разі утворюється слабкий електроліт NH_4OH . У результаті частина йонів OH^- зв'язується йонами NH_4^+ , а йони H^+ залишаються в надлишку. Отже, внаслідок гідролізу NH_4Cl розчин цієї солі набуває кислої реакції ($\text{pH} < 7$).

Рівняння гідролізу можна записати так:

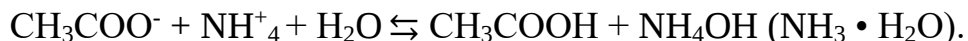


або точніше

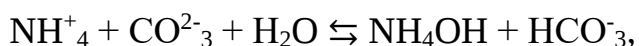


3. Ще легше піддаються гідролізу солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою. Наприклад: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Йони цієї солі одночасно зв'язують йони H^+ і OH^- , зміщуючи рівновагу дисоціації води:



У цьому разі реакція розчину залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу — кислоти й основи; якщо переважають йони OH^- , вона лужна, а якщо йони H^+ — кисла, якщо ж їх число однакове — нейтральна. Оскільки у прикладі, що розглядається, ступені дисоціації CH_3COOH і NH_4OH , які утворюються внаслідок гідролізу, приблизно однакові, то розчин солі буде нейтральним. Однак реакція водного розчину карбонату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — також солі слабкої кислоти і слабкої основи — слабколужна:



оскільки ступінь дисоціації NH_4OH більший, ніж ступінь дисоціації йона HCO_3^- .

4. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддаються. Йони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів. У цьому випадку солі практично в реакції участі не беруть, і рівновага дисоціації води не порушується, концентрація H^+ - і OH^- -йонів залишається такою самою, як і в чистій воді, а значить, розчин матиме нейтральну реакцію ($\text{pH} = 7$)¹.

Гідроліз солей завжди відбувається у тих випадках, коли їх йони, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації, здатні утворювати з водою слабкі (малодисоційовані) електроліти.

Для більшості солей гідроліз — процес оборотний. Якщо продукти гідролізу виходять зі сфери реакції, гідроліз відбувається необоротно, наприклад:

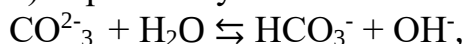


(у рівняннях необоротного гідролізу ставиться знак рівності).

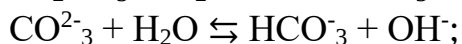
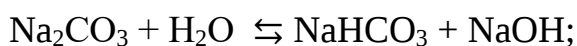
Складання рівнянь гідролізу солей. Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами і сильними основами, відбувається ступінчасто (відповідно зворотному процесу — ступінчастій дисоціації), і при цьому утворюються кислі солі (точніше, аніони кислих солей).

Так, гідроліз карбонату натрію Na_2CO_3 можна виразити рівняннями:

1) перший ступінь:



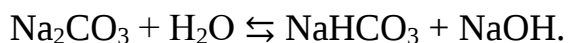
або



б) рівняння гідролізу в йонній формі:

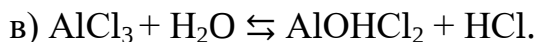
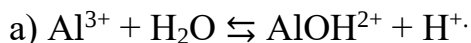


в) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



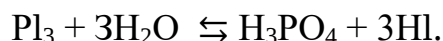
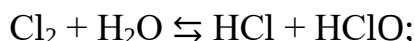
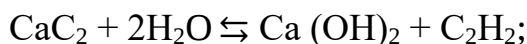
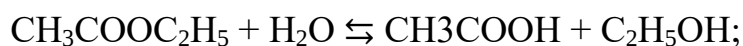
Аналогічно під час гідролізу солей, утворених багатокислотними слабкими основами і сильними кислотами, утворюються основні солі (точніше, катйони основних солей). Гідроліз відбувається в основному за першим ступенем. Розглянемо як приклад сіль AlCl_3 . Під час складання рівнянь її гідролізу виходитимемо з того, що ця сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою. Йон Al^{3+} (катйон слабкої основи) зв'язуватиме гідроксид-йони води. Проте оскільки Al^{3+} має три заряди, то гідроліз відбуватиметься за трьома ступенями. Рівняння складаємо так само, як і в попередньому прикладі.

Перший ступінь:



Гідроліз взагалі в широкому розумінні — це реакція обмінного розкладу між різними речовинами і водою.

Таке визначення охоплює і гідроліз органічних сполук — естерів, жирів, вуглеводів, білків, — і гідроліз неорганічних речовин — солей, галогенів, галогенідів неметалів тощо. Наприклад:



Внаслідок гідролізу мінералів — алюмосилікатів — відбувається руйнування гірських порід. Гідроліз солей (наприклад, Na_2CO_3 , Na_3PO_4) застосовується для очищення води і зменшення її твердості. У великих масштабах здійснюється гідроліз деревини. Гідролізна промисловість, що розвивається швидкими темпами, виробляє з нехарчової сировини (деревини, бавовникового та соняшникового лушпиння, соломи, кукурудзяних качанів) ряд цінних продуктів: етиловий спирт, білкові дріжджі, глюкозу, твердий оксид карбону(IV), фурфурол, метиловий спирт, лігнін та багато інших. У живих організмах відбувається гідроліз полісахаридів, білків та інших органічних сполук.

Питання для самоконтролю:

1. Які види солей зазнають гідролізу і чому?
2. Напишіть рівняння гідролізу таких солей: нітрат цинку, сульфат калію, нітрат цинку.

Розділ 7. Електрохімія

7.1. Окисно-відновні реакції.

Визначення. Реакції, під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються окисно-відновними. Процес віддачі електронів – це окиснення, приєднання електронів – відновлення. Елементи, а отже, й речовини, які віддають електрони – відновники, які їх приєднують – окисники.

Відновна властивість елемента – це здатність віддавати електрони, окисна властивість – приєднувати їх. Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. Відновники, віддаючи електрони, окислюються, а окисники, приєднуючи їх, відновлюються. Окисно-відновні реакції – це єдність двох протилежних процесів – окиснення та відновлення.

Окисно-відновні властивості елементів залежать від їх електронегативності: чим більша електронегативність елемента, тим сильніші його окисні властивості, і навпаки, чим менша електронегативність елемента, тим сильніші його відновні властивості.

Один і той же елемент може виявляти різні властивості: окисні (у високих ступенях окиснення) і відновні (у нижчих ступенях окиснення). Так, сульфур в сірчаній кислоті, маючи ступінь окиснення + 6, виявляє окисні властивості, а в сірководні (ступінь окиснення – 2) – відновні.

Один і той же елемент в одному і тому ж ступені окиснення залежно від умов реакції може виявити як окисні, так і відновні властивості. Так, молекулярний водень у реакціях з металами – окисник, а в реакціях з неметалами або оксидами – відновник.

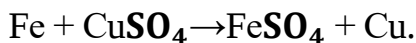
Окисники. Окисниками є атоми в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні приєднувати електрони, тобто у високих. Це нейтральні атоми та молекули, позитивні йони металів водню, складні йони та молекули, що містять елементи у високих ступенях окиснення.

Нейтральні атоми. Окисниками є молекули або атоми елементів, які мають близькі до завершення зовнішні рівні: s^2p^2 ; s^2p^3 ; s^2p^4 ; s^2p^5 , тобто атоми неметалів. Їх електронегативність, а значить, і окисні властивості зменшуються в такій послідовності:

F, O, Cl, N, Br, S, I, At, Se, P, Te, C, H, As, Si, B.

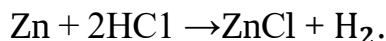
Позитивні йони металів. Усі позитивні йони металів виявляють різні окисні властивості. У водних розчинах окисні властивості цих йонів збільшуються зліва направо в ряду стандартних електродних потенціалів: найсильніші окисники – йони металів, що знаходяться праворуч. Так, йони Cu^{2+} мають достатні окисні властивості, щоб окислити атоми заліза. Внаслідок

цього відбувається реакція:



Якщо метал утворює йони різних зарядів (Fe^{2+} , Fe^{3+}), сильніші окисні властивості виявляють йони з більшим зарядом (Fe^{3+}), тобто Ферум(III)йон.

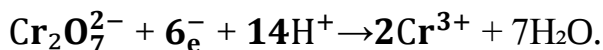
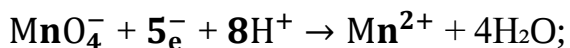
Позитивні йони. Йони гідрогену H^+ , що містяться в розчинах кислот, крім HNO_3 , можуть окислити атоми металів, які знаходяться в ряду стандартних електродних потенціалів до водню, внаслідок чого ці метали реагують з кислотами з виділенням водню:



Молекули та складні йони. Окисні властивості виявляють молекули та йони, до складу яких входять елементи у найвищих або проміжних ступенях окиснення. Наприклад, можливі ступені окиснення хлору – 1, 0, + 1, + 3, + 4, + 5, + 6, + 7. Окисні властивості виявляють сполуки, які містять хлор у ступенях окиснення, більших за – 1, тобто від 0 до + 7. Можливі ступені окиснення мангану +2, +3, +4, +6, +7. Окисні властивості виявляють сполуки, до складу яких входить манган у ступенях окиснення, більших за + 2, тобто від +3 до +7. Найсильніші окисні властивості мають сполуки мангану в ступені окиснення +7, наприклад KMnO_4 . Сильні окисні властивості виявляють концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 (сульфур в ступені окиснення +6), концентрована або розведена нітратна кислота HNO_3 (нітроген у ступені окиснення +5), хромат (K_2CrO_4) або дихромат ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) калію (хром у ступені окиснення + 6).

Окисні властивості молекул і складних йонів, що містять елементи у високих ступенях окиснення, залежать від кислотності середовища. Звичайно до складу цих йонів входить кисень (MnO_4^- , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_4^{2-} тощо). Приєднуючи електрони, центральний елемент (манган, хром, сульфур, нітроген) знижує свій ступінь окиснення і кисневмісний йон руйнується. У цьому процесі беруть участь йони Гідрогену середовища, які зв'язують атоми Оксигену, утворюючи молекули води. В результаті звільняються йони центрального елемента в нижчих ступенях окиснення.

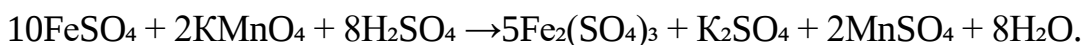
Наприклад, електронно-йонні рівняння відновлення йонів MnO_4^- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ мають такий вигляд:



Ці процеси були б неможливі без йонів гідрогену.

Аніони кислоти утворюють солі з катіонами, що не беруть участі в окисно-

відновних процесах, або утворюються внаслідок цих процесів. Це добре видно з такого молекулярного рівняння:



Відновники. Відновниками є атоми або йони в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні віддавати електрони, тобто в нижчих ступенях окиснення. Це нейтральні атоми або молекули, негативні йони неметалів, позитивні йони металів у нижчих ступенях окиснення, складні молекули та йони, які містять елементи в проміжних ступенях окиснення, електрони (наприклад, на катоді).

Нейтральні атоми. Відновниками є атоми елементів, що мають на зовнішньому енергетичному рівні не більше чотирьох електронів, тобто атоми усіх металів та деяких неметалів – Карбону, Гідрогену. Найсильніші відновники – лужні та лужноземельні метали, лантаноїди та актиноїди. Під час реакцій з речовинами у водних розчинах відновні властивості металів зменшуються зліва направо в ряду стандартних електродних потенціалів.

Негативні йони неметалів. Ці йони (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-}) – сильні відновники. Вони можуть віддавати нелише ті електрони, внаслідок приєднання яких вони утворилися, але й електрони із свого зовнішнього рівня. Чим сильнішим окисником є неметал, тим слабкіші відновні властивості його негативного йона. В ряду Cl^- , Br^- , I^- відновні властивості галогенід-йонів зростають.

Позитивні йони металів. У нижчих ступенях окиснення такі йони поряд з окисними виявляють відновні властивості, якщо метали можуть утворювати йони з вищими ступенями окиснення:



Молекули та складні йони. Елементи у проміжних ступенях окиснення можуть поряд з окисними властивостями виявляти також відновні, окислюючись до вищих ступенів окиснення.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Застосовують два методи складання рівнянь цих реакцій: електронного балансу та електронно-йонних напівреакцій. Загальний хід складання рівнянь за обома методами однаковий. Вони різняться лише за п. 4 наведеної послідовності операцій.

1. Записати формули речовин, що вступають у реакцію.

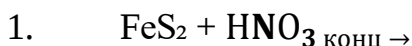
— Визначити, яка з них у цій реакції виявляє окисні, а яка – відновні властивості. Для цього знайти за формулами речовин ступені окиснення всіх елементів і згідно з їх положенням у періодичній системі визначити, які з них мають вищі ступені окиснення, які – нижчі.

2. Записати формули речовин, на які перетворюються окисники внаслідок відновлення та відновники внаслідок окиснення.

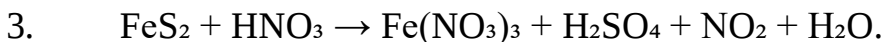
3. Скласти електронні (метод електронного балансу) або електронно-йонні схеми (метод електронно-йонних напівреакцій) процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.

4. Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції, щоб загальне число атомів кожного елемента було однаковим у лівій та правій частинах рівняння.

Приклад. Скласти рівняння розчинення дисульфиду заліза в концентрованій нітратній кислоті за методом електронного балансу.



2. У дисульфіді Феруму Ферум виявляє ступінь окиснення +2, сульфур –1; у нітратній кислоті нітроген має ступінь окиснення +5. Свій найвищий можливий ступінь окиснення виявляє нітроген, отже, він – окисник. Ферум та сульфур мають проміжні ступені окиснення, значить, тут вони – відновники., нітроген приєднуючи електрони, зменшить ступінь окиснення до +4, утвориться NO_2 , а Ферум та Сульфур, віддаючи електрони, збільшать свої ступені окиснення відповідно до +3 та +6, тобто утворяться йон Ферум(III) та сульфатна кислота. нітратна кислота з окисником і, крім того, виявляє властивості кислоти, утворюючи сіль – нітрат Феруму (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.



4. Слід усвідомлювати, що віддають електрони і Ферум і Сульфур, тобто вся молекула FeS_2 , тому в електронній схемі молярне співвідношення Феруму і Сульфору має бути тотожним їх молярному співвідношенню в молекулі FeS_2 , тобто $\nu(\text{Fe}) : \nu(\text{S}) = 1 : 2$.



Підраховуючи число атомів нітрогену, треба пам'ятати, що в правій частині рівняння нітроген міститься у двох речовинах: у солі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ і в диоксиді нітрогену NO_2 . Коефіцієнт 15 ставимо перед NO_2 тому, що саме NO_2 є продуктом відновлення нітратної кислоти. Підбираючи коефіцієнти перед формулою HNO_3 у лівій частині ставимо сумарний коефіцієнт 18 з урахуванням трьох атомів нітрогену у формулі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, формулами H_2SO_4 та H_2O , у правій частині, враховуємо, що коефіцієнт 2 перед H_2SO_4 визначається числом атомів сірки (2) у формулі FeS_2 , а коефіцієнт 7 перед H_2O – різницею між числом атомів гідрогену в лівій частині (18) і у двох молекулах H_2SO_4 у правій (4), поділеною на 2

2. Перевіряємо правильність обраних коефіцієнтів, підраховуючи число атомів Оксигену в лівій та в правій частинах рівняння: $18 \cdot 3 = 3 \cdot 3 + 2 \cdot 4 + 15 \cdot 2 + 7$; $54 = 54$.

Значення окисно-відновних реакцій. Одержання металів, неметалів, аміаку, азотної та сульфатної кислот, ліків базується на окисно-відновних реакціях. Електроліз, горіння, фотосинтез, дихання, травлення, обмін речовин – усі ці процеси є окисно-відновними.

Питання для самоконтролю:

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Чи можуть бути окисно-відновними реакції обміну? Відповідь поясніть.
3. Складіть рівняння взаємодії цинку з концентрованою сульфатною кислотою. Вкажіть окисник та відновник.

7.2. Електрохімічний ряд напруг металів

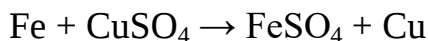
Електрохімічний ряд напруг, ряд активності (металів) — послідовність [елементів](#) в порядку зменшення їхніх стандартних потенціалів окиснення (тобто ступеня легкості віддачі [електронів](#) у хімічних реакціях). Термін здебільшого застосовується для порівняння активності [металів](#).

Найпоширеніші елементи розташовуються таким чином (потенціали окиснення наведено у [вольтах](#)):

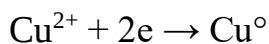
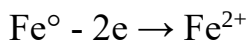
Li	Cs	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	H	Al	Mn	Zn	H ₂	Cu	I ⁻	Ag	Au	F ⁻
3,04	2,92	2,92	2,90	2,89	2,76	2,71	2,38	2,23	1,71	1,03	0,76	0,00	-0,34	-0,54	-0,80	-1,42	-2,87

Приклади порівняння хімічної активності різних металів

Якщо залізну пластинку занурити в розчин [сульфату Купруму\(II\)](#), то [залізо](#) буде розчинятись, а [мідь](#) виділятися з розчину і осідати тонким шаром на залізній пластинці:



Реакція витіснення міді з розчину її солі залізом зводиться до реакції відновлення [іонів](#) міді Cu^{2+} атомами заліза. Атоми при цьому втрачають свої [валентні електрони](#) і перетворюються в іони Fe^{2+}



Замість заліза можна взяти [нікель](#), [цинк](#), [марганець](#) і взагалі будь-який метал, що стоїть в ряді напруг лівіше від міді. Кожний з них відновлює іони міді до металічного стану, а сам окиснюється і перетворюється у відповідні іони. Звідси виходить, що кожний з цих металів хімічно активніший від міді,

тобто легше втрачає свої валентні електрони, будучи сильнішим від неї відновником.

Мідь, у свою чергу, легко витісняє з розчину солі будь-який метал, що стоїть у ряді напруг правіше від неї ([ртуть](#), [срібло](#), [золото](#) і ін.), оскільки мідь легше втрачає свої валентні електрони, ніж ці метали. Але мідь не може витіснити з розчину солі жоден з металів, що стоїть у ряду напруг лівіше від неї.

Водень поставлений у ряд напруг металів, бо він, як і метали, утворює позитивно заряджені іони і може витіснятися з розчину кислот (крім [нітратної](#)) усіма металами, що стоять у ряді напруг лівіше від нього.

Електрохімічний ряд напруг показує:

1. Чим лівіше розміщений метал у ряді напруг, тим він
 1. хімічно активніший
 2. сильніший відновник
 3. легше окислюється
 4. важче відновлюється з його іонів
2. Чим правіше розміщений метал в ряді напруг, тим він
 1. хімічно менш активний
 2. слабший відновник
 3. важче окислюється
 4. легше відновлюється з його іонів.
3. Кожний метал ряду напруг відновлює (витісняє) [катіони](#) всіх металів, що стоять у ряді правіше від нього у водних розчинах їх солей.
4. Усі метали, що стоять у ряді напруг лівіше від водню, відновлюють (витісняють) його [іони](#) у водних розчинах [кислот](#) (крім нітратної), а метали, що стоять правіше від нього, не відновлюють.

Електрохімічний ряд напруг показує зміну хімічної активності металів лише у водних розчинах їх солей, а не взагалі. При інших хімічних реакціях — утворенні [оксидів](#), [сульфідів](#), [хлоридів](#) тощо — хімічна активність металів змінюється інакше.

7.3. Гальванічні елементи

Окисно-відновні реакції можна використовувати в техніці. У цьому випадку перехід електронів між окисно-відновними парами здійснюється по електричному провіднику і є електричним струмом.

Гальванічний елемент — хімічне джерело живлення, в якому використовується різниця електродних потенціалів двох металів, занурених у електроліт. Гальванічний елемент є непідзарядним хімічним джерелом електроенергії. Явище виникнення [електричного струму](#) при контакті різних металів було відкрито італійським [фізіологом](#), професором

медицини [Болонського університету Луїджі Гальвані](#) у 1786 році. Гальвані описав скорочення м'язів задніх лапок жаби, закріплених на мідних гачках, при дотику сталевого [скальпеля](#). Спостереження були пояснені першовідкривачем як прояв «тваринної електрики».

