МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

П Р А К Т И К У М
З ОСНОВ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ
ДЛЯ ОРГАНІЗАЦІЇ ЛАБОРАТОРНИХ, СЕМІНАРСЬКИХ ЗАНЯТЬ
І САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»

Видання третє, доповнене і виправлене

Харків 2017

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

П Р А К Т И К У М
З ОСНОВ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ
ДЛЯ ОРГАНІЗАЦІЇ ЛАБОРАТОРНИХ, СЕМІНАРСЬКИХ ЗАНЯТЬ І САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ “ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ”

для студентів спеціальностей “Галузеве машинобудування”, “Електроенергетика, електротехніка і електромеханіка”, “Енергетичне машинобудування”, “Метрологія та інформаційно-вимірювальна техніка”, “Нафтогазова інженерія та техніка”, “Біотехнології та біоінженерія”, “Екологія”

Видання третє, доповнене і виправлене

Затверджено
редакційно-видавничою
радою університету,
протокол № 2 від 22.06.17

Харків 2017

ББК 24 я7
УДК 54 (075)
П 69

Рецензенти: **І. М. В'юник**, д-р. хім. наук, проф., завідувач кафедри неорганічної хімії Харківського національного університету ім. В. Н. Каразіна;
М. С. Степанов, д-р. техн. наук, професор кафедри деталей машин та мехатронних систем.

В. І. Булавін, Т. П. Ярошок, М. В. Ведь, М. М. Волобуєв, В. О. Проскуріна, І. М. Рищенко, І. І. Степанова, Т. В. Школьнікова

Практикум з основ загальної хімії для організації лабораторних, семінарських занять і самостійної роботи з дисципліни "Загальна хімія". / Булавін В. І., Ярошок Т. П., Ведь М. В. та ін. – Харків: НТУ "ХПІ", 2017. – 150с.

ISBN 978-966-593-848-4

Вміщено практичні роботи за всіма основними розділами загальної хімії, значну увагу приділено хімічним властивостям металів та їхній корозійній поведінці. Наведено багатоваріантні завдання; опис виконання дослідів. У практикумі використано сучасну хімічну термінологію.

Призначено для студентів нехімічних спеціальностей технічних вузів.

Іл. 6, табл. 50, бібліогр. 4 назв.

ББК

ISBN 978-966-593-848-4

Вступ

Практикум з основ загальної хімії створено викладачами кафедри загальної та неорганічної хімії НТУ «Харківський політехнічний інститут» і призначено для підготовки з хімії студентів нехімічних спеціальностей. Він охоплює всі розділи програми курсу хімії у межах, необхідних для засвоєння професійно-орієнтованих та спеціальних дисциплін. Особливу увагу приділено хімічним властивостям металів та їхній корозійній поведінці, що відповідає професійній орієнтації курсу хімії.

Структура кожного розділу відповідає методичному підходу, що склався у педагогічному колективі кафедри.

Більшості лабораторних робіт передують лише стислі теоретичні положення, тому для підготовки до занять студентам треба використовувати відповідний матеріал підручників та конспектів лекцій. У таких розділах, як «Хімічні властивості металів», «Корозія металів» та «Захист металів від корозії», матеріалу з яких недостатньо у підручниках, наведено розширене теоретичне обґрунтування.

Кожна лабораторна робота включає багатоваріантні завдання, призначені для перевірки викладачем індивідуальної теоретичної підготовки студентів до початку виконання лабораторної роботи.

Більшість робіт містить достатню кількість дослідів, що дозволяє викладачу будувати практикум відповідно до профілю факультету. До опису дослідів включено проблемні ситуації, вирішення яких сприяє розвитку у студентів хімічного мислення та формуванню навичок експериментальної самостійної роботи.

У практикумі використано сучасну термінологію щодо номенклатури неорганічних сполук, концентрації розчинів, еквівалента речовин.

1. Основні класи неорганічних сполук

1.1. Теоретичні положення

В основу класифікації та номенклатури хімічних сполук покладено найважливішу характеристику – хімічний склад. Якщо речовина містить атоми тільки одного з хімічних елементів, то її називають *простою речовиною*. Якщо речовина містить атоми різних хімічних елементів, то її називають *складною речовиною*. Усі прості речовини (крім одноатомних) та усі складні речовини називають *хімічними сполуками*.

Номенклатура неорганічних речовин складається з формул та назв. *Хімічна формула* – відображення складу речовини за допомогою символів хімічних елементів, числових індексів та інших знаків. *Хімічна назва* – відображення складу речовини за допомогою слова або групи слів.

Символи і назви хімічних елементів наведені у періодичній системі елементів. Елементи умовно поділяють на метали та неметали. До *неметалів* відносять усі елементи VIIIA групи (благородні гази), VIIA групи (галогени), елементи VIA групи (крім Полонію), Нітроген, Фосфор, Арсен, Карбон, Силіцій, Бор, Гідроген. Інші елементи відносять до *металів*.

Назви простих речовин складаються з одного слова – найменування хімічного елемента з числовим префіксом (або без нього), наприклад:

Hg – (моно) меркурій;

O_2 – диоксиген;

O_3 – триоксиген;

P_4 – тетрафосфор;

S_8 – октасульфур.

Невизначене число позначають префіксом – «полі».

На відміну від назви елемента, яка пишеться з великої літери, аналогічна назва простої речовини пишеться з малої літери. Для деяких простих речовин використовують також спеціальні назви: O_3 – озон; P_4 – білий фосфор.

Хімічні формули складних речовин містять позначення електропозитивної та електронегативної складових частин, наприклад NaCl (Na^+ – електропозитивна, Cl^- – електронегативна).

Назви складних речовин утворюють за хімічними формулами зліва направо. Вони складаються з двох слів – назв електропозитивних та електронегативних складових частин у називному, наприклад:

$CuSO_4$ купрум (II) сульфат;

$LaCl_3$ лантан (III) хлорид або лантан трихлорид;

PCl_3 фосфор трихлорид або фосфор (III) хлорид.

Назви деяких елементів, а також відповідних їм простих речовин та іонів наведено у табл. 1.1.

Таблиця 1.1 – Назви деяких елементів та їх похідних

Символ та його вимова	Латинська назва елемента	Рекомендована назва елемента	Українська назва простої речовини	Приклад назви катіона, радикала	Приклад назви аніона
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**
Ag аргентум	Argentum	Аргентум	срібло	аргентум (I)	аргентат
As арсен	Arsenicum	Арсен	арсен	арсен (III), арсоній	арсенат
Au аурум	Aurum	Аурум	золото	аурум (III), аурил	аурат
Bi бісмут	Bismuthum	Бісмут	бісмут	бісмут (III), бісмутил	бісмутат
C це	Carboneum	Карбон	вуглець, графіт, алмаз, карбін,	карбоніл, карбоній	карбонат

Продовження табл. 1.1.

1	2	3	4	5	6
Cu купрум	Cuprum	Купрум	мідь	купрум (I)	купрат
F фтор	Fluorum	Флюор	флюор, фтор	–	флюорид
Fe ферум	Ferrum	Ферум	залізо	ферум (II)	ферат
H аш	Hydrogenium	Гідроген	водень	гідроген	гідрид
Hg гідраргірум	Hydrargyrum, Mercurius	Меркурій, Ртуть	ртуть, живе срібло	меркурій (II)	меркурат
I йод	Iodum	Йод	йод	йодил, йодоній	йодат
Mn манган	Manganum	Манган	манган	манган (II)	манганат
N ен	Nitrogenium	Нітроген	азот	нітроній, нітрозил	нітрат
Ni нікель	Niccolum	Нікол	нікель	нікол (II)	ніколат
O о	Oxygenium	Оксиген	кисень, озон	оксоній	оксид
Pb плюмбум	Plumbum	Плюмбум	свинець, оливо	плюмбум (II)	плюмбат
S ес	Sulfur	Сульфур	сірка	сульфоній, сульфурил	сульфат
Sb стибій	Stibium	Стибій	стибій	стибій (III), стибіл	стибат
Si силіцій	Silicium	Силіцій	силіцій	–	силікат
Sn станум	Stannum	Станум	олово, цина	станум (II), станіл	станат

Оксиди та основи

Оксидами називають речовини, що складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген у ступені окиснення –2.

За хімічними властивостями оксиди поділяються на *солетвірні* та *несолетвірні*. Оксиди, які не утворюють солей, називають несолетвірними:

NO – нітроген (II) оксид; N_2O – нітроген (I) оксид; SiO – силіцій (II) оксид та інші. Солетвірні оксиди поділяються на *основні*, *кислотні* та *амфотерні*.

До *основних* належать оксиди, гідрати яких виявляють лише основні властивості, тобто оксиди лужних (Li; Na; K; Rb; Cs) та лужно-земельних (Ca; Sr; Ba) металів, Магнію, Лантану, а також усіх інших металів у нижчих ступенях окиснення.

Кислотними називаються оксиди, гідрати яких виявляють лише кислотні властивості. Тому кислотні оксиди ще називають *ангідридами кислот*. До них належать оксиди неметалів (SO_2; SO_3; CO_2), а також металів у високих та вищих ступенях окиснення (CrO_3; Mn_2O_7).

Амфотерними називаються оксиди, які виявляють властивості основних і кислотних оксидів. До амфотерних належать тільки оксиди металів, зокрема головних підгруп (Be, Al, Sn, Pb), а також оксиди елементів побічних підгруп (ZnO, Sc_2O_3) і багатьох металів у проміжних ступенях окиснення (MnO_2; Fe_2O_3; Cr_2O_3).

Способи одержання оксидів:

1. Взаємодія простих і складних речовин з диоксигеном:

$2Zn + O_2 = 2ZnO$

$S + O_2 = SO_2$

$C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$

$2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$

2. Розклад складних оксигенвмісних речовин:

$Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$

$H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$

$4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2$

$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$

3. Взаємодія активних металів з оксидами менш активних металів:

$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$

Хімічні властивості оксидів:

1. *Взаємодія з водою.* З водою взаємодіють тільки ті оксиди, яким відповідають розчинні у воді гідроксиди (основні або кислотні). Головним

чином, це оксиди лужних і лужно-земельних металів, які утворюють у водному розчині луги:

$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$

Основні оксиди, яким відповідають нерозчинні у воді гідроксиди, з водою не взаємодіють.

При взаємодії з водою кислотних оксидів утворюються кислоти:

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють тому, що відповідні їм гідроксиди нерозчинні у воді.

2. *Взаємодія з кислотами.* Основні та амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей:

$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$

$Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$

Кислотні оксиди, як правило, з кислотами не взаємодіють, за винятком окисно-відновних реакцій.

3. *Взаємодія з основами.* Кислотні і амфотерні оксиди взаємодіють з лугами з утворенням простих або комплексних солей:

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH \overset{t}{=} 2NaAlO_2 + H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH + H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$

Основні оксиди з основами не взаємодіють.

4. *Взаємодія оксидів між собою.* Оксиди протилежної природи взаємодіють між собою:

- основні оксиди взаємодіють з кислотними:

$3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$,

- амфотерні оксиди реагують як з кислотними, так і з основними оксидами:

$CaO + ZnO = CaZnO_2$

$CO_2 + ZnO = ZnCO_3$

Основами називають сполуки, які складаються з катіонів металу та однієї або декількох гідроксогруп OH^-. З точки зору електролітичної

дисоціації основи – це електроліти, які дисоціюють з утворенням OH^--іонів. Наприклад, основами є NaOH; $Ba(OH)_2$; $La(OH)_3$.

Назва основи складається з назви металу в називному відмінку та слова «гідроксид». Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення вказують римською цифрою в дужках. Наприклад, CuOH – купрум (I) гідроксид, $Cu(OH)_2$ – купрум (II) гідроксид. При цьому кількість гідроксигруп, що зв'язані з атомом металу, визначає кислотність основи, тобто NaOH, KOH, TlOH – однокислотні основи, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ – двокислотні, $La(OH)_3$, $Al(OH)_3$ – трикислотні, $Th(OH)_4$ – чотирикислотна. П'яти- та шестикислотні основи невідомі.

Одержання основ:

1. Прямий спосіб – одержання розчинних основ.

- Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$

$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$

- Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою:

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2$

2. Непрямий спосіб одержання слабких основ:

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

$BiCl_3 + 3NaOH = Bi(OH)_3\downarrow + 3NaCl$

Хімічні властивості основ:

1. Луги, як сильні електроліти, дисоціюють необоротно з утворенням гідроксид-іонів:

$$NaOH \leftrightarrow Na^+ + OH^-$$

Багатокислотні луги дисоціюють ступінчато:

$$Ba(OH)_2 \leftrightarrow BaOH^+ + OH^- \qquad \text{I ступінь;}$$

$$BaOH^+ \leftrightarrow Ba^{2+} + OH^- \qquad \text{II ступінь.}$$

Нерозчинні у воді основи не змінюють колір індикаторів, оскільки практично не дисоціюють.

2. Основи взаємодіють з кислотами (реакція нейтралізації):

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$

3. Луги взаємодіють з кислотними оксидами:

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$

і солями, якщо утворюються нерозчинні сполуки або сильна основа витісняє менш сильну:

$2KOH + NiSO_4 = Ni(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

$NH_4Cl + NaOH = NH_4OH + NaCl$

Нерозчинні у воді основи з кислотними оксидами та солями не взаємодіють.

4. Більшість основ при нагріванні розкладається:

$$Ba(OH)_2 \xrightarrow{t} BaO + H_2O$$

$$Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} MgO + H_2O$$

5. Крім того, луги взаємодіють при сплавленні з амфотерними оксидами:

$$2NaOH + Al_2O_3 \overset{t}{=} \underset{\substack{\text{Натрій}\\ \text{метаалюмінат}}}{2\ NaAlO_2} + H_2O$$

6. Луги також взаємодіють з амфотерними гідроксидами:

$2NaOH + Zn(OH)_2 = Na_2[Zn(OH)_4]$

Кислоти та солі

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися атомами металів.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації до кислот належать електроліти, які при дисоціації утворюють катіони H^+:

$$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$$

Розрізняють кислоти:

- безкисневі (HCl, H_2S), оксигенвмісні (HNO_3, H_2SO_4);

- одноосновні (HCl, HNO_3), двоосновні (H_2S, H_2SO_4), триосновні (H_3PO_4);
- сильні (HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$), слабкі (H_2SO_3, H_2CO_3, CH_3COOH);
- кислоти-неокисники (HCl, HF, H_2S, H_2SO_4 розведена, всі органічні кислоти), кислоти-окисники (HNO_3 будь-якої концентрації і H_2SO_4 концентрована).

Значення негативного заряду іона кислотного залишку визначається числом Гідроген-іонів, що утворюються внаслідок дисоціації.

Способи одержання кислот:

1. Розчинні оксигенвмісні кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів з водою:

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

2. Безкисневі кислоти одержують взаємодією дигідрогену з неметалом (з наступним розчиненням у воді отриманої сполуки):

$H_2 + Cl_2 = 2HCl$

$H_2 + S = H_2S$

3. Кислоти (кисневі та безкисневі) одержують дією на їх сухі солі інших кислот (більш сильних або менш летких):

$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$

$NaCl_{(кр.)} + H_2SO_{4(конц.)} = NaHSO_4 + HCl$

$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 + 2NaCl$

Хімічні властивості кислот:

1. Кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням H^+-іонів та кислотного залишку, причому сильні кислоти дисоціюють необоротно:

$HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:

$H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + (HSO_4)^-$; $(HSO_4)^- \leftrightarrow H^+ + (SO_4)^{2-}$

2. Кислоти реагують з основами (реакція нейтралізації):

$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ (молекулярне рівняння);

$H^+ + OH^- = H_2O$ (скорочене іонно-молекулярне рівняння).

3. Кислоти взаємодіють з основними та амфотерними оксидами:

$CaO + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$

$Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$

4. Кислоти реагують з металами. Метали, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться до Гідрогену, відновлюють його з розчинів кислот-неокисників, утворюючи відповідну сіль:

$Zn + H_2SO_{4(розв.)} = ZnSO_4 + H_2$

Кислоти-окисники (HNO_3 і концентрована H_2SO_4) відновлюються металами до відповідних оксидів (NO_2, NO та інші і SO_2 або H_2S), бо окисником у цих випадках виступають не іони Гідрогену, а солетвірний елемент (Нітроген або Сульфур) у вищому ступені окиснення:

$3Cu + 8HNO_{3(розв.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

$Ag + 2HNO_{3(конц.)} = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

$Zn + 2H_2SO_{4(конц.)} = ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

5. Кислоти реагують з солями (див. способи одержання кислот).

6. При нагріванні кисневі кислоти можуть розкладатися:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{t} SO_3 + H_2O$$

$$4HNO_3 \xrightarrow{t} 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які виявляють основні або кислотні властивості залежно від умов реакцій.

До цих гідроксидів належать: $Be(OH)_2$; $Al(OH)_3$; $Zn(OH)_2$; $Cr(OH)_3$ та інші.

Амфотерні гідроксиди – нерозчинні сполуки і слабкі електроліти. Вони дисоціюють за схемами:

$Al(OH)_3 \leftrightarrow (AlOH)^{2+} + OH^-$

$Al(OH)_3 + H_2O \leftrightarrow H^+ + [Al(OH)_4]^-$

При взаємодії амфотерних гідроксидів з кислотами зазначені гідроксиди виявляють основні, а при взаємодії з лугами – кислотні властивості:

$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$

$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$

У надлишку розчину лугів амфотерні гідроксиди утворюють комплексні сполуки – комплексні гідроксосолі:

$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Al(OH)_6]$

Солі – це продукти заміщення (повного або часткового) Гідрогену кислоти металом або продукти обміну гідроксогрупи основ на кислотні залишки.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації до солей належать електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони та аніони кислотного залишку, наприклад:

$Fe_2(SO_4)_3 \leftrightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

$KAl(SO_4)_2 \leftrightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$

$KHSO_4 \leftrightarrow K^+ + HSO_4^-$

Солі поділяють на середні, кислі, основні. *Середні солі* – це продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом:

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$

$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2H_2O$

Середні солі бувають прості (найбільш поширені сполуки), подвійні, змішані та комплексні. *Прості солі* складаються з катіону одного з металів та аніона одного з кислотних залишків ($ZnSO_4$, NaCl тощо), *подвійні* містять катіони двох різних металів та один аніон ($KAl(SO_4)_2$ тощо), *змішані* – навпаки, один катіон і два різних аніони (CaCl(OCl) – Кальцій хлорид-хлорат (I)).

Комплексні солі відрізняються від подвійних характером дисоціації у водних розчинах. Якщо подвійні солі дисоціюють на іони солі, з яких вони складаються, то комплексні солі при дисоціації утворюють комплексні іони, які є стійкими у водних розчинах:

$KAl(SO_4)_2 \leftrightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$

$Na_3[Al(OH)_6] \leftrightarrow 3Na^+ + [Al(OH)_6]^{3-}$

Кислі солі – це продукт неповного заміщення іонів Гідрогену в молекулі кислоти на іони металу. В складі таких солей містяться іони Гідрогену, наприклад: $NaHCO_3$, Na_2HPO_4, KH_2PO_4.

Основні солі, окрім іонів металу та кислотного залишку, містять гідроксогрупи, наприклад: $(MgOH)_2SO_4$, $AlOHCl_2$, $Al(OH)_2Cl$. Це продукт неповного заміщення гідроксогруп основ на кислотні залишки.

Назва солі складається з назви катіона (катіонів) у називному відмінку і кислотного залишку (без слова іон):

K_2SO_4	натрій сульфат;
$Ba(HCO_3)_2$	барій гідрокарбонат;
Ca_3P_2	кальцій фосфід;
$KAl(SO_4)_2$	калій алюміній сульфат;
K_2NaPO_4	дикалій натрій фосфат;
MgOHCl	магній гідроксихлорид.

Способи одержання солей:

1. Взаємодія металів з неметалами:

$Zn + S = ZnS$

2. Взаємодія метала з сіллю менш активного метала:

$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$

3. Взаємодія металів з кислотами:

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$

4. Взаємодія оксидів між собою:

$CaO + CO_2 = CaCO_3$

5. Взаємодія кислотних (амфотерних) оксидів з основами (лугами):

$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$

6. Взаємодія основних (амфотерних) оксидів з кислотами:

$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$

$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$

7. Реакція нейтралізації:

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

8. Взаємодія лугів з солями (з утворенням нерозчинних основ):

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$

9. Взаємодія кислоти з сіллю:

$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$

10. Взаємодія між солями (з утворенням нерозчинної солі):

$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$

Крім цих, найбільш поширених способів, існують інші способи одержання солей.

11. Взаємодія амоніаку з кислотами:

$NH_3 + HCl = NH_4Cl$

$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$

12. Взаємодія кислих солей з лугами:

$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

13. Взаємодія основних солей з кислотами:

$CaOHCl + HCl = CaCl_2 + H_2O$

14. Взаємодія деяких солей з нелеткими оксидами:

$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + CO_2$

15. Взаємодія амфотерних гідроксидів з лугом:

$3NaOH + Al(OH)_3 = Na_3[Al(OH)_6]$

Деякі хімічні властивості солей можна визначити з рівнянь способів їх одержання (способи 2, 8, 9, 10, 14).

Солі розкладаються при нагріванні. Продукти, що утворюються, залежать від природи металу та кислоти:

$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$

$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

$2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2$

$2Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2MgO + 4NO_2 + O_2$

1.2. Контрольні завдання

1.2.1. Складіть рівняння можливих реакцій:

- взаємодії речовини А з речовинами, що наведені у графі 3 табл 1.2;

- переведення середніх солей у кислі або основні та навпаки.

Таблиця 1.2 – Варіанти завдань

Варіант	Речовина А	Формули речовин	Формули солей
1	2	3	4
1	N_2O_5	NaOH, H_2SO_4, CuO	Na_2SO_3, $CuCl_2$
2	NaOH	$CuSO_4$, MgO, H_2CO_3	K_2SO_4, $Fe(NO_3)_2$
3	$AlCl_3$	NaOH, H_3PO_4, Mg	Li_3PO_4, $Cr(NO_3)_3$
4	H_2SO_4	SiO_2, K_2S, $Cu(OH)_2$	$TiCl_3$, Rb_2CO_3
5	CaO	H_2O, $Mg(OH)_2$, HCl	Cs_2SO_3, $MnBr_2$
6	$Al(OH)_3$	Na_2SO_4, KOH, SO_3	$FeCl_3$, Na_3PO_4
7	HNO_2	NaOH, NiO, CO_2	Li_3AsO_4, $Co(NO_3)_2$
8	K_2S	H_2SO_4, $Cd(OH)_2$, CuO	$ZnBr_2$, Rb_2CO_3
9	SiO_2	NaOH, Al_2O_3, H_2O	K_2SeO_4, AlI_3
10	H_3PO_4	$Ba(OH)_2$, FeO, KCl	$Cd(NO_2)_2$, Na_2SnO_3
11	$Fe(OH)_3$	K_2SO_4, HCl, SO_3	Li_2SO_4, $MgSO_4$
12	Li_2CO_3	NaOH, H_2SO_4, Al_2O_3	Cs_2CO_3, $BeCl_2$
13	ZnO	KOH, HNO_3, H_2O	$Ba(NO_3)_2$, Na_2SeO_4
14	HCl	NaOH, CuO, P_2O_5	$CaCl_2$, Rb_2CO_3
15	$Ni(OH)_2$	LiOH, H_2S, CO_2	$CuSO_4$, K_3AsO_3
16	K_3PO_4	H_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, CO_2	$Ni(NO_3)_2$, Na_2SnO_2
17	H_2SO_3	$NiSO_4$, $Be(OH)_2$, CaO	$CdCl_2$, Cs_2CO_3
18	$Mg(OH)_2$	H_2S, CuO, K_2SiO_3,	Li_3PO_4, $Zn(NO_3)_2$
19	Al_2O_3	NaOH, H_2O, HCl	Cs_3AsO_3, $Al(NO_3)_3$
20	Rb_2SO_3	HCl, MgO, $Ni(NO_3)_2$	Rb_2SeO_4, $BeCl_2$
21	$Cr(OH)_3$	NaOH, H_2O, HNO_3	Li_2SO_4, $Co(NO_2)_2$
22	HBr	H_2SO_4, CdO, CuO	$Cr(NO_3)_3$, Na_2CO_3
23	BeO	NaOH, CO_2, HNO_3	$Ca(NO_3)_2$, Na_2SiO_3
24	$Ni(NO_3)_2$	KOH, Fe, Al_2O_3	Rb_3PO_4, $MgBr_2$
25	$CuSO_4$	NaOH, Mg, H_3PO_4	Na_2SO_4, $Fe(NO_2)_3$
26	$Be(OH)_2$	KOH, H_2O, H_2CO_3	Rb_2SnO_3, $MnBr_2$

1.2.2. За даними вашого варіанту зробіть такі вправи:

- вкажіть гідроксиди, відповідні наведеним оксидам (графа 2, табл. 1.3), або оксиди, відповідні наведеним гідроксидам (графа 3, табл. 1.3);
- складіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості та способи одержання речовин, що подані у графі 4 табл 1.3;
- визначте, до яких класів неорганічних речовин відносять сполуки, наведені у графі 5 табл. 1.3.