Принцип дії. Як правило, такий елемент складається з двох різних металів, з'єднаних за допомогою сольового містка, а окремі половини комірки відокремлені одна від одної пористою мембраною. Наприклад, це може бути [цинковий](#) і [мідний електроди](#), занурені в розчин [сірчаної кислоти](#). Кожен із електродів зокрема разом із електролітом, в який він занурений, утворює [напівелемент](#).

На поверхні кожного з металів, занурених в електроліт, утворюється [подвійний електричний шар](#) внаслідок переходу частини [атомів](#) металу в розчин у вигляді [йонів](#). Як наслідок, кожен із металів одержує електричний заряд. Якщо з'єднати електроди провідником, то заряд стікатиме від електрода з більшим [потенціалом](#), до електрода з меншим потенціалом, утворюючи [електричний струм](#). При цьому потенціали електродів вирівнюватимуться, що призведе до порушення рівноваги між електродом і електролітом. Це, в свою чергу, викликає перехід нових атомів із електроду в електроліт. В результаті в [замкненому колі](#) підтримується електричний струм, який супроводжується розчиненням електродів.

Гальванічний елемент Даніеля – Якобі складається з цинкової пластини, зануреної у розчин $ZnSO_4$, та мідної пластини, зануреної у розчин $CuSO_4$. Розчини електролітів ($ZnSO_4$, $CuSO_4$) розділяють електрохімічним ключем, який перешкоджає їхньому змішуванню, але забезпечує можливість переходу йонів з одного розчину в інший. Якщо зовнішнє коло розімкнене, цинковий та мідний електроди перебувають у стані рівноваги:



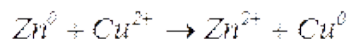
Внаслідок цього на них виникають подвійні електричні шари і певні електродні потенціали. Ці потенціали різні, оскільки здатність віддавати електрони і переходити в розчин цинку та міді не однакова. Більш здатний до віддавання електронів цинк. Якщо електроди з'єднати металічним провідником, електрони почнуть переходити з більш негативного цинкового електрода на мідний. Це спричинює зміщення рівноваги:



При замкненому зовнішньому колі в гальванічному елементі окислюється металічний цинк (утворені йони цинку переходять у розчин),

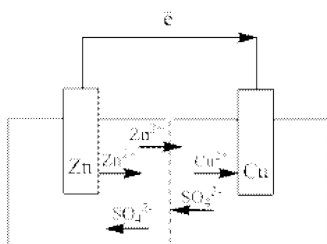
на мідному електроді відбувається відновлення йонів міді (осаджується металічна мідь).

Сумарне рівняння окисно – відновної реакції, яка є джерелом електричного струму:



Внаслідок перебігу процесів на цинковому електроді катйони Zn^{2+} переходять у розчин і створюють у ньому надлишковий позитивний заряд, а біля мідного розчин, навпаки, збіднюється на катйони міді Cu^{2+} і має негативний заряд (за рахунок аніонів SO_4^{2-}). Електричне поле, що виникає, спричинює рух катйонів розчину (Zn^{2+} , Cu^{2+}) до мідного електрода, а аніонів (SO_4^{2-}) – від мідного електрода до цинкового. Внаслідок такого переміщення зарядів розчини біля електродів залишаються електронейтральними.

Під час роботи гальванічного елемента електричний струм у зовнішньому колі створюється спрямованим рухом електронів, у внутрішньому – йонів.



У будь – якій електрохімічній системі назви електродів визначають за характером окисно – відновних процесів, які на них відбуваються.

Анод – електрод, на якому відбувається процес окиснення і який надсилає електрони в зовнішнє коло елемента. У гальванічному елементі він має негативний заряд.

Катод – електрод, на якому відбувається процес відновлення, і який приєднує електрони. У гальванічному елементі він має позитивний заряд.

Схема роботи гальванічного елемента Данієля – Якобі:



7.4. ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ

Визначення. Різниця потенціалів між металом, зануреним у розчин його солі з молярною концентрацією солі 1 моль/л, і водневим електродом називається нормальним, або стандартним електродним потенціалом.

Вимірюючи електродні потенціали металів, одержали ряд стандартних електродних потенціалів – електрохімічний ряд напруг, або ряд витіснення металів.

Ряд стандартних електродних потенціалів металів характеризує їх окисно-відновні властивості лише у водних розчинах. За допомогою цього ряду можна визначити напрямок окисно-відновних реакцій між окремими металами та їх йонами.

У ряду стандартних електродних потенціалів послідовність розташування лужних металів $\text{Li} \rightarrow \text{Cs} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na}$ за збільшенням їх електродних потенціалів дещо відрізняється від послідовності зростання їх електронегативностей $\text{Cs} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Li}$ (п.6.4). Це пояснюється тим, що значення електродного потенціалу металу визначається сумарним енергетичним ефектом трьох процесів: руйнуванням кристалічних ґраток металу, йонізацією атомів металу та гідратацією їх йонів. Перші два процеси супроводжуються поглинанням енергії, третій – її виділенням. У літій-йона з найменшим радіусом, енергія гідратації якого значно вища, ніж у інших металів, сумарний енергетичний ефект зазначених процесів забезпечує найменше значення електродного стандартного потенціалу.

У гальванічному елементі окисником є електрохімічна система з вищим електродним потенціалом. Метал з нижчим електродним потенціалом розчиняється. Електрони рухаються від металу з меншим електродним потенціалом до металу з більшим. Наприклад, у мідно-цинковому гальванічному елементі цинк розчиняється, електрони

рухаються від цинку до міді.

Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів його електродів. Чим далі знаходяться метали один від одного у ряду стандартних електродних потенціалів, там більша електрорушійна сила гальванічного елемента, який з них складається.

Величина електродного потенціалу залежить від активності речовин-учасників електродного процесу і обчислюється за допомогою рівняння Нернста:

$$\phi = \phi^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \lg Men+$$

де

ϕ — електродний потенціал;

ϕ^0 — стандартний електродний потенціал (потенціал, який виникає на границі металу з розчином його йонів при концентрації останніх 1 моль/л);

R — універсальна газова стала ($R = 8,31$ Дж/(моль·К));

T — абсолютна температура;

n — число електронів, які беруть участь в електрохімічному процесі;

F — число Фарадея ($F = 96\,500$ Кл);

$Men+$ — концентрація йонів металу, моль/л.

Рівняння Нернста — рівняння, що описує залежність рівноважного потенціалу електрода від термодинамічної активності (концентрації) потенціал-визначальних компонентів розчину електроліту.

Німецький хімік Вальтер Нернст при вивченні поведінки електролітів в умовах пропускання електричного струму відкрив (1888) закон, який встановлює залежність між електрорушійною силою (різницею потенціалів) та йонною концентрацією. Рівняння Нернста дозволяє передбачити максимальний робочий потенціал, який може бути отриманий в результаті електрохімічної взаємодії, коли відомі тиск і температура. Таким чином, цей закон пов'язує термодинаміку з електрохімічною теорією в області задач, що стосуються значно розбавлених розчинів. Записується у вигляді рівняння:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Ox}}{a_{Red}},$$

де E — електродний потенціал, E^0 — стандартний електродний потенціал, що вимірюється у вольтах;

R — універсальна газова стала, що дорівнює^[1] 8,314 Дж/(моль·К);
 T — абсолютна температура;
 F — число Фарадея, що дорівнює^[2] 96485,3365 Кл·моль⁻¹;
 n — кількість електронів, які беруть участь в електрохімічному процесі;
 a_{Ox} та a_{Red} — активності відповідно окиснювальної та відновлювальної форм редокс-системи.

Якщо у формулу Нернста підставити числові значення констант R та F і перейти від натуральних логарифмів до десяткових, то при $T=298\text{K}$ отримаємо

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}$$

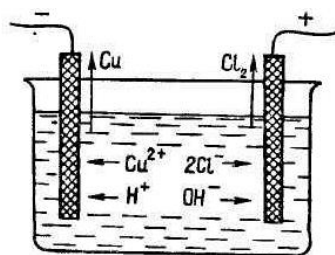
Рівняння Нернста показує, що електродний потенціал кожного електрода може змінюватися в дуже широкому діапазоні. Чим менша алгебраїчна величина електродного потенціалу металу, тим сильніші відновлювальні властивості має метал, і тим менші окиснювальні властивості проявляє катіон цього металу.

7.5. Електроліз

Розглянемо процеси, що відбуваються в розчинах електролітів під час пропускання через них електричного струму.

У водних розчинах електроліти дисоційовані на йони, які безладно рухаються. Якщо у розчин електроліту занурити два електроди та з'єднати їх джерелом постійного струму, рух йонів стане напрямленим: позитивні йони будуть рухатися до катода, негативні — до анода. Ланцюг замкнеться, через розчин піде електричний струм. Катіони біля катода приєднують електрони, перетворюючись на нейтральні атоми. На катоді відбувається відновлення. Аніони біля анода віддають електрони.

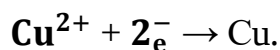
На аноді протікає процес окиснення. На електродах і в розчині хімічні реакції відбуваються за допомогою електричного струму.



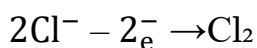
Електроліз розчину хлориду міді (II)

Розглянемо електроліз водного розчину хлориду міді (II) з вугільними електродами. У водному розчині хлорид міді (II) дисоціює на йони: $\text{CuCl}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

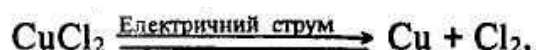
Під час пропускання через цей розчин постійного електричного струму катіони міді Cu^{2+} рухаються до катода, а аніони хлору Cl^- – до анода. На катоді має місце надлишок електронів. Катіони міді захоплюють з катода електрони, відновлюються та перетворюються на електронеутральні атоми міді:



Анод заряджений позитивно. Йони хлору на аноді віддають електрони, окислюються та перетворюються на електронеутральні атоми хлору, які утворюють молекули:



Катод вкривається червоним шаром міді, а біля анода виділяється газоподібний хлор, який легко визначити за запахом. Таким чином, під дією електричного струму хлорид міді (II) розкладається на мідь і хлор:



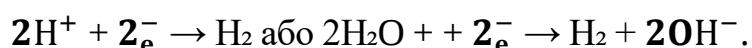
Визначення. Окисно-відновні реакції, що відбуваються на електродах під час пропускання електричного струму через розчин або розплав електроліту, називаються електролізом.

Багато факторів (густина струму на електродах, матеріал електродів, природа розчинника, концентрація йонів у розчині та ін.) впливають на процес і кінцеві продукти електролізу.

Процеси, що відбуваються на катоді. Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться після водню, на катоді виділяється метал:



Електроліз водних розчинів солей металів, що в ряду стандартних електродних потенціалів розташовані перед марганцем (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, Mg, Al), супроводжуються виділенням водню на катоді:



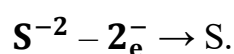
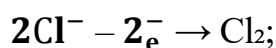
Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться між алюмінієм і воднем, на катоді одночасно виділяються метал і водень.

Якщо в розчині знаходяться катіони кількох металів, під час електролізу першими відновлюються катіони металу, який має більші значення

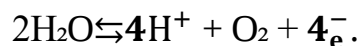
електродного потенціалу. Наприклад, під час електролізу розчину, що містить катіони міді (II), ртуті (II) та срібла, першою буде виділятися ртуть, другим – срібло і останньою – мідь.

Процеси, що відбуваються на аноді. Аноди бувають нерозчинні та розчинні. Нерозчинні аноди виготовляють здебільшого з вугілля або платини, розчинні – з цинку, міді, нікелю та інших металів.

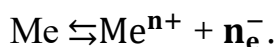
Під час електролізу на нерозчинному аноді відбувається окиснення аніонів кислот або гідроксид-іонів. Так, електроліз водних розчинів солей безкисневих кислот (HCl, HBr, HI, HCN, HSCN, H₂S та ін.) супроводжується окисненням аніонів цих кислот:



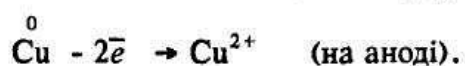
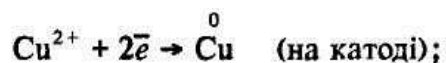
Під час електролізу водних розчинів солей кисневмісних кислот (HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄ та ін.) на нерозчинному аноді виділяється кисень:



Електроліз водних розчинів солей на розчинному аноді супроводжується його окисненням:



Йони металу Meⁿ⁺ переходять у розчин, анод розчиняється. Наприклад, під час електролізу водного розчину сульфату міді (II) з мідним анодом анод розчиняється, а на катоді виділяється чиста мідь:



Використання.

Електроліз використовують для одержання найбільш активних металів – натрію, калію, кальцію, магнію, а також лужоїдних металів – водню, фтору, хлору, кисню; лугів – KOH та NaOH.

1834 року Майкл Фарадей встановив закони електролізу. Перший закон електролізу: маса речовини, що виділяється на якому-небудь електроді прямо пропорційна величині заряду, який переноситься через електроліт: $m = kq$ (1), де k – електрохімічний еквівалент, чисельно рівний масі речовини, що виділяється в результаті електролізу зарядом в 1 Кл.

Цей закон можна подати і через силу струму – $m = kIt$.

Другий закон: електрохімічний еквівалент прямо пропорційний

хімічному еквіваленту даної речовини: $k = C \frac{A}{Z}$, де C – універсальна стала,

чисельно рівна величині, оберненій до числа Фарадея $C = \frac{1}{F} \cdot \frac{A}{Z}$ – відношення атомної маси до валентності. Отже, другий закон можна подати

$$k = \frac{1}{F} \cdot \frac{A}{Z} \quad (2).$$

Виходячи із (1) та (2) дістанемо формулу об'єднаного закону

Фарадея:
$$m = \frac{1}{F} \cdot \frac{A}{Z} q = \frac{1}{F} \cdot \frac{A}{Z} It$$

Якщо масу $m = \frac{A}{Z}$, то $F=q$, тобто число Фарадея дорівнює величині електричного заряду, який треба перенести через електроліт, щоб на електроді виділився 1 кг-еквівалент речовини. Експериментально встановлено, що $F=9,65 \cdot 10^7$ Кл/(кг-екв.). Приймаючи, що 1 кмоль речовини переносить заряд, кількісно рівний числу Фарадея, а кількість частинок в 1 кмолі $N_A=6,02 \cdot 10^{26}$ кмоль⁻¹, можна визначити заряд одновалентного йона або

електрона
$$e = \frac{F}{N_A} = \frac{AIt}{mZN}$$

За допомогою електролізу отримують лужні та лужноземельні метали, алюміній, водень, кмсень, галогени; очищають одержані метали (рафінування), вкривають метал шаром іншого металу (нікелювання, хромування, золочення). Покриття виробів нікелем, хромом, золотом не лише надає їм гарного вигляду, але й запобігає хімічному руйнуванню (корозії).

Електроліз використовують для зняття точних копій з рельєфних виробів. Копіювання рельєфних виробів за допомогою електролізу називають гальванопластикою. Гальванопластику відкрив російський вчений Б. Якобі (1801 – 1874) у 1837 р.

Приклади розв'язання задач

Задача № 1.

Визначте масу ртуті, що виділилася під час пропускання постійного електричного струму силою 5 А через розчин меркурій(II) хлориду протягом однієї години.

HgCl_2 $I = 5 \text{ A}$ $\tau = 1 \text{ год} = 3600 \text{ с}$	$\text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ катод $^-$: $\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$ анод $^+$: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$
$m(\text{Hg}) - ?$	$\text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{Cl}_2$ $M_{\text{екв.}}(\text{Hg}) = \frac{M(\text{Hg})}{2} = \frac{201 \text{ г/моль}}{2} = 100,5 \text{ г/моль}$ $m(\text{Hg}) = \frac{M_{\text{екв.}}(\text{Hg}) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{100,5 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ A} \cdot 3600 \text{ с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 18,75 \text{ г}$

Відповідь: $m(\text{Hg}) = 18,75 \text{ г}$.

Задача № 2.

Визначте силу струму, за якого з розчину аргентум нітрату можна отримати 27 г срібла за 10 хвилин.

$m(\text{AgNO}_3) = 27 \text{ г}$ $\tau = 10 \text{ хв} = 600 \text{ с}$	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ катод $^-$: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$ анод $^+$: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$
$I - ?$	$4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$ 4 1 $M_{\text{екв.}}(\text{Ag}) = \frac{M(\text{Ag})}{1} = 108 \text{ г/моль}$ $I = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M_{\text{екв.}}(\text{Ag}) \cdot \tau} = \frac{27 \text{ г} \cdot 96500 \text{ Кл/моль}}{108 \text{ г/моль} \cdot 600 \text{ с}} \approx 40 \text{ A}$

Відповідь. $I = 40 \text{ A}$.

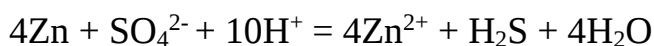
Задача 3. Скласти рівняння ОВР цинку з концентрованою сульфатною кислотою, яка відновлюється при цьому до найменшого ступеня окислення (+6 $\rightarrow$ -2).

Розв'язування: Реакція цинку з концентрованою сульфатною кислотою відбувається з утворенням сірководню:

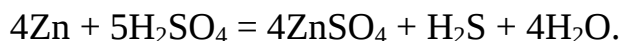


Відновник: $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$

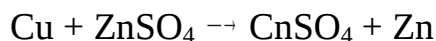
Окислювач: $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ - 8\text{e}^- = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$



Рівняння записуємо повністю:



Задача 4. Визначити, у якому напрямку можливе самодовільне протікання реакції:



Розв'язування: Визначимо ступінь окислення речовин, які беруть участь в окислювально-відновному процесі, окислювач і відновник:

За таблицею стандартних електродних потенціалів атомів у водних розчинах (див. додаток № 2) знаходимо:

$$E^0 \text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+} = +1,34 \text{ В},$$

$$E^0 \text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+} = -0,76 \text{ В}.$$

Для процесу, який протікає зліва направо:

$$\Delta E_1^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = -0,76 - (0,34) = -1,1 \text{ В}.$$

Для процесу, який протікає справа наліво:

$$\Delta E_2^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}.$$

Позитивне значення ΔE_2^0 вказує на те, що дана реакція буде самодовільно протікати справа наліво (тобто у даній системі Cu^{2+} — окислювач, Zn^0 — відновник).

Питання для самоконтролю:

1. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь служила катодом, а в іншому – анодом.
2. Розрахуйте масу срібла, яке виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6А через розчин аргентум нітрату протягом 30 хвилин.

7.6. Корозія металів

Корозією зазвичай називають мимовільне руйнування металів у результаті їхньої хімічної й електрохімічної взаємодії із зовнішнім середовищем та перетворення їх у стійкі сполуки (оксиди, гідроксиди, солі).

Власне кажучи, корозія являє собою сукупність окисно-відновних процесів, які відбуваються при контакті металів з агресивним середовищем, що призводить до руйнування металевих виробів. Під агресивним середовищем мають на увазі окисну атмосферу (присутність кисню в

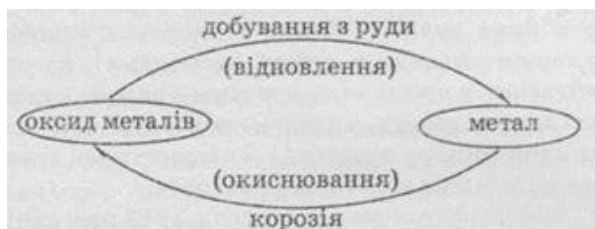
атмосфері Землі робить її окисною), особливо в присутності води або розчинів електролітів.

За механізмом процесу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію металів. Хімічна корозія являє собою звичайну хімічну реакцію між атомами металів і різних окисників. Прикладами хімічної корозії є високотемпературне окиснення металів киснем, окиснення поверхні алюмінію на повітрі, взаємодія металів із хлором, сіркою, сірководнем H_2S тощо.

Електрохімічна корозія протікає в розчинах, тобто, в основному, при контакті металів з розчинами електролітів, особливо у тих випадках, коли метали перебувають у контакті з менш активними металами. Швидкість корозії істотно залежить від активності металів, а також від концентрації й природи домішок у воді. У чистій воді метали майже не піддаються корозії, а в контакті з більш активними металами навіть у розчинах електролітів не кородують.

Багато металів, зокрема й Ферум, перебувають у земній корі у вигляді оксидів. Перехід від металу до оксиду — енергетично вигідний процес, інакше кажучи, оксиди більш стійкі сполуки, ніж метали. Для того щоб провести зворотний процес і добути метал з руди, необхідно затратити багато енергії, тому залізо виявляє тенденцію перетворюватися знову в оксид — як кажуть, залізо іржавіє. Іржавіння — це термін для позначення корозії, тобто процесу окиснення металів під дією навколишнього середовища.