Таблиця 1.3 – Варіанти завдань

Варіант	Оксиди	Гідроксиди	Формули речовин	Формули речовин
1	2	3	4	5
1	Na_2O, N_2O_3, ZnO	?	NaOH, $CuSO_4$	N_2O_3, H_2SO_4, K_2CO_3
2	?	$Fe(OH)_3$, $HClO_4$, CsOH	H_2SO_3, Na_2CO_3	Tl_2O, $AlCl_3$, H_3PO_4
3	MgO, SiO_2, MnO_2	?	$Al(OH)_3$, H_2SO_4	HNO_3, NiO, $Ba_3(PO_4)_2$
4	?	AgOH, HNO_3, $Al(OH)_3$	HNO_2, $Ca(OH)_2$	$Cr_2(SO_4)_3$, HCl, BaO
5	N_2O_5, CoO, In_2O_3	?	$Cr_2(SO_4)_3$, KOH	Rb_2O, $CuSO_4$, H_2SeO_4
6	?	RbOH, $HBrO_3$, $Ga(OH)_3$	$Ba(OH)_2$, K_2SO_3	Fe_2O_3, HClO, Na_2SO_3
7	CdO, SO_3, Au_2O_3	?	$Ni(OH)_2$, H_3PO_4	H_2SiO_3, K_3PO_4, CuO
8	?	$Bi(OH)_3$, H_2SeO_4, TlOH	$Zn(NO_3)_2$, $AlCl_3$	$Ni(NO_3)_2$, H_3PO_3, TiO_2
9	FeO, WO_3, Cl_2O_7	?	K_2S, $Gr(OH)_3$	Ag_2O, Na_2HPO_4, HBr
10	?	NaOH, HNO_2, $Mn(OH)_4$	HCl, CaO	H_3AsO_3, Cr_2O_3, $LiNO_2$
11	K_2O, CO_2, Cr_2O_3	?	SO_2, $Cu(OH)_2$	$Ti(OH)_4$, ZnO, H_2WO_4

Продовження табл. 1.3.

Варі-ант	Оксиди	Гідроксиди	Формули речовин	Формули речовин
1	2	3	4	5
12	?	$Be(OH)_2$, $HClO_3$, $Ti(OH)_4$	$ZnSO_4$, H_2S	$HClO_2$, K_2SiO_3, PbO_2
13	CuO, SeO_3, MoO_3	?	$BaCl_2$, Na_2O	MgO, $Al_2(SO_4)_3$, HIO_3
14	?	$Fe(OH)_2$, H_3PO_4, $Cr(OH)_3$	LiOH, H_2SiO_3	H_2SO_3, Tl_2O_3, Li_2CO_3
15	Rb_2O, P_2O_5, Ga_2O_3	?	Al_2O_3, $HBrO_3$	$Cr(NO_3)_3$, HNO_2, SnO_2
16	?	$Tl(OH)_3$, H_3AsO_4, CsOH	$Pb(OH)_2$, $MgCl_2$	Li_2O, H_3AsO_4, $NaNO_2$
17	Ag_2O, As_2O_3, TiO_2	?	H_2Se, BaO	H_2CO_3, $BeSO_3$, Mn_2O_3
18	?	$Ni(OH)_2$, H_3PO_3, AuOH	SiO_2, $Co(OH)_2$	$Ti(NO_3)_4$, CdO, H_2SO_3
19	BaO, P_2O_3, SnO_2	?	HBr, $Fe(OH)_3$	Cl_2O_7, K_2S, $HMnO_4$
20	?	RbOH, H_2WO_4, $Mn(OH)_4$	$Zn(OH)_2$, P_2O_5	$Ni(OH)_2$, N_2O_3, $HClO_4$
21	Tl_2O, SO_2, BeO	?	$HgCl_2$, $Mn(OH)_2$	$Cd(OH)_2$, $CuSO_4$, SO_2
22	?	TlOH, H_2MoO_4, $Sb(OH)_3$	H_2SO_3, K_2SiO_3	HI, $Fe_2(SO_4)_3$, Mn_2O_7
23	Li_2O, As_2O_5, PbO	?	$Mg(OH)_2$, Cr_2O_3	SO_3, H_3AsO_3, $BaSiO_3$
24	?	$Au(OH)_3$, H_3AsO_3, HClO	Li_2O, $Al(NO_3)_3$	H_2SeO_4, Al_2O_3, $LiNO_2$
25	NiO, SeO_2, Al_2O_3	?	$Cr(OH)_3$, H_2CO_3	KNO_2, $Pd(OH)_2$, P_2O_5
26	?	$Pb(OH)_4$, HIO_3, $HMnO_4$	TiO_2, $Cd(OH)_2$	CO, $Ca_3(PO_4)_2$, $HClO_4$

1.2.3. Складіть рівняння хімічних реакцій, що відповідають ланцюгам перетворень, наведеним у вашому варіанті табл. 1.4.

Таблиця 1.4 – Варіанти завдань

Варіант	Схеми перетворень
1	$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow NaCl$
2	$CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaOHCl$
3	$MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgOHCl \rightarrow Mg(OH)_2$
4	$SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow NaCl \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow BaSO_4$
5	$Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(NO_3)_3$
6	$P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2$
7	$Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4$
8	$BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow BeO$
9	$NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2HPO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$
10	$CdO \rightarrow CdCl_2 \rightarrow Cd(OH)_2 \rightarrow CdO \rightarrow CdSO_4 \rightarrow Cd$
11	$SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow MgSiO_3 \rightarrow Mg(HSiO_3)_2$
12	$Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$
13	$NiO \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow NiSO_4 \rightarrow Ni(HSO_4)_2 \rightarrow Ni$
14	$CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KCl$
15	$Cr_2O_3 \rightarrow NaCrO_2 \rightarrow Cr(NO_3)_3 \rightarrow CrOH(NO_3)_2 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3$
16	$NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2$
17	$FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_3$
18	$SnO \rightarrow SnCl_2 \rightarrow Sn(OH)_2 \rightarrow BaSnO_2 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$
19	$CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3$
20	$CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$
21	$Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow LiHSO_4 \rightarrow Li_2SO_4 \rightarrow LiNO_3 \rightarrow Li_3PO_4$
22	$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeOHCl \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO$
23	$Co \rightarrow CoSO_4 \rightarrow (CoOH)_2SO_4 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoO \rightarrow CoCO_3$
24	$Pb \rightarrow PbO \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow Na_2[Pb(OH)_4] \rightarrow PbSO_4$
25	$H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgOHSO_4$

1.2.4. Розв'яжіть задачі вашого варіанта.

Варіант 1

- Внаслідок дії розведеної сульфатної кислоти на суміш порошку металевого цинку і його оксиду масою 15,6 г виділився газ об'ємом 2,24 л (н.у.). Яка масова частка цинк оксиду в суміші?
- У розчин аргентум нітрату занурена пластинка з нікелю, через деякий час її маса зросла на 2,19 г. Яка маса срібла відновилася на поверхні пластинки?

Варіант 2

- На суміш магнію і його оксиду масою 20 г подіяли оцтовою кислотою. Яка масова частка, %, оксиду в порошку, якщо при цьому виділився газ об'ємом 16 л (н.у)?
- Яка маса солі утворилася при обробці барій оксиду масою 48 г сульфур (IV) оксидом об'ємом 10,08 л (н.у.)?

Варіант 3

- Яка кількість речовини натрій гідроксиду необхідна для перетворення хром (III) оксиду масою 3,04 г у сіль?
- Яка масова частка, %, калій гідроксиду в розчині, якщо останній масою 120 г здатний розчинити цинк масою 19,5 г?

Варіант 4

- До розчину, що містить аргентум нітрат масою 20 г, додали розчин, у якому міститься натрій хлорид масою 5,85 г. Визначте масу осаду, якщо вихід продукту становить 98 %.
- Визначте масову частку кальцій гідроксиду в розчині, що утворився при розчиненні у воді масою 11 г кальцій оксиду масою 0,84 г.

Варіант 5

- Який об'єм дигідрогену виділиться за н.у. при дії на цинк масою 32 г надлишку сульфатної кислоти? Масова частка виходу становить 95 %.

- Яка масова частка хлоридної кислоти в розчині, якщо для розчинення магній оксиду масою 8 г потрібно 131,1 мл розчину з густиною 1,068 г/мл?

Варіант 6

- Визначте масу ферум (III) сульфату в розчині, якщо ферум (III) оксид масою 24 г прореагував з розчином сульфатної кислоти об'ємом 120 мл (ρ = 1,108 г/мл, $\omega(H_2SO_4)$ = 22 %)?
- Через розчин калій гідроксиду об'ємом 89,36 мл (ρ = 1,119 г/мл) пропустили сульфур (IV) оксид і при цьому утворилася сіль масою 14 г. Яка масова частка, %, вихідного розчину KOH?

Варіант 7

- При термічному розкладанні суміші цинк карбонату і цинк гідроксиду масою 32,2 г виділився газ об'ємом 5,6 л. Яка масова частка (%) цинк карбонату у вихідній суміші?
- З алюмінію масою 81 г здобули оксид, який розчинили у надлишку лугу. Яку масу натрій гідроксиду витратили на реакцію, якщо продуктом реакції є натрій метаалюмінат?

Варіант 8

- Який об'єм розчину з ω(HCl) = 30 % (ρ = 1,15 г/мл) потрібен для взаємодії з кальцій карбонатом масою 250 г з масовою часткою домішок 20 %?
- Яка маса продукту реакції утворюється при взаємодії розчину хлоридної кислоти об'ємом 40 мл (ρ = 1,170 г/мл) з ω(HCl) = 24 %) з надлишком амоніаку?

Варіант 9

- Який об'єм гідрогенсульфіду (н.у) утвориться при дії надлишку хлоридної кислоти на ферум (II) сульфід масою 8,8 кг з масовою часткою домішок 4,4 %?

- Визначте масову частку сульфатної кислоти у розчині, якщо при взаємодії 40 мл цього розчину (ρ = 1,095 г/мл) з барій хлоридом утворився осад масою 10 г, причому масова частка виходу дорівнює 98 %.

Варіант 10

- Який об'єм карбон (IV) оксиду утворився при дії на магній карбонат масою 22 г (з масовою часткою домішок 6 %) розчину сульфатної кислоти?
- Яка є маса продукту реакції, що утвориться при взаємодії надлишку амоніаку з розчином хлоридної кислоти об'ємом 40 мл (ρ = 1,170 г/мл ω(HCl) = 24 %)?

Варіант 11

- Яка кількість речовини натрій гідросульфату утворюється при змішуванні розчину масою 200 г з $\omega(H_2SO_4)$ = 12 % та розчину масою 100 г з ω(NaOH) = 8 %?
- Яка масова частка, %, кальцій карбонату у вапняку масою 250 г, якщо при його сплавленні з силіцій (IV) оксидом виділився карбон (IV) оксид об'ємом 33,24 л (н.у.)?

Варіант 12

- Який об'єм хлору (н.у) прореагував із залізом, якщо при цьому було отримано 31,2 г продукту реакції, причому масова частка, %, втрат становить 4 %?
- Яка маса аргентум нітрату вступила в реакцію з мідною пластинкою масою 16 г, якщо її маса після закінчення реакції дорівнює 35 г?

Варіант 13

- Визначте об'єм карбон (II) оксиду за н.у., який необхідно витратити на повне відновлення ферум (III) оксиду масою 1 кг, якщо масова частка домішок у ньому становить 20 %.

- Який об’єм розчину натрій гідроксиду з (ρ = 1,153 г/мл, ω(NaOH) = = 14 %) потрібен для розчинення хром (III) оксиду кількістю речовини 0,04 моль, якщо масова частка виходу продукту реакції дорівнює 95 %?

Варіант 14

- Гідрогенхлорид, який був здобутий дією надлишку сульфатної кислоти на NaCl масою 58,5 г, розчинили у воді масою 146 г. Визначте масову частку, %, HCl у розчині.
- Який об’єм розчину з ω(KOH) = 12 % (ρ = 1,100 г/мл) необхідно витратити на взаємодію з 1,5 моль алюміній гідроксиду?

Варіант 15

- До розчину магній сульфату об’ємом 541 мл (ρ = 1,089 г/мл) долили розчин калій карбонату. Маса осаду становила 20 мг. Визначте масову частку магній сульфату в розчині.
- При дії H_2SO_4 на натрій сульфід масою 10,3 г виділився гідрогенсульфід об’ємом 2,5 л (н.у.). Визначте масову частку виходу продукту.

Варіант 16

- Яка маса цинк гідроксиду утвориться при обробці розчину об’ємом 48,7 мл з ω($ZnSO_4$) = 20 % (ρ = 1,232 г/мл) розчином калій гідроксиду?
- У воду об’ємом 500 мл кинули шматочок натрію масою 46 г. Визначте масову частку розчину лугу, що утворився.

Варіант 17

- Через розчин об’ємом 100,7 мл (ρ = 1,370 г/мл) з ω(NaOH) = 34 % пропустили карбон (IV) оксид об’ємом 14 л (н.у.)? Яка маса солі, що утворилася?
- Визначте масу сірки, що прореагувала з дигідрогеном, який отримали взаємодією цинку масою 13 г з надлишком розведеної сульфатної кислоти. Масова частка виходу продукту становить 75 %.

Варіант 18

- При взаємодії лужного металу масою 1,95 г з водою виділився дигідроген об'ємом 560 мл (н.у.). Визначити відносну молекулярну масу металу.
- Визначте масу розчину з $\omega(HCl) = 30\ \%$, що витрачено на розчинення цинку масою 200 г, масова частка домішок в якому становить 35 %.

Варіант 19

- Визначте об'єм гідрогенсульфіду за н.у., що здобутий із ферум (II) сульфіду масою 1 кг, масова частка домішок в якому дорівнює 55 %.
- Яка маса осаду утвориться при дії на розчин об'ємом 542 мл (н.у.) з $\omega(CuSO_4) = 26\ \%$ ($\rho = 1{,}084$ г/мл) розчину об'ємом 620 мл ($\rho = 1{,}126$ г/мл, $\omega(NaOH) = 26\ \%$)?

Варіант 20

- Через розчин об'ємом 50,5 мл з $\omega(NaOH) = 34\ \%$ ($\rho = 1{,}370$ г/мл) пропустили сульфур (IV) оксид об'ємом 7л (н.у.). Яка маса солі утворилася?
- Який об'єм розчину з $\omega(KOH) = 12\ \%$ ($\rho = 1{,}100$ г/мл) необхідно витратити на взаємодію із 10 г сумішші гідроксидів алюмінію і магнію, якщо масова частка останнього складає 23 %?

Варіант 21

- Калій оксид масою 18,6 г розчинили у воді об'ємом 81,2 мл. Яка масова частка речовини, що утворилася при цьому в даному розчині?
- Яку масу натрій гідрофосфату необхідно внести в розчин ортофосфатної (V) кислоти об'ємом 22,8 мл з $\omega(H_3PO_4) = 24\ \%$ ($\rho = 1{,}140$ г/мл), щоб утворився натрій дигідрофосфат?

Варіант 22

- На розчинення метал (II) оксиду масою 4,30 г витратили розчин сульфатної кислоти об'ємом 101 мл з $\omega(H_2SO_4)$ = 5 % (ρ = 1,031 г/мл). Оксид якого металу розчинили в кислоті?
- Який об'єм гідрогенсульфіду треба розчинити у 600 мл води (н.у.), щоб утворився розчин з $\omega(H_2S)$ = 4 %?

Варіант 23

- При взаємодії лужного металу масою 1,725 г з водою виділився дигідроген об'ємом 840 мл (н.у.). Яка відносна атомна маса металу?
- Яка маса солі, що утворилася при взаємодії NaOH масою 10 г з HNO_3 масою 18 г?

Варіант 24

- Який об'єм дигідрогену виділиться (н.у.) при дії надлишку сульфатної кислоти на цинк масою 32,5 г? Масова частка виходу становить 95 %.
- Визначте масову частку, %, Кальцію в $CaCO_3$.
-

1.3. Дослідна частина

Перед виконанням дослідів необхідно ознайомитися з правилами безпечної роботи в хімічній лабораторії (додаток А) та оформити лабораторні журнали згідно з правилами наведеними у додатку Б.

Оксиди.

Дослід 1. Одержання основного оксиду

Помістіть у металеву ложку шматочок магнію і нагрійте в полум'ї пальника. Після згоряння металу додайте дистильованої води і випробуйте отриманий розчин лакмусом, відмітьте колір розчину. Потім прилийте невелику кількість хлоридної кислоти. Як змінюється забарвлення індикатора? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання оксидів розкладанням гідроксидів

Додайте до розчину солі купруму надлишок лугу. Спостерігайте появу осаду. Напишіть рівняння проведеної реакції. Розчин з гідроксидом купруму(II) підігрійти на спиртівці до зміни кольору осаду (потемніння). Запишіть рівняння розкладання $Cu(OH)_2$ в результаті нагрівання.

Гідроксиди.

Дослід 3. Одержання гідроксиду взаємодією оксиду металу з водою

Внесіть в пробірку трохи оксиду магнію і додайте дистильованої води. Випробуйте розчин фенолфталеїном і запишіть рівняння реакції.

Дослід 4. Одержання нерозчинних гідрооксидів взаємодією оксиду солі з лугами

Візьміть три пробірки, налийте в них по 3-4 мл солей $CuSO_4$, $CoSO_4$ і $FeCl_3$ додайте розчин лугу до утворення осадів. Обережно злийте рідину з пробірок і до осадів, що залишилися, додавайте по краплях соляну кислоту до їх розчинення. Відобразіть реакції, що відбуваються рівняннями реакцій.

Дослід 5. Одержання амфотерних гідроксидів

Налийте в пробірку 3-4 мл розчину солі $Al_2(SO_4)_3$ і по краплях додавайте розчин лугу до утворення осаду. Осад розділіть на дві частини, до однієї додайте кислоту (HCl або H_2SO_4), до іншої – луг. Запишіть рівняння реакцій.

Кислоти

Дослід 6. Одержання кислоти взаємодією солі і кислоти

Додайте до солі NaCl кілька крапель концентрованої H_2SO_4, до отвору пробірки піднесіть змочену водою лакмусовий папір. Що спостерігається ? Запишіть рівняння реакції.

Солі.

Дослід 7. Одержання середніх солей взаємодією основних оксидів із кислотою

а) до шматочку оксиду кальцію додайте хлоридної кислоти. Що утворюється? Відобразіть перебіг рекції рівнянням.

б) до оксиду міді (II) прилийте сульфатної кислоти і нагрійте. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Одержання солі взаємодією кислот з металами

У пробірку налийте 3-4 мл розведеної сульфатної кислоти і опустіть шматочок цинку, нагрівайте до припинення виділення газу. Охолодіть пробірку. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 9. Одержання солі взаємодією солей з кислотами

В одну пробірку налийте 3-4 мл розчину хлориду барію, в другу – такий же об'єм нітрату свинцю і в кожну додайте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 10. Одержання солей взаємодією між солями

В пробірках шляхом зливання 2-3 мл розчинів солей здійсніть наступні перетворення:

- $Pb(NO_3)_2 + KI =$
- $Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 =$
- $Pb(NO_3)_2 + Na_2S =$
- $BaCl_2 + K_2SO_4 =$
- $Na_2S + CuCl_2 =$
- $Na_2S + CdSO_4 =$
- $MnSO_4 + Na_2S =$

Допишіть рівняння наведених реакцій.

Дослід 11. Реакція нейтралізації

У пробірку з розчином лугу додайте 2-3 краплі індикатора фенолфталеїну після чого влийте кислоту до зникнення забарвлення. Яким рівнянням можна виразити перебіг цієї реакції?

2. Еквівалент речовини та молярна маса еквівалента

2.1. Теоретичні положення

Еквівалент – це реальна або умовна частинка речовини, що може приєднувати або заміщати один іон Гідрогену в іонообмінних реакціях чи один електрон в окисно-відновних реакціях. Еквівалент, як і молекула, атом або іон, не має розмірності.

Число, що визначає, яка частка реальної частинки X відповідає одному іону Гідрогену або одному електрону, називають *фактором еквівалентності* (f(X)).

Кількість речовини еквівалента $n(f(\mathrm{X}))$ визначають як

$$n(f(\mathrm{X})) = \frac{n(\mathrm{X})}{f(\mathrm{X})},$$

де n(X) – кількість речовини (X), моль.

Молярна маса еквівалента речовини $M(f(\mathrm{X}))$ – маса одного моля еквівалента; її знаходять з формули

$$(f(\mathrm{X})) = M \cdot f(\mathrm{X}),$$

де M – молярна маса речовини, г/моль.

Для газоподібних речовин користуються поняттям *молярного об'єму еквівалента* $V(f(\mathrm{X}))$, тобто об'єму, який займає 1 моль еквівалента газоподібної речовини. Його визначають як:

$$V(f(\mathrm{X})) = V_m \cdot f(\mathrm{X}),$$

де V_m – молярний об'єм газу, л/моль.

Фактор еквівалентності елемента в сполуках обчислюють за формулою

$$f = \frac{1}{|z|},$$

де z – заряд елемента у сполуці.

Наприклад:

сполука	H_2S	NH_3	CH_4
f(X)	½	1/3	1/4

Розрахунок фактора еквівалентності речовин ведуть за формулою

$$f(\mathrm{X}) = \frac{1}{|zN|},$$

де z – заряд функціональної групи; N – число функціональних груп у молекулі.

Тобто:

- для оксидів $f(\mathrm{X}) = \frac{1}{zN}$, де z та N – заряд та число атомів елемента у молекулі;
- для солей $f(\mathrm{X}) = \frac{1}{zN}$, де z та N – заряд та число катіонів у молекулі;
- для кислот $f(\mathrm{X}) = \frac{1}{N_{\mathrm{H}^+}}$;
- для лугів $f(\mathrm{X}) = \frac{1}{N_{\mathrm{OH}^-}}$.

Закон еквівалентів: *маси речовин, що беруть участь у реакції, пропорційні молярним масам їх еквівалентів:*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1(f(\mathrm{X}))}{M_2(f(\mathrm{X}))}.$$

2.2. Контрольні завдання

2.2.1. Визначте фактор еквівалентності речовин, що наведені у вашому варіанті (табл. 2.1).

Таблиця 2.1 – Варіанти завдань

Варіант	Речовини	Варіант	Речовини
1	N_2O, HCl, $Al(OH)_3$, Na_2SO_4	6	Cu_2O, HF, $Sn(OH)_4$, $FePO_4$
2	TiO_2, H_3PO_4, $Be(OH)_2$, $CaBr_2$	7	Li_2O, H_2CO_3, $Sn(OH)_2$, $CdCl_2$
3	BeO, H_2SO_3, NaOH, $AlPO_4$	8	SO_3, H_2Te, CsOH, $AgNO_3$
4	WO_3, HNO_3, $Ba(OH)_2$, $Fe(NO_3)_3$	9	CO_2, H_2CrO_4, $Fe(OH)_3$, Li_3PO_4
5	Al_2O_3, $HClO_4$, $Ti(OH)_4$, $CuSO_4$	10	NO_2, H_2S, $Mg(OH)_2$, $Ba_3(PO_4)_2$

11	MgO, H_2SO_4, $Cr(OH)_3$, $MgSO_4$	19	Cs_2O, HIO_3, $Zn(OH)_2$, $FeCl_3$
12	SiO_2, H_2MoO_4, KOH, $Co(NO_3)_2$	20	N_2O_5, $HClO_3$, $LiOH$, $Cr_2(SO_4)_3$
13	K_2O, $HClO_3$, $Ca(OH)_2$, $ZnSO_4$	21	Cr_2O_3, $HMnO_4$, $Sr(OH)_2$, $Fe_3(PO_4)_2$
14	Nb_2O_5, H_2SeO_4, $Fe(OH)_2$, Na_2CO_3	22	CaO, HCN, $Au(OH)_3$, $Pb(NO_3)_2$
15	P_2O_5, $H_2S_2O_3$, $Ge(OH)_4$, $HgSO_3$	23	FeO, H_3AsO_3, $RbOH$, $Ca_3(PO_4)_2$
16	BaO, H_3PO_4, $Ni(OH)_2$, K_3PO_4	24	PbO_2, CH_3COOH, $Co(OH)_2$, $CrCl_3$
17	SO_2, HNO_2, $Cu(OH)_2$, $(NH_4)_2CO_3$	25	CrO_3, $HBrO_3$, $Pb(OH)_2$, $Mn(NO_3)_2$
18	B_2O_3, H_3AsO_4, $Mn(OH)_2$, Na_2S	26	Fe_2O_3, H_2SiO_3, $Cu(OH)_2$, $Ba_3(PO_4)_2$

2.2.2. Для реакції aA+bB = cC+dD визначте масу або об'єм речовини B, потрібну для утворення речовини C з розчину, який містить речовину A заданою масою. Яка кількість речовини еквівалента продукту C утворюється при цьому? Початкові дані для розрахунку вміщені у табл. 2.2.