Кругообіг металів у природі можна зобразити за допомогою такої схеми:



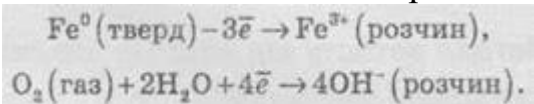
Металеві вироби іржавіють тому, що сталь, з якої вони зроблені, реагує з киснем та водою, котрі містяться в атмосфері. При корозії заліза або сталі утворюються гідратовані форми ферум(III) оксиду різного складу ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Оксид проникний для повітря та води й не утворює захисного шару на поверхні металу. Тож корозія металу продовжується й під шаром іржі, що утворилася.

Коли метали контактують із вологим повітрям, вони завжди підлягають корозії, однак на швидкість іржавіння впливає дуже багато факторів. З-поміж них можна назвати такі: наявність домішок у металі; присутність кислот або інших електролітів у розчинах, що стикаються з поверхнею заліза; кисень, який міститься в цих розчинах.

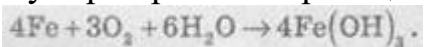
7.7. Механізм електрохімічної корозії металевої поверхні

У більшості випадків корозія являє собою електрохімічний процес. На поверхні металу утворюються електрохімічні комірки, в яких різні ділянки діють як області окиснення та області відновлення.

Нижче наведені дві напівреакції окисно-відновного процесу іржавіння:

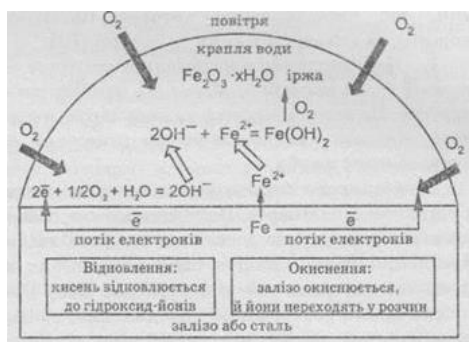


Сумарне рівняння реакції корозії заліза можна записати так:



Схематично процеси, які відбуваються на поверхні заліза або сталі при контакті з водою, можна подати так:

Концентрація кисню, розчиненого в краплі води, визначає те, які області на поверхні металу є місцем відновлення, а які — місцем окиснення. По краях краплі, де концентрація розчиненого кисню вища, кисень відновлюється до гідроксид-іонів.



Необхідні для відновлення кисню електрони переміщуються із центра краплі, де вони вивільняються при окисненні Феруму й де концентрація розчиненого кисню мала. Йони Феруму переходять у розчин. Вивільнювані електрони по поверхні металу переміщуються до країв краплі.

Сказане вище пояснює, чому корозія найбільшою мірою проявляється в центрі краплі води або під шаром фарби: це області, в які надходження кисню обмежене. Тут утворюються так звані «раковини», в яких Ферум переходить у розчин.

Іржа як така виникає в результаті послідовності вторинних процесів у розчині, куди дифундують із поверхні металу йони Феруму та гідроксид-йони. Захисний шар на поверхні не утворюється.

Активність протікання реакції відновлення Оксигену залежить від кислотності середовища, тому в кислому середовищі корозія прискорюється. Будь-які примісні солі, наприклад, натрій хлорид у бризах морської води, сприяють утворенню іржі, оскільки збільшують електропровідність води.

Можливо, проблему корозії ніколи не вдасться розв'язати повністю, і найбільше, на що можна розраховувати,— це уповільнити її, але не зупинити.

7.8. Методи захисту від корозії

На сьогодні існує кілька способів запобігання корозії.

Відокремлення металу від агресивного середовища — фарбування, змащування маслами, покриття неактивними металами або емаллю (I), Приведення поверхні металів у контакт із більш активними металами (II).

Використання речовин, що сповільнюють корозію (інгібітори корозії), та сплавів, стійких до корозії (III).

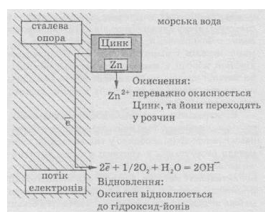
I. Найпростіший спосіб захистити сталь від корозії — це ізолювати метал від атмосферного повітря. Це можна зробити за допомогою масляного, жирового змащування або нанесення захисного шару фарби.

Зараз широко застосовують захисні покриття з органічних полімерів. Покриття можна робити різних кольорів, і це досить гнучке розв'язання проблеми корозії. Навіть побіжний погляд на речі, які оточують нас у побуті, дає масу прикладів такого розв'язання: холодильник, сушарка для посуду, піднос, велосипед тощо.

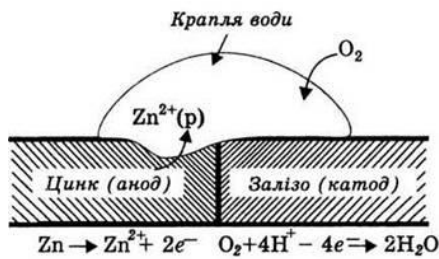
II. Іноді залізо покривають тонким шаром іншого металу. Деякі виробники виготовляють кузови автомобілів зі сталі з гальванічним цинковим покриттям. При такій обробці утворюється міцно зчеплений з основою шар цинк оксиду, і якщо гальванічне покриття не ушкоджене, воно добре захищає від іржі.

Навіть якщо таке покриття має вади, сталевий корпус машини все ж таки захищений від швидкого руйнування, тому що в цій системі переважно кородує цинк, а не залізо, оскільки цинк більш активний метал, ніж залізо. У даному разі цинк приносять у жертву. Одна з найперших пропозицій щодо використання протекторних («жертвних») металів була зроблена в 1824 році для захисту від корозії металевої обшивки корпусів морських човнів.

Сьогодні цинкові блоки використовують для захисту від корозії нафтовидобувних платформ у морях: корозія з дорогих складних сталевих конструкцій переводиться на шматки металу, які легко замінити. У чому ж полягає принцип такого захисту? Проілюструємо його за допомогою схеми.

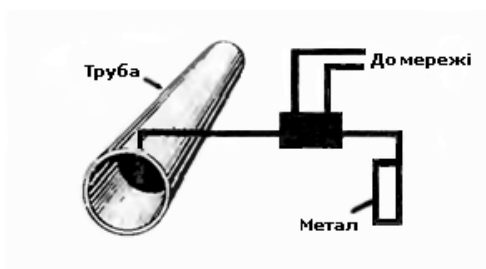


Через певні проміжки вздовж усієї опори, що перебуває в морі, прикріплені цинкові блоки. Оскільки цинк активніший, ніж залізо (розташований лівіше в електрохімічному ряді напруг), то переважно окислюється цинк, а залізна поверхня переважно залишається недоторканою. У принципі, будь-який метал, розташований лівіше заліза в електрохімічному ряді напруг, може бути використаний для захисту сталевих виробів. Одним зі способів захисту заліза від корозії є катодний захист (мал 7). При катодному захисті активний метал (цинк) бере участь в анодному процесі. На залізі відбувається катодне відновлення кисню.



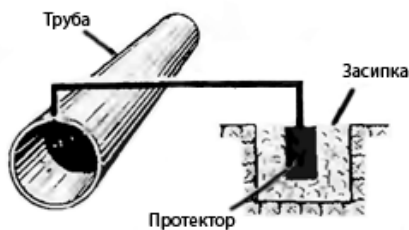
Мал . 7. Катодний захист заліза.

На відміну від цього, анодні металічні покриття, такі як цинкові чи алюмінієві по сталі, будучи більш електронегативними, захищають основний метал, який у їх присутності працює як катод і тому зберігається практично без змін до тих пір, поки не розчиниться цинк (алюміній). Цей принцип досить широко використовується і в практиці: в протекторному захисті: до захищеного від корозії металу на певній відстані один від одного підвішують протекторні цинкові аноди, які дозволяють охороняти від корозії цінну конструкцію (мал. 8).



Мал. 8. Схема протекторного захисту

Таке ж завдання має і катодний захист, який застосовують для захисту від корозії магістральних трубопроводів, морських нафтопромислових споруд і деяких інших відповідальних конструкцій. В цьому випадку конструкцію, яку захищають, під'єднують до негативного полюса постійного джерела струму і таким чином підвищують потенціал сталі, роблячи її катодом по відношенню до якогось непотрібної металевої рельси, яка під'єднана до позитивного полюса джерела струму і виконує функцію аноду. В цьому випадку ми «пожертвуємо» малоцінними відходами металу, захищаючи конструкцію від корозії. Схема катодного захисту показана на мал. 9.



Мал. 9. Схема катодного захисту магістрального трубопроводу

В практиці зустрічаються і випадки прискорення корозії під впливом постійного електричного струму. Таке руйнування металу, що називають електрокорозією, чи корозією блукаючими струмами відбувається при

підключенні конструкції до позитивного джерела струму. Цей випадок реалізується, наприклад, в умовах, коли трубопровід знаходиться поблизу струмонесучих трамвайних рейс, а ґрунт не має на якій-небудь ділянці достатніх ізолюючих властивостей. Інтенсивній локальній корозії піддається та частина трубопроводу, де блукаючі струми виходять з металу в ґрунт (анодна зона), тоді як на інших ділянках трубопроводу корозія не посилюється.

Аналогічний принцип використовують для захисту залізобетонних конструкцій житлових будинків, в яких усі залізні прутки з'єднані один з одним і з'єднуються зі шматком магнію, заритим у землю.

III. Дуже розповсюдженим розв'язанням проблеми захисту від корозії є використання іржостійких сплавів. Багато зі сталевих виробів, використовуваних у побуті, особливо ті, що перебувають у постійному контакті з водою: кухонний посуд, ложки, виделки, ножі, бак пральної машини тощо — виготовлені з іржостійкої сталі, яка не вимагає додаткового захисту.

Іржостійку сталь винайшов у 1913 році хімік із Шеффільда Гаррі Бріарлі. Він досліджував швидке зношування нарізки збройових стволів і вирішив спробувати сталь із високим вмістом хрому, щоб подивитися, чи не можна в такий спосіб продовжити життя зброї.

Зазвичай при проведенні аналізу сталі зразок розчиняли в кислоті. Бріарлі, проводячи такий аналіз, зіштовхнувся з несподіваними труднощами. Його сталь, із високим вмістом хрому, не розчинялася. Він також помітив, що залишені в лабораторії зразки зберігали первісний блиск. Бріарлі відразу ж зметикував, що він винайшов сталь, стійку до корозії.

Винахід Гаррі Бріарлі наштотхнувся на деякі забобони. Один з головних виробників металевого посуду в Шеффільді вважав саму ідею Бріарлі такою, «що суперечить природі», а інший заявив, що «стійкість до корозії — не таке вже й велике достоїнство ножів, які за своїм призначенням вимагають чищення після кожного використання». Сьогодні ми сприймаємо як належне те, що посуд зберігає свій блиск і не піддається дії кислот, які містяться в їжі.

Іржостійка сталь не піддається корозії тому, що на її поверхні утворюється плівка хром(III) оксиду. На відміну від іржі, на цей оксид не діє вода, і він міцно зчеплений з металевою поверхнею. Маючи товщину всього кілька нанометрів, оксидна плівка невидима для неозброєного ока й не приховує природний блиск металу. При цьому вона непроникна для повітря та води й захищає метал. Більше того, якщо зішкребти поверхневу плівку, вона швидко відновиться.

На жаль, іржостійка сталь дорога, і ми змушені зважати на це при виборі сталі для використання. У сучасній техніці найчастіше використовують іржостійку сталь такого складу: 74% заліза, 18% хрому, 8% нікелю.

Оскільки використання іржостійкої сталі не завжди економічно виправдане, як і використання захисних шарів змазок та фарб, то сьогодні

досить часто використовують покриття залізних виробів тонким шаром цинку (оцинковане залізо) або олова (луджене залізо). Останнє дуже часто використовують при виготовленні консервів.

Метод захисту консервів покриттям внутрішньої металевої поверхні оловом запропонував англієць Пітер Дюранд. Із таким захистом консерви впродовж тривалого часу залишаються придатними для їжі. На жаль, виробництво продуктових консервів та напоїв не позбавлене труднощів. Різні продукти створюють усередині банки різне середовище, яке по-різному діє на метал і може спричинити корозію.

На початку ХХ століття стали випускати баночне пиво. Однак новий продукт не мав блискавичного успіху, і причиною цього було те, що банки кородували зсередини. Тонкий шар олова, що ним покривали банки, дуже рідко виходив суцільним. Найчастіше він мав незначні вади. У водному розчині залізо окислюється швидше, ніж олово (через більш високу активність). Йони Феруму Fe^{2+} розчинялися в пиві (яке загалом є непоганим засобом від анемії) і надавали напою присмаку металу, а крім того, зменшували його прозорість. Це знижувало популярність баночного пива. Утім, виробникам вдалося подолати цю проблему після того, як вони стали покривати внутрішність банок спеціальним інертним органічним лаком.

У банках з консервованими фруктами є органічні кислоти, наприклад лимонна кислота. У розчині ці кислоти сприяють зв'язуванню йонів Стануму Sn^{2+} і тим самим збільшують швидкість розчинення олов'яного покриття, тому в консервованих фруктах (персиках тощо) переважно кородує олово. Йони Стануму, які потрапляють у такий спосіб у їжу, нетоксичні. Вони не змінюють суттєво смакові якості консервованих фруктів, хіба що надають їм гоструватого присмаку. Однак якщо таку банку зберігати занадто довго, можуть виникнути проблеми. Тонкий шар олова, який окислюється, зрештою зруйнується й під впливом органічних кислот почне досить швидко кородувати залізний шар.

Питання для самоконтролю:

1. Який процес називають корозією?
2. *Назвіть фактори, які викликають корозію.*
3. Яким чином можна зменшити корозію залізобетонних конструкцій?
4. *Чим схожі і відрізняються катодний і протекторний захист металів?*
5. *Які речовини називають інгібіторами? Наведіть приклади.*

Розділ 8. Корозія будівельних матеріалів і захист від неї

Люба будівельна споруда в процесі служби знаходиться в контакті з навколишнім середовищем. Як наслідок, матеріал з якого виконані будівельні конструкції, протягом всього терміну експлуатації взаємодіє з компонентами цього середовища. В багатьох випадках можлива хімічна взаємодія матеріалу конструкцій і середовища. Якщо така взаємодія приводить до зниження властивостей міцності матеріалу — до його

часткового чи повного руйнування, говорять про «агресивність» середовища по відношенню до даного матеріалу.

Інтенсивність взаємодії матеріалу і середовища залежить від фізичних умов: температури, фазового складу агресивного середовища, умов контакту, наявності тиску рідкого чи газоподібного середовища, швидкість його руху біля поверхні споруд і інших факторів. Хімічні і фізико-хімічні процеси, за яких руйнується матеріал, називають процесами корозії.

При проектуванні в будівництві споруд різного призначення необхідно передбачити можливість розвитку корозійних процесів і їх наслідки. Стійкість і довговічність споруд в значній мірі залежить від відповідності властивостей матеріалу, з якого виконана споруда і її окремі конструктивні елементи, умовам її роботи, тому розуміння корозійних процесів і своєчасне попередження їх розвитку є важливою умовою сучасного будівництва довговічних споруд.

Основні будівельні конструкційні матеріали, як традиційні (дерево, сталь, бетон і залізобетон), такі нові (склопластики, полімербетони, полімерні плівки, алюміній і його сплави), здатні хімічно взаємодіяти з компонентами газоповітряного середовища, з водою і розчиненими в ній речовинами. Процеси корозії будівельних матеріалів відбуваються у водному середовищі. З хімічної точки зору це реакції нейтралізації чи обміну, в яких приймають участь компоненти, що складають матеріал і речовини, розчинні у воді. Як правило, в природних водах розчинені солі, а в промислових рідких середовищах різні сполуки: від кислот і лугів до складних органічних сполук. В загальному вигляді реакції, що визначають корозійний процес, схематично можуть бути записані рівняннями: $A + B \leftrightarrow C + D$ і $A + B \leftrightarrow AB$. Напрямок корозійного процесу буде визначатись властивостями реагуючих речовин і продуктів реакції. Якщо в результаті взаємодії компонентів утворюється нерозчинна чи важкорозчинна речовина, то процес буде йти в бік утворення таких продуктів. Місце виділення і властивості речовин, які утворюються в процесі корозії, визначають інтенсивність багатьох корозійних процесів. Аналогічно впливає на напрямок корозійного процесу і видалення одного з продуктів реакції з розчину у вигляді газу.

Корозійні процеси відбуваються з різною швидкістю. Як правило, напрямок і кінцевий результат реальних корозійних процесів визначається кінетичними факторами.

Стійкість різних будівельних матеріалів до агресивних дій зовнішнього середовища визначається перш за все їх хімічним складом і реакційною здатністю. Різниця в хімічній природі будівельних матеріалів зумовлює різні умови для їх стійкості при дії зовнішнього середовища. В той же час як сталь, наприклад, не є стійкою до дії кисню повітря у вологій атмосфері, бетон в таких умовах збільшує свою міцність. Матеріали на основі полімерів стійкі, хоча і в різному ступені, до дії хімічних реагентів — кислот, лугів, солей, але піддаються деструкції на світлі в результаті дії ультрафіолетового випромінювання. Для натуральних камінних матеріалів

така дія несуттєва. Приклади можна було б продовжити. Далі детально розглянемо окремі корозійні процеси на прикладі цементного бетону як основного сучасного конструктивного матеріалу.

Розглянемо спочатку процеси корозії неорганічних будівельних матеріалів— натуральних камінних матеріалів, будівельної кераміки, бетонів.

Ці матеріали об'єднує спільність їх структури: всі вони капілярно-пористі тіла. Але між ними є і суттєві відмінності. Натуральні камінні матеріали, вірніше частина з них — вивержені породи — хімічно досить інертні і мають низьке значення пористості. Осадкові карбонатні породи, які складаються з вапняку — вуглекислого кальцію, чи доломіту— подвійної вуглекислої солі кальцію і магнію ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), як правило, мають більш високу відкриту пористість, ніж вивержені, і, як це видно з їх хімічного складу, будуть нестійкі до дії кислот. Кераміка хімічно високостійка, але її пористість може змінюватись в широких межах — від десятих часток відсотка до 10 —20%; тому процеси, за яких речовина накопичується в порах матеріалу чи в ході яких можливе заморожування і відтаювання водних розчинів, що насичують матеріал, можуть руйнувати кераміку. З неорганічних конструкційних матеріалів найбільш хімічно активний цементний камінь бетону, який характеризується високою (до 30% об'єму) пористістю.

Правда, ця пористість досить високодисперсна, що підвищує опір бетону прониканню в його об'єм агресивних компонентів зовнішнього середовища.

Хімічна активність і пористість цементного каменю зумовлюють і особливості корозійних процесів при дії на нього зовнішнього середовища.

В. М. Москвин запропонував класифікувати основні корозійні процеси при дії рідких агресивних середовищ на цементний камінь чи бетон на три види. До першого виду корозії відносяться процеси, при яких у воді, що фільтрується через бетон чи, що омиває споруду, розчиняються складові частини цементного каменю, перш за все гідрат оксиду кальцію ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), до другого виду належать корозійні процеси, що складаються з реакцій обміну між компонентами середовища і цементного каменю з утворенням розчинних у воді продуктів, які можуть бути винесеними з структури, чи рихлих, що не мають в'язучих властивостей продуктів, які залишаються в ній; до третього виду — процеси, в яких основним руйнівним фактором є накопичувані в порах, тріщинах і капілярах бетону солі, які в певних умовах можуть руйнувати бетон.

В усіх випадках вирішальне значення має швидкість корозійного процесу, яка в умовах гетерогенних реакцій, що відбуваються на поверхні розділу твердої та рідкої фаз і при відсутності гідростатичного тиску, буде лімітуватись швидкістю дифузії агресивних компонентів в глибину цементного каменю чи гідрату оксиду кальцію назустріч агресивному компоненту. Кількість речовини, яка переноситься за рахунок дифузії пропорційна різниці концентрацій на початку і в кінці шляху дифузії. А тому

можна вважати, що інтенсивність корозійного процесу пропорційна концентрації агресивного компонента в водному середовищі. Звідси напрашується висновок про порівняльну шкідливість дії агресивного середовища залежно від його концентрації. Таке співставлення може бути корисним при розв'язанні питання про допустимі межі вмісту агресивного компонента залежно від терміну служби споруди.