Таблиця 2.2 – Варіанти завдань

Варіант	A	B	C	m_A, г
1	$Pb(NO_3)_2$	H_2S (г)	PbS	10
2	$MnSO_4$	H_2S (г)	MnS	12,5
3	$Pb(NO_3)_2$	H_2SO_4	$PbSO_4$	22
4	$BaCl_2$	K_2SiO_3	$BaSiO_3$	36
5	$MgSO_4$	H_2SiO_3	$MgSiO_3$	15,3
6	$MnCl_2$	H_3PO_4	$Mn_3(PO_4)_2$	8
7	$AlCl_3$	$NaOH$	$Al(OH)_3$	29

Продовження табл. 2.2

Варіант	A	B	C	m_A, г
8	$ZnSO_4$	H_2S (г)	ZnS	17,9
9	$CuSO_4$	NaOH	$Cu(OH)_2$	25
10	$CoSO_4$	H_2S (г)	CoS	47
11	$AgNO_3$	KCl	AgCl	39
12	$FeCl_3$	H_3PO_4	$FePO_4$	55,5
13	$CdCl_2$	H_2S (г)	CdS	26
14	$CaCl_2$	Na_2CO_3	$CaCO_3$	67
15	$BaCl_2$	H_2SO_4	$BaSO_4$	35,9
16	$CdCl_2$	H_3PO_4	$Cd_3(PO_4)_2$	29
17	$NiSO_4$	H_2S (г)	NiS	56,9
18	$ZnSO_4$	NaOH	$Zn(OH)_2$	45,7
19	$CuSO_4$	Na_2CO_3	$CuCO_3$	34
20	$MgSO_4$	H_3PO_4	$Mg_3(PO_4)_2$	48,7
21	$FeSO_4$	NaOH	$Fe(OH)_2$	21,3
22	$SnCl_2$	KI	SnI_2	53,9
23	$Ba(NO_3)_2$	Na_2SO_4	$BaSO_4$	12,7
24	$CaCl_2$	H_3PO_4	$Ca_3(PO_4)_2$	68
25	$Fe_2(SO_4)_3$	NaOH	$Fe(OH)_3$	73
26	$Pb(NO_3)_2$	K_2SO_3	$PbSO_3$	23,8

2.3. Дослідна частина

Дослід 1. Визначення молярної маси еквівалента металу

Метод заснований на вимірюванні об’єму дигідрогену, що виділяється при взаємодії металу, розташованого в ряду стандартних електродних потенціалів до дигідрогену, з надлишком кислоти за реакцією

$$M + H_2SO_4 = MSO_4 + H_2$$

$M^0 - 2e = M^{+2}$, $f(M) = 1/2$,

$2H^+ + 2e = H_2$, $f(H_2) = 1/2$.

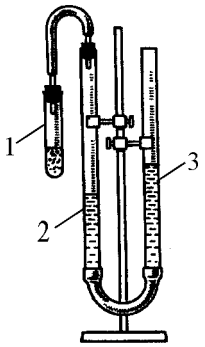


Рисунок 2.1 – Прилад для визначення молярної маси еквівалента металу: *1* – пробірка, *2* – бюретка, *3* – скляна трубка.

Дослід проводять із застосуванням приладу, зображеного на рис. 2.1.

Порядок виконання

1) Перевірте герметичність приладу, для чого пробірку щільно закрийте пробкою, лійку опустіть так, щоб рівень води в ній був нижчий за рівень води у бюретці, і в такому положенні закріпіть її. Якщо через 1–2 хвилини рівень води в бюретці залишається постійним, систему можна вважати герметичною.

2) Від'єднайте пробірку від приладу й пересуванням лійки встановіть рівень води в бюретці на позначці «0».

3) Наповніть 1/3 пробірки розчином з $\omega(H_2SO_4) = 25$ % і додайте одну краплю розчину купрум сульфату.

4) Помістіть метал масою 0,1 г у верхню частину пробірки, запобігаючи контакту металу з кислотою.

5) Приєднайте пробірку до приладу.

6) Пересуванням лійки приведіть воду в лійці і бюретці до одного рівня й запишіть у таблицю 2.3 положення рівня води в бюретці до початку досліду.

7) Опустіть метал у кислоту, спостерігайте виділення дигідрогену.

8) По закінченні реакції знову приведіть воду в лійці та бюретці до одного рівня (див. п. 6) і запишіть у таблицю 2.3 положення рівня води в бюретці після досліду.

9) За різницею рівнів води в бюретці до й після досліду визначте об'єм дигідрогену, що витиснився.

Таблиця 2.3 – Результати експерименту

Наважка металу	Положення рівня води у бюретці, мл		Об'єм витиснутого дигідрогену V, мл	t, °С	Тиск, мм рт. ст.	
	після досліду	до досліду			p	H

10) Запишіть у табл. 2.3 значення атмосферного тиску і температуру, при яких проводиться дослід. Оскільки дигідроген був зібраний над водою, слід записати тиск водяної пари h при температурі досліду (табл. 2.4).

11) Приведіть об'єм витиснутого дигідрогену до нормальних умов за рівнянням

$$V_0 = \frac{V(P-h)T_0}{P_0\,T}.$$

12) Знайдіть дослідне значення молярної маси еквівалента металу з такої пропорції:

$$m_{\text{M}} \quad - \quad V_0$$
$$M(1/2\ \text{M})_{\text{д}} \quad - \quad V_m(1/2\text{H}_2)$$

13) Визначте теоретичне значення молярної маси еквівалента металу:

$$M(1/2\text{M})_{\text{т}} = A{\cdot}f(\text{M}),$$

де A – атомна маса металу.

Таблиця 2.4 – Тиск водяної пари h при різних температурах, °C

t, °С	h	t, °С	h	t, °С	h
14	12,0	18	15,5	22	19,8
15	12,8	19	16,5	23	21,1
16	13,6	20	17,5	24	22,6
17	14,5	21	18,6	25	23,8

14) Визначте похибку досліду:

$$\varepsilon = \frac{\left|M(1/2M)_{\text{д}} - M(1/2M)_{\text{т}}\right|}{M(1/2M)_{\text{т}}} \cdot 100\,\% .$$

3. Будова електронних оболонок атомів

3.1. Теоретичні положення

За квантово-механічними уявленнями простір навколо ядра, у якому найбільш імовірне знаходження електрона, називають *орбіталлю*. Енергетичний стан електрона на даній орбіталі визначається за значеннями чотирьох квантових чисел.

Головне квантове число n має цілочислові значення від 1 до ∞; характеризує запас енергії електрона на даному електронному рівні.

Орбітальне квантове число l набуває значень від 0 до (*n* – 1), причому кількість значень *l* дорівнює *n*; характеризує запас енергії електрона на даному електронному підрівні та форму електронної хмари.

Для позначення енергетичних підрівнів використовують латинські літери:

l	0	1	2	3
Позначення	*s*	*p*	*d*	*f*

Магнітне квантове число m набуває значень –*l*...0...+*l*; характеризує орієнтацію електронної хмари у просторі, а також кількість квантових комірок на підрівні.

Квантова комірка – графічне зображення електронної орбіталі.

Спінове квантове число m_s має значення +1/2 та –1/2 і характеризує внутрішній ступінь вільності електрона, яких існує лише два.

Максимальне число електронів *N* на рівні *n* визначають за принципом Паулі:

$$N = 2n^2.$$

Для складання електронних формул використовують такі засновки:

- загальна кількість електронів в атомі визначається порядковим номером хімічного елемента у періодичній системі елементів;

• кількість енергетичних рівнів в атомі хімічного елемента визначається номером періоду періодичної системи елементів, у якому знаходиться елемент.

3.2. Контрольні завдання

3.2.1. Які підрівні на яких електронних рівнях мають значення (n+l), що наведені в табл. 3.1? У якій послідовності вони заповнюються електронами?

Таблиця 3.1 – Варіанти завдань

Варіант	(*n* + *l*)	Варіант	(*n* + *l*)	Варіант	(*n* + *l*)	Варіант	(*n* + *l*)
1	1; 8	7	4; 6	13	6; 5	19	2; 4
2	2; 7	8	7; 1	14	5; 2	20	5; 7
3	6; 3	9	2; 8	15	6; 3	21	3; 6
4	5; 1	10	4; 3	16	1; 7	22	4; 2
5	2; 4	11	5; 4	17	8; 3	23	5; 1
6	3; 5	12	6; 7	18	4; 1	24	3; 1

3.2.2. Напишіть електронні та електронно-графічні формули елементів, що наведені в табл. 3.2. Визначте, до якого сімейства елементів (s-, p-, d-, f-) вони належать. Знайдіть максимальну валентність кожного з елементів. Скільки «валентних» електронів має кожен з них?

Таблиця 3.2 – Варіанти завдань

Варіант	Елементи	Варіант	Елементи
1	Ca, O, Ta	13	Ti, Fe, Pm
2	Pr, Na, S	14	In, F, Zr
3	Se, Ni, Nd	15	Tl, Cl, Nb
4	Li, Cu, Tl	16	Na, Br, Ru
5	Mg, Po, Zr	17	Fe, At, Be
6	N, Fr, Eu	18	Ba, Zn, Pb

7	Be, P, Cd	19	C, Os, Mg
8	As, Au, Mg	20	Cd, Sb, Rh
9	Rb, Hg, Te	21	Si, Co, Sr
10	Sr, Sc, Br	22	I, Pd, Cs
11	Al, Sn, Mn	23	K, Ti, Ge
12	Tl, Pb, Th	24	Hf, Ra, Sb

3.2.3. Серед наведених у табл. 3.3 електронних конфігурацій знайдіть неможливу. У чому причина неможливості її реалізації в основному стані?

3.2.4. Визначте, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи елементів містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів (табл. 3.4). Наведіть їх назви та порядкові номери в періодичній системі елементів.

Таблиця 3.3 – Варіанти завдань

Варіант	Електронні конфігурації	Варіант	Електронні конфігурації	Варіант	Електронні конфігурації
1	$1p^3$; $3d^3$	9	$2d^3$; $4p^2$	17	$1p^6$; $4d^4$
2	$4s^1$; $4p^7$	10	$3f^3$; $2p^5$	18	$3p^5$; $1d^3$
3	$3d^1$; $2d^4$	11	$2p^2$; $3d^{13}$	19	$2d^5$; $3s^2$
4	$3p^8$; $3d^4$	12	$2p^{14}$; $3d^{10}$	20	$5p^8$; $6s^1$
5	$3d^{12}$; $5p^6$	13	$1d^2$; $4p^5$	21	$4s^4$; $3d^8$
6	$4p^3$; $2f^1$	14	$4p^2$; $3f^{10}$	22	$3p^5$; $3f^8$
7	$4s^3$; $5d^8$	15	$4d^{14}$; $4f^5$	23	$3d^{10}$; $4p^8$
8	$4f^{11}$; $3p^8$	16	$2p^6$; $2d^4$	24	$3d^{11}$; $4f^{12}$

3.2.5. Напишіть електронні формули атомів елементів (табл. 3.5), що мають різні ступені окиснення.

Таблиця 3.4 – Варіанти завдань

Варіант	Будова зовнішніх електронних оболонок атомів	Варіант	Будова зовнішніх електронних оболонок атомів
1	$2p^6 3s^2$; $4s^2 4p^5$	13	$3s^2 3p^5$; $1s^2 2s^1$

2	$3d^{10}4s^2$; $6s^26p^1$	14	$6s^26p^3$; $4d^65s^2$
3	$3d^64s^2$; $5p^66s^1$	15	$2p^63s^2$; $3d^64s^2$
4	$3s^23p^2$; $2p^63s^1$	16	$4p^65s^1$; $5d^16s^2$
5	$4d^55s^2$; $4s^24p^6$	17	$6d^27s^2$; $4d^85s^2$
6	$5d^26s^2$; $3p^64s^2$	18	$5d^36s^2$; $6p^67s^2$
7	$5p^66s^2$; $6s^26p^2$	19	$4s^24p^4$; $3d^74s^2$
8	$5d^46s^2$; $4d^{10}5s^2$	20	$3d^84s^2$; $5s^25p^3$
9	$6s^26p^5$; $2s^22p^4$	21	$5p^66s^1$; $5d^56s^2$
10	$3p^64s^1$; $5d^56s^2$	22	$5s^25p^2$; $6p^67s^2$
11	$5s^25p^5$; $5d^76s^2$	23	$3s^23p^3$; $5s^25p^6$
12	$4p^65s^2$; $3d^44s^2$	24	$6d^87s^2$; $1s^22s^2$

Таблиця 3.5 – Варіанти завдань

Варіант	Елементи та ступені їх окиснення	Варіант	Елементи та ступені їх окиснення
1	Mg(+2); I(–1); Ni(+3)	13	Sc(+3); N(+3); Te(–2)
2	Ni(+2); Na(+1); O(–2)	14	V(+2); Rh(+6); Hg(+2)
3	Fe(+2); Ca(+2); N(–3)	15	Pb(+2); Sn(+2); As(–3)
4	Mn(+2); Fe(+3); Br(–1)	16	Sn(+4); Bi(+5); N(–3)
5	Co(+3); S(–2); S(+6)	17	Mn(+2); Nb(+5); I(–1)
6	Ru(+6); Rb(+1); N(–3)	18	Ge(–4); Mn(+6); W(+2)
7	Ru(+8); Ba(+2); Cl(–1)	19	W(+6); As(+5); C(–4)
8	Be(+2); P(–3); Ta(+5)	20	Cr(+3); Mo(+2); S(–2)
9	P(+3); Se(+6); F(–1)	21	Sn(+2); Cs(+1); Br(–1)
10	O(–2); Cl(+7); Fe(+6)	22	In(+3); Bi(+3); Te(–2)
11	Ru(+2); Al(+3); S(–2)	23	As(+5); Mo(+2); H(–1)
12	Cs(+1); Sb(–3); C(+4)	24	Hg(+2); Pb(+4); S(–2)

4. Хімічний зв’язок

4.1. Теоретичні положення

Хімічний зв’язок виникає внаслідок сполучення валентних електронів атомів і супроводжується зменшенням енергії системи.

Хімічний зв’язок має електричну природу: в просторі між ядрами, внаслідок перекриття електронних хмар з протилежно спрямованими спінами взаємодіючих атомів виникає спільна електронна пара, тобто область підвищеної густини негативного електричного заряду, яка й утримує позитивно заряджені ядра атомів у молекулі.

Хімічний зв’язок характеризується довжиною та енергією.

Довжина зв’язку – це середня відстань між центрами атомів, що взаємодіють.

Енергія зв’язку – це та енергія, яку потрібно витратити, щоб розірвати зв’язок в 1 моль речовини.

Залежно від характеру перекриття електронних хмар розрізняють три типи зв’язку: ковалентний, іонний, металічний.

Ковалентний тип зв’язку виникає внаслідок перекриття двох неспарених валентних електронів взаємодіючих атомів з протилежно спрямованими спінами, причому спільна електронна пара знаходиться між ядрами двох сусідніх атомів.

Характеристики ковалентного зв’язку: *спрямованість*, від якої залежить геометрична форма молекули; *насичуваність*, що визначається валентністю, тобто числом неспарених валентних електронів в основному або збудженому стані взаємодіючих атомів.

Якщо зв’язок утворюється за рахунок електронів з різних підрівнів, то має місце явище гібридизації орбіталей, тобто вирівнювання електронних хмар за формою та енергією. Розрізняють *sp*-, sp^2-, sp^3- та інші типи гібридизації, які визначають геометричну форму молекул.

При взаємодії атомів з однаковою електронегативністю утворюється неполярний ковалентний зв’язок (наприклад, у молекулах H_2, Cl_2, N_2). При взаємодії атомів з різними значеннями електронегативності утворюється полярний ковалентний зв’язок, при цьому спільна електронна пара зміщена до атома з більшою електронегативністю (наприклад, у молекулі HCl).

Іонний тип зв’язку виникає, коли спільна електронна пара повністю переходить до атома з більшою електронегативністю.

Металічний зв'язок реалізується в кристалах металів, коли спільна електронна хмара належить одночасно усім позитивно зарядженим ядрам атомів і може рухатися по вакантних орбіталях у всьому об'ємі кристалу.

4.2. Контрольні завдання

4.2.1. Складіть електронно-графічні формули атомів елементів, поданих у табл. 4.1. Чим можна пояснити різну валентність цих атомів?

4.2.2. Виходячи із значень електронегативності елементів, розмістіть сполуки (табл. 4.2) в ряд за збільшенням ступеня іонності зв'язків.

Таблиця 4.1 – Варіанти завдань

Варіант	Елементи та їх валентність	Варіант	Елементи та їх валентність
1	Sc(0, 2, 3), Ga(1, 3)	14	Rb(1), Ag(1, 2, 3)
2	O(2), S(2, 4, 6)	15	Zr(0, 2, 3, 4), Pb(2, 4)
3	F(1), Cl(1, 3, 5, 7)	16	Au(1, 2, 3), Cs(1)
4	Fe(0, 2, 3, 6), Ru(0, 2, 3, 6, 8)	17	Ti(0, 2, 3, 4), Te(2, 4, 6)
5	Ti(0, 2, 3, 4), Ge(2, 4)	18	He(0), Xe(0, 2, 4, 6, 8)
6	Sn(2, 4), Zr(0, 2, 3, 4)	19	Hf(0, 2, 3, 4), C(2, 4)
7	Mn(0, 2, 3, 4, 6, 7), Br(1, 3, 5, 7)	20	W(0, 2, 3, 4, 6), Po(2, 4, 6)
8	V(0, 2, 3, 4, 5), As(3, 5)	21	Y(0, 2, 3), In(1, 3)
9	Mo(0, 2, 3, 4, 6), Te(2, 4, 6)	22	Al(1, 3), Sc(0, 2, 3)
10	Re(0, 2, 3, 4, 6, 7), At(1, 3, 5, 7)	23	Sr(2), Cd(0, 2)
11	N(3, 4), P(3, 5)	24	Ti(0, 2, 3, 4), Si(2, 4)
12	Na(1), Cu(1, 2, 3)	25	H(1), Br(1, 3, 5, 7)
13	Se(2, 4, 6), Cr(0, 2, 3, 4, 6)	26	Ag(1, 2, 3), Ge(2, 4)

Таблиця 4.2 – Варіанти завдань

Варіант	Хімічні сполуки	Варіант	Хімічні сполуки
1	SiH_4, CCl_4, GeF_4, CO	14	$TiCl_4$, ZrI_4, HfF_4, $HfCl_4$
2	NO, PCl_3, $MgCl_2$, NH_3	15	Sc_2O_3, YCl_3, La_2O_3, ScF_3
3	LiCl, KI, Na_2O, LiH	16	VCl_3, TaI_3, $NbCl_3$, VF_3
4	KCl, NaF, K_2O, Na_2S	17	BF_3, Al_2O_3, $AlCl_3$, B_2O_3

Продовження табл. 4.2

5	PH_3, NCl_3, Na_3P, PBr_3	18	ClF_3, OF_2, $BrCl_3$, IF_3
6	CaI_2, MgF_2, CaH_2, CaO	19	SO_2, SeF_4, $TeCl_4$, PoO_2
7	$TiCl_2$, ZrO, TiS, HfF_2	20	CO_2, CCl_4, GeI_4, SnO_2
8	Na_2O, KF, K_2S, NaH	21	CdS, ZnO, $HgCl_2$, ZnI_2
9	HF, HCl, NH_3, CCl_4	22	$AlCl_3$, Ga_2O_3, $InCl_3$, TlI_3
10	PH_3, H_2O, AsF_3, H_2Se	23	PF_3, $AsCl_3$, SbI_3, $BiCl_3$
11	Al_2O_3, In_2S_3, Al_2Se, GaAs	24	CrO, $CrCl_2$, MoI_2, WO_3
12	Ba_3N_2, $CaCl_2$, BaF_2, MgO	25	CCl_4, SiF_4, GeI_4, SnO_2
13	$MnCl_2$, NiF_2, $FeCl_2$, CaO	26	PH_3, $TiCl_2$, Al_2O_3, GaAs

4.2.3. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома та геометричну форму хімічних частинок, що наведені в табл. 4.3.

Таблиця 4.3 – Варіанти завдань

Варіант	Формули хімічних частинок	Варіант	Формули хімічних частинок
1	BeH_2, CH_4, AlH_3	13	$PbCl_4$, $GaCl_3$, CO_2
2	SiH_4, BCl_3, MgH_2	14	SiO_2, SnF_4, GaF_3
3	CaH_2, AlF_3, GeH_4	15	$InCl_3$, PbF_4, $HgCl_2$
4	SrH_2, CCl_4, BF_3	16	$ZnCl_2$, InF_3, CF_4
5	BaH_2, $SiCl_4$, BCl_3	17	SiF_4, $GaBr_3$, $CdCl_2$
6	BF_3, $GeCl_4$, $BeCl_2$	18	GeF_4, HgF_2, $InBr_3$
7	CF_4, InH_3, $MgCl_2$	19	ZnF_2, AlF_3, $Pb(OH)_4$
8	$CaCl_2$, C_2H_4, SiF_4	20	$Ge(OH)_4$, InH_3, HgF_2
9	GeF_4, $AlCl_3$, $SrCl_2$	21	InH_3, GeO_2, Li_3B
10	C_2H_6, $BaCl_2$, Na_3B	22	$PbCl_4$, BeH_2, BCl_3
11	AlF_3, K_3B, C_2H_2	23	SnO_2, $SnBr_4$, GaH_3
12	CS_2, $GaBr_3$, $SnCl_4$	24	$MgCl_2$, SnI_4, AlF_3

4.2.4. Визначте домінуючий тип міжмолекулярних взаємодій у рідині, що складається з наступних молекул.

Таблиця 4.4 – Варіанти завдань

Варіант	Частинки	Варіант	Частинки
1	PH_3	9	HI
2	HCl	10	C_2H_5OH
3	CO	11	SiH_4
4	I_2	12	SbH_3
5	CH_3OH	13	Br_2
6	NH_3	14	CH_4
7	H_2O	15	$GeCl_4$
8	H_2Te	16	PF_5
17	HNO_3	21	BCl_3
18	H_2	22	C_2H_4
19	H_2S	23	HBr
20	Cl_2	24	C_2H_2

5. Хімічна термодинаміка

5.1. Теоретичні положення

Хімічна термодинаміка вивчає закони обміну енергією між термодинамічною системою та оточуючим середовищем. Використання цих законів дозволяє прогнозувати принципову імовірність перебігу хімічної реакції, оцінювати глибину та оптимальні умови її проведення. Але власне перебіг процесу (наприклад, його швидкість) термодинаміка не розглядає.

Предметом вивчення хімічної термодинаміки є *термодинамічна система* – сукупність взаємодіючих об’єктів, що умовно або фактично відокремлені від зовнішнього середовища межею розподілу. Термодинамічна система характеризується параметрами та функціями стану.

Термодинамічними параметрами системи називають змінні величини, які визначають її стан, наприклад: тиск p, температура T, об'єм V, склад системи, кількість речовини i-го компонента n_i.

Функціями стану системи називають величини, які характеризують змінення, що відбуваються в системі. Вони залежать від параметрів стану системи і не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший. До функцій стану системи належать:

- внутрішня енергія U, кДж/моль
- ентальпія H, кДж/моль
- ентропія S, Дж/моль·К
- ізобарно-ізотермічний потенціал G, кДж/моль

Внутрішньою енергією системи U називають її повну енергію, що складається з кінетичної енергії (енергія руху частинок) і потенціальної енергії (притяжіння й відштовхування частинок) усіх складових системи без урахування кінетичної та потенціальної енергії системи як цілого. Визначити можна тільки змінення внутрішньої енергії системи:

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

Перший закон термодинаміки: кількість енергії, що виділяється або поглинається системою у формі теплоти Q і механічної роботи A, дорівнює змінення повної енергії системи ΔU при її переході з одного стану в інший:

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

де A – це робота проти сил зовнішнього тиску: $A = p\Delta V$.

Тепловий ефект ізохорної реакції, яка перебігає при сталому об'ємі, чисельно дорівнює змінення внутрішньої енергії реакційної системи: $Q_v = \Delta U$, оскільки $A = 0$. Прикладом ізохорних реакцій є реакції в закритій посудині або реакції між твердими й рідкими речовинами без виділення газів.

Ізобарні реакції проходять при сталому тиску, тому $A \neq 0$. Тепловий ефект для цих реакцій чисельно дорівнює зміненню ентальпії системи в

ході реакції. Ентальпією називають функцію стану системи $H = U + pV$, яка має розмірність енергії. Визначити можна тільки змінення ентальпії системи при переході її з одного стану в інший:

$$\Delta H = H_2 - H_1.$$

Абсолютне значення ентальпії визначити неможливо, тому визначають тільки ΔH при переході системи зодного стану в інший.

Ентропія S є мірою невпорядкованості системи. Вона пов'язана з термодинамічною ймовірністю реалізації даного стану речовини співвідношенням

$$S = k \ln W,$$

де k – стала Больцмана; W – термодинамічна ймовірність, тобто число можливих мікростанів, що відповідають даному макростану речовини.

Оскільки ентропія, як і ентальпія, є функцією стану системи, то її змінення визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.

Другий закон термодинаміки: в ізольованих системах ентропія процесу, що перебігає самочинно, зростає, тобто $\Delta S > 0$. У закритих хімічних системах ентропія в ході процесу може як збільшуватися при переході системи в менш упорядкований стан (розширення газів; фазові переходи: тверда речовина → рідина → газ; розчинення кристалічних речовин), так і зменшуватися при переході системи в більш упорядкований стан (стиснення газів, конденсація й кристалізація речовин). У ході хімічної реакції $\Delta S > 0$, якщо об'єм системи ΔV або число молів газоподібної речовини збільшується. Абсолютні значення ентропії можна визначити для всіх чистих речовин за будь-якої температури.

Третій закон термодинаміки: ентропія чистих речовин, що існують як ідеальні кристали при температурі 0 К, дорівнює нулю, тобто при абсолютному нулі досягається повна впорядкованість в ідеальному кристалі.

Ізобарно-ізотермічний потенціал G (енергія Гіббса) є критерієм принципової можливості перебігу хімічної реакції. Він пов'язаний з розглянутими функціями залежністю

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Умовою принципової можливості хімічного процесу при постійних T і p є зменшення ізобарно-ізотермічного потенціалу ($\Delta G < 0$). Якщо $\Delta G > 0$, то самочинно відбувається зворотна реакція. При $\Delta G = 0$ система перебуває у рівноважному стані.

Змінення функцій стану системи для хімічної реакції

$$a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$$

за стандартних умов визначають як

$$\Delta H^0_{\text{x.p}} = \left[c\Delta H^0_{f,\,298}(\text{C}) + d\Delta H^0_{f,\,298}(\text{D})\right] - \left[a\Delta H^0_{f,\,298}(\text{A}) + b\Delta H^0_{f,\,298}(\text{B})\right],$$

$$\Delta S^0_{\text{x.p}} = \left[cS^0_{298}(\text{C}) + dS^0_{298}(\text{D})\right] - \left[aS^0_{298}(\text{A}) + bS^0_{298}(\text{B})\right],$$

$$\Delta G^0_{\text{x.p}} = \left[c\Delta G^0_{f,\,298}(\text{C}) + d\Delta G^0_{f,\,298}(\text{D})\right] - \left[a\Delta G^0_{f,\,298}(\text{A}) + b\Delta G^0_{f,\,298}(\text{B})\right],$$

де *a, b,c,d* – коефіцієнти в рівнянні реакції, $\Delta H^0_{f,298}$ – стандартна ентальпія утворення речовини, кДж/моль; $\Delta G^0_{f,298}$ – стандартна енергія Гіббса утворення речовини, кДж/моль; S^0_{298} – стандартна ентропія речовини, Дж/моль·К. Ці величини є табличними.

5.2. Контрольні завдання

5.2.1. Не проводячи розрахунків, визначте знак зміни ентропії хімічної реакції $a\text{A} + b\text{B} + c\text{C} = d\text{D} + f\text{F} + g\text{G}$, що наведена у вашому варіанті табл. 5.1, а потім:

- визначте зміну ентальпії та ентропії ($\Delta H^0_{\text{x.p}}$, $\Delta S^0_{\text{x.p}}$) цієї реакції за стандартних умов, використовуючи дані додатка І, зробіть висновок щодо теплового ефекту реакції;

• використовуючи значення $\Delta H^0_{\text{х.р}}$ та $\Delta S^0_{\text{х.р}}$, зробіть аналіз щодо самочинного перебігу реакції та впливу температури на напрямок перебігу реакції;

• визначте рівноважну температуру реакції $T_{\text{р}}$ та температурний інтервал перебігу реакції;

• визначте змінення енергії Гіббса ($\Delta G^0_{\text{х.р}}$) за стандартних умов. Чи збігаються ваші розрахунки з результатами попереднього аналізу? Зробіть висновок щодо принципової можливості перебігу реакції;

• визначте кількість енергії, що виділяється або поглинається при взаємодії компонента А, кількість речовини якого наведено в табл. 5.1.

Таблиця 5.1 – Варіанти завдань

Варіант	A	*n*, моль	B	C	D	F	G
1	$Mn_{(к)}$	0,12	$H_2O_{(р)}$	–	$Mn(OH)_{2(к)}$	$H_{2(г)}$	–
2	$Be_{(к)}$	1,23	$H_2SO_{4(р)}$	–	$BeO_{(к)}$	$S_{(к)}$	$H_{2(р)}$–
3	$Ni_{(к)}$	0,75	$H_2O_{(р)}$	O_2	$Ni(OH)_{2(к)}$	–	–
4	$Sn_{(к)}$	3,40	$HNO_{3(р)}$	–	$Sn(NO_3)_{2(р)}$	$NO_{(г)}$	$H_2O_{(р)}$
6	$Cu_{(к)}$	1,69	$HCl_{(р)}$	O_2	$CuCl_{2(р)}$	$H_2O_{(р)}$	–
7	$Si_{(к)}$	0,91	$NaOH_{(р)}$	$H_2O_{(р)}$	$Na_2SiO_{3(к)}$	$H_{2(г)}$	–
8	$Zn_{(к)}$	2,54	$H_2O_{(р)}$	–	$Zn(OH)_{2(к)}$	$H_{2(г)}$	–
9	$Ag_{(к)}$	3,05	$HNO_{3(р)}$	–	$AgNO_{3(р)}$	$NO_{2(г)}$	$H_2O_{(р)}$
10	$Co_{(к)}$	2,56	$H_2O_{(р)}$	–	$Co(OH)_{2(к)}$	$H_{2(г)}$	–
11	$Hg_{(к)}$	1,63	$HNO_{3(р)}$	$HCl_{(р)}$	$HgCl_{2(к)}$	$NO_{(г)}$	$H_2O_{(р)}$
12	$ZnS_{(к)}$	2,78	O_2	–	$SO_{2(г)}$	$ZnO_{(k)}$	–
13	$PH_{3(г)}$	0,17	O_2	–	$P_2O_{5(к)}$	$H_2O_{(р)}$	–
14	$Bi_{(к)}$	3,19	$HNO_{3(р)}$	–	$Bi(NO_3)_{3(р)}$	$NO_{2(г)}$	$H_2O_{(р)}$
15	$Cu_{(к)}$	1,08	$H_2O_{(р)}$	O_2	$Cu(OH)_{2(к)}$	–	–
16	$Cd_{(к)}$	2,71	$HNO_{3(р)}$	–	$Cd(NO_3)_{2(р)}$	$NO_{2(г)}$	$H_2O_{(р)}$
17	$Sn(NO_3)_{2(к)}$	3,66	–	–	$SnO_{(к)}$	$NO_{2(г)}$	O_2
18	$Ag_{(к)}$	0,42	$H_2S_{(г)}$	O_2	$Ag_2S_{(к)}$	$H_2O_{(р)}$	–
19	$Mn_{(к)}$	4,14	$HCl_{(р)}$	O_2	$MnCl_{2(р)}$	$H_2O_{(р)}$	–

Продовження табл. 5.1

Варіант	A	*n*, моль	B	C	D	F	G
20	$Cd_{(к)}$	2,92	$HCl_{(р)}$	O_2	$CdCl_{2(р)}$	$H_2O_{(р)}$	–
21	$Pb_{(к)}$	1,38	$H_2O_{(р)}$	O_2	$Pb(OH)_{2(к)}$	–	–
22	$Fe_{(к)}$	3,84	$HNO_{3(}$	–	$Fe(NO_3)_{3(р)}$	$NO_{(г)}$	$H_2O_{(р)}$
23	$Au_{(к)}$	0,72	$HCl_{(р)}$	O_2	$AuCl_{3(р)}$	$H_2O_{(р)}$	–

5.2.2. З використанням якого відновника можна здобути метал із сполуки (табл. 5.2). Для обґрунтування відповіді проведіть повний термодинамічний аналіз: визначте $\Delta H^0_{х.р}$, $\Delta S^0_{х.р}$, $\Delta G^0_{х.р}$, $T_р$, температурний інтервал перебігу реакції.

Таблиця 5.2 – Варіанти завдань

Варіант	Відновник	Сполука металу	Варіант	Відновник	Сполука металу
1	H_2, C, Zn	CuO	14	H_2, Al, Mg	ZrO_2
2	H_2, Zn, Mg	BeO	15	H_2, C, Zn	Bi_2O_3
3	H_2, Mg, Al	Cr_2O_3	16	H_2, C, Al	ZnO
4	H_2, C, Mg	GeO_2	17	Zn, Si, Al	MgO
5	H_2, Al, C	Co_2O_3	18	C, Zn, Ca	TiO_2
6	Zn, C, Al	MgO	19	H_2, Ca, C	Nb_2O_5
7	Al, C, Ca	V_2O_5	20	Zn, CO, H_2	PbO
8	C, Ca, Zn	SnO_2	21	Al, C, H_2	CdO
9	H_2, Al, Si	MnO_2	22	Mg, H_2, C	WO_3
10	Zn, C, H_2	MoO_3	23	Na, Al, H_2	CaO
11	Si, C, H_2	NiO	24	H_2, Zn, Al	AgCl
12	CO, C, H_2	Fe_3O_4	25	Ca, Na, C	Al_2O_3
13	H_2, Ca, Na	Ta_2O_5	26	Na, C, Mg	$TiCl_4$

6. Хімічна кінетика та рівновага

6.1. Теоретичні положення

Швидкість хімічних реакцій визначають за зміненням концентрації реагуючих речовин за одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних систем) або на одиниці поверхні поділу (для гетерогенних систем).

Швидкість хімічної реакції зумовлена природою реагуючих речовин та залежить від умов перебігу процесу: концентрації реагуючих речовин, температури, тиску, присутності каталізатора.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин підпорядковується закону діючих мас: при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції. Наприклад, для реакції

$$a\mathrm{A} + b\mathrm{B} = d\mathrm{D} + e\mathrm{E}$$

згідно з законом діючих мас швидкість визначається кінетичним рівнянням

$$v = kc_{\mathrm{A}}^{a}c_{\mathrm{B}}^{b},$$

де v – швидкість хімічної реакції; k – константа швидкості; c_{A}, c_{B} – молярні концентрації реагуючих речовин, моль/л.

Реакції в гетерогенних системах перебігають на поверхні поділу фаз. Швидкість цих реакцій при сталій температурі залежить від концентрацій газоподібних та рідких речовин, а вплив поверхні поділу враховується у величині константи швидкості реакції. Наприклад, для реакції

$$\mathrm{C_{(к)}} + \mathrm{O_{2(г)}} = \mathrm{CO_{2(г)}}$$

швидкість реакції визначається як

$$v = kc_{\mathrm{O_2}}.$$

Залежність швидкості реакції від температури відбивається правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де v_{T_2}, v_{T_1} – швидкості реакції при T_2 та T_1; γ – температурний коефіцієнт.

Якщо швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, то в системі встановлюється хімічна рівновага, яка характеризується певними значеннями параметрів системи: температури, тиску, рівноважних концентрацій реагентів та продуктів реакції. При зміненні хоча б одного з параметрів рівновага зсувається в той або інший бік. Напрям зсуву рівноваги визначається принципом Ле-Шательє: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, впливати ззовні, то рівновага зсувається у напрямку тієї реакції, яка послабляє цей вплив.

6.2. Контрольні завдання

6.2.1 Для реакції aA + bB = cC + dD, що наведена у вашому варіанті табл. 6.1:

- напишіть згідно з законом діючих мас кінетичне рівняння прямої та зворотної реакцій;
- обчисліть константу рівноваги за умови, що рівноважні концентрації кожної речовини становлять 0,5 моль/л;
- визначте значення одного з параметрів (γ, Δt, $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$) за відомими значеннями двох інших;
- встановіть, як зміниться швидкість прямої реакції: а) при збільшенні концентрацій ($X = \frac{c_{A_1}}{c_{A_0}}$, $Y = \frac{c_{B_1}}{c_{B_0}}$) вихідних речовин згідно з даними табл. 6.1; б) якщо прореагує 50 % речовини А;
- вкажіть, як треба змінити параметри системи (температуру, тиск, концентрації вихідних речовин та продуктів реакції), щоб зсунути рівновагу у бік прямої реакції.

Таблиця 6.1 – Варіанти завдань

Варіант	Речовини, що входять до рівняння реакції				$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$	γ	Δt	Змінення концентрацій		ΔH, $\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$
	A	B	C	D				*X*	*Y*	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
1	$CO_{(г)}$	$Cl_{2(г)}$	$COCl_{2(г)}$	–	?	2	20	3,3	4,1	–109,8
2	$PCl_{5(г)}$	–	$PCl_{3(г)}$	$Cl_{2(г)}$	168,0	3,6	?	6,4	–	78,9
3	$SO_{2(г)}$	$O_{2(г)}$	$SO_{3(г)}$	–	32,77	?	30	7,4	1,6	–198,4
4	$H_{2(г)}$	$I_{2(г)}$	$HI_{(г)}$	–	?	3,7	40	4,1	3,7	–8,69
5	$CO_{2(г)}$	$C_{(к)}$	$CO_{(г)}$	–	64	4	?	8,8	–	172,5
6	$CH_{4(г)}$	$O_{2(г)}$	$H_{2(г)}$	$CO_{(г)}$	13,69	?	20	3,9	2,5	–71,2
7	$ICl_{(г)}$	–	$I_{2(к)}$	$Cl_{2(г)}$	7,29	2,7	?	5,3	–	34,8
8	$CO_{(г)}$	$Fe_2O_{3(к)}$	$FeO_{(к)}$	$CO_{2(г)}$	23,43	?	40	8,2	–	49,6
9	$NH_{3(г)}$	$O_{2(г)}$	$NO_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$	?	4,1	30	2,4	5,1	–906,2
10	$CO_{(г)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$	–	29,79	3,1	?	2,7	7,4	–565,9
11	$C_2H_5OH_{(ж)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	5,29	?	20	2,8	3,4	–1234,9
12	$CH_{4(г)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	12,25	3,5	?	1,7	2,9	–802,2
13	$HCl_{(г)}$	$O_{2(г)}$	$Cl_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	?	2.1	40	4,6	3,2	–116,8
14	$C_2H_{6(г)}$	–	$C_2H_{4(г)}$	$H_{2(г)}$	21,95	?	30	7,9	–	142,0
15	$SO_{2(г)}$	$NO_{2(г)}$	$SO_{3(г)}$	$NO_{(г)}$	54,87	3,8	?	8,3	5,6	–41,9
16	$CH_{4(г)}$	$Cl_{2(г)}$	$CH_3Cl_{(г)}$	$HCl_{(г)}$	?	4,0	20	6,9	4,4	–98,9
17	$CO_{(г)}$	$FeO_{(к)}$	$Fe_{(к)}$	$CO_{2(г)}$	12,17	2,3	?	3,5	–	–18,2
18	$CO_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$	$CO_{2(г)}$	$H_{2(г)}$	92,35	?	40	7,7	2,9	–40,9
19	$CH_{4(г)}$	$CO_{2(г)}$	$CO_{(г)}$	$H_{2(г)}$	?	3,3	20	6,9	10,5	247,4
20	$NO_{(г)}$	$H_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	$N_{2(г)}$	17,64	4,2	?	7,8	5,9	–664,5
21	$CH_{4(г)}$	$H_2O_{(г)}$	$CO_{(г)}$	$H_{2(г)}$	13,82	?	30	8,4	6,1	250,2
22	$H_{2(г)}$	$GeO_{2(к)}$	$Ge_{(к)}$	$H_2O_{(г)}$	?	2,2	50	9,4	–	–16,9
23	$F_{2(г)}$	$H_2O_{(ж)}$	$HF_{(ж)}$	$O_{2(г)}$	39,06	2,5	?	5,2	3,0	–708,7
24	$NO_{2(г)}$	$CO_{(г)}$	$CO_{2(г)}$	$NO_{(г)}$	45,69	?	40	4,4	2,7	–225,7

6.3. Дослідна частина

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Дослід заснований на реакції взаємодії натрій тіосульфату і сульфатної кислоти за рівнянням

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + H_2O + S\downarrow$$

Для попереднього ознайомлення з характером перебігу зазначеної реакції до 1–2 мл розчину натрій тіосульфату прилийте приблизно такий

же об'єм розчину сульфатної кислоти і спостерігайте початок появи опалесценції і подальшого помутніння розчину, які з'являються внаслідок випадіння в осад вільної сірки згідно з рівнянням реакції.

Використовуючи бюретку, налийте у чотири пробірки, по 4 мл розчину сульфатної кислоти. У чотири інші пробірки також за допомогою бюретки налийте: у першу –4 мл розчину натрію тіосульфату, у другу – 3 мл розчину натрію тіосульфату і 1 мл води, у третю – 2 мл розчину натрію тіосульфату і 2 мл води, у четверту – 1 мл розчину натрію тіосульфату і 3 мл води.

Швидко влийте сульфатну кислоту, що знаходиться в одній із пробірок, у розчин натрій тіосульфату в першій пробірці і включіть секундомір.

Утворену суміш добре перемішайте чистою скляною паличкою, відмітьте за показанням секундоміра або годинника відрізок часу $\Delta\tau$, через який почалося помутніння розчину. Зробіть аналогічні досліди з розчинами у другій та третій пробірках, визначаючи час до появи одного й того самого ступеня помутніння розчину.

Результати експериментів запишіть у табл. 6.2

На основі отриманих даних побудуйте графік залежності швидкості реакції від відносної концентрації $Na_2S_2O_3$. Який вигляд має цей графік (це крива чи пряма лінія)? Який закон лежить в основі залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин? Яким буде кінетичне рівняння проведеної реакції?

Дослід 2. Вплив площі поверхні реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенних системах

У суху фарфорову ступку внесіть шпателем приблизно однакову кількість калій йодиду і плюмбум (II) нітрату та перемішайте. Спостерігайте за будь-якими змінами. Розітріть ці ж компоненти товкачем і спостерігайте появу помітного жовтого кольору. Додайте до суміші декілька крапель дистильованої води. Як пояснити зміни у перебігу

процесу взаємодії KI та $Pb(NO_3)_2$? Якими рівняннями реакцій її можна виразити?

Таблиця 6.2 – Результати експерименту

Номер пробірки	Об'єм, мл			Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$	Проміжок часу $\Delta\tau$ від зливання розчинів до появи каламуті	Швидкість реакції v в умовн. один. $v = (1/\Delta\tau)\times10^2$
	вихідного розчину $Na_2S_2O_3$	води	вихідного розчину H_2SO_4			
1	4	0	4	1		
2	3	1	4	3/4		
3	2	2	4	1/2		
4	1	3	4	¼		

Дослід 3. Вплив концентрації реагентів та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги

Внесіть пробірку 2–3 (не більше) краплі розчину ферум (III) хлориду і розведіть його дистильованою водою приблизно до 1/3 об'єму пробірки. Так само вчиніть з розчином калій тіоціанату. Злийте здобуті речовини в одну із пробірок і добре перемішайте скляною паличкою. Якого кольору набуває розчин? Якщо він буде досить інтенсивним, відлийте приблизно половину розчину і знову розведіть той, що залишився у пробірці, дистильованою водою.

Напишіть рівняння реакції взаємодії зазначених речовин. Яким буде кінетичне рівняння цієї реакції у стані рівноваги?

Розлийте одержаний (не дуже інтенсивно забарвлений) розчин приблизно порівну у чотири пробірки. До першої додайте 2−3 краплі концентрованого розчину $FeCl_3$, до другої – KCNS, до третьої – шпателем трохи кристалічного KCl. Четверту пробірку залиште для порівняння кольору.

Зверніть увагу на змінення інтенсивності забарвлення розчинів у перших трьох пробірках. Як на основі принципу Ле-Шательє пояснити, чому в першій та другій пробірках інтенсивність забарвлення збільшується, а в третій – зменшується? Як змінюються у кожній із трьох пробірок концентрації компонентів рівноважної системи: а) ферум (III) тіоціанату; б) калій хлориду; в) ферум (III) хлориду – порівняно з їх концентраціями у четвертій пробірці?

7. Властивості водних розчинів електролітів

7.1. Теоретичні положення

Електролітами називають речовини, які дисоціюють на іони у воді та інших полярних розчинниках або розплавах. Розчини та розплави електролітів проводять електричний струм. Розпад молекул речовини на іони називають *електролітичною дисоціацією*. До електролітів відносять солі, кислоти, основи.

Кількісними характеристиками електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації* та *константа дисоціації*. За цими характеристиками усі електроліти поділяють на сильні та слабкі. До сильних електролітів відносять практично усі розчинні солі, гідроксиди лужних та лужноземельних металів та такі кислоти: HCl, HNO_3, H_2SO_4.

У розчинах електролітів характер середовища може бути кислотним, лужним або нейтральним.

Кількісною мірою кислотності середовища є водневий показник pH, який визначається так:

$$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+},$$

де c_{H^+} – молярна концентрація іонів Гідрогену, моль/л.

У нейтральному середовищі pH = 7; у кислому – pH < 7; у лужному – pH > 7.

Умовою перебігу реакцій обміну у розчинах електролітів є зменшення кількості іонів у розчині внаслідок утворення

малодисоційованих (вода, слабкі електроліти, комплексні іони) або малорозчинних (осади, гази) речовин. Якщо малодисоційовані сполуки є присутніми у вихідних речовинах і продуктах реакції, то рівновага такої реакції зсувається у бік утворення більш слабкого електроліту.

Обмінну реакцію між водою і сіллю, що розчиняється, називають *гідролізом* солі. Ознакою цієї реакції є зміна pH середовища.

З водою взаємодіють катіони слабких основ і аніони слабких кислот, тому гідроліз характерний для солей, утворених:

- слабкими основами та сильними кислотами (NH_4Cl, $CuCl_2$, $ZnSO_4$), у їх розчинах pH < 7;
- слабкими кислотами та сильними основами (Na_2S, K_2CO_3, Na_3PO_4), у їх розчинах pH > 7;
- слабкими кислотами та слабкими основами (CH_3COONH_4 та ін.), у їх розчинах pH ≈ 7.

7.2. Контрольні завдання

7.2.1. Складіть молекулярні та іонні рівняння можливих реакцій між сполуками, наведеними у вашому варіанті табл. 7.1.

Таблиця 7.1 – Варіанти завдань

Варіант	Сполуки		
1	H_2SO_4	Na_2S	NaOH
2	$NiCl_2$	H_2SO_3	$Ba(OH)_2$
3	K_2CO_3	$CdSO_4$	RbOH
4	$Al(NO_3)_3$	K_3PO_4	$Ba(OH)_2$
5	$Mn(CH_3COO)_2$	$(NH_4)_2SO_3$	KOH
6	$BaCl_2$	LiOH	H_2SO_4
7	$Pb(NO_3)_2$	$(NH_4)_2S$	KOH
8	$Co(NO_3)_2$	$Sr(OH)_2$	H_2SO_4
9	$MgSO_4$	SnF_2	KOH
10	$CuSO_4$	KOH	$(NH_4)_2SO_3$
11	$CuCl_2$	HF	MgS
12	$FeCl_2$	LiOH	H_2CO_3

Продовження табл. 7.1

Варіант	Сполуки		
13	HCl	Na_2S	$Ba(OH)_2$
14	$Ca(OH)_2$	K_2CrO_4	HNO_3
15	HCl	$Pb(CH_3COO)_2$	K_2S
16	$ZnSO_4$	NaOH	K_3PO_4
17	$Ba(OH)_2$	H_2SO_3	$CaCl_2$
18	$Fe(NO_3)_3$	MgS	H_2SO_4
19	$CrCl_3$	Na_2SiO_3	H_3PO_4
20	NaOH	NH_4Cl	H_2SO_4
21	NaOH	$NiSO_4$	H_2SO_3
22	$SnBr_2$	$AgNO_3$	LiOH
23	$Pb\ (CH_3COO)_2$	KOH	HNO_3
24	$Ba(OH)_2$	$(NH_4)_2S$	$CoCl_2$
25	$HgSO_3$	$BaCl_2$	H_2SO_4

7.2.2. Користуючись значеннями добутку розчинності, наведеними у додатку В, обчисліть рівноважну молярну концентрацію іонів у насиченому розчині речовини (табл. 7.2).