Агресивна дія значно посилюється, якщо вода діє на бетонну конструкцію під тиском. В даному випадку навіть при невеликих тисках (десяті частини метра водяного стовпа) кількість розчиненої агресивної речовини, яка поступає в структуру цементного каменю бетону, значно перевищує ті кількості, які можуть проникнути в тих же умовах, тільки внаслідок дифузії. Тому корозійні процеси в спорудах, що знаходяться під тиском, стають інтенсивнішими. При проектуванні споруд і їх введенні в експлуатацію важливим завданням є надання будівельним конструкціям надійної стійкості протягом певного часу. Розглянемо ступені небезпечності окремих хімічних взаємодій.

Загальновідома розчинна здатність води. В природі безперервно відбуваються процеси розчинення гірських порід і утворення нових. Особливо інтенсивно розчиняються карбонатні породи. Широко розповсюджені карстові явища — утворення в земній корі, в районах, які складаються з вапняків і доломітів, великих пустот — печер — що є наслідком процесів розчинення цих порід водою і водою, що містить розчинену вуглекислоту.

Аналогічний процес може відбуватись і з бетоном. Як відомо, розчинність Ca(OH)_2 складає 1,3 г/л води (в розрахунку на CaO). Але така концентрація може бути досягнута тільки за повільної фільтрації води через товщу бетонної конструкції.

Розглянемо механізм руйнування бетону при вилудженні. У випадку, якщо вода омиває бетонні споруди, швидкість руйнування бетону буде залежати від швидкості дифузії гідроксиду кальцію з глибини бетону до його зовнішньої поверхні, що контактує з водою. В першу чергу з поверхневого шару буде розчинятись гідроксид кальцію, який виділився при гідролізі трьохкальцієвого силікату. Потім буде йти гідроліз гідросилікатів і гідроалюмінатів кальцію, оскільки ці сполуки стійкі в контакті з водою тільки при вмісті в ній розчиненого і певної для кожної сполуки кількості гідроксиду кальцію, тобто за наявності рівноважної концентрації гідроксиду кальцію. На поверхні бетону при цьому створюється шар продуктів корозії цементного каменю. Якщо ці продукти зберігаються на місці, наприклад на бетонних фундаментах, які знаходяться в ґрунті чи в резервуарах, які працюють при постійному заповненні водою, швидкість корозії з часом швидко зменшується внаслідок росту дифузійного опору шару продуктів корозії.

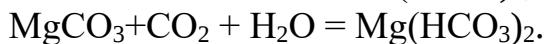
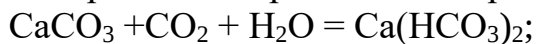
Кількість розчиненого гідроксиду кальцію в даному випадку пропорційна кореню квадратному з часу від початку процесу. Якщо продукти корозії видаляються з поверхні, наприклад при великій швидкості руху води

чи при механічній дії наносів, швидкість корозії буде постійна і буде визначатись тільки постійною швидкістю дифузії гідроксиду кальцію через «активний», що бере участь в дифузійному процесі шар, що не втратив міцності.

Найбільш небезпечні розчинення і винесення вапна для бетонних і залізобетонних, а особливо тонкостінних, конструкцій під натисковою дією води. При постійній фільтрації води з бетону буде виноситись вапно в кількості, що пропорційна кількості профільтрованої води (в перерахунку на одиницю об'єму бетону) і середній концентрації вапна в цій воді.

Можна вирахувати кількість води, яка повинна фільтруватись через дану конструкцію, щоб вивести кількість вапна, виведення якої може зумовити зменшення міцності, що перевищує допустиму. Дослідження показали, що видалення 20% гідроксиду кальцію від загального початкового вмісту в портландцементі приводить до катастрофічного падіння міцності цементного каменю, оскільки при цьому послаблюються не тільки контакти, що створені кристалами вапна, але і починається процес розкладу — гідроліз гідросилікатів кальцію — основної складової каркасу міцності цементного каменю. Причому розчинення починається з найбільш напружених і відповідальних ділянок структури.

В практиці корозії бетону внаслідок розчинення вапна (корозія першого виду) має місце при дії «м'яких» вод на бетон. До м'яких відносяться води снігові, дощові і інші, що не містять значної кількості розчинених солей кальцію і магнію. Це умовна назва, але вона характеризує властивості природної води, що використовується для побутових потреб. В м'якій воді краще піниться мило, вона не дає накипу в посуді. Звичайно природні води, протікаючи під землею чи по її поверхні, розчиняють деяку кількість солей кальцію і магнію, перш за все у вигляді двовуглекислих солей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Це відбувається тому, що вода при контакті з повітрям розчиняє рівноважну кількість вуглекислоти з повітря, а вуглекислота реагує з карбонатними породами і переводить їх в розчин:



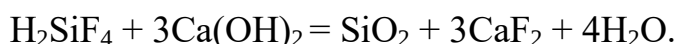
Корозія першого виду, як вже було сказано, небезпечна для споруд, на які вода діє під натиском і може фільтруватись через бетон (мал. 10). Якщо споруда знаходиться в ґрунті, небезпека розчинення бетону досить невелика, оскільки продукти корозії поверхневого шару бетону — нерозчинні гелі кремнієвої кислоти і інші сполуки — залишаються на місці і створюють шар, який перешкоджає подальшій дифузії гідроксиду кальцію з цементного каменю, тобто процес корозії в даному випадку сповільнюється.



Мал. 10. Розчинення і винесення гідроксиду кальцію з бетону

Цементний камінь бетону має лужну реакцію, тому він найбільш активно реагує з кислотами. Практично всі кислоти, що взаємодіють з гідроксидом кальцію, а потім і з гідросилікатами і гідроалюмінатами кальцію, зумовлюють інтенсивне руйнування цементного каменю і бетону.

При дії кислоти на гідроксид кальцію цементного каменю утворюються солі — це реакція нейтралізації, і в залежності від властивостей кальцієвих солей різних кислот агресивна дія останніх буде різною. Якщо утворюються важкорозчинні солі, то вони випадають в порах цементного каменю і створюють перепону для розвитку корозійного процесу, якщо солі легкорозчинні, процес буде відбуватись інтенсивно. Так, кремнійфтористоводнева кислота взаємодіє з гідроксидом кальцію за схемою:



Утворені фтористий кальцій і гель двоокису кремнію — сполуки важкорозчинні. Тому навіть при порівняно високих концентраціях дія цієї кислоти носить затухаючий характер. В той же час соляна чи оцтова кислоти, солі яких добре розчинні у воді, сильно агресивні по відношенню до бетону.

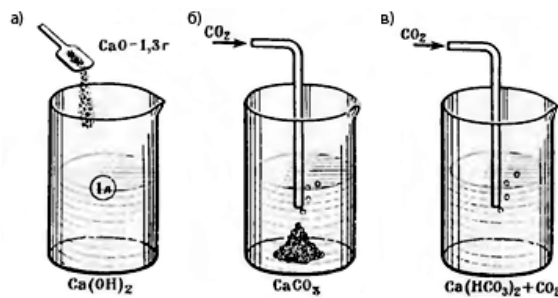
Останнім часом розроблена кількісна теорія дії кислот на бетон і запропоновані розрахункові формули для оцінки швидкості процесів кислотної корозії. З достатньою для практичних цілей точністю процес кислотної корозії бетону описується рівнянням $L = A\sqrt{\tau}$, де L — глибина руйнування бетону; τ — час дії кислоти; A — коефіцієнт, що враховує вид і концентрацію кислоти, властивості бетону і умови взаємодії кислоти і бетону.

Найбільш поширена в природі вуглекислота — вона діє на бетон у всіх споруд, які знаходяться на повітрі і в воді. Вуглекислота, що розчинена у воді, взаємодіє з гідроксидом кальцію (мал.11,а) і утворює вуглекислий кальцій (мал.11,б). При великих концентраціях вуглекислоти вона може діяти і на вуглекислий кальцій з утворенням двовуглекислого кальцію (мал. 11,в) в системі, яка складається з CaCO_3 , CO_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, створюється рухлива рівновага:



Як тільки змінюється концентрація вуглекислоти, зміщується рівновага. Агресивним по відношенню до бетону є тільки надлишкова в порівнянні з рівноважною кількість вуглекислоти. Як наслідок, у водах з високою

тимчасовою твердістю, тобто з високим вмістом двохвуглекислого кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, може бути присутня велика кількість вільної вуглекислоти, що не є небезпечною для бетону. Розрахувати цю кількість можна на основі даних про рівновагу в цій реакції чи за емпіричними даними.



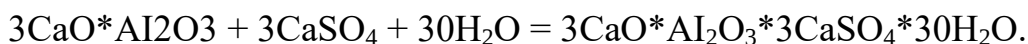
Мал. 11. Дія вуглекислого газу на розчин гідроксиду кальцію

Крім вуглекислоти, в природних болотних водах зустрічаються вільні гумінові кислоти. Це малодисоційовані кислоти, що утворюють важкорозчинні кальцієві солі, тому їх агресивність невелика. Взагалі щільні бетони гарантують стійкість залізобетонних споруд в болотних водах. Багатогранні хімічні процеси відбуваються при дії на бетон розчинів солей. Природні води і промислові рідини, агресивні по відношенню до бетону, містять різні солі. Деякі з них не вступають в реакції взаємодії з мінералами цементного каменю, інші взаємодіють досить активно. До першої групи відносяться, наприклад, досить розповсюджені в природі хлориди, перш за все хлорид натрію.

Хлорид натрію в присутності надлишку гідроксиду кальцію повільно реагує з алюмінатними мінералами цементного каменю з утворенням гідрохлоралюмінату кальцію. Розчини хлористих солей небезпечні для залізобетонних конструкцій тільки у випадку можливої дії їх в умовах почергового насичення і висушування чи капілярного підсосу. В умовах періодичного насичення розчином і висушування розчин мігрує в поровому просторі цементного каменю; при цьому можуть послаблюватись контакти з-за підвищеної розчинності гідроксиду кальцію в присутності хлориду натрію. При капілярному підсосі в порах бетону біля поверхні випаровування накопичуються солі. Якщо випаровування є досить інтенсивне, то фронт випаровування розміщується в глибині бетону на деякій відстані від його поверхні, де і виділяються кристали солі. Заповнення пор кристалами солі може привести до розвитку кристалізаційного тиску і відповідно руйнування бетону.

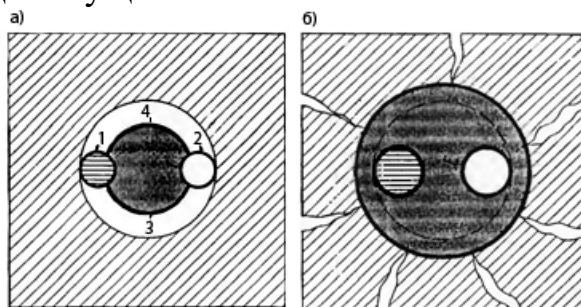
Аналогічно діють і розчини інших розчинних солей, що не реагують з цементним каменем. Значно більш небезпечні для бетону води, що містять сульфати. При цьому виді агресивної дії бетон розбухає, на конструкціях появляются тріщини. Такий характер руйнування зумовлений тим, що при взаємодії сульфатів з цементним каменем хімічна реакція відбувається з утворенням складних комплексних сполук — гідросульфоалюмінатів

кальцію. При утворенні гідросульфоалюмінатів зв'язується значна кількість води:



Розрахунок за відносними молекулярними масами і густиною реагуючих речовин дозволяє визначити зміну об'єму мінералів цементного каменю при їх переході в новоутворення. При реакції утворення трьохсульфатної форми гідросульфоалюмінату кальцію об'єм твердої фази збільшується в 2,6 рази (мал. 12).

Агресивна дія сульфатних розчинів залежить від концентрації сульфат-йона в розчині, а також від мінералогічного складу цементного клінкеру. Чим вищий вміст алюмінатної фази в цементному камені, тим менш стійкий бетон на даному цементі.



Мал. 12. Умовне співвідношення об'ємів компонентів до сульфатної корозії бетону (а) і після неї (б)

1 — $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, що прореагував з гіпсом; 2 — CaSO_4 ;

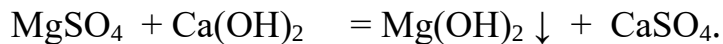
3 — $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{CaSO}_4 \cdot 30\text{H}_2\text{O}$;

4 — пори

Сульфатостійкість суттєво підвищується, якщо застосовується цемент з низьким вмістом трьохкальцієвого алюмінату. Відомо, що для підвищення сульфатостійкості цементного каменю випускається спеціальний, сульфатостійкий цемент, що містить в клінкері обмежену (не більше 5%) кількість трьохкальцієвого алюмінату. Руйнування при дії сульфатного розчину відбувається звичайно повільно, оскільки швидкість процесу визначається дифузійним проникненням сульфатів в глибину бетону. Процес цей спочатку гальмується внаслідок ущільнення порової структури цементного каменю, але потім починає йти з прискоренням внаслідок появи тріщин, які збільшують проникнення агресивного розчину в бетон. Тут ми маємо приклад сполучення хімічних та фізичних процесів, які одночасно руйнують цементний камінь. Такі процеси відносяться до третього виду корозії за класифікацією В.М.Москвіна.

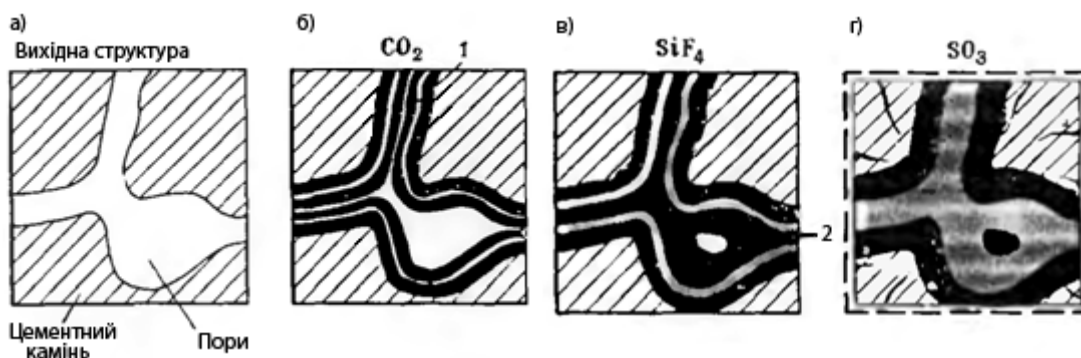
Одним з складних випадків корозійного руйнування бетону є дія на нього морської води. Вміст солей у воді різних морів є різним. Якщо в океані він досягає 35 г/л, то в Чорному морі — близько 18 г/л, в Каспійському — 14 г/л, в Балтійському — 8-12 г/л. Але співвідношення окремих солей змінюється незначно. Більше всього в морській воді хлористого натрію. Вміст сульфатів в перерахунку на йон SO_4^{2-} складає в океанській воді близько 2,7 г/л. Але обстеження бетонних і залізобетонних споруд, які довгий час

піддавались дії морської води, показали, що в бетоні (в його порах, тріщинах, дефектах) накопичується біла маса. Хімічні аналізи показали, що гідрооксиду магнію. Магній в морській воді міститься переважно у виді сірчаноокислої солі. Взаємодія сірчаноокислого магнію з гідратом оксиду кальцію цементного каменю — необоротна реакція з утворенням практично нерозчинного гідрооксиду магнію:



Точно так же, як і сульфат магнію, реагує люба розчинна сіль магнію, тобто при дії сполук магнію відбуваються процеси по механізму корозії другого виду. Бетон можуть руйнувати не тільки вода і водні розчини. Навіть повітря викликає процеси, які відображаються на міцності залізобетону. А тому поведінка бетону і сталльної арматури при їх взаємодії з складовими частинами повітря зовсім різне. Ми розглянемо дію повітря лише на бетон. Азот, кисень, інертні гази, що входять до складу повітря, практично не діють на цементний камінь в бетоні. Лише вуглекислий газ, який міститься в повітрі в кількості 0,03%, помітно впливає на бетон. Розчиняючись у воді, він утворює вуглекислоту, про дію якої говорилося раніше. При тривалій дії вуглекислоти повітря в поверхневому шарі бетону гідроксид кальцію нейтралізується за відомою уже реакцією: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$.

При цьому відбувається деяке ущільнення бетону, яке неважко підрахувати, знаючи густину кожної з реагуючих сполук і використовуючи їх стехіометричні співвідношення по цій реакції. Підрахунок показує, що об'єм твердої фази при взаємодії вапна і вуглекислоти збільшується на 11% (мал. 13,а,б). Ущільнення поверхневого шару в результаті дії вуглекислоти позитивно впливає на стійкість бетону в конструкціях.



Мал.13. Ущільнення цементного каменю при дії різних газів

1 —об'єм заповнений продуктами реакції газу з вільним $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

2 — об'єм заповнений в результаті взаємодії газу з гідратованими новоутвореннями

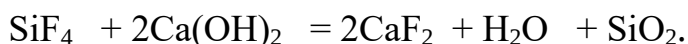
Коли використовували бетони порівняно малої густини, карбонатація могла суттєво підвищити стійкість бетону до дії агресивного середовища. Наприклад, бетонні масиви для морських споруд спеціально витримували на повітрі перед опусканням в морську воду. Щільні бетони піддаються дуже

повільній карбонатизації, і використання цього процесу для надання стійкості залізобетонним конструкціям стає малоефективним.

Глибину переродження бетону в результаті дії вуглекислоти повітря можна виявити за допомогою індикаторів — речовин, які змінюють свій колір залежно від реакції середовища, тобто від концентрації в ній водневих іонів. В кислому середовищі вони мають одне забарвлення, в лужному — інше. Існують речовини, які змінюють колір декілька разів при поступовій зміні реакції середовища — при різних значеннях рН.

Для визначення лужності цементного каменю застосовують фенолфталеїн, що змінює колір при водневому показнику рН близько 8. В розчині $\text{Ca}(\text{OH})_2$ фенолфталеїн має малинове забарвлення, а в нейтральному і кислому середовищах з рН менше 8 він безбарвний. Якщо свіжий злом бетону чи розчину змочити декількома краплями розчину фенолфталеїну, то ділянки цементного каменю, що містять вільний гідроксид кальцію, забарвляться в малиновий колір, а ділянки, на яких відбулась карбонізація залишаться безбарвними.

Від ходу карбонізації у великій мірі залежить довговічність тонкостінних залізобетонних конструкцій. У випадку, коли карбонізація захопить весь захисний шар бетону і розповсюдиться до арматури, бетон втратить свої захисні властивості по відношенню до сталі і стане можлива корозія арматури у вологому повітрі. За малої розчинності солей відбувається ущільнення бетону чи цементного каменю в об'ємі газами, що утворюють нерозчинні сполуки з цементним каменем, може бути проілюстровано на прикладі реакції між чотирьох фтористим кремнієм і гідроксидом кальцію з утворенням нерозчинного стійкого фтористого кальцію і кремнезему:



Така обробка називається ократирування.

По суті ократирування схоже з флюатируванням — обробкою поверхні бетону водними розчинами кремнефтористоводневої кислоти. При правильно підібраній рецептурі кислота не тільки не руйнує бетон, але створює на його поверхні захисний шар, який підвищує стійкість бетону до дії агресивних середовищ.

Фтористі сполуки (мал. 13,в) застосовуються для надання стійкості бетону, мають дуже цікаві властивості, оскільки дають газоподібні чи розчинні сполуки з кремнієм, які в лужному середовищі цементного каменю легко переходять в нерозчинні сполуки. Утворення нерозчинних сполук лежить в основі всіх методів хімічної обробки бетонів з метою підвищення його стійкості.

Інші газоподібні речовини в присутності води будуть діяти на бетон у відповідність зі своєю природою. Сірчистий ангідрид (SO_2), розчиняючись у воді, утворює сірчисту кислоту, яка, як і люба інша кислота, буде взаємодіяти з гідроксидом кальцію в порах цементного каменю з утворенням відповідної солі, в даному випадку сірчанокислого кальцію. При цьому можливе окислення сірчистої кислоти і її солей до сульфатної кислоти і її солей,

наприклад гіпсу, і як наслідок — розвиток в подальшому сульфатної корозії. Інші кислотні гази — сірководень, сірчаний ангідрид, хлороводень і інші — братимуть участь в реакціях нейтралізації з гідроксидом кальцію. Їх ступінь агресивності визначається розчинністю утворених солей.