Таблиця 7.2 – Варіанти завдань

Варіант	Речовина	Варіант	Речовина	Варіант	Речовина
1	AgBr	10	Bi_2S_3	19	$Al(OH)_3$
2	$Be(OH)_2$	11	CaF_2	20	Ag_3PO_4
3	$PbBr_2$	12	$AlPO_4$	21	$Ca(OH)_2$
4	Sb_2S_3	13	$Sc(OH)_3$	22	SrF_2
5	$Mg(OH)_2$	14	AgI	23	$Zn(OH)_2$
6	$AuCl_3$	15	PbI_2	24	$BaSO_4$
7	$Cd(CN)_2$	16	$BaCO_3$	25	Tl_2S
8	$PtBr_4$	17	Tl_2CO_3	26	Li_3PO_4
9	AgCN	18	$Cd(OH)_2$	27	$Fe(OH)_2$

7.2.3. Напишіть реакцію дисоціації речовини за першим ступенем, (табл. 7.3). За значенням концентрації речовини визначте: а) ступінь

дисоціації, б) концентрацію іонів H^+ *або* OH^-*, в) pH розчину. Результати розрахунків подайте у вигляді таблиці.*

Таблиця 7.3 – Варіанти завдань

Варіант	Електроліт	Концентрація, моль/л	Варіант	Електроліт	Концентрація, моль/л
1	HNO_2	0,02	14	H_3PO_3	0,05
2	H_3BO_3	1,50	15	H_2TeO_3	0,65
3	HBrO	0,25	16	HNO_2	1,50
4	HCN	2,80	17	H_2Te	0,56
5	H_2SiO_3	0,03	18	HIO	0,01
6	H_3AsO_3	1,75	19	H_2CO_3	0,75
7	HCOOH	0,10	20	H_2SiO_3	1,00
8	H_2SeO_3	0,03	21	CH_3COOH	0,90
9	HIO	1,55	22	HClO	0,75
10	H_2Se	2,10	23	H_3PO_4	1,80
11	H_2SO_3	1,45	24	HF	1,00
12	$HClO_2$	1,65,	25	H_3AsO_4	0,10
13	H_2S	0,20	26	H_2SO_3	0,50

7.2.4. Складіть іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу (за першим ступенем) солей, наведених у вашому варіанті табл. 7.4, та визначте: а) константи гідролізу солей, б) ступені гідролізу солей заданої молярної концентрації с (граф.3), в) концентрацію H^+ *або* OH^- *іонів у розчині, г) величину pH їх розчині. Додавання яких речовин (табл. 7.4, граф. 4) зменшить ступінь гідролізу кожної з солей?*

Константи дисоціації слабких кислот і основ за відповідним ступенем наведено у додатку Г.

Таблиця 7.4 – Варіанти завдань

Варіант	Сіль	*c*, моль/л	Додана речовина
1	Li_2CO_3 $CuCl_2$	2,0 3,0	H_2O, $NaHCO_3$, KCl, Na_2CO_3, KOH, K_2SO_4, $NaNO_3$
2	Na_3PO_4 $NiSO_4$	2,0 $4\cdot10^{-2}$	Na_2HPO_4, H_2O, NaCl, K_2SO_4, HCl, $Zn(NO_3)_2$, K_2CO_3

3	Li_2S $Cr(NO_3)_3$	$4 \cdot 10^{-2}$ $1 \cdot 10^{-2}$	$NaNO_3$, H_2S, H_2O, NaOH, $NiCl_2$, K_3PO_4, LiCl
4	$FeCl_3$ CH_3COOK	$7 \cdot 10^{-1}$ $6 \cdot 10^{-2}$	Na_2SO_4, HCl, KOH, H_2O, $AlCl_3$, Na_2CO_3, Zn
5	Na_2SO_3 $Co(NO_3)_2$	0,1 10^{-3}	KCl, HBr, $CdSO_4$, H_2O, LiOH, K_3PO_4, SnO
6	K_2SiO_3 $ZnCl_2$	0,1 0,1	H_2O, $LiNO_3$, $Ba(OH)_2$, RbCl, H_2SO_4, K_2S, NH_4Cl
7	BaS $Al_2(SO_4)_3$	4,0 $7 \cdot 10^{-2}$	KOH, $Cr(NO_3)_3$, H_2O, $Ca(NO_2)_2$, Li_2CO_3, HCl, Al_2O_3
8	$Cd(NO_3)_2$ K_2CO_3	$1 \cdot 10^{-4}$ $2 \cdot 10^{-2}$	NH_4OH, CH_3COOH, H_2O, $CuSO_4$, NaCl, K_3PO_4, $(NH_4)_2S$
9	KF $MnCl_2$	$1{,}6 \cdot 10^{-3}$ 0,2	NaOH, H_2SO_3, Rb_2SO_4, H_2O, $Zn(NO_3)_2$, K_2HPO_4, Li_2S
10	Rb_3PO_4 $FeSO_4$	$2 \cdot 10^{-2}$ $7{,}7 \cdot 10^{-1}$	$Ba(OH)_2$, H_2O, Na_2CO_3, $MnSO_4$, K_2SiO_3, LiCl, HNO_3
11	$Pb(NO_3)_2$ HCOONa	$3 \cdot 10^{-3}$ $5 \cdot 10^{-5}$	H_2S, Na_2SO_4, $CrCl_3$, H_2O, NH_4OH, Li_2CO_3, $RbNO_3$
12	$Sc(ClO_4)_3$ KCN	$2 \cdot 10^{-2}$ 0,2	H_2O, HI, $BiCl_3$, $SrSO_4$, NaOH, Na_2S, $Pb(NO_3)_2$
13	Na_2SiO_3 $MgCl_2$	$1 \cdot 10^{-3}$ $1 \cdot 10^{-4}$	K_2HPO_4, H_2CO_3, H_2O, $Sr(OH)_2$, $FeCl_3$, $LiNO_3$, NH_4Br
14	Cs_2CO_3 $BeSO_4$	$3 \cdot 10^{-3}$ $5{,}5 \cdot 10^{-4}$	Na_2SO_3, Na_2SiO_3, $ZnCl_2$, H_2O, LiOH, HNO_3, $AgNO_3$
15	Li_2Se $Cu(NO_3)_2$	0,1 3,0	$Ba(OH)_2$, Na_3PO_4, H_2O, H_2SO_3, $CdCl_2$, $Fe(NO_3)_3$
16	KNO_2 $NiCl_2$	0,145 $4 \cdot 10^{-2}$	H_2O, KOH, K_2SiO_3, NaCl, H_2S, $Zn(NO_3)_2$, $SnSO_4$
17	Rb_2S $Cr_2(SO_4)_3$	4,0 $1 \cdot 10^{-4}$	H_2SO_4, HCOONa, H_2O, KNO_3, Na_2CO_3, NH_4OH, $AlCl_3$
18	$ZnSO_4$ CH_3COONa	$1 \cdot 10^{-3}$ $6 \cdot 10^{-4}$	K_3PO_4, H_2O, $BaCl_2$, NaOH, HNO_3, Zn, $CrCl_3$

Продовження табл. 7.4

Варіант	Сіль	*c*, моль/л	Додана речовина
19	K_2CO_3 $CoCl_2$	$2\cdot10^{-2}$ 0,1	$Sr(OH)_2$, CH_3COONa, H_3BO_3, H_2O, $Cu(NO_3)_2$, NaClO, KNO_3
20	Li_2SO_3 $Al(NO_3)_3$	$1\cdot10^{-3}$ $7\cdot10^{-4}$	H_2O, NH_4Cl, H_2SO_3, NH_4OH, $NiCl_2$, $RbNO_3$, BaS
21	Na_2S $Cd(ClO_4)_2$	$4\cdot10^{-2}$ $1\cdot10^{-2}$	KCl, H_2O, NaOH, H_2Se, $Bi(NO_3)_3$, KH_2PO_4, Li_2S
22	$SnSO_4$ BaF_2	$2\cdot10^{-2}$ $1{,}6\cdot10^{-3}$	LiOH, $MnCl_2$, H_2O, H_2SO_4, HCOOK, NaCN, Cs_2S
23	Cs_3PO_4 $MnCl_2$	$2\cdot10^{-2}$ $2\cdot10^{-3}$	HNO_2, H_2O, Na_2SiO_3, KOH, $Sn(ClO_4)_2$, NaBr, $FeCl_3$

7.3. Дослідна частина

Водні розчини електролітів

Дослід 1. Обмінні реакції в розчинах електролітів

а) Налийте у три пробірки по 2–3 мл розчинів: у першу – $FeCl_3$, у другу – $CuSO_4$, у третю – $MgCl_2$. У кожну з пробірок додайте розчин лугу. Відмітьте кольори осадів. Напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

б) Налийте у пробірку 2–3 мл розчину $Mn(NO_3)_2$ та додайте такий самий об’єм розчину Na_2S. Відмітьте колір осаду, що утворився. До цього осаду влийте по краплях розчин $Pb(NO_3)_2$. Як змінився колір осаду? Свої спостереження опишіть відповідними рівняннями хімічних реакцій. Поясніть явища, які ви спостерігали, використовуючи значення добутків розчинності малорозчинних речовин.

в) Налийте у пробірку 2–3 мл розчину NH_4Cl та додайте розчин лугу. Напишіть рівняння реакції утворення NH_4OH. Нагрійте пробірку з реакційною сумішшю. Який газ виділяється? Напишіть рівняння розкладу амоній гідроксиду.

г) Налийте в дві пробірки по 2–3 мл розчину лугу та додайте по 2–3 краплі фенолфталеїну. Відмітьте колір розчинів. По краплях додавайте в

одну пробірку розчин сульфатної кислоти, а в другу – розчин ацетатної кислоти до знебарвлення розчинів. Скільки крапель кислоти потрібно у кожному випадку? Поясніть результати дослідів, порівнюючи силу кислот. Які константи треба використовувати при цьому?

Дослід 2. Гідроліз солей

У чотири пробірки налийте по 1/3 об'єму води та додайте декілька крапель універсального індикатора. В кожну пробірку помістіть шпателем декілька кристалів солей: $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3, KCl, CH_3COONH_4. За зміною кольору індикатора визначте реакцію середовища у розчинах кожної солі. Отримані результати зведіть у табл. 7.5.

Таблиця 7.5 – Експериментальні дані

Номер пробірки	Формула солі	Колір індикатора	Реакція середовища	pH розчину (≥ 7; $= 7$; ≤ 7)

Яка з досліджуваних солей не піддається гідролізу? Напишіть іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу за першим ступенем.

Дослід 3. Вплив температури на ступінь гідролізу

У пробірку налийте по 1/3 об'єму води та додайте декілька кристалів Натрій ацетату. Напишіть іонне рівняння гідролізу цієї солі. Додайте 1–2 краплі фенолфтелеїну. Чи змінилося забарвлення розчину? Нагрійте пробірку з реакційною сумішшю. Що ви спостерігаєте? У якому напрямку і чому змістилася хімічна рівновага? Охолодіть пробірку. Чи змістилася рівновага у зворотний бік?

Дослід 4. Сумісний гідроліз солей

У дві пробірки налийте 2–3 мл розчину солі Алюмінію. В одну пробірку додайте розчин натрій карбонату та спостерігайте утворення осаду та виділення газу. У другу пробірку додайте розчин амоній сульфіду, спостерігайте також появу осаду та запаху сірководню. Поясніть ваші спостереження та напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

8. Кількісні характеристики розчинів

8.1. Теоретичні положення

Розчинністю речовини називають її здатність утворювати однорідну систему з розчинником. Процес розчинення речовини перебігає до певної межі насичення. Розчин, що знаходиться у рівновазі з розчиненою речовиною та містить максимально можливу за даних умов кількість цієї речовини, називають *насиченим*. Граничну розчинність речовин при даній температурі характеризують *коефіцієнтом розчинності*, який дорівнює масі речовини, що розчиняється у 100 г розчинника.

Кількісною характеристикою ненасичених розчинів є *концентрація*, тобто відношення кількості розчиненої речовини до певної кількості розчинника.

Відомі масові та об'ємні одиниці виміру концентрації.

Масові:

- масова частка ω(X) – відношення маси розчиненої речовини *m(*X*)* до загальної маси розчину *m*:

$$\omega(\mathrm{X}) = \frac{m(\mathrm{X})}{m} \cdot 100\ \%\ ;$$

- мольна частка *x(*X*)* – відношення кількості розчиненої речовини *n(*X*)* до загальної кількості речовин у розчині; для двокомпонентного розчину

$$x(\mathrm{X}) = \frac{n(\mathrm{X})}{n(\mathrm{X}) + n}\ ,$$

де *n* – кількість речовини розчинника, моль.

Кількість речовини *n(*X*)* визначають як

$$n(\mathrm{X}) = \frac{m(\mathrm{X})}{M(\mathrm{X})}\ ,$$

де *m(*X*)* – маса речовини, г; *M(*X*)* – молярна маса речовини, г/моль.

• Моляльність *b(*X*)*, моль/кг, – кількість розчиненої речовини, моль, *n(*X*)* у 1 кг розчинника:

$$b(\mathrm{X}) = n(\mathrm{X})/m,$$

де m – маса розчинника.

Об'ємні:

• молярна концентрація *c(*X*)*, моль/м^3 або моль/л, – відношення кількості розчиненої речовини *n(*X*)* до об'єму розчину *V*:

$$c(\mathrm{X}) = \frac{n(\mathrm{X})}{V}.$$

Розчинність речовин залежить від їх природи, властивостей розчинника, температури і тиску. Загальної теорії, яка дозволяє передбачати взаємну розчинність речовин, не існує, але відоме емпіричне правило: «Подібне розчиняється у подібному», тобто чим ближча природа речовин, що утворюють розчин, тим краще вони розчиняються одна в одній. Наприклад, полярні речовини краще розчиняються у полярних розчинниках (найчастіше це вода), а неполярні – у неполярних.

Вплив температури на розчинність твердих речовин неоднозначний: для ендотермічних процесів при підвищенні температури розчинність збільшується, а для екзотермічних – зменшується. При змішуванні двох рідин з підвищенням температури їх взаємна розчинність збільшується, а розчинність газів при підвищенні температури, навпаки, зменшується.

Тиск істотно впливає тільки на розчинність газів, що виражається законом Генрі – Дальтона: розчинність газу в рідині при сталій температурі прямо пропорційна його парціальному тиску:

$$x(\mathrm{X}) = k \cdot p,$$

де *x(*X*)* – мольна частка розчиненої речовини у насиченому розчині; p – парціальний тиск газу; k – коефіцієнт, який залежить від природи компонентів розчину. Цей закон виконується тільки для газів, що не взаємодіють з розчинником.

8.2. Контрольні завдання

8.2.1. Який об'єм розчину із заданою масовою часткою $AgNO_3$ та густиною ρ можна приготувати з води об'ємом V (за варіантом табл. 8.1)?

Таблиця 8.1 – Варіанти завдань

Варіант	ω,%	ρ, г/см^3	$V(H_2O)$, мл	Варіант	ω,%	ρ, г/см^3	$V(H_2O)$, мл
1	40	1,47	200	13	32	1,342	450
2	10	1,093	900	14	42	1,425	1500
3	20	1,194	250	15	6	1,041	500
4	15	1,141	950	16	11	1,100	50
5	30	1,322	1000	17	8	1,064	500
6	35	1,464	100	18	22	1,247	850
7	18	1,183	1100	19	17	1,167	600
8	9	1,076	150	20	27	1,285	800
9	50	1,668	1200	21	14	1,123	650
10	45	1,531	350	22	16	1,173	750
11	33	1,354	1300	23	24	1,212	700
12	8	1,064	400	24	10	1,093	1400

8.2.2. Яка маса розчину з масовою часткою HI ω_1 і який об'єм води необхідні для приготування розчину з масовою часткою HI ω_2 об'ємом V та густиною ρ (за варіантом табл. 8.2)?

Таблиця 8.2 – Варіанти завдань

Варіант	ω_1,%	ω_2,%	ρ, г/см^3	V, мл	Варіант	ω_1,%	ω_2,%	ρ, г/см^3	V, мл
1	40	9	1,069	300	3	90	25	1,235	320
2	46	11	1,081	280	4	64	14	1,109	260
5	10	6	1,043	340	15	40	37	1,380	460
6	43	10	1,074	360	16	20	16	1,127	140
7	30	21	1,247	220	17	37	6	1,043	480
8	75	41	1,402	380	18	85	5	1,030	120

Продовження табл. 8.2

Варі-ант	ω_1,%	ω_2,%	ρ, г/см^3	*V*, мл	Варі-ант	ω_1,%	ω_2,%	ρ, г/см^3	*V*, мл
9	10	8	1,058	400	19	46	13	1,104	500
10	35	15	1,135	200	20	26	7	1,049	100
11	65	12	1,091	420	21	50	42	1,430	520
12	8	3	1,021	180	22	22	8	1,058	80
13	30	22	1,184	40	23	72	4	1,028	540
14	45	18	1,145	160	24	34	24	1,206	60

8.2.3. Які об'єми розчинів з масовими частками* HCl ω_1 *і* ω_2 *та густиною* ρ_1 *і* ρ_2 *відповідно необхідні для приготування розчину з масовою часткою* HCl ω_3 *об'ємом V (за варіантом табл. 8.3)?

Таблиця 8.3 – Варіанти завдань

Варіант	ω_1, %	ρ_1, г/см^3	ω_2, %	ρ_2, г/см^3	ω_3, %	ρ_3, г/см^3	*V*, мл
1	30	1,149	12	1,060	20	1,097	300
2	10	1,050	25	1,125	12	1,058	175
3	23	1,115	40	1,198	35	1,175	220
4	40	1,198	8	1,037	20	1,102	140
5	28	1,140	7	1,032	18	1,087	380
6	38	1,190	19	1,092	24	1,120	430
7	37	1,185	11	1,053	18	1,087	500
8	18	1,090	6	1,027	10	1,048	125
9	30	1,150	5	1,022	16	1,077	260
10	37	1,170	6	1,027	22	1,110	310
11	27	1,135	4	1,018	16	1,077	415
12	40	1,198	9	1,042	22	1,110	150
13	10	1,048	5	1,022	2	1,009	550
14	40	1,198	14	1,068	24	1,120	470
15	9	1,042	2	1,009	6	1,027	50
16	37	1,185	21	1,105	15	1,072	390
17	33	1,165	6	1,024	24	1,120	215
18	40	1,198	13	1,063	17	1,082	440

Продовження табл. 8.3

Варіант	ω_1, %	ρ_1, г/см^3	ω_2, %	ρ_2, г/см^3	ω_3, %	ρ_3, г/см^3	V, мл
19	32	1,160	14	1,067	23	1,115	100
20	9	1,042	1	1,005	6	1,027	225
21	34	1,170	18	1,088	29	1,145	80
22	8	1,037	20	1,097	13	1,063	330
23	40	1,198	16	1,078	28	1,140	490
24	35	1,175	8	1,037	14	1,067	525

8.3. Дослідна частина

Дослід 1. Приготування розчину заданої концентрації розведенням концентрованого розчину

Приготуйте 250 мл розчину калій сульфату з масовою часткою ω_1 (табл. 8.4) розведенням розчину калій сульфату з масовою часткою ω_2 = 9 % (ρ = 1,073 г/см^3) у воді.

Таблиця 8.4 – Варіанти завдань

Варіант	1	2	3	4	5	6	7	8
ω_1, %	8	7	6	5	4	3	2	1
ρ, г/см^3	1,065	1,053	1,048	1,039	1,031	1,023	1,015	1,006

Дослід 2. Приготування розчину заданої концентрації змішуванням двох розчинів

Приготуйте 250 мл розчину натрій хлориду із заданою масовою часткою (табл. 8.5) змішуванням розчинів натрій хлориду з масовими частками: ω_1 = 22 % (ρ = 1,164 г/см^3) та ω_2 = 7 % (ρ = 1,049 г/см^3).

Таблиця 8.5 – Варіанти завдань

Варіант	1	2	3	4	5	6	7	8
ω, %	13	17	14	11	18	15	12	16
ρ, г/см^3	1,093	1,124	1,101	1,078	1,132	1,109	1,086	1,116

9. Визначення твердості води та методи її обробки

9.1. Теоретичні положення

Твердість води – технологічний показник, який визначає вміст іонів-накипоутворювачів у воді. Твердість води зумовлена наявністю в ній розчинних солей Кальцію і Магнію, тобто іонів Ca^{2+}, Mg^{2+}. Розрізняють тимчасову, постійну та загальну твердість води. Тимчасова, або карбонатна, твердість $T_К$ зумовлена присутністю у воді кислих солей – гідрокарбонатів кальцію $Ca(HCO_3)_2$ і магнію $Mg(HCO_3)_2$. Постійна, або некарбонатна, твердість $T_{НК}$ зумовлена наявністю у воді середніх солей – переважно хлоридів, сульфатів, нітратів кальцію і магнію. Вона визначається як різниця між загальною твердістю $T_З$ і карбонатною твердістю $T_К$, тобто

$$T_{НК} = T_З - T_К.$$

Загальна твердість води визначається сумою молярних концентрацій еквівалентів іонів кальцію $c(1/2Ca^{2+})$ і магнію $c(1/2Mg^{2+})$:

$$T_З = c(1/2Ca^{2+}) + c(1/2Mg^{2+}).$$

Одиницею твердості води є моль/м^3 або ммоль/л.

За твердістю воду класифікують:

- менш ніж 4 моль/м^3 – м'яка,
- від 4 до 8 моль/м^3 – середньої твердості,
- 8–12 моль/м^3 – тверда,
- більш ніж 12 моль/м^3 – дуже тверда.

Методи пом'якшення води

Пом'якшення води досягається осаджуванням катіонів Ca^{2+} та Mg^{2+} у вигляді $CaCO_3$ та $Mg(OH)_2$. Підвищенням концентрації хоча б одного з аніонів досягається величина ДР, й утворюється осад малорозчинної сполуки.

При *вапняному методі* використовують кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$ (гашене вапно). Внаслідок цього зв'язується CO_2, усувається карбонатна

твердість та магнієва некарбонатна твердість за реакціями:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$
$$Ca(HCO_3) + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Mg(HCO_3)_2 + 2Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + CaCl_2$$
$$MgSO_4 + Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + CaSO_4$$

Вапняно-содовий метод дозволяє усунути карбонатну твердість, некарбонатну магнієву та CO_2 за наведеними вище реакціями, а кальцієва некарбонатна твердість усувається содою:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$
$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

Глибоке пом'якшення води досягається *їдконатровим методом*. Натрій гідроксидом усувається $T_К$ та магнієва $T_{НК}$, а солі кальцієвої $T_{НК}$ видаляються содою Na_2CO_3, яка утворюється за реакціями:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$
$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Mg(HCO_3)_2 + 4NaOH = 2Na_2CO_3 + Mg(OH)_2\downarrow + 2H_2O$$

Термічний метод заснований на здатності гідрокарбонатів кальцію та магнію розкладатися під час кип'ятіння води:

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$
$$Mg(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} Mg(OH)_2\downarrow + 2CO_2\uparrow$$

Цей метод застосовується, якщо необов'язкове глибоке пом'якшення, а за регламентом технологічного процесу воду треба підігрівати.

Метод іонного обміну. Здатність до іонного обміну мають, наприклад, глини, пермутити та інші речовини, а також високомолекулярні органічні сорбенти (іоніти). Іоніти поділяються на катіоніти та аніоніти. Для пом'якшення води широко застосовується метод Na-катіонування. Пом'якшення відбувається за реакціями:

$$2Rn^{n-}\cdot n Na^{+} + n\cdot Ca^{2+} = R_2^{n-}\cdot n Ca^{2+} + 2n Na^{+}$$

$$2R^{n-}\cdot n Na^{+} + n Mg^{2+} = R_2^{n-}\cdot n Mg^{2+} + 2n Na^{+}$$

Na-катіонування усуває карбонатну і некарбонатну твердість води.

Аніоніти, які попередньо оброблені NaOH, здатні обмінювати OH^--групи на аніони, які містить вихідна вода за реакціями:

$$2R^{n+}\cdot OH^- + n\,SO_4^{2-} \leftrightarrow R_2^{n+}\cdot n\,SO_4^{2-} + 2nOH^-$$

$$R^{n+}\cdot nOH^- + nCl^- \leftrightarrow R^{n+}\cdot nCl^- + nOH^-$$

При аніонуванні pH води збільшується.

Магнітний метод передбачає дію на воду магнітного поля визначеної напруженості і полярності. Оброблена за цим методом вода не дає відкладень на поверхні нагрівання.

9.2. Контрольні завдання

За даними, запропонованими у вашому варіанті табл. 9.1, визначте:

- кальцієву або магнієву карбонатну, некарбонатну та загальну твердість води;
- які реакитиви і у якій кількості треба додати до зазначеного об'єму води для усунення заданої твердості води.

Таблиця 9.1 – Варіанти завдань

Варі-ант	Об'єм води, $м^3$	Маса, г			
		$Ca(HCO_3)_2$	$CaCl_2$	$Mg(HCO_3)_2$	$MgSO_4$
1	2	3	4	5	6
1	0,10	33	0,92	–	–
2	0,20	18	8,8	–	–
3	0,05	29	0,90	–	–
4	0,30	–	–	38	7,2
5	0,15	–	–	44	9,2
6	0,08	–	–	50	9,5
7	0,23	92	19,42	–	–
8	0,40	–	–	75	39

Продовження табл. 9.1

1	2	3	4	5	6
9	0,90	500	130	–	–
10	0,73	92	68	–	–
11	0,31	–	–	158,7	55,8
12	0,19	–	–	55,6	11,4
13	0,63	255	70	–	–
14	0,45	218,6	100	–	–
15	0,23	–	–	50,48	20,7
16	0,11	–	–	10,68	5,28
17	0,69	447	115	–	–
18	0,48	194	13,33	–	–
19	0,29	–	–	84,87	34,8
20	0,52	–	–	304,4	93,6
21	0,18	50,99	5	–	–
22	0,31	75,3	12	–	–
23	0,42	–	–	153,6	63
24	0,67	–	–	186,3	68,34
25	0,24	217,28	39,65	–	–
26	0,54	174,8	90	–	–

9.3. Дослідна частина

Дослід 1. Визначення карбонатної твердості

Аналіз ґрунтується на реакціях:

$$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O + 2CO_2\uparrow$$
$$Mg(HCO_3)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2H_2O + 2CO_2$$

Гідрокарбонати кальцію та магнію, які містить природна вода, зумовлюють її лужну реакцію. При титруванні кислотою індикатор метилоранж, який додається до води, змінює свій колір з жовтого на помаранчевий при повному перетворенні гідрокарбонатів у хлориди, тобто при досягненні нейтрального середовища.

Порядок виконання

Заповніть бюретку розчином HCl і встановіть рівень рідини в бюретці на нульовій позначці. У конічну колбу налийте 100 мл досліджуваної води, додайте 2–3 краплі метилоранжу і, додаючи по краплях з бюретки хлоридну кислоту та одночасно перемішуючи вміст колби, відтитруйте пробу води до зміни кольору від жовтого до помаранчевого. Забарвлення розчину в колбі порівняйте із забарвленням контрольного розчину. Проведіть титрування тричі для одержання збіжних результатів. Дані титрування занесіть до табл. 9.2.

Таблиця 9.2 – Результати титрування з визначення карбонатної твердості

Номер проби	Об'єм проби досліджуваної води $V_в$, мл	Об'єм розчину кислоти $V_к$, мл	Середній об'єм розчину кислоти $V_{ср.к}$, мл	Концентрація розчину кислоти $c_к$, моль/л
1				
2				
3				

Визначте карбонатну твердість води за формулою:

$$T_К = V_{ср.к} \cdot c_к \cdot 1000 / V_в \qquad (9.1)$$

де $V_{ср.к}$ – середній об'єм розчину кислоти, що витрачений на титрування, мл; $c_к$ – концентрація розчину кислоти, моль/л; $V_в$ – об'єм однієї проби води, мл.

Дослід 2. Визначення загальної твердості води

Загальну твердість води визначають комплексонометричним методом з використанням реактиву трилону Б, який утворює з катіонами Ca^{+2} і Mg^{+2} водорозчинні стійкі комплексні сполуки. У присутності індикатора еріохром-чорного спостерігається зміна забарвлення розчину від малиново-червоного до синього при зв'язуванні іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} у комплекси. Індикатор активується в лужному середовищі з pH = 9…10,

тому титрують у присутності амоніачної буферної суміші (розчин NH_4OH та NH_4Cl).

Порядок виконання

Заповніть бюретку розчином трилону Б, встановіть рівень розчину в бюретці на нульовій позначці.

У конічну колбу налийте 100 мл досліджуваної води, додайте з бюретки 5 мл буферної суміші, після чого додайте 3–5 крапель або кристаликів індикатора еріохром-чорного, при цьому розчин набуває малиново-червоного кольору. Відтитруйте проби води до зміни малиново-червоного кольору на синій. Для одержання збіжних результатів титрування проведіть тричі. Дані титрування занесіть до табл. 9.3.

Таблиця 9.3 – Результати титрування з визначення загальної твердості води

Номер проби	Об'єм досліджуваної води $V_в$, мл	Об'єм розчину трилону Б $V_{тр.Б}$, мл	Середній об'єм трилону Б $V_{ср.тр.Б}$, мл	Концентрація трилону Б $c_{тр.Б}$, моль/л
1				
2				
3				

Визначте загальну твердість води за формулою:

$$T_З = V_{ср.тр.Б} \cdot c_{тр.Б} \cdot 1000/V_в \qquad (9.2)$$

де $V_{ср.тр.Б}$ – середній об'єм розчину трилону Б, що витрачений на титрування, мл; $c_{тр.Б}$ – концентрація розчину трилону Б, моль/л; $V_в$ – об'єм однієї проби води, мл.

Некарбонатну твердість визначають за формулою

$$T_{НК} = T_З - T_К. \qquad (9.3)$$

Дослід 3. Визначення кислотності води

Кислотність води – це наявність у ній речовин, які реагують з гідроксид-іонами. У природних водах кислотність зумовлена вмістом розчиненого карбон диоксиду, гумінових та слабких органічних кислот, які не спричиняють зменшення pH нижче за 4,5. Стандартом якості води є інтервал pH від 6,5 до 8,5. Загальну кислотність (ЗК) визначають титруванням води лугом у присутності фенолфталеїну до pH = 8,3.

Вільну кислотність (ВК), зумовлену наявністю іонів H^+, визначають титруванням розчином лугу у присутності метилоранжу до pH = 4,5.

Порядок виконання

1. У конічну колбу налийте 100 мл досліджуваної води, додайте 2–3 краплі індикатора фенолфталеїну. Відтитруйте пробу води розчином лугу до появи рожевого кольору, який не зникає впродовж 1 хвилини. Визначте ЗК, ммоль/л, за формулою

$$ЗК = (V_1 c / V_2) \cdot 1000, \qquad (9.4)$$

де V_1 – об’єм розчину NaOH, що витрачений на титрування, мл; c – молярна концентрація розчину лугу, моль/л; V_2 – об’єм проби води, мл.

2. У конічну колбу налийте 100 мл досліджуваної води, додайте 2–3 краплі індикатора метилоранжу. Відтитруйте пробу води розчином лугу до появи жовтого кольору. Визначте ВК, ммоль/л, за формулою, аналогічною (9.4).

Дослід 4. Визначення масової частки розчиненого диоксигену

Метод визначення концентрації розчиненого у воді диоксигену заснований на його здатності окиснювати сполуки мангану (II). При додаванні до проби води розчину $MnCl_2$ і суміші KI + KOH послідовно перебігають реакції:

$$MnCl_2 + 2KOH \rightarrow Mn(OH)_2 + 2KCl$$

$$2Mn(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2MnO(OH)_2$$

При додаванні до здобутого колоїдного розчину концентрованої хлоридної кислоти Mn (IV) відновлюється йодид-іонами до Mn^{2+}:

$$MnO(OH)_2 + 2KI + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 3H_2O + 2KCl + I_2$$

Йод, що виділився, відтитровують розчином натрій тіосульфату у присутності крохмалю:

$$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$$

Порядок виконання

У конічну колбу налийте 200 мл води та внесіть піпеткою на дно по 1 мл розчину $MnCl_2$ та суміші KI + KOH. Колбу закоркуйте та збовтайте. До колоїдного розчину, що утворився, додайте 2–3 мл концентрованої хлоридної кислоти та збовтайте. Додайте у колбу 10 крапель розчину крохмалю і відтитруйте вміст натрій тіосульфатом.

Концентрацію розчиненого диоксигену *x*, мг/л, визначте за формулою

$$x = \frac{V_1 c\left(\frac{1}{2}Na_2S_2O_3\right) M\left(\frac{1}{4}O_2\right)}{V_2 - V_3} \cdot 1000,$$

де V_1 – об'єм розчину $Na_2S_2O_3$, що витрачений на титрування, мл; $c\left(\frac{1}{2}Na_2S_2O_3\right)$ – молярна концентрація еквівалента розчину $Na_2S_2O_3$, моль/л; $M\left(\frac{1}{4}O_2\right)$ – молярна маса еквівалента диоксигену, г/моль; V_2 – об'єм проби води, мл; V_3 – об'єм доданих реактивів, мл.

10. Комплексні сполуки

10.1. Теоретичні положення

Комплексні сполуки складаються з внутрішньої, або координаційної, та зовнішньої сфер. Міцно зв'язані частинки внутрішньої сфери утворюють комплексний іон, або комплекс, який здатний самостійно

існувати у розчині чи розплаві. У формулах комплекс записують у квадратних дужках: [KL_n].

Внутрішня сфера складається з центрального атома – комплексоутворювача К, яким найчастіше є позитивно заряджений іон (або атом) металу *d*- або *p*-сімейства. Комплексоутворювач координує навколо себе ліганди *L* – аніони (Cl^-, Br^-, I^-, OH^-) або нейтральні молекули (H_2O, NH_3, CO). Кількість лігандів визначається координаційним числом *n*, значення якого, як правило, у два рази більше ступеня окиснення комплексоутворювача. Заряд комплексних іонів дорівнює алгебраїчній сумі зарядів комплексоутворювача та лігандів: $[Fe^{+3}(CN)^-_6]^{3-}$, $[Cu^{+2}(NH_3)^0_4]^{2+}$.

За знаком електричного заряду комплекси поділяють на нейтральні $[Ni(CO)_4]$, які не мають зовнішньої сфери, катіонні $[Al(H_2O)_5OH]^{2+}$, аніонні $[Sn(OH)_4]^{2-}$, у зовнішній сфері яких містяться іони, протилежні за знаком заряду комплексного іона.

У розчині або розплаві комплексні сполуки дисоціюють повністю на зовнішню та внутрішню сфери ($\alpha = 1$), тобто поводяться як сильні електроліти:

$$Na_2[Zn(OH)_4] \leftrightarrow 2Na^+ + [Zn(OH)_4]^{2-}$$

Комплексний іон при цьому являє собою єдине ціле. Дисоціацію за таким типом називають *первинною*.

Комплексний іон дисоціює за типом слабких електролітів ($\alpha << 1$):

$$[Zn(OH)_4]^{2-} \leftrightarrow Zn^{+2} + 4OH^-$$

та характеризується рівновагою між комплексом, центральним атомом і лігандами. Розпад комплексного іона називають *вторинною дисоціацією*, кількісною характеристикою якої є константа нестійкості:

$$K_{\text{íåñò}} = \frac{c\left(Zn^{2+}\right)c^4\left(OH^-\right)}{c\left(\left[Zn(OH)_4\right]^{2-}\right)}.$$

$K_{нест}$ характеризує стійкість комплекса: чим менше значення $K_{нест}$, тим більш стійкий комплекс. Для стійких комплексів $K_{нест} < 10^{-5}$, для малостійких $K_{нест} > 10^{-1}$.

10.2. Контрольні завдання

Для запропонованого варіанта (табл. 10.1) виконайте такі завдання:

- складіть формулу комплексної сполуки і рівняння можливих реакцій її одержання;
- напишіть: а) рівняння реакцій первинної та вторинної дисоціації комплексної сполуки; б) вираз константи нестійкості комплексу; в) рівняння реакції обміну комплексної сполуки з речовиною А;
- визначте масу комплексної сполуки, що реагує з речовиною А, за відомою молярною концентрацією цієї речовини та об'ємом розчину;
- користуючись значенням добутку розчинності ДР, визначте можливість руйнування комплексної сполуки при взаємодії з речовиною В.

Таблиця 10.1 − Варіанти завдань

Варіант	Частинки комплексних сполук	А	c(А), моль/л	$V_А$, мл	В	$K_{нест}$	ДР
1	Ag^+, NH_3, CO_3^{2-}	$BaCl_2$	0,01	50	NaBr	$6{,}3\cdot10^{-4}$	$5{,}3\cdot10^{-13}$
2	Ni^{+2}, NH_3, F^-	$MgSO_4$	0,1	100	KOH	$1{,}2\cdot10^{-8}$	$2{,}0\cdot10^{-15}$
3	Fe^{+2}, CN^-, Ba^{+2}	Na_2SO_4	0,001	10	Na_2S	$1{,}0\cdot10^{-24}$	$5{,}0\cdot10^{-18}$
4	Hg^{+2}, Г, Ca^{+2}	Na_2CO_3	0,01	20	NaOH	$1{,}5\cdot10^{-30}$	$3{,}0\cdot10^{-26}$
5	Cu^{+2}, CNS^-, Rb^+	$NaClO_4$	0,1	40	K_2S	$2{,}1\cdot10^{-13}$	$6{,}3\cdot10^{-36}$
6	Zn^{+2}, OH^-, K^+	$NaHC_4H_4O_6$	0,001	70	Na_3PO_4	$3{,}6\cdot10^{-16}$	$9{,}1\cdot10^{-33}$
7	Au^+, CN^-, Ba^{+2}	Na_2CO_3	0,01	10	CsI	$5{,}0\cdot10^{-39}$	$1{,}6\cdot10^{-23}$
8	Fe^{+3}, NCS^-, Li^+	Na_2SiO_3	0,01	80	NaOH	$1{,}0\cdot10^{-31}$	$5{,}0\cdot10^{-16}$
9	Hg^{+2}, NO_2^-, H^+	Na_2SiO_3	0,1	20	NaI	$2{,}8\cdot10^{-14}$	$1{,}0\cdot10^{-26}$

Продовження табл. 10.1

Варіант	Частинки комплексних сполук	А	c(А), моль/л	$V_А$, мл	В	$K_{нест}$	ДР
10	Bi^{+3}, I^-, Mg^{+2}	NaOH	0,01	60	K_3PO_4	$3{,}1\cdot10^{-12}$	$1{,}3\cdot10^{-23}$
11	Co^{+3}, NH_3, Br^-	$AgNO_3$	0,001	10	CsOH	$3{,}1\cdot10^{-33}$	$4{,}0\cdot10^{-45}$
12	Be^{+2}, F^-, Ba^{+2}	K_2CrO_4	0,1	20	KOH	$1{,}5\cdot10^{-12}$	$4{,}9\cdot10^{-22}$
13	Pt^{+2}, Br^-, Ca^{+2}	Na_2SO_3	0,01	40	Na_2S	$3{,}0\cdot10^{-21}$	$8{,}0\cdot10^{-73}$
14	Fe^{+3}, CN^-, K^+	$NaHC_4H_4O_6$	0,1	50	Na_3PO_4	$1{,}0\cdot10^{-31}$	$1{,}3\cdot10^{-22}$
15	Pd^{+2}, Cl^-, Sr^{+2}	Na_2CO_3	0,001	20	KOH	$7{,}6\cdot10^{-16}$	$1{,}0\cdot10^{-31}$
16	Cd^{+2}, NH_3, I^-	$AgNO_3$	0,01	70	Na_2CO_3	$4{,}3\cdot10^{-8}$	$1{,}0\cdot10^{-12}$
17	Cu^{+2}, OH^-, Mg^{+2}	Na_2SO_3	0,001	10	Na_2S	$1{,}3\cdot10^{-16}$	$6{,}3\cdot10^{-36}$
18	Bi^{+3}, Cl^-, Ca^{+2}	K_3PO_4	0,01	50	NaI	$2{,}6\cdot10^{-6}$	$8{,}0\cdot10^{-19}$
19	Cd^{+2}, CN^-, Ca^{+2}	K_2CrO_4	0,1	40	K_2S	$76\cdot10^{-18}$	$1{,}6\cdot10^{-28}$
20	Al^{+3}, F^-, Mg^{+2}	KI	0,001	20	NaOH	$1{,}5\cdot10^{-20}$	$3{,}2\cdot10^{-34}$
21	Ag^+, NO_2^-, Mg^{+2}	NaF	0,01	10	K_3PO_4	$2{,}0\cdot10^{-13}$	$2{,}5\cdot10^{-10}$
22	Cu^+, I^-, Li^+	Na_2CO_3	0,1	45	K_2S	$1{,}7\cdot10^{-9}$	$2{,}5\cdot10^{-48}$
23	Sn^{+2}, OH^-, Ba^{+2}	K_3PO_4	0,5	22	$(NH_4)_2S$	$1{,}2\cdot10^{-12}$	$1{,}0\cdot10^{-27}$
24	Co^{+2}, CN^-, Li^+	$NaAlO_2$	0,3	35	CsOH	$8{,}3\cdot10^{-20}$	$1{,}6\cdot10^{-18}$
25	Pb^{+2}, I^-, Li^+	$NaBO_2$	0,5	15	K_2S	$1{,}2\cdot10^{-4}$	$3{,}2\cdot10^{-34}$

10.3. Дослідна частина

Дослід 1. Утворення аніонних комплексних сполук

а) У пробірку внесіть 1−2 краплі розчину $Bi(NO_3)_3$ і додайте таку ж саму кількість розчину KI. Запишіть рівняння реакції одержання осаду BiI_3 та зверніть увагу на його колір. Після цього додавайте по краплях розчин KI до одержання прозорого помаранчевого розчину калій тетрайодбісмутату (III). Запишіть рівняння проведеної реакції. Колір якої сполуки-окисника схожий на окрас отриманої комплексної сполуки?

б) У пробірку з розчином цинк сульфату об'ємом 1 мл додавайте по краплях розчин натрій гідроксиду. Спостерігайте одержання осаду та його розчинення у надлишку лугу з утворенням комплексної сполуки. Напишіть рівняння реакцій, що спостерігаються. Солі яких металів, окрім Цинку, ведуть себе аналогічно?

Дослід 2. Утворення катіонних комплексних сполук

У пробірку налийте 2−3 мл розчину $CuSO_4$. Відмітьте характерний колір розчину. Присутність якої речовини надає розчину цей колір? Повільно додавайте водний розчин амоніаку до одержання блакитного осаду.

Осад збовтайте та розділіть на дві пробірки. Одну пробірку залиште для порівняння, а в другу повільно додавайте надлишок розчину амоніаку. Якими зовнішніми змінами супроводжується перебіг реакції? Опишіть проведені досліди рівняннями реакцій. Одержану комплексну сполуку збережіть для проведення дослідів 4а та 5б.

Дослід 3. Утворення сполук з комплексним катіоном та аніоном

Налийте у пробірку 1 мл розчину калій гексаціаноферату (II) і 2 мл розчину нікол сульфату до отримання осаду нікол гексаціаноферату (II). До отриманого осаду додавайте розчин з $\omega(NH_3) = 25\ \%$ до повного розчинення осаду. Через 1−2 хвилини з отриманого розчину починають випадати блідо-лілові кристали солі складу $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$. Напишіть рівняння реакцій, що описують проведені досліди.

Дослід 4. Руйнування комплексних сполук

а) Частину розчину тетраамінкупрум (II) сульфату, здобутого у досліді 2, налийте у дві пробірки. В одну пробірку додайте декілька крапель розчину лугу, а в другу – натрій сульфіду. На підставі значень констант нестійкості комплексу та добутків розчинності відповідних сполук Купруму поясніть, чому осад випадає тільки в одній пробірці? Напишіть рівняння виконаних реакцій.

Проведіть аналогічний дослід із сполуками Ніколу. Порівняйте отримані результати та поясніть їх.

б) До 2−3 крапель насиченого розчину кобальт (II) хлориду рожевого кольору додавайте по краплях насичений розчин KCNS. Розчин синіє внаслідок одержання комплексної солі – калій тетрароданокобальтату (II):

$$Co^{2+} + 4SCN^{-} \leftrightarrow [Co(SCN)_4]^{2-}$$

Перемішайте отриманий розчин, переливаючи його з однієї пробірки до іншої, та розлийте на дві пробірки. В одну з пробірок повільно доливайте дистильовану воду і спостерігайте зміну кольору порівнянно з контрольною пробіркою. Який висновок можна зробити з проведеного досліду?

Дослід 5. Порівняння властивостей простих та комплексних солей

а) За допомогою якісних реакцій доведіть відсутність у розчині $K_3[Fe(CN)_6]$ іонів Fe^{3+}. Для цього налийте в дві пробірки по 1 мл розчину ферум (III) хлориду та $K_3[Fe(CN)_6]$. В обидві пробірки додайте 1−2 краплі концентрованого розчину KCNS. Поява характерного червоно-коричневого забарвлення розчину свідчить про наявність катіонів Fe^{3+}, які утворюють тіоціанатний комплекс:

$$Fe^{3+} + 6CNS^{-} \leftrightarrow [Fe(CNS)_6]^{3-}$$

Чому забарвлення з'явилося тільки в одній пробірці?

б) Випробуйте порцію $CuSO_4$ та отриманого розчину $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ розчином $K_4[Fe(CN)_6]$, що утворює з іонами Cu^{2+} червоно-бурий осад $Cu_2[Fe(CN)_6]$. Поясніть одержання або відсутність осаду. Результати досліду опишіть рівняннями реакцій.

11. Окисно-відновні реакції

11.1. Теоретичні положення

Реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів елементів у молекулах, іонах або кристалічних речовинах, називають *окисно-відновними*.

Речовини, до складу яких входить елемент у найвищому ступені окиснення, проявляють тільки окисні властивості. Вищий ступінь окиснення елементу дорівнює номеру групи періодичної системи елементів (ПСЕ), у якій він розташований. Речовини, що містять елемент у найнижчому ступені окиснення, проявляють тільки відновні властивості. Якщо цей елемент – метал, то його нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю; для неметалів найнижчий ступень окиснення розраховують як (номер групи ПСЕ – 8). Речовинам, що містять елемент у проміжному ступені окиснення, притаманні як окисні, так і відновні властивості. Процес віддачі електронів, що супроводжується збільшенням ступеня окиснення елемента, називають *окисненням*, а відповідну речовину, що втрачає електрони, – *відновником*.

Процес приєднання електронів, тобто зниження ступеня окиснення елемента, називають *відновленням*, а відповідну речовину – *окисником*.

Окисно-відновні властивості речовин характеризують *окисно-відновними потенціалами E* відповідних напівреакцій, стандартне значення яких наведено у довідниках. Окисні властивості речовини тим вищі, чим більше значення має окисно-відновний потенціал.

Окисно-відновна реакція перебігає самочинно, якщо енергія Гіббса має негативне значення: $\Delta G < 0$. З термодинаміки відома залежність

$$\Delta G = -nF\Delta E, \qquad (11.1)$$

де n – кількість електронів, що беруть участь у реакції; F – стала Фарадея; ΔE – різниця окисно-відновних потенціалів окисника $E_{ок}$ та відновника $E_{в}$, тому зі співвідношення (11.1) виходить, що окисно-відновна реакція перебігає самочинно, якщо $E_{ок} > E_{в}$.

11.2. Контрольні завдання

11.2.1. Яким з хімічних частинок, наведених в табл. 11.1, притаманні тільки окисні, або тільки відновні, або як окисні, так і відновні властивості?

Таблиця 11.1 − Варіанти завдань

Варіант	Хімічні частинки	Варіант	Хімічні частинки
1	$KMnO_4$, MnO_2, V_2O_5, KI	13	Sr, $HClO_4$, Mn^{2+}, ClO^-
2	PbO_2, HNO_3, N_2, H_2S	14	In^{3+}, Mn, Pb^{2+}, PbO_2
3	Na_2SO_3, Be, NO, $K_2Cr_2O_7$	15	Co, $Na_2Cr_2O_7$, Fe^{3+}, CO_2
4	HNO_3, $[GaO_2]^-$, N_2, Fe	16	$KClO_4$, Na_2S, Na_2O_2, Zn
5	B, H_2O_2, O_2, $[PO_4]^{3-}$	17	$[NH_4]^+$, KNO_3, KCl, Na^+
6	$[ClO_4]^-$, Cl_2, Al^{3+}, Al	18	MnO_2, Ag^+, N_2O, KI
7	$[MnO_4]^{2-}$, F_2, Ag, Ti^{2+}	19	$[SeO_4]^{2-}$, I_2, Hg, Fe_2O_3
8	Mg, Mg^{2+}, $[IO_3]^-$, I_2	20	$[NO_3]^-$, NO_2, HCl, N_2
9	Fe, Fe^{2+}, Si, $[SO_4]^{2-}$	21	$[CO_3]^{2-}$, CH_4, V, V_2O_3
10	Cr^{3+}, $[Cr_2O_7]^{2-}$, O_2, Pb	22	CrO_3, MnO_2, $KGaO_2$, P
11	S, S^{2-}, $[SO_4]^{2-}$, K	23	As, Be^{2+}, Sr, $[Al(OH)_4]^-$
12	Ga, Ga^{3+}, $Na_2Cr_2O_7$, Br_2	24	K, BrO_3^-, F^-, $[Sn(OH)_4]^{2-}$

11.2.2. Підберіть коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій електронним або електронно-іонним методом за варіантом (табл. 11.2). Визначте можливістьсамочинного перебігу реакцій за значеннями стандартних електродних потенціалів (додаток Е)

Таблиця 11.2 − Варіанти завдань

Варіант	Схеми окисно-відновних реакцій
1	$Na_2MoO_4 + HCl + Al \rightarrow MoCl_2 + AlCl_3 + NaCl + H_2O$
2	$FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
3	$KCrO_2 + PbO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2PbO_2 + H_2O$
4	$Mn(NO_3)_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$
5	$H_2SeO_4 + Au \rightarrow Au_2(SeO_4)_3 + SeO_2 + H_2O$
6	$ClO_2 + NaOH \rightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$
7	$HgS + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Hg(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

Продовження табл. 11.2

Варіант	Схеми окисно-відновних реакцій
8	$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
9	$Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$
10	$CrCl_2 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Cr(NO_3)_3 + NO_2 + HCl + H_2O$
11	$KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + Cr(NO_3)_3 + H_2O$
12	$Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow Na_2CrO_4 + CO_2$
13	$SO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
14	$MnO_2 + NH_3 \rightarrow Mn_2O_3 + N_2 + H_2O$
15	$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
16	$Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
17	$H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
18	$Ni(OH)_2 + Cl_2 + KOH_{(конц.)} \rightarrow NiO(OH) + KCl + H_2O$
19	$CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$
20	$Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow KSbO_3 + KBr + H_2O$
21	$Mg + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + MgSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
22	$NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
23	$As + NaOH + NaClO \rightarrow Na_3AsO_4 + NaCl + H_2O$
24	$Bi(OH)_3 + KOH + KMnO_4 \rightarrow KBiO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$

11.3. Дослідна частина

Дослід 1. Окисні властивості речовин

а) Окисні властивості калій дихромату

1) Приготуйте у пробірці розчин калій дихромату, підкислений сульфатною кислотою, та додайте натрій сульфат (IV). Відмітьте зміну кольору реакційної суміші. Про появу яких іонів свідчить цей колір?