Нейтралізація з поверхні бетону, тобто створення на ній плівки нерозчинних стійких сполук, необхідна, наприклад, для покращення щеплення поверхні з лакофарбовими покриттями. Поверхня може бути нейтралізована або фтористоводневою кислотою, чи іншими кислотами, що утворюють нерозчинні сполуки з гідроксидом кальцію: щавелевою, фосфатною.

Ці приклади показують, що реакції, які викликають руйнування бетону, можуть в певних умовах приводити до підвищення його стійкості внаслідок утворення важкорозчинних продуктів. За останні роки вивчено дію на бетон багатьох сполук, а особливо органічних. Було доведено, що процеси корозії в цьому випадку можуть бути класифіковані на основі тих же принципів, які враховувались при взаємодії цементного каменю і неорганічних сполук. При гідролізі органічних речовин у водному розчині, наприклад, деяких хлорпохідних продуктів, що використовуються при виробництві синтетичних каучуків, у водний розчин виділяється хлористий водень, який діє по механізму корозії другого виду. Деякі органічні продукти здатні до полімеризації в присутності луку (наприклад, мономер хлоропрен). В процесі полімеризації збільшується об'єм матеріалу, що створює внутрішній тиск в структурі бетону, і руйнування відбувається аналогічно процесам корозії третього виду.

Ще недавно здавалось, що питання корозії бетону вивчено досконало і, якщо притримуватись простих хімічних уявлень, можна ясно класифікувати корозійні дії і оцінити ступінь агресивності того чи іншого зовнішнього середовища. але наприкінці 30-их років вчені звернули на те, що в деяких районах США бетон багатьох споруд (цементобетонні покриття доріг, опори мостів, гідротехнічних споруд) через декілька років після їх будівництва починає руйнуватись. На поверхні конструкцій появляються тріщини, бетон набухає. З тріщин виділяється біла речовина. Ніяких агресивних речовин в зовнішньому середовищі не було. На споруди в процесі експлуатації попадала тільки дощова вода. Вивчення зразків бетону і матеріалів, які були застосовані, дало неждані результати. Виявилось, що руйнування відбувається у всіх випадках, коли для бетону були застосовані гірські породи, що містять аморфний кремнезем у вигляді опалу. Причому процес відбувається лише в бетонах, цементі яких містили підвищену кількість сполук лужних металів — натрію і калію.

В цементі таких сполук міститься невелика кількість (до 1%). Лужні метали присутні в цементному клінкері в вигляді сполук типу гідросилікатів кальцію, в яких частина кальцію замінена натрієм чи калієм чи у вигляді сульфатів. При гідратації цементу лужні сполуки піддаються гідролізу в першу чергу і утворюють в водному розчині гідрооксиди NaOH і KOH .

Сірчаноокислі солі також легко розчиняються у воді, що заповнює міжпоровий простір в цементному камені.

При контакті такого розчину з аморфним кремнеземом, що легко піддається дії лугів, вони обов'язково взаємодіють з утворенням гідросилікатів натрію, загальною формулою $n\text{Na}_2\text{O} \cdot m\text{SiO}_2 \cdot \text{aq}$. Механізм корозійного процесу при цьому повністю не вивчений, але можна передбачити, що важливу роль в подальшому відіграють процеси осмосу, що повільно розвиваються, через плівки, що виникають в результаті дифузії гідросилікату натрію в цементному камені з утворенням мембран із гідросилікатів кальцію. Внутрішній тиск, який розвивається в мікроосмотичних ячейках, приводить до руйнування цементного каменю. В залежності від кількості активного кремнезему в заповнювачі і розміру його зерен, процес відбувається з більшою чи меншою швидкістю і інтенсивністю.

Аналогічні руйнування були виявлені і в Європі на Атлантичному побережжі в Данії. Породи, що містять активний кремнезем, є і на території України. В цементній промисловості намітилась тенденція повного вловлювання і повертання в технологічний цикл пилу, що виділяється при випалюванні клінкеру, що приводить до збільшення вмісту в цементі лугів. Розширення виробництва цементу з підвищеним вмістом лугів, використання в якості заповнювачів порід, що містять аморфний кремнезем, і випуск бездобавочних цементів можуть привести до більш широкого розповсюдження «лужної» корозії на наших будівництвах. Це можна уникнути, нормуючи вимоги до хімічного і мінерального складу цементів і заповнювачів з тим, щоб виключити умови для розвитку такої корозії. Небезпеку лужної корозії слід мати на увазі і при використанні солей лужних металів в якості добавок до бетонів при виконанні робіт в зимових умовах чи для іншої мети.

Основну увагу ми приділили корозії бетону і бетонних і залізобетонних конструкцій. Це не випадково. З неорганічних будівельних матеріалів це найбільш розповсюджений і в той же час один з самих чутливих до хімічної дії зовнішнього середовища матеріал. Натуральні камінні матеріали входять до складу бетону як основна його складова частина по масі. Вони більш стійкі, ніж штучний цементний камінь, і беруть участь в роботі бетону, тому про їх стійкість можна судити по стійкості бетону.

Хімічна стійкість кераміки також значно вища, ніж цементні матеріали. В будівництві все більше використання знаходять полімерні матеріали. Це, як правило, значно більш хімічно стійкі матеріали, ніж цементні бетони.

Таким чином, питання корозії і захисту від неї будівельних матеріалів представляють собою часто складний комплекс хімічних (фізико-хімічних) і фізичних процесів, причому рішення цих питань вдається знайти тільки при врахуванні тих і інших. Нерідко корозія будівельних матеріалів носить переважно хімічний характер, але і в тих випадках, коли корозійні процеси в будівельних матеріалах (наприклад, таких, як руйнування конструкцій в результаті кристалізації в порах матеріалу солей) в великій мірі залежить від

протікання фізичних процесів, неврахування хімічних аспектів корозії звичайно не забезпечує оптимального захисту.

Особливо суттєва при цьому та обставина, що корозія будівельних матеріалів — один з найбільш розповсюджених процесів, що приводять до пониження довговічності конструкцій. Тому інженеру-будівельнику необхідно рахуватись з цим при проектуванні конструкцій і споруд і виборі засобів і методів захисту їх від корозії.

Запитання для самоконтролю:

1. Від яких факторів залежить корозія будівельних матеріалів?
2. Назвіть відомі Вам способи захисту від корозії будівельних матеріалів.
3. Що являє собою процес ократирування?
4. Який вплив органічних сполук на корозію бетону?

Додатки

Таблиця 1. Відносні електронегативності деяких елементів.

Таблиця 1.1. Відносні електронегативності елементів

№ періоду	№ групи									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1.	H									He
	2,10									-
2	Li	Be	B	C	N	O	F			Ne
	0,97	1,47	2,01	2,50	3,07	3,50	4,10			
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl			Ar
	1,01	1,23	1,47	1,74	2,10	2,60	2,83			-
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
	0,91	1,04	1,20	1,32	1,45	1,56	1,60	1,04	1,70	1,75
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
	1,75	1,66	1,82	2,02	2,20	2,48	2,74			-
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	0,89	0,99	1,11	1,22	1,33	1,30	1,36	1,42	1,45	1,35
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			Xe
	1,42	1,46	1,40	1,72	1,82	2,01	2,21			-
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
	0,86	0,97	1,08	1,23	1,33	1,40	1,46	1,52	1,55	1,44
	Au	Hg	Tl	Po	Bi	Po	At			Rn
	1,42	1,44	1,44	1,55	1,67	1,76	1,90			-

Таблиця 2. Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах за температури 25⁰С

електрод	потенціал, В	електрод	потенціал,В
Li /Li ⁺	—3,01	Fe/ Fe ²⁺	—0,44
Rb /Rb ⁺	—2,98	Cd/ Cd ²⁺	—0,40
K / K ⁺	—2,95	Co/ Co ²⁺	—0,28
Cs / Cs ⁺	—2,92	Ni/ Ni ²⁺	—0,25
Ba / Ba ²⁺	—2,9	Sn/ Sn ²⁺	—0,14
Sr / Sr ²⁺	—2,89	Pb/ Pb ²⁺	—0,13
Ca / Ca ²⁺	—2,87	Fe/ Fe ³⁺	—0,04
Na/ Na ⁺	—2,71	1/2 H ₂ / H ⁺	—0,00
Mg/ Mg ²⁺	—2,37	Sn/ Sn ²⁺	+ 0,01
Sc/ Sc ²⁺	—2,08	Bi/ Bi ³⁺	+0,215
Be/ Be ²⁺	—1,85	Cu/ Cu ²⁺	+0,34
Al/ Al ³⁺	—1,66	Co/ Co ³⁺	+0,42
Ti/ Ti ²⁺	—1,63	Cu/ Cu ⁺	+0,52
Ti/ Ti ³⁺	—1,21	Pb/ Pb ²⁺	+0,78
V/ V ²⁺	—1,18	2Hg/Hg ₂ ²⁺	+0,79
Mn/ Mn ²⁺	—1,18	Ag/ Ag ⁺	+0,80
Cr/ Cr ²⁺	—0,91	Hg/ Hg ²⁺	+0,85
V/ V ³⁺	—0,88	Pt/ Pt ²⁺	+1,18
Zn/ Zn ²⁺	—0,76	Au/Au ³⁺	+1,50
Cr/ Cr ³⁺	—0,74	Au/ Au ⁺	+1,69

Таблиця 3.

Електрохімічний еквівалент деяких речовин, k, 10⁻⁷ кг/Кл

Алюміній	0,932	Натрій	2,383
Водень	1,045	Нікель двохвалентний	3,04
Залізо двохвалентне	2,89	Нікель трьохвалентний	2,03
Залізо трьохвалентне	1,93	Ртуть	2,072
Золото	6,81	Свинець	10,74
Калій	4,052	Срібло	0,1118
Кальцій	2,077	Хлор	3,67
Кисень	82,9	Хром двохвалентний	2,79
Магній	1,26	Цинк	3,388
Мідь одновалентна	6,6	Мідь двохвалентна	3,388

Література:

1. Н.Л. Глінка. Загальна хімія. М., Просвещение, 2001, – 287с.
2. В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, А.М. Голуб, Загальна хімія. – Київ: Вища школа, 2009. – 472 с.
3. Н.В.Романова, Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів ВНЗ.–К.; Ірпінь ВТФ «Перун», 2007.–480с.

Зміст

Вступ	
Розділ 1. Деякі відомості про хімічний зв'язок і будову речовин.....	
1.1. Ковалентний зв'язок.	
1.2. Йонний зв'язок	
1.3. Водневий зв'язок.....	
1.4. Металічний зв'язок.....	
1.5. Валентність, ступінь окиснення.....	
1.6. Кристалічні тверді тіла.....	
Розділ 2. Класифікація хімічних реакцій.....	
2.1. Класифікація хімічних реакцій.....	
2.2. Тепловий ефект хімічних реакцій	
Розділ 3. Хімічна кінетика і рівновага.....	
3.1. Швидкість хімічної реакції.....	
3.2. Каталіз	
Оборотність хімічних реакцій. Хімічна рівновага.....	
Розділ 4. Розчини	
4.1. Основні поняття теорії розчинів.....	
4.2. Розчинність.....	
4.3. Способи вираження складу розчинів.....	
4.4. Класифікація та властивості будівельних розчинів.....	
4.5. Дисперсні системи.....	
Розділ 5. Теорія електролітичної дисоціації.....	
5.1. Електролітична дисоціація.....	
5.2. Основні положення електролітичної дисоціації.....	
5.3. Властивості основ, кислот, солей з точки зору електролітичної дисоціації.....	
5.4. Йонні рівняння.....	
Розділ 6. Гідроліз солей.....	
6.1. Водневий показник.....	
6.2. Гідроліз солей.....	
Розділ 7. Електрохімія.....	
7.1. Окисно-відновні реакції.....	
7.2. Електрохімічний ряд напруг металів.....	
7.3. Гальванічні елементи.....	
7.4. Електродний потенціал.....	
7.5. Електроліз.....	
7.6. Корозія металів	
7.7. Механізм електрохімічної корозії.....	
7.8. Методи захисту від корозії.....	
Розділ 8. Корозія будівельних матеріалів	
Література	

Хімія
Методичні вказівки до виконання
самостійної роботи

Любешів – 2021

Вступ

Робоча навчальна програма «Хімія» є складовою частиною нормативно-методичного забезпечення навчального процесу для підготовки спеціалістів напряму «Автомобільний транспорт». Зміст програми передбачає лекції, самостійну роботу, практичні заняття.

Форма семестрового контролю: залік.

Мета — забезпечити вивчення тих хімічних понять та методів, які не ввійшли до програми загальноосвітньої хімічної підготовки студентів, але використовуються в процесі вивчення дисциплін циклу професійної підготовки

Завдання курсу — оволодіння студентами хімічними знаннями і вміннями для вивчення спеціальних дисциплін, ефективного розв'язання завдань економіки.

1. В результаті вивчення дисципліни студент повинен знати:

Основні поняття, закони хімії. Хімічний зв'язок та будову речовин.

Основи кінетики хімічних реакцій. Теорія електролітичної дисоціації та гідроліз. Основи електрохімії. Електроліз. Корозію металів, засоби захисту від корозії. Загальні властивості металів.

2. В результаті вивчення дисципліни студент повинен вміти:

визначати напрямок протікання реакції, визначати масову частку розчиненої речовини, прогнозувати поведження матеріалів в певних умовах, розв'язувати задачі різних типів, складати рівняння реакцій.

Самостійна робота включає тестові завдання з однією відповіддю, завдання які вимагають знання формул, вміння їх застосовувати, визначати напрямок реакції, робити певні розрахунки.

Тестові завдання

Розділ 1.

1.1. Типи хімічних зв'язків

1. Йонний зв'язок – це зв'язок утворений ...
 - а) між атомами металів;
 - б) між атомами неметалів;
 - в) типовими металами і типовими неметалами;
 - г) всі відповіді вірні.
2. Йони — це..
 - а) атоми, що характеризуються одним і тим же зарядом ядра;
 - б) одноатомні або багатоатомні частки, які несуть електричний заряд;
 - в) умовні заряди атомів в молекулі, які обчислюються у припущенні, що всі зв'язки в молекулі — ковалентні;
 - г) речовини, які використовуються для виготовлення електричних дротів.
3. Позитивні іони називають...
 - а) катіонами; б) аніонами; в) асоціатами; г) катодами.
4. Негативні іони називають...
 - а) анодами; б) окислювачами; в) аніонами; г) акцепторами.
5. Ковалентний зв'язок – це зв'язок утворений ...
 - а) за рахунок йонів;
 - б) за рахунок електронів;
 - в) за рахунок спільних електронних пар;
 - г) всі відповіді вірні.
6. Розрізняють такі види ковалентного зв'язку :
 - а) ковалентний полярний;
 - б) ковалентний неполярний;
 - в) ковалентний малополярний;
 - г) ковалентний полярний і ковалентний неполярний.
7. Що таке диполь?
 - а) система з двох однакових зарядів;
 - б) система з двох зарядів однакових за величиною, протилежних за знаком;
 - в) система з двох зарядів різних за величиною, протилежних за знаком;
 - г) система з двох зарядів різних за величиною, однакових за знаком.
8. Донорно-акцепторний зв'язок характерний для ...
 - а) металів;
 - б) неметалів;
 - в) складних сполук;
 - г) комплексних сполук.
9. Водневий зв'язок – це ...
 - а) молекулярний зв'язок;
 - б) хімічний вид зв'язку;
 - в) різновид донорно-акцепторного зв'язку;
 - г) всі відповіді вірні.
10. Ван-дер-ваальсові сили – це сили ...

- а) молекулярного притягання;
 - б) міжмолекулярного притягання;
 - в) між йонами;
 - г) всі відповіді вірні.
11. Орієнтаційні сили виникають між молекулами ...
- а) полярними;
 - б) неполярними;
 - в) газів;
 - г) всі відповіді невірні.
12. Координаційне число – це число, яке показує ...
- а) число катіонів;
 - б) число аніонів;
 - в) число молекул води;
 - г) всі відповіді вірні.
13. Кристалічні ґратки за характером взаємодії поділяються на ...
- а) атомні;
 - б) йонні;
 - в) молекулярні;
 - г) металічні.
14. Електронегативність — це ...
- а) здатність атома елемента віддавати вільні електронні пари
 - б) здатність атома елемента притягувати до себе вільні електронні пари;
 - в) здатність атомів залишатись нейтральними;
 - г) всі відповіді вірні.
15. За яких значень електронегативності розрізняють ковалентний та йонний зв'язки
- а) $EN < 1,7$ – йонний;
 - б) $EN > 1,7$ – йонний;
 - в) $EN > 1,7$ – ковалентний неполярний;
 - г) $EN < 1,7$ – ковалентний полярний.

1.2. Енергетичні ефекти хімічних реакцій

1. Енергією називається...
- а) фізична величина, яка характеризує напрям теплообміну між системами;
 - б) екзотермічний хімічний процес;
 - в) фізична величина, яка є мірою взаємозв'язку маси і руху матеріальних систем;
 - г) термодинамічний стан системи.
2. При розгляді хімічних реакцій поняття „система” вказує на ...
- а) вихідні реагенти;
 - б) продукти хімічної реакції;
 - в) реакційний посуд;
 - г) вихідні реагенти і продукти реакції.

3. В залежності від здатності хімічної системи до обміну енергією і речовиною з

навколишнім середовищем, відрізняють три види систем:

ізолювані, закриті і відкриті. Навколишнім середовищем називають...

а) відокремлену (наяву або умовно) частину матеріального світу, яка предметом

спостереження або дослідження;

б) атмосферу Землі;

в) всю останню частину матеріального світу за межами відокремленої з нього системи;

г) стінки реакційного посуду.

4. Ізолювані системи з навколишнім її середовищем...

а) обмінюються енергією, але не обмінюються речовиною;

б) не обмінюються ні речовиною, ні енергією;

в) обмінюються речовиною, але не обмінюються енергією;

г) обмінюються і енергією, і речовиною.

5. Хімічна реакція обов'язково супроводжується виділенням або поглинанням енергії, оскільки...

а) її проходження залежить від розриву одних і утворенні інших хімічних зв'язків;

б) її проходження потребує зіткнення реагуючих часток;

в) для її проходження необхідна енергія, рівна енергії активації;

г) при її проходженні хімічні зв'язки не розриваються.

6. Тепловий ефект хімічної реакції при постійному тиску – це

а) кількість виділеної або поглинаючої теплоти внаслідок взаємодії між собою;

б) зміна внутрішньої енергії внаслідок хімічної реакції;

в) зміна ентальпії внаслідок хімічної реакції;

г) робота, виконана в ході хімічної реакції.

7. В екзотермічній реакції....

а) ентальпія реакційної системи підвищується ($\Delta H > 0$);

б) тепловий ефект реакції негативний ($Q_p < 0$);

в) ентальпія реакційної системи зменшується ($\Delta H < 0$);

г) тиск реакційної системи підвищується.

8. В ендотермічній реакції....

а) ентальпія реакційної системи збільшується ($\Delta H > 0$);

б) тепловий ефект реакції позитивний ($Q_p > 0$);

в) ентальпія реакційної системи зменшується ($\Delta H < 0$);

г) різко уповільнюється швидкість.