2) У дві пробірки налийте розчин калій дихромату, підкислений концентрованою сульфатною кислотою. Додавайте по краплях у першу пробірку розчин етилового спирту, у другу – шматочок цинку. Спостерігайте зміну забарвлення реакційної суміші в обох пробірках.

б)Окисні властивості калій перманганату

Налийте в 3 пробірки по 1-2 мл розчину калій перманганату, в одну з них долийте такий же об'єм розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – розчин лугу, а потім додайте натрій сульфіту, Спостерігайте зміну забарвлення у кожній пробірці. Який ступінь окиснення набуває Манган у кожному середовищі?

На підставі проведених дослідів зробіть висновок про характер продуктів відновлення перманганат-іону залежно від pH середовища. В якому середовищі перманганат-іон виявляє найбільш високу окисну активність?

в) Окисні властивості плюмбум (IV) оксиду

Помістіть у пробірку декілька кристалів PbO_2, додайте розчиненої нітратної кислоти та калій йодиду. Спостерігайте появу забарвлення розчину. Яка речовина придає цей колір розчину?

г) Окисні властивості галогенів

У пробірку внесіть 3−4 краплі розчину калій йодиду, додайте поступово 3−5 крапель хлорної води. Що спостерігається? Яка функція йодид-іона та хлору в цих реакціях?

д) Окисні властивості кисню

Шляхом обмінної реакції отримайте осад ферум (II) гідроксиду. Перемішайте осад, що утворився, скляною паличкою та спостерігайте через 1–2 хвилини побуріння осаду внаслідок окиснення ферум (II) гідроксиду у ферум (III) гідроксид FeOOH. Напишіть рівняння цієї реакції за участі молекул води.

е) Окисні властивості солей феруму (III)

Налийте у пробірку 2−3 краплі розчину ферум (III) сульфату і додайте стільки ж розчину калій йодиду. Зверніть увагу на зміну забарвлення розчину, яка може бути пов'язана з утворенням вільного йоду. Для виявлення йоду розведіть декілька крапель розчину, що досліджується, в окремій пробірці трикратним об'ємом води, потім додайте 2−3 краплі розчину крохмалю. Яке забарвлення має сполука крохмалю з йодом, що утворюється?

Чи може відбутися аналогічна реакція Fe^{+3} з бромід-іонами?

ж) Окисні властивості солей купруму (II)

До 2−3 крапель розчину купрум (II) сульфату або хлориду додайте 1−2 краплі розчину калій йодиду. Підтвердіть, як і в попередньому досліді, утворення вільного йоду. Зверніть увагу, що осад, який утворюється, є купрум (I) йодид.

Дослід 2. Відновні властивості речовин

а) Відновні властивості металів

1) Налийте у пробірку йодної води та покладіть у неї шматочок магнію. Спостерігайте знезбарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції та виконайте її термодинамічний аналіз.

2) Покладіть в одну пробірку 1−2 шматочки цинку, в другу − заліза, в третю − міді та додайте в кожну по 5−6 крапель розчину Плюмбум нітрату або ацетату. За кілька хвилин стане помітним утворення кристалів свинцю, які блищать на поверхні шматочків металів. У якому випадку і чому обмін електронами між металом та іонами металу не відбувається?

б) Відновні властивості Нітрогену в ступені окиснення (–3)

У пробірку налийте 1–2 мл калій перманганату, додайте розчин амоніаку та підігрійте до зміни забарвлення реакційної суміші. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що амоніак окиснюється до молекулярного азоту, а Калій перманганат відновлюється до манган диоксиду. Повторіть дослід, замінивши Калій перманганат на дихромат. Чи перебігає реакція у даному випадку?

в) Відновні властивості Сульфуру в ступені окиснення (–2)

В одну пробірку налийте 1–2 мл калій перманганату, що підкислений розведеною сульфатною кислотою, та додайте розчин амоній сульфіду. Спостерігайте знебарвлення реакційної суміші.

У другій пробірці до 2−3 мл розчину калій дихромату, що підкислений розведеною сульфатною кислотою, додайте 4−5 мл розчину амоній сульфіду. Відмітьте колір реакційної суміші та осаду.

Дослід 3. Окисно-відновна подвійність

а) Окисно-відновні властивості нітритів

1) До 2−3 мл розчину калій йодиду, підкисленого сульфатною кислотою, додайте 1−2 мл розчину натрій нітрату (III). Які речовини утворилися? Як змінилося забарвлення розчину?

2) До 1−2 мл розчину калій перманганату додайте 1−2 мл розведеної сульфатної кислоти, а потім по краплях – розчин натрій нітрату (III) до повного знебарвлення розчину.

Яка функція переважає у поведінці нітратів (III) – окисна чи відновна? Мотивуйте відповідь на основі значень окисно-відновних потенціалів систем, що досліджуються.

б) Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

1) До 2−3 мл калій йодиду додайте стільки ж розведеної сульфатної кислоти та по краплях – розчин гідроген пероксиду. Яка речовина утворилася і як її можна виявити?

2) До 1−2 мл розчину калій перманганату у кислому середовищі додайте по краплях розчин гідроген пероксиду до повного знебарвлення розчину. Зверніть увагу на виділення газу та випробуйте його тліючою лучиною. Мотивуйте, яка функція переважає в поведінці гідроген пероксиду.

12. Колоїдні системи

12.1. Теоретичні положення

Всі дисперсні системи є гетерогенними і складаються принаймні з двох фаз: безперервної, яку називають *дисперсійним середовищем*, і роздрібненої – *дисперсної*. До *колоїдних* відносять високодисперсні гетерогенні системи та розчини високомолекулярних сполук. Особливістю колоїдного стану речовини є велика площа поверхні розділу фаз, що викликає сильну взаємодію частинок дисперсної фази з дисперсійним середовищем. Це приводить до того, що частинки дисперсної фази оточуються молекулами та іонами дисперсійного середовища

(розчинника) та набувають значного заряду. За інтенсивністю взаємодії дисперсної фази та дисперсійного середовища колоїдні системи поділяють на *ліофобні* та *ліофільні*. В ліофільних системах ця взаємодія набагато сильніша, ніж у ліофобних.

Дисперсні системи класифікують залежно від агрегатного стану дисперсної фази та дисперсійного середовища (табл. 12.1).

Таблиця 12.1 – Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом

Дисперсна фаза	Дисперсійне середовище	Умовне позначення	Тип системи	Приклади
Тверда	Тверде	Т – Т	Тверді колоїдні розчини	Мінерали, кольорове скло, рубін
Рідка	Тверде	Р – Т	Капілярні системи, гелі	Грунти, перлини
Газ	Тверде	Г – Т	Поруваті та капілярні системи	Пемза, активоване вугілля
Тверда	Рідке	Т – Р	Золі, суспензії	Золі металів, пульпи, суспензії, мул
Рідка	Рідке	Р – Р	Емульсії	Молоко, майонез
Газ	Рідке	Г – Р	Піна, газові емульсії	Мильна піна, протипожежна піна
Тверда	Газ	Т – Г	Аерозоль	Тютюновий дим, пил
Рідка	Газ	Р – Г	Тумани	Хмари, фармакологічні аерозолі

За розмірами частинок дисперсної фази дисперсні системи поділяють на:

- *ультрамікрогетерогенні*, розмір частинок яких складає 0,001–0,1 мкм (золі);
- *мікрогетерогенні* з розміром частинок 0,1–10 мкм;
- *грубодисперсні*, розмір частинок яких більше за 10 мкм (суспензії).

У ліофобних колоїдних системах дисперсною фазою є тверді частинки, тому вони є гетерогенними системами, ліофільні ж колоїди – однофазні системи, яким притаманно багато властивостей істинних розчинів.

Серед ліофільних золей найбільше біологічне значення мають високомолекулярні природні речовини: білки, крохмаль, глікоген та ін.

Розглянемо будову колоїдних частинок на прикладі золю аргентум йодиду, що утворюється при додаванні до розчину KI надлишку розчину $AgNO_3$. Тверда фаза – *ядро* колоїдної частинки – це кристал аргентум йодиду $(AgI)_m$ (рис. 12.1), на поверхні якого адсорбовані здебільшого іони одного типу, близькі за хімічною природою до природи ядра.

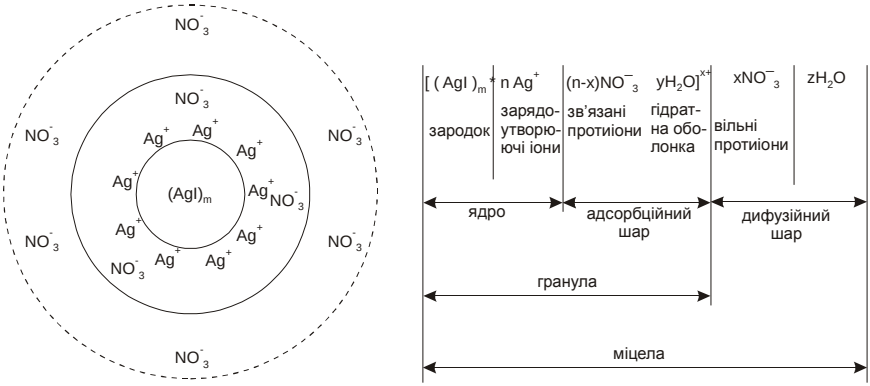


Рисунок 12.1 – Будова міцели аргентум йодиду

Ці іони є *потенціалвизначальними* та можуть входити до складу ядра. Оскільки аргентум нітрат взятий у надлишку, то поверхня ядра адсорбує *n* Ag^+-іонів. До ядра з потенціалвизначальними іонами з електроліту притягуються *протиіони* NO_3^-, формуючи адсорбційний шар. Протиіони гідратовані, тому до складу колоїдної частинки входить вода (yH_2O), що утворює її гідратну оболонку.

Потенціалвизначальні іони, частина протиіонів *(n–x),* які називають зв'язаними, і молекули води *(y)* утворюють разом з ядром комплекс, що носить назву *гранули* або *колоїдної частинки*. Гранула є зарядженою частинкою, знак заряда якої збігається зі знаком заряду потенціал-

визначальних іонів, в розчині вона переміщується, як одне ціле. Інша частина гідратованих протиіонів *(x)* знаходиться за межами гранули та утворює дифузний шар. Весь комплекс, що включає гранулу та еквівалентну їй за зарядом частину дисперсійного середовища, називають *міцелою*. Міцела електронейтральна і є структурною одиницею колоїдної системи. Форма запису будови міцели аргентум йодиду

$$[(AgI)_m n\ Ag^+, (n–x)\ NO_3^-\ yH_2O]^{x+}\ xNO_3^-\ zH_2O$$

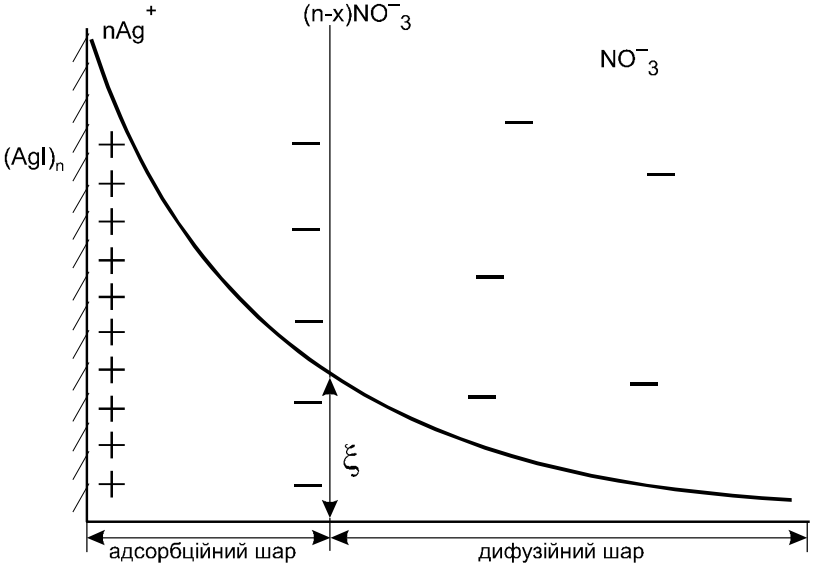


Рисунок 12.2. – Розподіл потенціалів у міцелі аргентум йодиду

Величини коефіцієнтів *m, n, x* можуть змінюватись у широких межах залежно від концентрації розчинів, що утворюють колоїдну систему, температури та інших чинників. Слід зауважити, що явище міцелоутворення характерно тільки для ліофобних колоїдних систем.

У рівноважних умовах на межі „гранула – протиіони дифузійного шару" утворюється подвійний електричний шар. Кількісною характеристикою його є різниця потенціалів, яка залежить від значення

середнього заряду колоїдних частинок та називається *ξ-потенціалом* (дзета-потенціал) системи (рис. 12.2).

Наявність у колоїдних частинок однойменних зарядів і гідратної оболонки приводить до їх взаємного відштовхування, що перешкоджає злипанню частинок дисперсної фази і надає системі колоїдну (*агрегативну*) *стійкість*. Тому електроліт, до складу якого входять іони, що адсорбуються на поверхні ядра (зарядоутворюючі або потенціал-визначальні), називають електролітом-*стабілізатором*. Чим більше заряди колоїдних частинок і ξ-потенціал системи, тим більше її агрегативна стійкість.

Для утворення колоїдної системи необхідні такі умови:

- нерозчинність або мала розчинність речовини у дисперсійному середовищі;
- розміри частинок речовини, що відповідають колоїдним;
- присутність стабілізатора.

Стабілізаторами можуть бути як реагенти, з яких отриманий золь, так і домішки або спеціально введені речовини, іони або молекули яких можуть адсорбуватися на поверхні колоїдних частинок та надавати їм стійкості.

Методи отримання колоїдних систем поділяють на дві групи: *диспергування* та *конденсацію*. Диспергування базується на подрібненні грубих частинок до розмірів колоїдних. Сутність конденсації полягає в поєднанні окремих молекул або іонів речовини в агрегати колоїдних систем. Серед конденсаційних методів розрізняють гідроліз, обмін, відновлення – за типом хімічної реакції, що приводить до утворення нерозчинних речовин. Всі ці реакції треба проводити у розведених розчинах.

Колоїдні системи відрізняються від істинних за оптичними, кінетичними, електричними властивостями.

У зв’язку з високим ступенем дисперсності колоїдних систем їх гетерогенність не можна виявити за допомогою мікроскопа, і тому в світлі, що проходить, вони здаються цілком прозорими. Однак світлові промені

розсіюються колоїдними частинками в усіх напрямках, тому при боковому освітленні на шляху проходження пучка світла на темному фоні спостерігають світловий слід. Якщо між джерелом світла та колоїдним розчином розташувати опуклу лінзу так, щоб на неї падав пучок паралельних променів, то при боковому освітленні утвориться конус, що світиться (конус Тиндаля). Це явище отримало назву ефекту Тиндаля-Фарадея.

Для колоїдних частинок характерний броунівський рух, однак швидкість переміщення частинок у колоїдних розчинах менша, ніж в істинних, і визначається їхніми розмірами і властивостями дисперсійного середовища

$$D = \frac{RT}{N}\frac{1}{6\pi\eta r}, \qquad (12.1)$$

де R – універсальна газова стала; T – термодинамічна температура; D – коефіцієнт дифузії частинки радіусом r; N – число Авогадро; η – коефіцієнт в'язкості дисперсійного середовища.

Поведінка колоїдних систем у електричному полі зумовлена наявністю зарядів у диспергованих частинок і дисперсійного середовища. Рух частинок дисперсної фази до одного з електродів при накладенні електричного поля називають *електрофорезом*, а рух дисперсійного середовища – *електроосмосом*. При електрофорезі гранули переміщуються до електрода, знак заряду якого протилежний заряду гранули, а дифузійний шар мігрує до другого електрода, тому за допомогою електрофорезу можна визначити знак заряду колоїдних частинок. Явища електрофорезу та електроосмосу знаходять широке застосування в техніці (для очищення розчинів та води) та медицині, наприклад при лікуванні хвороб внутрішніх органів та травм.

Розрізняють два типи стійкості колоїдно-дисперсних систем: *седиментаційну* (або *кінетичну*) та *агрегативну*. Седиментаційна характеризує стійкість колоїдних частинок до осідання під дією сил тяжіння. Агрегативна стійкість – це здатність золя зберігати розмір

частинок та їх індивідуальність з часом. Кінетична стійкість будь-якої дисперсної системи залежить від співвідношення інтенсивності теплового руху і сили земного тяжіння частинок, яка визначається їх масою. Для кількісної оцінки кінетичної стійкості дисперсних систем застосовують критерій $\mathrm{d}(\ln n)/\mathrm{d}h$, що характеризує відносну зміну концентрації частинок (n) по висоті (h)

$$-\frac{\mathrm{d}(\ln n)}{\mathrm{d}h} = \frac{Nmg(\rho - \rho_0)}{RT\rho}, \qquad (12.2)$$

де m – маса частинки; g – прискорення сили тяжіння; ρ і ρ_0 – густина дисперсної фази та дисперсійного середовища відповідно.

З рівняння (12.2) виходить, що кінетична стійкість системи зростає зі зменшенням різниці густини дисперсної фази і дисперсійного середовища, а також розмірів і маси частинок. Розподіл частинок по висоті в стаціонарному стані називають *седиментаційною рівновагою* системи.

Агрегативна стійкість золей зумовлена наявністю однойменних зарядів і гідратних оболонок у колоїдних частинок. На межі «колоїдна частинка – середовище» встановлюється два типи рівноваг:

- протиіони в колоїдній частинці $\leftrightarrow$ протиіони в середовищі,
- вода в колоїдній частинці $\leftrightarrow$ вода в середовищі.

Якщо в середовищі збільшується концентрація іонів, однакових за знаком заряду з протиіонами, то зростає їх число в складі гранули колоїдної частинки, а її заряд, величина ξ-потенціалу і, отже, число молекул води в гідратній оболонці, зменшуються. Таким чином, порушується стійкість колоїдної системи. За певних умов число протиіонів у колоїдній частинці може стати таким, що їх заряд повністю нейтралізує заряд потенціал-визначальних іонів, і колоїдна частинка виявиться електронейтральною. Такий стан колоїдної частинки називають *ізоелектричним*. Гідратна оболонка колоїдної частинки в ізоелектричному стані повністю зруйнована, і частинки при зіткненнях можуть злипатись та укрупнюватись Процес укрупнення колоїдних частинок і викликаної цим втрати агрегативної стійкості золя називають *коагуляцією*. Продуктами

коагуляції є золь з укрупненими частинками, осад (коагулянт) або гель (коагель). Найбільше значення ξ-потенціалу, при якому процес коагуляції перебігає з помітною швидкістю, називають критичним. Критичний ξ-потенціал знаходиться в межах 25–30 мВ: якщо $\xi > 30$ мВ, золі є стійкими, а при $\xi < 30$ мВ вони коагулюють. Коагуляція призводить до втрати кінетичної стійкості системи, віддзеркаленням якої є осідання укрупнених частинок (утворення осаду) – ***седиментація***.

Коагуляцію ліофобних золей викликають різні чинники, серед яких найбільш розповсюджені: додавання електролітів у твердому або концентрованому вигляді; додавання дегідратуючих речовин (спиртів, ацетону); випарювання розчинника; підвищення температури; пропускання постійного електричного струму (електрокоагуляція). При цьому утворюються мілкокристалічні речовини.

Коагулюючу дію виявляють лише ті іони електроліту, знак заряду яких протилежний знаку заряду колоїдних частинок дисперсної системи (*правило Гарді*). Ці іони називають *іонами-коагуляторами*, а електроліт, до складу якого вони входять, – електролітом-коагулятором. Мінімальну концентрацію електроліту, що викликає в системі коагуляцію, називають *порогом коагуляції*, або критичною концентрацією $c_{кр}$

$$c_{кр} = V_e c/(V + V_e) = n/(V + V_e), \qquad (12.3)$$

де V – об'єм колоїдного розчину; V_e – об'єм розчину електроліту-коагулятора, додавання якого викликає у всьому об'ємі колоїдної системи швидку коагуляцію; c і n – концентрація (моль/м^3) і кількість речовини (моль) іонів-коагуляторів в електроліті-коагуляторі відповідно.

Поріг коагуляції залежить від умов коагуляції та заряду іона-коагулятора (z):

$$c_{кр} = kT^5/z^6, \qquad (12.4)$$

де k – коефіцієнт, що залежить від фізичних властивостей фаз системи.

Тобто, чим більший заряд має іон-коагулятор, тим нижче поріг коагуляції, а при однакових зарядах іонів-коагуляторів менший поріг коагуляції притаманний іону більшого розміру.

При додаванні великої кількості електроліту виникає явище перезарядки колоїдних частинок, і більшість колоїдних систем знов набувають стійкості та не коагулюють.

Для осадження ліофільних систем потрібні великі кількості електролітів або дегідратуючих речовин; коагуляцію у цьому випадку називають *висоленням*. При висоленні, випарюванні розчинника або під час довгого зберігання ліофільні золі переходять до особливого драглеподібного стану, який називають *гелем.* При цьому міцели не руйнуються, а лише зв'язуються між собою, утворюючи просторову комірку, всередині якої залишається вода. Золі переходять до гелей за певних умов: відповідній температурі, концентрації речовини, ступеню її гідратації. Процес переходу золю до гелю називають *драглеутворенням або желатинуванням***.** Утворення гелю за рахунок поглинання розчинника сухою речовиною, яке супроводжується зростанням об'єму останнього, називають *набуханням***.**

Процес, зворотний коагуляції, називають *пептизацією*. Викликати пептизацію можна промиванням коагулянта розчинником, а також дією пептизаторів (електролітів, неелектролітів, поверхнево-активних речовин, високомолекулярних сполук), причому пептизувати можна тільки свіжоприготовані осади. Під час пептизації частинки осаду набувають однойменних зарядів внаслідок адсорбції тих чи інших іонів з електроліту, зростає ξ-потенціал системи, і осад переходить до стану золю. Речовини, що сприяють пептизації осадів, називають *пептизаторами***.** Наприклад, пептизацію осаду $Fe(OH)_3$ можна ініціювати додаванням невеликої кількості розчину соляної кислоти, недостатньої для його розчинення, або ферум (III) хлориду, в якому кислота утворюється внаслідок гідролізу. У розчині з'являються зарядоутворюючі іони Fe^{3+} або FeO^{+}, які адсорбуються на поверхні частинок $Fe(OH)_3$, і таким чином осад пептизується.

Колоїдні системи широко розповсюджені у природі. Дисперсними є всі рідини у живих організмах. У крові, лімфі, спинно-мозковій рідині знаходяться у колоїдному стані фосфати, жири, ліпіди. До найбільш

важливих гелей біологічного походження, утворених білками, фосфатидами та полісахаридами, відносяться ядро, оболонка клітин, мембрани, рослинні та тваринні волокна, скловидне тіло глазу. Процеси в клітинах, живих мембранах, нервових волокнах відбуваються за законами колоїдної хімії. Коагуляція колоїдних систем кальцій фосфату та холестерину в крові призводять до утворення осадів на внутрішній поверхні кровоносних сосудів. Зсіліть крови, злипання ерітроцитів є процесуми, аналогічними до коагуляції. Напроти, в основі процесу розчинення тромбів лежить явище пептизації.