9. Тепловий ефект, а також зміна ентальпії хімічної реакції залежить від температури, тиску і агрегатного стану речовини. Тому при співвідношенні Q_p і H взяті визначені стандартні умови. За стандартні приймають значення:

а) тиск 1 атм і температури 0°C ;

б) тиск 101325 Па і температури 273К;

- в) тиск 100 Па і температура 100К;
 г) тиск 1 бар (100 кПа).
10. Чому дорівнюють стандартні ентальпії утворення простих речовин?
 а) 1кДж; б) 298Дж; в) нулю; г) 273 кДж
11. Стехіометричні коефіцієнти в термохімічних рівняннях вказують на.....
 а) співвідношення між кількістю речовин;
 б) реальну кількість реагуючих і утворених речовин;
 в) масу речовини;
 г) швидкість використання і утворення речовин.
12. Яка з написаних нижче реакцій відповідає теплоті утворення нітроген(II) оксиду за стандартних умов (ΔH_{298}^0) ?
 а) $1/2N_2 + O = NO$;
 б) $N + 1/2O_2 = NO$;
 в) $1/2N_2 + 1/2O_2 = NO$;
 г) $2NH_3 + 5/2O_2 = 2NO + 3H_2O$.
13. Які з приведених реакцій являються ендотермічними?
 а) $1/2N_2 + 3/2H_2 = NH_3$, $H_{298} = -46$ кДж/моль;
 б) $H_2 + 1/2O_2 = H_2O$, $H_{298} = -242$ кДж/моль;
 в) $1/2N_2 + 1/2O_2 = NO$, $H_{298} = 90$ кДж/моль;
 г) $1/2H_2 + 1/2I_2 = HI$, $H_{298} = 26$ кДж/моль.
14. Скільки енергії потрібно для розкладання 9 г рідкої води на водень і кисень за стандартних умов?
 а) 1 ккал; б) 286 кДж; в) 143 кДж.
 г) розкладання води відбувається без видимих затрат енергії;
15. Зміна енергії може відбуватися не тільки в наслідок хімічних, але і в рядку фізичних перевтілень. Назвіть фізичне перевтілення, в наслідок якого не відбувається змін ентальпії.
 а) розчин солі у воді; б) плавлення льоду; в) сублімація йоду; г) інтерференція світла.

1.3. Хімічна кінетика і каталіз

1. Швидкість хімічної реакції — це...
 а) час, за який повністю витрачається одна з початкових речовин;
 б) час, за який закінчується реакція;
 в) зміна кількості речовини реагентів (або продуктів реакції) в одиницю часу в одиниці об'єму;
 г) кількість речовини продуктів реакції до моменту закінчення реакції.

2. У яких одиницях виражається швидкість хімічної реакції?
а) моль $\cdot$ л⁻¹ $\cdot$ с⁻¹; б) молекула $\cdot$ см⁻³ $\cdot$ с⁻¹; в) моль² $\cdot$ с; г) безрозмірна величина.
3. Від яких чинників не залежить швидкість хімічних реакцій в розчині?
а) від природи реагуючих речовин;
б) від концентрації реагуючих речовин;
в) від температури;
г) від об'єму реакційної ємкості.
4. Константа швидкості k_v в законі діючих мас — це...
а) швидкість реакції при одиничних концентраціях реагуючих речовин;
б) безрозмірний коефіцієнт пропорційності між швидкістю і концентраціями;
в) коефіцієнт в рівнянні Вант-Гоффа;
г) зміна концентрації речовини до моменту закінчення реакції.
5. Визначальне рівняння хімічної реакції $aA + bB = dD$:
а) $v = \frac{\Delta C(A)}{a \Delta t}$;
б) $v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = -\frac{\Delta C(A)}{a \Delta t} = -\frac{\Delta C(B)}{b \Delta t} = -\frac{\Delta C(D)}{d \Delta t}$;
в) $v = \frac{\Delta C(B)}{b \Delta t}$;
г) $v = \frac{\Delta C(D)}{d \Delta t}$;
6. Кінетичне рівняння швидкості:
а) $V = k_1 C^a(A) C^b(B)$;
б) $V = k_1 C^a(A)$;
в) $V = C^a(B)$;
г) $V = C^a(D)$.
7. Рівняння горіння заліза: $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$. Рівняння швидкості матиме вигляд:
а) $V = k_1 C^3(O_2)$;
б) $V = k_1 C(O_2)$;
в) $V = k_1 C^3(O_2) C(Fe)$;
г) $V = k_1 C^3(O_2) C^4(Fe)$.
8. Енергія активації — це енергія:
а) яку необхідно надати одному молю реагуючої речовини;
б) це надлишкова енергія, яку треба прикласти, щоб реакція почалась;
в) додаткова енергія, щоб молекули стали активними;
г) всі відповіді вірні.
9. Гетерогенні реакції — це реакції:
а) в однорідному середовищі;
б) рідина в рідині;
в) подібне в подібному;
г) в різних агрегатних станах.
10. Дифузія це — процес ...
а) розчинення;

- б) взаємозаміщення речовин.
 в) розчинення речовин одна в іншій.
 г) самовільного вирівнювання концентрації речовини внаслідок теплового руху молекул.
11. У скільки разів потрібно збільшити тиск, щоб швидкість утворення NO_2 зареакцією
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зросла в 1000 разів?
 а) у 22,4 рази; б) швидкість реакції не залежить від тиску; в) у 10 разів;
 г) у 500 разів.
12. Кінетичні вимірювання показали, що швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ описується кінетичним рівнянням $z = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$. У якому молярному відношенні потрібно ввести NO і O_2 в реакцію, щоб швидкість реакції була максимальною?
 а) $[\text{NO}]/[\text{O}_2] = 1:1$;
 б) у стехіометричному відношенні $[\text{NO}]/[\text{O}_2] = 2:1$;
 в) $[\text{NO}]/[\text{O}_2] = 1:2$;
 г) швидкість реакції не залежить від співвідношення реагентів.
13. Зміни, які проходять у зворотній хімічній системі, визначаються принципом рухомої рівноваги, називаємим принципом ...
 а) Паулі; б) Ле-Шательє; в) Гейнзберга; г) Марковнікова.
14. Рівняння Вант-Гоффа:
 а) $v(t_2) = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$;
 б) $v(t_1) = \gamma^{\frac{t_1 - t_2}{10}}$;
 в) $v(t_2)/v(t_1) = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$;
 г) $v(t_2) \cdot v(t_1) = \gamma^{\frac{t_1 - t_2}{10}}$.
15. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 40 до 80 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості рівний 2?
 а) в 4 рази; б) в 16 разів; в) в 10 разів; г) в 2,5 рази.

Розділ 2.

2.1. Розчини

- Розчинами називають...
 - ізольовані системи, відокремлені від навколишнього середовища реальною або уявною поверхнею розділу;
 - гомогенні системи, не здібні до обміну речовиною з навколишнім середовищем;
 - гомогенні системи, що містять не менше двох речовин;
 - гетерогенні суміші, що містять не менше двох речовин.
- Найпоширеніший розчинник — це...

- а) спирт; б) царська горілка; в) бром; г) вода.
3. Розчин, без якого людина не в змозі прожити в буквальному значенні ні дня, називається...
- а) водою; б) олеумом; в) кухонною сіллю; г) повітрям.
4. Розчини є ...
- а) істинні; б) колоїдні; в) грубодисперсні; г) всі відповіді вірні.
5. Істинні розчини – це розчини, коли ...
- а) частки розчиненої речовини мають розмір не більше 10^{-9} м;
б) частки розчиненої речовини мають розмір від 10^{-9} до 10^{-7} м;
в) частка розчиненої речовини мають розмір більше 10^{-7} м;
г) всі відповіді невірні.
6. Колоїдні розчини – це розчини ...
- а) частки розчиненої речовини мають розмір не більше 10^{-9} м;
б) частки розчиненої речовини мають розмір від 10^{-9} до 10^{-7} м;
в) частки розчиненої речовини мають розмір більше 10^{-7} м;
г) всі відповіді невірні.
7. За розміром частинок розчини поділяються на ...
- а) істинні розчини; б) суспензії;
в) емульсії; г) колоїдні розчини.
8. Під час розчинення відбуваються такі процеси:
- а) сольватація; б) іонізація; в) дифузія; г) всі відповіді вірні.
9. Кристалогідрати – це речовини ...
- а) які є твердими; б) які є рідкими;
в) які містять кристалізаційну воду; г) всі відповіді вірні.
10. Насиченим називають розчин, в якому ...
- а) концентрація мала;
б) концентрація велика;
в) речовина не розчиняється;
г) ще може розчинятись за даної температури.
11. Розчинність речовин залежить від ...
- а) від природи;
б) від тиску;
в) від температури;
г) всі відповіді вірні.
12. Масова частка розчиненої речовини ...
- а) це фізична величина, що визначається відношенням об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину;
б) це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину;
в) це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси всього розчину;
г) це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до суми кількостей усіх компонентів розчину.

13. До колоїдів належать ...
а) клеї; б) лаки; в) фарби; г) всі відповіді вірні.
14. У 190 г води розчинили 10 г цукру. Яка масова частка цукру в розчині?
а) 0,1; б) 10; в) 0,4; г) 0,05.
15. Вирахуйте масу води та масу солі для приготування 300 г розчину хлориду калію з масовою часткою 0,15?
а) 45 г, 255 г;
б) 50 г, 250 г;
в) 100 г, 200 г;
г) 150 г, 150 г.

2.2. Електролітична дисоціація

1. Всі речовини, здатні до утворення розчинів, поділяють на дві категорії, які називаються ..., залежно від того, проводять або не проводять їх розчини (розплави) електричний струм.
а) металами і неметалами;
б) окислювачами і відновниками;
в) електролітами і неелектролітами;
г) провідниками і ізоляторами.
2. Електроліти — це речовини, які...
а) проводять електричний струм;
б) розчинні у воді;
в) не розчинні в органічних розчинниках;
г) дисоціюють в розчині або розплаві на іони.,
3. Іони — це...
а) атоми, що характеризуються одним і тим же зарядом ядра;
б) одноатомні або багатоатомні частки, які несуть електричний заряд;
в) умовні заряди атомів в молекулі, які обчислюються у припущенні, що всі зв'язки в молекулі — ковалентні;
г) речовини, які використовуються для виготовлення електричних дрітків.
4. Позитивні іони називають...
а) катіонами; б) аніонами; в) асоціатами; г) катодами.
5. Негативні іони називають...
а) анодами; б) окислювачами; в) аніонами; г) акцепторами.
6. Мимовільний розпад молекул розчиненої (іноді — розплавленої) речовини на катіони і аніони називається...
а) електролізом;
б) іонною провідністю;
в) гомогенним каталізмом;
г) електролітичною дисоціацією.
7. Мірою електролітичної дисоціації електроліту прийнято вважати...
а) ступінь дисоціації; б) молярну концентрацію розчину;
в) рН розчину; г) константу гідролізу.

8. Ступінь дисоціації — це...

а) відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовин в розчині;

б) негативний логарифм концентрації катіонів в розчині;

в) відношення числа молекул, що розпалися на йони до загального числа молекул

розчиненої речовини;

г) число гідратованих молекул електроліту.

9. До сильних електролітів відноситься...

а) хлорид срібла;

б) сульфат барію;

в) ферум(II) гідроксид; г) сірчана кислота.

10. До слабких електролітів відноситься...

а) ферум(III) нітрат; б) натрій гідроксид;

в) сульфід калію.; г) оцтова кислота.

11. Великою, що характеризує дисоціацію і не залежною від концентрації розчину, є...

а) константа гідролізу; б) йонне утворення води;

в) константа дисоціації;

г) відношення кількості розчиненого електроліту до загальної маси розчину.

12. В результаті дисоціації кислот утворюється ...

а) йон гідроксилу; б) йон гідроксонію;

в) йон металу; г) йон неметалу.

13. В результаті дисоціації лугів утворюється ...

а) йон гідроксилу; б) йон гідроксонію;

в) йон металу; г) йон неметалу.

14. Твердість води визначається вмістом солей ...

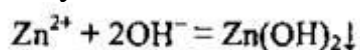
а) натрію; б) калію; в) феруму; г) кальцію і магнію.

15. Тимчасовою твердістю води називають ...

а) сульфатну; б) хлоридну; в) нітратну; г) карбонатну.

2.3. Йонні реакції в розчинах

1. Укажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до йонно-молекулярного рівняння:



а) Zn і H₂O

б) ZnO і H₂O

в) Zn₃(PO₄)₂ і KOH

г) Zn(NO₃)₂ і NaOH

2. Укажіть йони, які можуть одночасно міститись у розчині:

а) Ba²⁺ і SO₄²⁻

б) Ag⁺ і Cl⁻

в) Na⁺ і SO₄²⁻

г) Ag^+ і S^{2-}

3. Укажіть йони, які не можуть одночасно міститись у розчині:

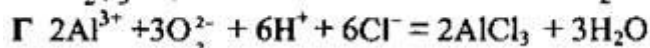
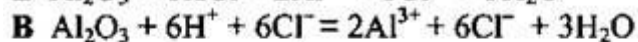
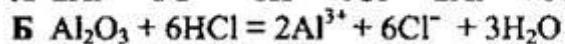
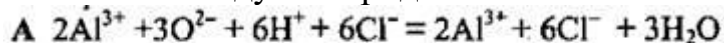
а) NH_4^+ і SO_4^{2-}

б) NH_4^+ і Cl^-

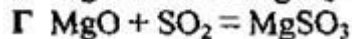
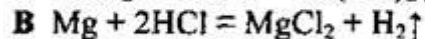
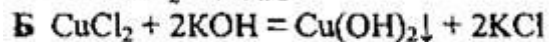
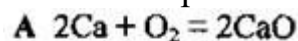
в) Mg^{2+} і PO_4^{3-}

г) K^+ і PO_4^{3-}

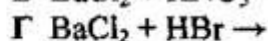
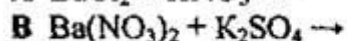
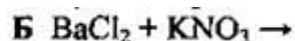
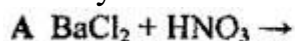
4. Укажіть правильний запис йонно-молекулярного рівняння реакції алюміній оксиду з хлоридною кислотою



5. Укажіть рівняння реакції, яка належить до реакцій йонного обміну



6. Укажіть, між якими розчинами електролітів відбудеться реакція йонного обміну



7. Укажіть йони, які не можуть одночасно міститися в розчині

А Ag^+ і NO_3^-

Б K^+ і PO_4^{3-}

В Ag^+ і S^{2-}

Г Na^+ і SO_4^{2-}

8. Укажіть формули електролітів, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до йонно-молекулярного рівняння:



А H_2S , CaCO_3

Б HCl , $\text{Al}(\text{OH})_3$

В HCl , K_2O

Г HCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$

9. Укажіть йони, які можуть одночасно міститись у розчині

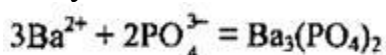
А Ba^{2+} і OH^-

Б Cu^{2+} і S^{2-}

В Pb^{2+} і S^{2-}

Г Cu^{2+} і SO_3^{2-}

10. Укажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до скороченого йонного рівняння:



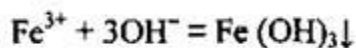
А BaCl_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

Б $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4

В BaSO_4 , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$

Г BaCl_2 , $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$

11. Укажіть речовини, які потрібно використати для такого перетворення:



А ферум(III) сульфат і калій гідроксид

Б ферум(III) ортофосфат і калій гідроксид

В ферум(II) сульфід і калій гідроксид

Г ферум(II) хлорид і вода

12. Укажіть йони, які взаємодіятимуть після додавання до розчину магній сульфату розчину барій нітрату

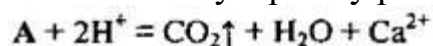
А Mg^{2+} і Ba^{2+}

Б Cl^- і SO_4^{2-}

В Mg^{2+} і Cl^-

Г Ba^{2+} і SO_4^{2-}

13. Укажіть формулу речовини А, яка бере участь у реакції, що відповідає йонно-молекулярному рівнянню:



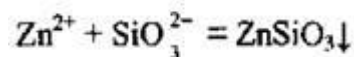
А CaO

Б CaCO_3

В CaC_2

Г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

14. Укажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до йонно-молекулярного рівняння:



А $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ і H_2SiO_3

Б $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ і Na_2SiO_3

В $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і H_2SiO_3

Г $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і K_2SiO_3

15. Укажіть йони, які не можуть одночасно міститися в розчині

А K^+ і SO_4^{2-}

Б Ca^{2+} і Cl^-

В Cu^{2+} і S^{2-}

Г Ca^{2+} і Br^-

Розділ 3.

3.1.Ряд активності металів. Гальванічні елементи.Електроліз

1. Продовжіть висловлювання: електрохімічні процеси – це ...

а) процеси, що проходять за участю електричного струму;

б) явища, що відбуваються на межі поділу фаз за участю заряджених частинок;

в) процеси, зумовлені фізико-хімічними властивостями йонних систем;

г) перетворення хімічної енергії в електричну.

2. Електрохімічний ряд напруг металів – це послідовне розміщення металів у порядку:

- а) збільшення їх атомних мас;
 в) зменшення окисної активності катіонів;
 б) зменшення порядкового номера елемента;
 г) зменшення відновної активності металів.
3. На підставі значень стандартних електродних потенціалів, оберіть метал з найбільшою відновною активністю.
 а) Ti; б) Au; в) Hg; г) Mg.
4. Вкажіть метал, який не витісняє водень з розчинів кислот, проте витісняє ртуть з розчинів її солей.
 а) Pt; б) Au; в) Fe; г) Cu.
5. Виберіть рядок, в якому розміщені метали, які не витісняють водень з HCl(розв).
 а) Mg, Ca, Ba; б) Cu, Ag, Hg;
 в) Zn, Fe, Cr; г) Li, K, Na.
6. Виберіть рядок, в якому розміщені тільки метали, які витісняють водень з кислот.
 а) Zn, Ca, Ba; б) Cu, Fe, Hg;
 в) Zn, Fe, Ag; г) Au, Pb, Na.
7. Залізнию шурки помістили у водні розчини таких солей: BaCl₂, MnCl₂, FeCl₃, AgNO₃. В якому розчині буде відбуватися хімічна реакція?
 а) у розчині BaCl₂; б) у розчині MnCl₂
 в) у розчині FeCl₃; г) у розчині AgNO₃.
8. Як називається пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновної реакції безпосередньо перетворюється в електричну?
 а) хімічне джерело електричного струму; б) електролізер;
 в) гальванометр; г) хемотрон.
9. Яка умова є обов'язковою для перетворення хімічної енергії в електричну?
 а) наявність електричного ланцюга;
 б) наявність рідкої фази в системі;
 в) процеси окиснення на аноді та відновлення – на катоді;
 г) просторове розділення процесів окиснення та відновлення.
10. Виберіть схему гальванічного елемента, в якому відбувається реакція $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$:
 а) (-) Zn|Zn²⁺||Cu²⁺| Cu(+); б) (-) Cu|Cu²⁺||Zn²⁺| Zn(+);
 в) (-) Zn|Cu²⁺||Zn²⁺| Cu(+); г) (-) Cu|Zn²⁺||Cu²⁺| Zn(+).
11. З яких напівелементів необхідно скласти гальванічний елемент, щоб одержати максимальне значення ЕРС?
 а) Cu²⁺/Cu і Ag⁺/Ag; б) Al³⁺/Al і Cu²⁺/Cu;
 в) Al³⁺/Al і Sn²⁺/Sn; г) Sn²⁺/Sn і Ag⁺/Ag.
12. Як називається сукупність окисно-відновних процесів, які відбуваються на електродах у розчинах чи розплавах електролітів при пропусканні через них постійного електричного струму?
 а) корозія; б) електроліз;
 в) гідроліз; г) електролітична дисоціація.

13. Закінчіть формулювання I закону Фарадея: «Маса речовини, яка піддається електрохімічному перетворенню q , пропорційна кількості електрики, що проходить через електроліт, і ...».

а) часу, протягом якого відбувається електроліз;

б) сталій Фарадея;

в) не залежить від інших чинників;

г) силі струму.

14. Назвіть метал, який можна добути виключно електролізом розплавів його сполук?

а) Cd;

б) Cu;

в) Mg;

г) Ni.

15. Виберіть рядок, в якому містяться метали, які можна добути лише під час електролізу розплавів їх солей і не можна добути під час електролізу розчинів солей.

а) K, Na, Ca;

б) Ag, Ca, Li;

в) K, Ba, Cu;

г) Ag, K, Mg.

3.2. Корозія і захист металів в залізобетонних і металевих конструкціях

1. Виберіть рядок, в якому перелічені методи одержання металів у промисловості :

а) пірометалургія, алюмінотермія, електроліз, гідрометалургія;

б) піроліз, крекінг, пірометалургія, електроліз;

в) ректифікація, відстоювання, рафінування гальванопластика;

г) розкладання, випалювання, крекінг, гідроліз.

2. Виберіть властивість міді та алюмінію, завдяки якій їх використовують в електротехніці?

а) теплопровідність;

б) ковкість;

в) пластичність;

г) електропровідність.

3. Корозія – це руйнування металів ...

А) внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем;

Б) що знаходиться в контакті з іншими металами;

В) внаслідок взаємодії з середовищем, яке не проводить електричний струм;

Г) всі відповіді вірні.

4. Електрохімічна корозія – це руйнування металів ...

А) внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем;

Б) що знаходиться в контакті з іншими металами;

В) при контакті металів з розчинами електролітів;

Г) всі відповіді вірні.

5. Хімічна корозія – це руйнування металів ...

А) внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем;

Б) що знаходиться в контакті з іншими металами;

В) хімічна реакція між атомами металів і окисниками;

Г) всі відповіді вірні.

6. Електрохімічні реакції при корозії металів протікають аналогічно реакціям в гальванічних елементах, тобто є ...

- А) гомогенними;
- Б) гетерогенними;
- В) гомогенними окисно-відновними;
- Г) гетерогенними окисно-відновними..

7. Формула Нернста ...

- А) $E_0 = E + \frac{RT}{nF} \lg C$
- Б) $E = E_0 + \frac{RT}{nF} \lg C$
- В) $E = E_0 - \frac{RT}{nF} \lg C$
- Г) $E_0 = E - \frac{RT}{nF} \lg C$

8. Катодні покриття – це...

- А) покриття сталі більш активним металом;
- Б) покриття сталі менш активним металом;
- В) покриття сталі інертним металом;
- Г) всі відповіді вірні.

9. Анодні покриття – це...

- А) покриття сталі більш активним металом;
- Б) покриття сталі менш активним металом;
- В) покриття сталі інертним металом;
- Г) всі відповіді вірні.

10. Катодний захист застосовують для ...

- А) захисту від корозії магістральних трубопроводів;
- Б) морських нафтопромислових споруд і кораблів;
- В) деяких інших відповідальних конструкцій.
- Г) всі відповіді вірні.

11. Стійкість алюмінію до корозії пояснюється ...

- а) розчинністю в лугах;
- Б) розчинністю в кислотах;
- В) виникненням на поверхні щільної важкорозчинної малопроникної захисної плівки оксиду;
- Г) всі відповіді вірні.

12. Пасиваторами називають речовини, що ...

- А) утворюють плівку на поверхні металу;
- Б) викликають пасивність матеріалу до корозії;
- В) гальмують анодний процес;
- Г) гальмують катодний процес

13. Захист арматури від корозії гарантують ...

- А) високий вміст вапна;
- Б) насичення вапна водою;
- В) висока густина і непроникність бетону;
- Г) всі відповіді вірні.

14. Для захисту сталі від корозії застосовують ...

- А) леткі інгібітори;
- Б) лакофарбові покриття;

В) обмазки на основі полістиролу з заповнювачем, на основі цементу і бітуму, цементно-казеїнові, цементно-латексні;

Г) всі відповіді вірні.

15. До антикорозійних змазок відносяться ...

А) густі консистентні змазки;

Б) інгібіторні змазки;

В) легкі інгібітори;

Г) всі відповіді вірні.

4. Корозія будівельних матеріалів і захист від неї

1. Що в будівництві називають процесами корозії будівельних матеріалів?

А) збільшення маси вапна

Б) взаємодія цементу з водою

В) хімічні і фізико-хімічні процеси, за яких руйнується матеріал

Г) тверднення бетону

2. Процес руйнування неорганічних будівельних матеріалів залежить:

А) температури

Б) тиску

В) пористості матеріалів

Г) всі відповіді вірні

3. Основні корозійні процеси класифікують на:

А) один вид

Б) два види

В) три види

Г) чотири види

4. До першого виду відносяться:

А) корозійні процеси розчинення складових частин цементного каменю,

Б) корозійні процеси, що складаються з реакцій обміну між компонентами середовища і цементного каменю з утворенням розчинних у воді продуктів,

В) процеси, в яких основним руйнівним фактором є накопичувані в порах, тріщинах і капілярах бетону солі, які в певних умовах можуть руйнувати бетон

Г) всі відповіді вірні

5. До другого виду відносяться:

А) корозійні процеси розчинення складових частин цементного каменю,

Б) корозійні процеси, що складаються з реакцій обміну між компонентами середовища і цементного каменю з утворенням розчинних у воді продуктів,

В) процеси, в яких основним руйнівним фактором є накопичувані в порах, тріщинах і капілярах бетону солі, які в певних умовах можуть руйнувати бетон

Г) всі відповіді вірні

6. До третього виду відносяться:

А) корозійні процеси розчинення складових частин цементного каменю,

Б) корозійні процеси, що складаються з реакцій обміну між компонентами середовища і цементного каменю з утворенням розчинних у воді продуктів,

В) процеси, в яких основним руйнівним фактором є накопичувані в порах, тріщинах і капілярах бетону солі, які в певних умовах можуть руйнувати бетон

Г) всі відповіді вірні

7. Карбонізація – це

А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону

Б) дія кремнійфториду на бетон

В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти

Г) всі відповіді вірні

8. Ократирування – це

А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону

Б) дія кремнійфториду на бетон

В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти

Г) всі відповіді вірні

9. Флюатирування – це

А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону

Б) дія кремнійфториду на бетон

В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти

Г) всі відповіді вірні

10. Чинники, які викликають корозію бетону:

А) повітря

Б) сульфати

В) дія води на бетонну конструкцію під тиском.

Г) всі відповіді вірні

11. Хімічна обробка бетонів з метою підвищення їх стійкості полягає:

А) в утворенні розчинних сполук

Б) в утворенні нерозчинних сполук

В) в утворенні комплексних сполук

Г) всі відповіді вірні

12. Підвищити стійкість будівельних матеріалів можна:

А) ущільненням бетону

Б) ократируванням

В) флюатируванням

Г) всі відповіді вірні

13. Керамічні матеріали відносно бетону по відношенню до корозії:

А) менш стійкі

Б) більш стійкі

В) нейтральні

Г) всі відповіді вірні

14. Органічні сполуки, що розчинні у воді можуть викликати корозію:

А) першого і другого виду

Б) першого і третього виду

В) другого і третього виду

Г) не викликають корозію

15. Штучний цементний камінь менш стійкий до корозії, як

А) натуральні камінні матеріали

Б) керамічні матеріали

В) полімерні матеріали

Г) всі відповіді вірні

5. Перелік питань, які виносяться на залік

1. Деякі відомості про хімічний зв'язок і будову речовин.
2. Енергетика хімічних реакцій.
3. Хімічна кінетика та рівновага.
4. Розчини, класифікація розчинів.
5. Теорія електролітичної дисоціації та гідроліз.
6. Йонні реакції в розчинах.
7. Загальні властивості металів.
8. Ряд активності металів.
9. Електродні потенціали.
10. Гальванічні елементи.
11. Електроліз
- 12.. Корозія і захист металів в металевих конструкціях
13. Корозія будівельних матеріалів.

6. Рекомендована література

1. Чорноус Н.М. Конспект лекцій з хімії для студентів 2 курсу зі спеціальності «Будівництво та цивільна інженерія» – Любешів, 2019.–120 с.
2. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. – К.: Вища школа, 2005– 639 с.
3. Курмакова І.М., Куратова Т.С., Грузнова С.В. та ін. Тести. Хімія – Київ: Вид-во «Академія», 2007. – 278 с.
4. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії: Підручник. – К.: Каравела, 2006. – 304 с.

Хімія
Методичні вказівки до виконання
практичних робіт

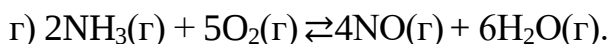
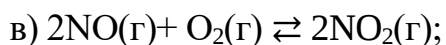
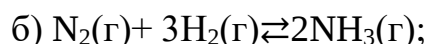
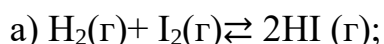
Практичне заняття №1.

Тема " Енергетика хімічних реакцій. Хімічна кінетика та рівновага "

Теоретична частина:

Перш, ніж приступити до виконання практичної частини, пригадайте матеріал і дайте відповіді на питання:

1. Що вивчає термохімія?
2. Дайте визначення тепловому ефекту реакції. Назвіть типи хімічних реакцій за тепловим ефектом?
3. Які рівняння називаються термохімічними?
4. Від чого залежить тепловий ефект реакції?
5. Які фактори впливають на швидкість реакції?
6. Наведіть математичний вираз залежності швидкості реакції від температури.
7. Що показує температурний коефіцієнт швидкості реакції? Які він може мати значення?
8. Як змінюється рівноважний вихід продуктів реакції від температури, тиску та концентрації компонентів системи? Наведіть приклади.
9. Згідно закону діючих мас наведіть вирази для розрахунку швидкості прямої та зворотної реакцій для наступних процесів:



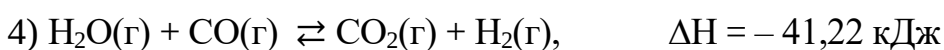
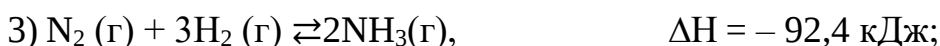
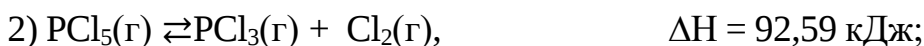
Практична частина:

Розв'язати задачі

1. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 20°C?

2. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) зменшити об'єм системи в 3 рази; в) збільшити концентрацію NO в 3 рази?

3. В який бік зміщується рівновага наступних реакцій при: а) підвищенні тиску, б) зменшенні температури, в) збільшенні концентрації продуктів реакції?



4. При згорянні 1 л ацетилену (н.у.) виділилося 56,053 кДж теплоти.

Написати термохімічне рівняння реакції, у результаті якої утворюються водяна пара і вуглець диоксид. Обчислити ентальпію утворення $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

Практичне заняття №2.

Тема "Розчини"

Пригадайте матеріал і дайте відповіді на запитання:

1. Що називається розчином? Наведіть способи вираження вмісту розчиненої речовини в розчині.
2. Які речовини називають електролітами? Назвіть типи електролітів та наведіть приклади.
3. Який процес називають електролітичною дисоціацією?
4. На що вказує ступінь дисоціації? Як обчислити константу дисоціації?
7. Дайте визначення з точки зору теорії електролітичної дисоціації поняттям „кислоти, основи, солі”.
8. Яка величина є кількісною характеристикою кислотності середовища?

Практична частина:

Розв'яжіть задачі:

1. Знайдіть масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 г розчину з масовою часткою солі 0,15.
2. Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл розчину з молярною концентрацією солі 0,25 моль/л?
3. Напишіть у йонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами наступних речовин: а) NaHCO_3 і HCl , б) FeCl_3 і KOH , в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і Na_2S , г) KHS і H_2SO_4 , д) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$ (надлишок), е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$, ж) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (надлишок).
4. Які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: ZnBr_2 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , NaCl . Для кожної із солей, що гідролізується, напишіть у молекулярній та йонно-молекулярній формі рівняння гідролізу, укажіть реакцію середовища розчину солі.
5. В який колір буде забарвлений лакмус у водних розчинах KCN , NH_4Cl , K_2SO_3 , NaNO_3 , FeCl_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 ? Відповідь поясніть.
6. Що таке тимчасова і постійна твердість? В яких одиницях вона вимірюється?

Практичне заняття №3.

Тема "Окисно-відновні реакції"

Пригадайте матеріал і дайте відповіді на запитання:

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Вкажіть типи окисно-відновних реакцій.
3. Які речовини в окисно-відновних реакціях називаються відновниками, а які – окисниками?
4. Визначте ступінь окиснення Cr в наступних сполуках: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
5. Вкажіть, які із приведених процесів являють собою окиснення, а які – відновлення: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$; $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$; $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$; $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$; $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$; $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^-$; $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$.

Теоретичний матеріал:

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Застосовують два методи складання рівнянь цих реакцій: електронного балансу та електронно-йонних напівреакцій. Загальний хід складання рівнянь за обома методами однаковий. Вони різняться лише за п. 4 наведеної послідовності операцій.

5. Записати формули речовин, що вступають у реакцію.

— Визначити, яка з них у цій реакції виявляє окисні, а яка – відновні властивості. Для цього знайти за формулами речовин ступені окиснення всіх елементів і згідно з їх положенням у періодичній системі визначити, які з них мають вищі ступені окиснення, які – нижчі.

6. Записати формули речовин, на які перетворюються окисники внаслідок відновлення та відновники внаслідок окиснення.

7. Скласти електронні (метод електронного балансу) або електронно-йонні схеми (метод електронно-йонних напівреакцій) процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.

8. Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції, щоб загальне число атомів кожного елемента було однаковим у лівій та правій частинах рівняння.

Приклад. Скласти рівняння розчинення дисульфиду заліза в концентрованій нітратній кислоті за методом електронного балансу.

6. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3_{\text{конц}} \rightarrow$

7. У дисульфіді Феруму – Ферум виявляє ступінь окиснення +2, сульфур –1; у нітратній кислоті нітроген має ступінь окиснення + 5. Свій найвищий можливий ступінь окиснення виявляє нітроген, отже, він – окисник. Ферум та сульфур мають проміжні ступені окиснення, значить, тут вони – відновники., нітроген приєднуючи електрони, зменшить ступінь окиснення до + 4, утвориться NO_2 , а Ферум та Сульфур, віддаючи електрони, збільшать свої ступені окиснення відповідно до + 3 та + 6, тобто утворяться йон Ферум(III) та сульфатна кислота. нітратна кислота є окисником і, крім того, виявляє властивості кислоти, утворюючи сіль – нітрат Феруму (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

8. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

9. Слід усвідомлювати, що віддають електрони і Ферум і Сульфур, тобто вся молекула FeS_2 , тому в електронній схемі молярне співвідношення Феруму і Сульфору має бути тотожним їх молярному співвідношенню в молекулі FeS_2 , тобто $\nu(\text{Fe}) : \nu(\text{S}) = 1 : 2$.

10. $\text{FeS}_2 + 18\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 15\text{NO}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$.

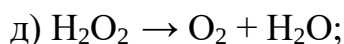
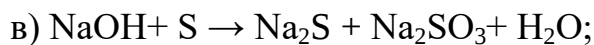
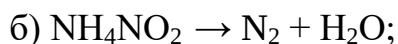
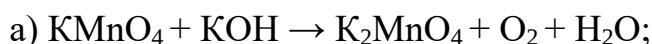
Підраховуючи число атомів нітрогену, треба пам'ятати, що в правій частині рівняння нітроген міститься у двох речовинах: у солі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ і в

диоксиді нітрогену NO_2 . Коефіцієнт 15 ставимо перед NO_2 тому, що саме NO_2 є продуктом відновлення нітратної кислоти. Підбираючи коефіцієнти перед формулою HNO_3 у лівій частині ставимо сумарний коефіцієнт 18 з урахуванням трьох атомів нітрогену у формулі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. формулами H_2SO_4 та H_2O , у правій частині, враховуємо, що коефіцієнт 2 перед H_2SO_4 визначається числом атомів сірки (2) у формулі FeS_2 , а коефіцієнт 7 перед H_2O – різницею між числом атомів гідрогену в лівій частині (18) і у двох молекулах H_2SO_4 у правій (4), поділеною на 2

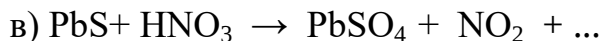
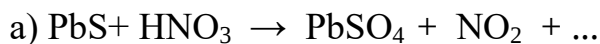
2. Перевіряємо правильність обраних коефіцієнтів, підраховуючи число атомів Оксигену в лівій та в правій частинах рівняння: $18 \cdot 3 = 3 \cdot 3 + 2 \cdot 4 + 15 \cdot 2 + 7$; $54 = 54$.

Виконати практичні завдання.

1. Урівняйте реакції методом електронного балансу. До якого типу окисно-відновних реакцій відносяться рівняння?



2. Закінчіть і урівняйте рівняння реакцій, вкажіть окисник і відновник:



Практичне заняття №4.

Тема "Розв'язування розрахункових задач з теми « Електрохімія »

Пригадайте матеріал і дайте відповіді на запитання:

1. Що називається гальванічним елементом?
2. За яким принципом записують схему гальванічного елемента?
3. Що називається стандартним електродним потенціалом?

4. В чому полягає сутність процесу електролізу? Що таке вихід за струмом?
5. Яка принципова відмінність процесів, що відбуваються у гальванічному елементі та при електролізі?
6. Яке значення для електролізу має матеріал електрода?
7. Поясніть сутність процесів гальваностегії та гальванопластики?
8. Чому лужні метали не можна добути електролізом водних розчинів їхніх сполук?

Приклади розв'язування типових задач

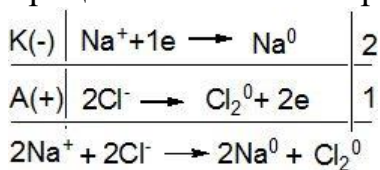
Електроліз розплаву солей

Приклад 1. Які процеси окиснення-відновлення перебігають на катоді і на аноді при електролізі розплаву NaCl з графітовими електродами?

Розв'язування: В розплаві NaCl дисоціює на йони:



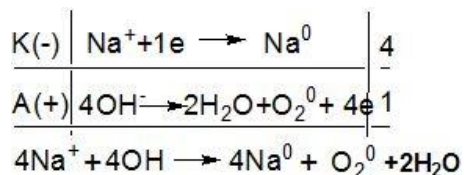
Катіони під дією електричного струму будуть рухатись до катода і приймати від нього електрони (відновлюватись). На аноді буде відбуватися процес окиснення хлорид-йонів:



Таким чином, у результаті електролізу розплаву NaCl, одержують Na і Cl₂.

Приклад 2. Які окисно-відновні процеси перебігають на інертних електродах при електролізі розплаву NaOH?

Розв'язування: У розплаві NaOH містяться Na⁺- і OH⁻-іони, які рухаються відповідно до катода і анода. Процеси, які перебігають при цьому, записують таким чином: NaOH → Na⁺ + OH⁻.



Таким чином, біля катода відновлюється натрій, а на аноді окиснюються OH⁻-іони (катодний і анодний простір – відокремлені!).

Задача № 1. Визначте масу ртуті, що виділилася під час пропускання постійного електричного струму силою 5 А через розчин меркурій(II) хлориду протягом однієї години.

HgCl_2 $I = 5 \text{ A}$ $\tau = 1 \text{ год} = 3600 \text{ с}$ $m(\text{Hg}) - ?$	$\text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ катод $^-$: $\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$ анод $^+$: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ $\text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{Cl}_2$ $M_{\text{екв.}}(\text{Hg}) = \frac{M(\text{Hg})}{2} = \frac{201 \text{ г/моль}}{2} = 100,5 \text{ г/моль}$ $m(\text{Hg}) = \frac{M_{\text{екв.}}(\text{Hg}) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{100,5 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ A} \cdot 3600 \text{ с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 18,75 \text{ г}$
---	--

Відповідь: $m(\text{Hg}) = 18,75 \text{ г}$.

Задача № 2. Визначте силу струму, при якій з розчину аргентум нітрату можна отримати 27 г срібла за 10 хвилин.

$m(\text{AgNO}_3) = 27 \text{ г}$ $\tau = 10 \text{ хв} = 600 \text{ с}$ $I - ?$	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ катод $^-$: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$ анод $^+$: $2\text{H}_2\text{O}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$ $4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2 + 4\text{HNO}_3$ $M_{\text{екв.}}(\text{Ag}) = \frac{M(\text{Ag})}{1} = 108 \text{ г/моль}$ $I = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M_{\text{екв.}}(\text{Ag}) \cdot \tau} = \frac{27 \text{ г} \cdot 96500 \text{ Кл/моль}}{108 \text{ г/моль} \cdot 600 \text{ с}} \approx 40 \text{ A}$
--	---

Відповідь. $I = 40 \text{ A}$.

Задача 3. Знайти електрорушійну силу (ЕРС) елемента, утвореного цинковим електродом, опущеним в 0,1 М розчину нітрату цинку і свинцевим електродом, опущеним в 2 М розчин нітрату свинцю.

Розв'язок.

ЕРС елемента дорівнює різниці потенціалів електродів.

Розраховуємо потенціал цинкового електрода за рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + (0,059/n) \cdot \lg(C_{\text{Zn}^{2+}})$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + (0,059/2) \cdot (-1) = -0,79 \text{ В}$$

Розраховуємо потенціал свинцевого електрода за рівнянням Нернста:

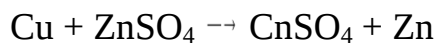
$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + (0,059/n) \cdot \lg(C_{\text{Pb}^{2+}})$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + (0,059/2) \cdot 0,301 = -0,12 \text{ В}$$

$$\text{ЭЕРС} = -0,12 - (-0,79) = 0,67 \text{ В}$$

Відповідь: 0,67 В.

Задача 4. Визначити, у якому напрямку можливе самодовільне протікання реакції:



Розв'язування: Визначимо ступінь окислення речовин, які беруть участь в окислювально-відновному процесі, окислювач і відновник:

За таблицею стандартних електродних потенціалів атомів у водних розчинах (див. додаток) знаходимо:

$$E^0 \text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+} = +0,34 \text{ В},$$

$$E^0 \text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+} = -0,76 \text{ В}.$$

Для процесу, який протікає зліва направо:

$$\Delta E_1^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = -0,76 - (0,34) = -1,1 \text{ В}.$$

Для процесу, який протікає справа наліво:

$$\Delta E_2^0 = E_{\text{ок.}}^0 - E_{\text{відн.}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}.$$

Позитивне значення ΔE_2^0 вказує на те, що дана реакція буде самодовільно протікати справа наліво (тобто у даній системі Cu^{2+} — окислювач, Zn^0 — відновник).

Контрольні завдання

1. Розв'язати задачі за наведеною умовою

1. При електролізі розчину солі кадмію виділилося 2 г кадмію. Яка кількість електричного струму затрачена при цьому, якщо $m_e(\text{Cd}) = 56,25 \text{ г/моль}$.

2. Для виділення 1,75 г деякого металу з розчину його солі потрібно пропустити струм силою 1,8 А протягом 1,5 год. Обчислити еквівалентну масу металу.

3. За проходження через розчин солі двовалентного металу електричного струму силою в 3 А протягом 2 годин на катоді виділилось 11,86 г металу. Визначте цей метал.

4. Розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, який складається з залізного електрода ($E_0 \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ В}$) і срібного електрода ($E_0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,8 \text{ В}$), якщо

концентрація (Fe^{2+})=0,01 моль/л, а концентрація (Ag^+) = 0,01 моль/л. Наведіть схему гальванічної пари.

5. Складіть схему гальванічного елемента, який складається з мідного і цинкового електродів, які поміщені в 0,01М розчини солей цих металів.

Розрахуйте ЕРС цього елемента. Напишіть рівняння електродних процесів.

Додаток

Стандартні електродні потенціали деяких металів у водних розчинах.

Електрод	Стандартний потенціал, В	Електрод	Стандартний потенціал, В
Li/Li^+	-3,045	Cd/Cd^{2+}	-0,401
K/K^+	-2,925	Tl/Tl^+	-0,336
Ba/Ba^{2+}	-2,905	Co/Co^{2+}	-0,277
Sr/Sr^{2+}	-2,890	Ni/Ni^{2+}	-0,250
Ca/Ca^{2+}	-2,866	Sn/Sn^{2+}	-0,136
Na/Na^+	-2,714	Pb/Pb^{2+}	-0,126
La/La^{3+}	-2,520	$\text{H}_2/2\text{H}^+$	0
Mg/Mg^{2+}	-2,363	Bi/Bi^{3+}	+0,215
Th/Th^{4+}	-1,900	Cu/Cu^{2+}	+0,337
Be/Be^{2+}	-1,850	Cu/Cu^+	+0,521
Al/Al^{3+}	-1,663	2Hg/Hg_2^{2+}	+0,789
U/U^{4+}	-1,500	Ag/Ag^+	+0,799
Mn/Mn^{2+}	-1,179	Pd/Pd^{2+}	+0,830
Zn/Zn^{2+}	-0,763	Hg/Hg^{2+}	+0,854
Cr/Cr^{3+}	-0,740	Pt/Pt^{2+}	+ 1,200
Cr/Cr^{2+}	-0,560	Au/Au^+	+ 1,500
Fe/Fe^{3+}	-0,440	Au/Au^+	+ 1,680

Хімія
Методичні вказівки до виконання
контрольних робіт

Любешів – 2021

Контрольна робота

Варіант 1.

1. Йони — це..

- а) атоми, що характеризуються одним і тим же зарядом ядра;
- б) одноатомні або багатоатомні частки, які несуть електричний заряд;
- в) умовні заряди атомів в молекулі, які обчислюються у припущенні, що всі зв'язки в молекулі — ковалентні;

2. Рівняння горіння заліза: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$. Рівняння швидкості матиме вигляд:

- а) $V = k_1 C^3(\text{O}_2)$;
- б) $V = k_1 C(\text{O}_2)$;
- в) $V = k_1 C^3(\text{O}_2) C(\text{Fe})$;
- г) $V = k_1, C^3(\text{O}_2) C^4(\text{Fe})$.

3. Укажіть йони, які не можуть одночасно міститися в розчині

А Ag^+ і NO_3^-

Б K^+ і PO_4^{3-}

В Ag^+ і S^{2-}

Г Na^+ і SO_4^{2-}

4. Як називається пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновної реакції безпосередньо перетворюється в електричну?

- а) хімічне джерело електричного струму;
- б) електролізер
- в) гальванометр;
- г) хемотрон.

5. Флюатирування — це

А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону

Б) дія кремнійфториду на бетон

В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти

Г) всі відповіді вірні

6. На основі розрахунків (використовуючи таблицю електронегативності елементів) визначте тип хімічного зв'язку в сполуках. Для сполук з йонним зв'язком складіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.

а) RbBr , б) BCl_3 , в) O_2

- а) ковалентний полярний, ковалентний неполярний, йонний
- б) ковалентний неполярний, ковалентний полярний, йонний
- в) ковалентний полярний, йонний, ковалентний неполярний
- г) йонний, ковалентний полярний, ковалентний неполярний

7. Згадайте про розчини, їх масову частку. Розрахуйте, яку масу солі і води необхідно взяти для приготування 400 грамів розчину, якщо масова частка солі становить 5%.

- а) 20г; 400г
- б) 20г; 380г
- в) 400г; 40г
- г) 380г; 20г

8. Якої сили повинен бути струм, щоб за час 15 хвилин 38 секунд виділилось на катоді 2 грами срібла, шляхом електролізу розчину аргентум нітрату? Запишіть електродні процеси.

- а) 1,5А
- б) 2,0А
- в) 2,5А
- г) 1,9А

Варіант 2.

1. Ковалентний зв'язок – це зв'язок утворений ...

- а) за рахунок йонів;
- б) за рахунок електронів;
- в) за рахунок спільних електронних пар;
- г) всі відповіді вірні.

2. Визначальне рівняння хімічної реакції $aA + bB = dD$:

- а) $v = \frac{\Delta C(A)}{a \Delta t}$;
- б) $v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = -\frac{\Delta C(A)}{a \Delta t} = -\frac{\Delta C(B)}{b \Delta t} = -\frac{\Delta C(D)}{d \Delta t}$;
- в) $v = \frac{\Delta C(B)}{b \Delta t}$;
- г) $v = \frac{\Delta C(D)}{d \Delta t}$;

3. Розчини є ...

- а) істинні; б) колоїдні; в) грубодисперсні; г) всі відповіді вірні

4. Яка умова є обов'язковою для перетворення хімічної енергії в електричну?

- а) наявність електричного ланцюга;
- б) наявність рідкої фази в системі;
- в) процеси окиснення на аноді та відновлення – на катоді;
- г) просторове розділення процесів окиснення та відновлення.

5. Ократирування – це

- А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону
- Б) дія кремнійфториду на бетон

В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти

Г) всі відповіді вірні

6. На основі розрахунків (використовуючи таблицю електронегативності елементів) визначте тип хімічного зв'язку в сполуках. Для сполук з йонним зв'язком складіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.

а) SO_2 , б) CsF , в) Br_2

а) ковалентний полярний, ковалентний неполярний, йонний

б) ковалентний неполярний, ковалентний полярний, йонний

в) ковалентний полярний, йонний, ковалентний неполярний

г) йонний, ковалентний полярний, ковалентний неполярний

7. Згадайте про розчини, їх масову частку. Розрахуйте масу води та масову частку солі в розчині, якщо в розчині масою 200 грамів міститься 5 грамів кухонної солі?

а) 200г; 2,5

б) 180г; 0,5

в) 195г; 0,25

г) 200г; 0,25

8. Скільки часу тривало нікелювання деталі розчином хлориду нікелю, якщо при цьому виділилось 1,32 г нікелю, при силі струму 1,25А? Запишіть електродні процеси.

а) 35200с

б) 3520с

в) 17250с

г) 840с

Варіант 3.

1. Водневий зв'язок – це ...

а) молекулярний зв'язок;

б) хімічний вид зв'язку;

в) різновид донорно-акцепторного зв'язку;

г) всі відповіді вірні.

2. Швидкість хімічної реакції — це...

а) час, за який повністю витрачається одна з початкових речовин;

б) час, за який закінчується реакція;

в) зміна кількості речовини реагентів (або продуктів реакції) в одиницю часу в одиниці об'єму;

г) кількість речовини продуктів реакції до моменту закінчення реакції.

3. Насиченим називають розчин, в якому ...

- а) концентрація мала;
- б) концентрація велика;
- в) речовина не розчиняється;
- г) ще може розчинятись за даної температури.

4. Електрохімічна корозія – це руйнування металів ...

- А) внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем;
- Б) що знаходиться в контакті з іншими металами;
- В) при контакті металів з розчинами електролітів;
- Г) всі відповіді вірні.

5. Карбонізація – це

- А) поглинання вапном вуглекислого газу, з наступним ущільненням бетону
- Б) дія кремнійфториду на бетон
- В) обробка поверхні бетону водними розчинами кремнійфтористоводневої кислоти
- Г) всі відповіді вірні

6. На основі розрахунків (використовуючи таблицю електронегативності елементів) визначте тип хімічного зв'язку в сполуках. Для сполук з йонним зв'язком складіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.

а) K_3N , б) H_2O , в) CCl_4

- а) ковалентний полярний, йонний, ковалентний неполярний
- б) йонний; ковалентний полярний; ковалентний полярний
- в) ковалентний полярний, ковалентний неполярний, йонний
- г) ковалентний неполярний, ковалентний полярний, йонний

7. Згадайте про розчини, їх масову частку. Розрахуйте масову частку розчину кальцій хлориду та масу солі, якщо в 180 грамах розчину міститься 150 грамів води?

- а) 0,15; 180
- б) 30; 0,15
- в) 180; 0,167
- г) 0,167; 30г

8. Скільки часу тривав електроліз водного розчину хлориду цинку при силі струму 1,2А, якщо на катоді виділилось 13,2 г цинку? Запишіть електродні процес.

- а) 3 год 23с
- б) 32352с
- в) 3235с
- г) 5873с

Варіант 4.

1. Кристалічні ґратки за характером взаємодії поділяються на ...
 - а) атомні; йонні
 - б) металічні
 - в) молекулярні
 - г) атомні; йонні; молекулярні; металічні
2. При розгляді хімічних реакцій поняття „система” вказує на ...
 - а) вихідні реагенти;
 - б) продукти хімічної реакції;
 - в) реакційний посуд;
 - г) вихідні реагенти і продукти реакції.
3. Укажіть йони, які можуть одночасно міститись у розчині:
 - а) Ba^{2+} і SO_4^{2-}
 - б) Ag^+ і Cl^-
 - в) Na^+ і SO_4^{2-}
 - г) Ag^+ і S^{2-}
4. Хімічна корозія – це руйнування металів ...
 - А) внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем;
 - Б) що знаходиться в контакті з іншими металами;
 - В) хімічна реакція між атомами металів і окисниками;
 - Г) всі відповіді вірні.
5. Процес руйнування неорганічних будівельних матеріалів залежить:
 - А) температури
 - Б) тиску
 - В) пористості матеріалів
 - Г) всі відповіді вірні
6. На основі розрахунків (використовуючи таблицю електронегативності елементів) визначте тип хімічного зв'язку в сполуках. Для сполук з йонним зв'язком складіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.
а) CH_4 , б) N_2 , в) NaCl .
 - а) ковалентний полярний, ковалентний неполярний, йонний
 - б) ковалентний неполярний, ковалентний полярний, йонний
 - в) ковалентний полярний, йонний, ковалентний неполярний
 - г) йонний, ковалентний полярний, ковалентний неполярний
7. Згадайте про розчини, їх масову частку. Розрахуйте масу цукру і масу води 12 % розчину масою 200 грамів.
 - а) 176г; 24г

- б) 24г; 176г
- в) 12г; 200г
- г) 200г; 12г

8. Яка маса міді виділиться на катоді при силі струму 5А протягом 35 хвилин шляхом електролізу розчину хлориду купруму? Запишіть електродні процеси.

- а) 3,5г
- б) 60г
- в) 320г
- г) 0,35г

Варіант 5.

1. Електронегативність — це ...

- а) здатність атома елемента віддавати вільні електронні пари
- б) здатність атома елемента притягувати до себе вільні електронні пари;
- в) здатність атомів залишатись нейтральними;
- г) всі відповіді вірні.

2. Енергією називається...

- а) фізична величина, яка характеризує напрям теплообміну між системами;
- б) екзотермічний хімічний процес;
- в) фізична величина, яка є мірою взаємозв'язку маси і руху матеріальних систем;
- г) термодинамічний стан системи.

3. Іони — це...

- а) атоми, що характеризуються одним і тим же зарядом ядра;
- б) одноатомні або багатоатомні частки, які несуть електричний заряд;
- в) умовні заряди атомів в молекулі, які обчислюються у припущенні, що всі зв'язки вмолекулі — ковалентні;
- г) речовини, які використовуються для виготовлення електричних дротів.

4. Формула Нернста ...

- А) $E_0 = E + \frac{RT}{nF} \lg C$
- Б) $E = E_0 + \frac{RT}{nF} \lg C$
- В) $E = E_0 - \frac{RT}{nF} \lg C$
- Г) $E_0 = E - \frac{RT}{nF} \lg C$

5. Що в будівництві називають процесами корозії будівельних матеріалів?

- А) збільшення маси вапна

- Б) взаємодія цементу з водою
- В) хімічні і фізико-хімічні процеси, за яких руйнується матеріал
- Г) тверднення бетону

6. На основі розрахунків (використовуючи таблицю електронегативності елементів) визначте тип хімічного зв'язку в сполуках. Для сполук з йонним зв'язком складіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.

а) LiCl , б) B_2O_3 , в) AsH_3

- а) ковалентний полярний, ковалентний неполярний, йонний
- б) ковалентний неполярний, ковалентний полярний, йонний
- в) ковалентний полярний, йонний, ковалентний неполярний
- г) йонний, ковалентний полярний, ковалентний полярний

7. Згадайте про розчини, їх масову частку. До 200 грамів води добавили 20 гр гашеного вапна. Розрахуйте масу розчину та його масову частку.

- а) 200г; 0,1
- б) 0,1; 200г
- в) 220г; 0,09
- г) 0,09; 220г

8. Якої сили повинен бути струм, щоб за час 30хв 18 сек шляхом електролізу станум броміду з розчину солі виділився метал масою 1,5 г? Запишіть електродні процеси.

- а) 1,33А
- б) 1,5А
- в) 2,0А
- г) 2,5А

Контроль знань:
Самостійна робота
1.1. Типи хімічних зв'язків

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А			+								+				
Б		+					+			+			+	+	+
В	+			+	+				+						
Г						+		+				+			

1.2. Енергетичні ефекти хімічних реакцій

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А					+			+			+				
Б				+					+					+	
В	+					+	+			+		+	+		
Г		+	+										+		+

1.3. Хімічна кінетика і каталіз

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А		+				+	+								
Б				+	+			+				+	+		+
В	+										+			+	
Г			+						+	+					

2.1. Розчини

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А					+		+								+
Б						+									
В	+								+	+		+			
Г		+	+	+			+	+			+		+	+	

2.2. Електролітична дисоціація

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А				+			+						+		
Б			+									+			
В	+				+			+			+				
Г		+				+			+	+				+	+

2.3. Йонні реакції в розчинах

№з/п	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А									+	+	+				
Б					+								+	+	
В		+	+	+		+	+								+
Г	+							+				+			

3.1.Ряд активності металів. Гальванічні елементи.Електроліз

Контроль знань:
Контрольна робота
Варіант 1

	1	2	3	4	5	6	7	8
А	+	+		+				
Б							+	
В			+		+			
Г						+		+

Варіант 2

	1	2	3	4	5	6	7	8
А								
Б		+			+			+
В	+			+		+	+	
Г			+					

Варіант 3

	1	2	3	4	5	6	7	8
А					+			
Б						+		+
В	+	+	+	+				
Г							+	

Варіант 4

	1	2	3	4	5	6	7	8
А						+		+
Б							+	
В			+					
Г	+	+		+	+			

Варіант 5

	1	2	3	4	5	6	7	8
А								+
Б	+		+	+				
В		+			+		+	
Г						+		

Словник термінів

Валентність – це число спільних електронних пар, які зв'язують атом одного елемента з іншими атомами.

Водневий зв'язок – це трицентровий зв'язок типу $X-H\cdots Y$, який виникає через атом гідрогену між двома електронегативними атомами X та Y (найчастіше атомами фтору F , кисню O та нітрогену N).

Гальванічний елемент —хімічне джерело живлення, в якому використовується різниця електродних потенціалів двох металів, занурених у електроліт

Гідроліз – це реакції обміну між деякими солями і водою (від грец. «гідро» вода, «лізис» — розклад).

Диполь — це система з двох [зарядів](#), однакових за величиною і протилежних за знаком.

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на йони речовини під час розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

Електронегативність – це здатність атома хімічного елемента притягувати до себе спільні електронні пари.

Екзотермічні реакції – це реакції, які супроводжуються виділенням енергії.

Ендотермічні реакції – це реакції, які супроводжуються поглинанням енергії.

Йон—це заряджені частки, на які перетворюються атоми в результаті втрати або приєднання електронів..

Йонний зв'язок – це зв'язок між йонами.

Каталізатори— це речовини, які змінюють швидкість реакції, але не входять до складу продуктів реакції.

Ковалентний зв'язок— це зв'язок, який утворюється за допомогою спільних електронних пар. Ковалентний зв'язок — [хімічний зв'язок](#), характерною особливістю якого є те, що задіяні [атоми](#) ділять між собою одну чи більше спільних пар електронів, які і спричиняють їх взаємне притягування, що утримує їх у молекулі. Електрони при цьому, як правило, заповнюють зовнішні [електронні оболонки](#) задіяних атомів.

Корозія – це мимовільне руйнування металів у результаті їхньої хімічної й електрохімічної взаємодії із зовнішнім середовищем та перетворення їх у стійкі сполуки (оксиди, гідроксиди, солі).

Металічний зв'язок – це багатоцентровий зв'язок, який існує у металах та їх сплавах між позитивними йонами та валентними електронами, що є спільними для всіх йонів.

Окисно-відновні реакції – це реакції під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ократирування – це ущільнення бетону чи цементного каменю в об'ємі газами, що утворюють нерозчинні сполуки з цементним каменем.

Принцип Ле Шательє: якщо умови, за яких система знаходиться в рівновазі, змінити, рівновага зміщується в напрямку процесів, які протидіють цій зміні.

Рівняння Нернста — рівняння, що описує залежність рівноважного потенціалу електрода від термодинамічної активності (концентрації) потенціал-визначальних компонентів розчину електроліту.

Розчин — це гомогенна система, яка складається з двох або більше компонентів: розчинника, розчинених речовин і продуктів їх взаємодії.

Ступінь електролітичної дисоціації – це відношення числа дисоційованих часток до вихідного числа часток розчиненої речовини за певної температури.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома (тобто атоми перетворилися б на йони).

Тепловий ефект реакції – це кількість енергії, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції, називається.

Флюатирування — це обробка поверхні бетону водними розчинами кремнефтористоводневої кислоти

Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або кількох атомів, у результаті якої утворюється хімічно стійка двох або багатоатомна система (наприклад, молекула чи кристал).

Про автора

Чорноус Ніна Микитівна, 1953 р. н., — викладач хімії відокремленого структурного підрозділу «Любешівський технічний фаховий коледж Луцького національного технічного університету»
Освіта – вища. Закінчила в 1975 році хімічний факультет Київського ордена Леніна державного університету ім. Т.Г. Шевченка за спеціальністю – хімія. Спеціаліст вищої категорії, старший вчитель. Стаж роботи – 45 років.