12.2. Контрольні завдання

12.2.1. Складіть формулу міцели гідрозолю речовини С, що утворюється при даванні надлишку речовини В (табл. 12.3) до розведеного розчину речовини А. Вкажіть знак заряду колоїдних частинок золю та напрямок їх переміщення в електричному полі. Який з коагуляторів є найбільш економічним (має найменший поріг коагуляції)? Які ще є можливості для відділення речовини від рідини?

Таблиця 12.2 – Варіанти завдань

Варі-ант	*A*	*B*	*C*	Коагулятор
1	NaI	$AgNO_3$	AgI	NaF, $Ca(NO_3)_2$, K_2SO_4
2	$MgCl_2$	NaOH	$Mg(OH)_2$	KCl, $Zn(CH_3COO)_2$, $AlCl_3$
3	NH_4CNS	$AgNO_3$	AgCNS	KNO_3, Na_3PO_4, Na_2SO_4
4	$CaCl_2$	H_2SO_4	$CaSO_4$	$ZnCl_2$, $AlCl_3$, CH_3COONa
5	NH_4OH	$BeCl_2$	$Be(OH)_2$	Na_2SO_4, $ZnCl_2$, KNO_3
6	$BaCl_2$	$CaSO_4$	$BaSO_4$	NH_4Cl, $AlCl_3$, $Zn(CH_3COO)_2$
7	Na_2SiO_3	HCl	H_2SiO_3	$CrCl_3$, $Al(NO_3)_3$, NH_4Cl
8	$AlCl_3$	NaOH	$Al(OH)_3$	Na_2SO_4, KNO_3, $CaCl_2$
9	$CrCl_3$	NH_4OH	$Cr(OH)_3$	Na_2SO_4, KCl, $BaCl_2$
10	NaOH	$ZnCl_2$	$Zn(OH)_2$	CH_3COONa, K_2SO_4, $SrCl_2$
11	$ZnCl_2$	$(NH_4)_2S$	ZnS	$(NH_4)_2SO_4$, NaCl, $Ca(NO_3)_2$

Продовження таблиці 12.2

12	$MnCl_2$	$(NH4)_2S$	MnS	$BaBr_2$, K_2SO_4, NaCl
13	$FeCl_3$	NaOH	$Fe(OH)_3$	Na_2SO_4, $Fe(NO_3)_3$, $MgCl_2$
14	K_2SO_4	$Ba(CH_3COO)_2$	$BaSO_4$	$NH4NO_3$, $AlCl_3$, $ZnSO_4$
15	$(NH_4)_2S$	$CoCl_2$	CoS	$CaCl_2$, K_2SO_4, NaCl
16	$NiCl_2$	$(NH_4)_2S$	NiS	NH_4Cl, Na_2SO_4, $SrCl_2$
17	$(NH_4)_2S$	$SnCl_2$	SnS	Na_2SO_4, $Ca(CH_3COO)_2$, KCl
18	$CdCl_2$	H_2S	CdS	$(NH_4)_2SO_4$, NaCl, $CaBr_2$
19	$AgNO_3$	HCl	AgCl	$Al(NO_3)_3$, NH_4NO_3, K_2SO_4
20	KI	$AgNO_3$	AgI	NaF, $Ca(NO_3)_2$, K_2SO_4
21	$FeCl_3$	$K4[Fe(CN)_6]$	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	$Al(NO_3)_3$, NH_4NO_3, K_2SO_4
22	$Hg_2(NO_3)_2$	H_2SO_4	Hg_2SO_4	KNO_3, NH_4NO_3, $Zn(CH_3COO)_2$
23	K_2CrO_4	$AgNO_3$	Ag_2CrO_4	$Zn(NO_3)_2$, $NH_4H_2PO_4$, CH_3COONa
24	$Pb(NO_3)_2$	HCl	$PbCl_2$	$Al(NO_3)_3$, $ZnCl_2$, CH_3COOK
25	KI	$Pb(NO_3)_2$	PbI_2	$Ca(OH)_2$, $NH_4H_2PO_4$, $AlBr_3$

12.3. Дослідна частина

Дослід 1. Утворення золю ферум (III) гідроксиду

У хімічний стакан налийте 40 мл дистильованої води та додайте з бюретки 2 мл розчину ферум (III) хлориду. Відзначте забарвлення отриманого розчину. Нагрійте розчин у пробірці до кипіння. Що спостерігається? Відзначте колір золю, що утворився. Як впливає температура на глибину перебігу процесу?

Складіть в молекулярній та іонній формах рівняння реакції гідролізу ферум (III) хлориду, що перебігає за даних умов з утворенням ферум (III)

гідроксиду. Складіть формулу міцели золю $Fe(OH)_3$. Яким є заряд гранули?

Дослід 2. Коагуляція золю ферум (III) гідроксиду електролітами

Налийте у три пробірки по 5 – 6 мл отриманого в досліді 1 золю ферум (III) гідроксиду. По краплях додайте електроліти з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л відповідно до табл.1.2.

Таблиця 12.3 – Результати досліду

№ пробірки	Електроліт-коагулянт	Час до появи осаду	Висновки
1	NaCl		
2	Na_2SO_4		
3	Na_2HPO_4		

Полічіть число краплин електроліту-коагулятора, необхідних для зміни вигляду колоїдної системи (появи муті або осаду). Як впливає заряд коагулюючого іона на швидкість коагуляції? Який електроліт має найменший поріг коагуляції?

Дослід 3. Визначення інтервалу pH стійкості золю ферум (III) гідроксиду

Налийте в пробірку 3...5 мл золю, отриманого у досліді 1, та додайте розчин універсального індикатора. Спочатку додайте по краплях розчин натрій гідроксиду, а потім – розчин хлоридної кислоти тієї ж концентрації. Визначте pH, при якому золь розчиняється. А при якому pH він коагулює? Оцініть значення pH ізоелектричної точки.

Дослід 4. Визначення знака заряду золю ферум (III) гідроксиду

У хімічний стакан налийте 3 – 5 мл золю ферум (III) гідроксиду та занурте полоску фільтрувального паперу. Через 15 – 30 хв подивіться, чи піднімаються разом з водою колоїдні частинки. Яким є їх заряд?

У водному середовищі капіляри целюлози заряджуються негативно, а вода, що знаходиться в них – позитивно. Таким чином, якщо колоїдні

частинки мають позитивний заряд, вони не піднімаються по волокнах целюлози, а осаджуються на папері біля поверхні розчину. Негативно заряджені частинки піднімаються по капілярах паперу разом з водою.

За іншою методикою краплю розчину наносять на фільтрувальний папір і спостерігають її розповсюдження по поверхні. Якщо колоїдні частинки заряджені негативно, вони пересуваються разом з водою і виникає велика пофарбована пляма. Позитивно заряджені частинки накопичуються в центрі паперу, де і виникає пофарбована зона, а вода розпливається набагато далі.

Дослід 5. Перезарядка частинок золю ферум (III) гідроксиду

2 мл золю ферум (III) гідроксиду, частинки якого заряджені позитивно, влийте у розчин натрій гідроксиду. За цих умов відбуватимется перезарядка колоїдних частинок. Визначте знак їх заряду гранул за методикою, описаною в досліді 4.

Напишіть формули міцел вихідного та перезарядженого золю.

Дослід 6. Захисна дія ліофільних колоїдів

У дві пробірки налийте по 5 – 10 мл золю ферум (III) гідроксиду та додайте в одну пробірку 1 – 2 мл розчину желатину, а в другу – стільки ж розчину крохмалю. Розчини перемішайте. Кожну отриману суміш розлийте на три пробірки та повторіть дослід 2. Результати експеримента зведіть в таблицю. Зіставте захисну дію крохмалю та желатину.

Дослід 7. Взаємна коагуляція золей

Отримайте золь силікатної кислоти, для чого налийте у прорбірку 4...5 крапель концентрованої хлоридної кислоти та додайте 1...2 краплі розчину натрій силікату. Складіть формулу міцели, припустивши, що потенціалвизначальними є іони $HSiO_3^-$, що утворюються при гідролізі натрій силікату. Як заряджені колоїдні частинки золю? Додайте до нього золь ферум (III) гідроксиду. Спостерігайте та поясніть явища, що відбуваються в реакційній суміші.

Дослід 8. Отримання золю сірки

У пробірку налийте 3 мл сульфатної кислоти і додати такий же об'єм розчину $Na_2S_2O_3$. Відзначте зміну забарвлення розчину після утворення золю сірки. Складіть рівняння даної окисно-відновної реакції. Яка речовина є стабілізатором отриманого золю? Через деякий час спостерігайте коагуляцію та седиментацію отриманого золю. Розділіть осад на дві пробірки. Додайте в одну з них розчин сульфатної кислоти, а в другу – розчин натрій тіосульфату, спостерігайте явище пептизації. Якими ознаками воно характеризується?

13. Електрохімічні процеси та системи

13.1. Теоретичні положення

За своєю природою електрохімічні процеси є окисно-відновними і у більшості випадків відбуваються на межі поділу контактуючих фаз – електронного та іонного провідників. *Електронним провідником* (провідником першого роду) є метали та напівпровідники з електронною провідністю; *іонним провідником* (провідником другого роду) – розчини або розплави електролітів, у яких струм утворюється потоком іонів. Систему, що складається з металу або іншого електронного провідника у контакті з електролітом, називають *електродом*. На поверхні поділу електронний провідник / електроліт виникає *подвійний електричний шар* (ПЕШ), подібний до електричного конденсатора. Стрибок потенціалу (роботу перенесення електрона) на межі поділу називають *електродним потенціалом*.

Потенціал, що відповідає стандартним умовам (тиск – 101,325 кПа, температура – 298 К, активність іонів у розчині – 1 моль/л), називають *стандартним електродним потенціалом* і позначають E^0.

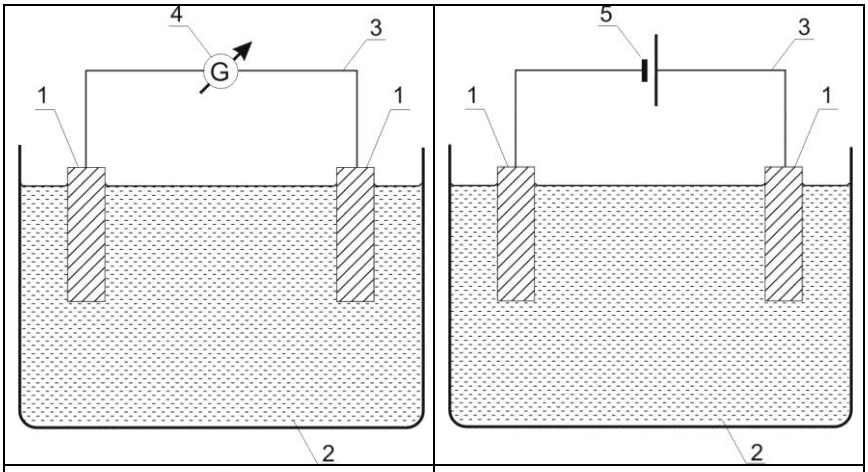
В умовах, що відрізняються від стандартних, числове значення *рівноважного електродного потенціалу* визначають за рівнянням Нернста:

$$E_{M^{z+}/M} = E^0_{M^{z+}/M} + \frac{0,059}{z} \lg c\left(M^{z+}\right), \qquad (13.1)$$

де z – кількість електронів, що беруть участь у реакції; $c(M^{z+})$ – концентрація іонів металу в розчині.

Електрохімічна система – це електричне коло, що складається з послідовно з'єднаних провідників першого і другого роду, в якому відбувається перетворення хімічної та електричної форм енергії. Таким чином, будь-яка електрохімічна система складається з трьох основних частин:

- електроліту, що містить речовини – учасники окисно-відновних реакцій – та забезпечує перебіг електричного струму за рахунок потоку іонів;
- електродів, що контактують з електролітом та забезпечують обмін електронами з учасниками реакцій, а також передачу електронів у зовнішнє коло;
- металевого провідника (зовнішнього кола), що з'єднує електроди та забезпечує проходження струму між ними.



А *Б*

- Рисунок 13.1 – Принципова схема електрохімічної системи:
- *а* – хімічне джерело струму; *б* – електрохімічний реактор; *1* – електрод, *2* – електроліт, *3* – зовнішнє коло, *4* – гальванометр, *5* – джерело постійного струму

Розрізняють два типи електрохімічних систем (рис. 13.1). Системи, в яких внаслідок самочинного перебігу електрохімічних реакцій ($\Delta G < 0$) при замиканні зовнішнього кола виникає електричний струм, носять назву *хімічних джерел струму* (ХДС) і реалізуються у *гальванічних елементах* або *акумуляторах*. Такі ж самі мікро- або макросистеми виникають на поверхні металів у процесі їх корозії. Системами іншого типу є ті, в яких під впливом електричного струму від зовнішнього джерела на електродах перебігають окисно-відновні реакції, що не є самочинними за стандартних умов ($\Delta G > 0$). Такі системи називають *електролізерами* (електрохімічними реакторами) або *гальванічними ваннами* та застосовують для нанесення гальванічних покриттів, виробництва різноманітних неорганічних та органічних речовин.

Матеріальний баланс електрохімічних процесів розраховують на підставі законів Фарадея:

1. Маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка проходить через розчин, і не залежить від інших факторів.

2. Маса речовини, яка виділяється при проходженні 1 Кл електрики, дорівнює молярній масі електрохімічного еквівалента.

Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні молярним масам їх еквівалентів.

Для того щоб виділити на електроді 1 моль речовини еквівалента, треба витратити 96487 Кл електрики. Цю кількість електрики називають числом Фарадея.

Математичним вираженням законів Фарадея є рівняння

$$m = \frac{Q \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{X}))}{F}, \qquad (13.2)$$

де m – маса окисненої або відновленої речовини, г; $M(f_{\text{екв}}(\text{X}))$ – молярна маса еквівалента, г/моль; Q – кількість електрики, Кл; F – число Фарадея.

Як відомо, кількість електрики визначають за формулою

$$Q = I\,t, \tag{13.3}$$

де I – сила струму, А; t – час електролізу, с;
а молярну масу еквівалента окисника (відновника) за формулою

$$M(f_{\text{екв}}(\text{X})) = M/z, \tag{13.4}$$

де M – молярна маса окисника або відновника; z – кількість електронів, що беруть участь у реакції окиснення або відновлення.

Якщо на електроді перебігає декілька паралельних (парціальних) реакцій, то загальна кількість електрики нерівномірно розподіляється між ними. Частку загальної кількості електрики, що витрачається на одну з паралельних реакцій, називають *виходом за струмом* (ВС) даної реакції, яка виражається в % або частках одиниці. Таким чином, на практиці використовують співвідношення

$$m = \frac{Q \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{X}))}{F}\,\text{ВС}\,. \tag{13.5}$$

Об'єм газоподібних речовин, що виділяються на електродах, розраховують як

$$V = \frac{V_m Q}{zF}\,BC\,, \tag{13.6}$$

де V – об'єм газу, л; V_m – молярний об'єм газу, V_m = 22,4 л/моль (н.у.).

13.2. Контрольні завдання

13.2.1. Складіть схему хімічного джерела струму з електродів, наведених у вашому варіанті табл. 13.1, та визначте:

- який з електродів є анодом, а який катодом і чому;
- за допомогою яких хімічних рівнянь можна описати реакції, що перебігають на електродах; напишіть у молекулярній формі рівняння сумарної реакції;
- як змінюється маса кожного з електродів при роботі гальванічного елемента; в якому напрямку переміщуються електрони у зовнішньому колі; визначте ЕРС складеного ХДС.

Таблиця 13.1 – Варіанти завдань

Варіант	Електроди	Варіант	Електроди
1	Cd^{+2}/Cd Cu^{+2}/Cu	14	Ag^{+}/Ag Al^{+3}/Al
2	Fe^{+2}/Fe Ag^{+}/Ag	15	Mn^{+2}/Mn Sn^{+2}/Sn
3	Sn^{+2}/Sn Al^{+3}/Al	16	Ni^{+2}/Ni Cu^{+2}/Cu
4	Zn^{+2}/Zn Bi^{+3}/Bi	17	Pb^{+2}/Pb Zn^{+2}/Zn
5	Ni^{+2}/Ni Cr^{+3}/Cr	18	Sn^{+2}/Sn Hg^{+2}/Hg
6	Cu^{+2}/Cu Mn^{+2}/Mn	19	Be^{+2}/Be Cr^{+3}/Cr
7	Co^{+2}/Co Be^{+2}/Be	20	Bi^{+3}/Bi Fe^{+2}/Fe
8	Pb^{+2}/Pb Mg^{+2}/Mg	21	Cd^{+2}/Cd Mn^{+2}/Mn
9	Ti^{+2}/Ti Sn^{+2}/Sn	22	Al^{+3}/Al Pb^{+2}/Pb
10	Mn^{+2}/Mn Bi^{+3}/Bi	23	Mg^{+2}/Mg Bi^{+3}/Bi
11	Cd^{+2}/Cd Hg^{+2}/Hg	24	Mg^{+2}/Mg Au^{+}/Au
12	Cr^{+3}/Cr Co^{+2}/Co	25	Zn^{+2}/Zn Sn^{+2}/Sn
13	Mg^{+2}/Mg Fe^{+2}/Fe	26	Zn^{+2}/Zn Ni^{+2}/Ni

13.2.2. Складіть схему концентраційного хімічного джерела струму, електроди якого виготовлено з металу (табл. 13.2), якщо концентрації іонів цього металу в розчині становлять c_1 та c_2, моль/л, відповідно. Визначте ЕРС складеного ХДС.

Таблиця 13.2 − Варіанти завдань

Варіант	Метал	c_1	c_2	Варіант	Метал	c_1	c_2
1	Ag^{+}/Ag	10^{-1}	10^{-3}	14	Cd^{2+}/Cd	10^{-2}	10^{-6}
2	Mo^{3+}/Mo	10^{-2}	1	15	Ni^{2+}/Ni	10^{-1}	10^{-3}
3	Co^{2+}/Co	10^{-1}	10^{-5}	16	Sn^{2+}/Sn	10^{-5}	10^{-2}
4	Cu^{2+}/Cu	10^{-3}	10^{-6}	17	Pb^{2+}/Pb	10^{-2}	10^{-6}
5	Fe^{2+}/Fe	10^{-5}	10^{-1}	18	Cr^{3+}/Cr	10^{-3}	10^{-1}
6	Hg^{2+}/Hg	10^{-2}	10^{-4}	19	Mn^{2+}/Mn	1	10^{-3}

Продовження табл. 13.2

7	Pd^{2+}/Pd	10^{-3}	10^{-6}	20	Be^{2+}/Be	10^{-2}	1
8	Zn^{2+}/Zn	10^{-4}	10^{-1}	21	Mg^{2+}/Mg	10^{-3}	10^{-5}
9	Ti^{+2}/Ti	10^{-2}	10^{-5}	22	Pb^{+2}/Pb	10^{-3}	1
10	Bi^{+3}/Bi	10^{-1}	10^{-3}	23	Be^{+2}/Be	10^{-5}	10^{-1}
11	Ni^{+2}/Ni	10^{-2}	10^{-6}	24	Mn^{+2}/Mn	10^{-4}	10^{-1}
12	Pd^{2+}/Pd	10^{-4}	10^{-6}	25	Au^{+}/Au	10^{-5}	10^{-2}
13	Al^{+3}/Al	10^{-1}	10^{-4}	26	Co^{2+}/Co	1	10^{-2}

13.2.3. Підберіть електроди для отримання газу, складіть схему електролізу та визначте невідомі параметри (за варіантом табл. 13.3).

Таблиця 13.3 − Варіанти завдань

Варіант	Газ	Об'єм газу, $м^3$	Електроліт	Сила струму, А	Час електролізу, год	ВС, %
1	2	3	4	5	6	7
1	O_2	3,0	NaOH	5000	?	100
2	H_2	4,1	Na_2SO_4	2000	5,0	?
3	Cl_2	?	NaCl	10000	2,0	90
4	O_2	6,7	KNO_3	?	8,0	100
5	H_2	?	LiOH	3000	10,0	100
6	Cl_2	7,0	$BaCl_2$	8000	?	95
7	O_2	?	?	9000	7,5	100
8	H_2	8,8	?	?	3,5	100
9	Cl_2	6,0	?	4000	4,0	?
10	H_2	8,0	Na_2SO_4	?	2	100
11	Cl_2	10,0	KCl	5000	?	94
12	O_2	?	$MgSO_4$	3500	2,5	100
13	Cl_2	5,2	$CaCl_2$	7000	?	97
14	O_2	12,4	?	?	4	100
15	H_2	?	KOH	4200	5	100
16	O_2	?	Rb_2SO_4	1000	1,5	100
17	H_2	7,3	?	?	3	100

Продовження табл. 13.3

18	Cl_2	3,8	NaCl	2220	4	?
19	H_2	1,5	LiOH	3600	?	100
20	Cl_2	?	$BaCl_2$	4100	2,8	94
21	O_2	?	$Ca(NO_3)_2$	2700	6,5	100
22	Cl_2	4,7	CsCl	?	3	93
23	O_2	9,2	$Ba(NO_3)_2$	3300	?	100
24	H_2	6,5	?	?	4,2	100
25	Cl_2	8,7	NaCl	1000	?	90

13.2.4. Підберіть основний компонент електроліту та анод для нанесення покриття металом (табл. 13.4), складіть схему електролізу та визначте параметри, що відсутні у вашому варіанті табл. 13.4.

Таблиця 13.4 − Варіанти завдань

Варіант	Метал покриття	Густина металу ρ, г/см^3	Товщина покриття δ, мкм	Густина струму j, А/дм^2	Час електролізу, хв.	ВС, %
1	Ni	8,90	?	1,5	20	90
2	Cd	8,64	7	?	18	98
3	Sn	7,30	9	2,0	10	?
4	Fe	7,87	15	20,0	?	78
5	Cr	7,19	?	8,0	20	30
6	Cu	8,96	3	?	9	100
7	Zn	7,13	12	2,5	21	?
8	Ag	10,50	?	0,8	3	100
9	Au	19,40	1	?	10	100
10	Cd	8,64	6	1,8	?	95
11	Fe	7,87	?	25,0	15	78
12	Cr	7,19	3	6,0	10	?
13	Cu	8,96	5	1,0	?	100
14	Co	8,84	4	?	15	97
15	Zn	7,13	?	1,8	27	87

Продовження табл. 13.4

16	Sn	7,30	8	1,5	?	98
17	Ni	8,90	6	2,5	12	?
18	Ag	10,50	2	1,0	?	100
19	Cd	8,64	?	2,0	12	95
20	Zn	7,13	9	2,0	?	90
21	Fe	7,87	12	15,0	5	?
22	Mn	7,44	?	6,0	9	45
23	Pb	11,33	9	?	8	99
24	Ni	8,90	3	2,0	?	92
25	Sn	7,30	?	1,0	12	96

13.3. Дослідна частина

Дослід 1. Електроліз водного розчину $CuSO_4$ з розчинним анодом

Процес електролізу розчину CuSO4 проходить за схемою

A: Cu − 2e = Cu2+

K: Cu2+ + 2e = Cu

Для проведення електролізу використовують електроліт складу: 150 г/л $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, 150 г/л H_2SO_4. Додавання сульфатної кислоти пояснюється двома причинами: по-перше, вона запобігає гідролізу купрум (II) сульфату і, по-друге, підвищує електричну провідність розчину. Однак збільшення вмісту кислоти понад 200 г/л призводить не тільки до підвищення провідності, але й одночасно до зниження розчинності $CuSO_4$. Для отримання високого виходу за струмом міді процес рекомендують проводити за відсутності у розчині окисників (у першу чергу, кисню з повітря), які спричиняють перебіг побічних процесів.

Електроліз проводять у хімічній склянці місткістю 250−500 мл. Як аноди використовують пластини міді, катодом може бути будь-який металевий зразок прямокутної форми для полегшення розрахунку його площі. Робоча напруга на електролізері становить 10−12 В. Сила струму розраховується, виходячи з площі поверхні катода *S* та густини струму *j*,

що залежить від складу електроліту і дорівнює в даному випадку 200 − 300 А/м^2:

$$I = j \cdot S. \qquad (13.7)$$

Сила струму регулюється за допомогою реостата, який вмикають в електричне коло послідовно.

Порядок виконання

1. Обробіть електроди наждачним папером та ретельно промийте їх у дистильованій воді, зважте катод на технічних вагах.

2. Заповніть електролізер електролітом та занурте у розчин електроди.

3. Зберіть електричне коло за схемою (рис. 13.2).

4. Розрахуйте площу катода та визначте силу струму.

5. Увімкніть джерело струму та відрегулюйте за допомогою реостата попередньо розраховану силу струму.

6. Електроліз проводьте протягом часу, що рекомендований викладачем. За цей час спостерігайте зміни, що відбуваються (або не відбуваються) в електрохімічній системі.

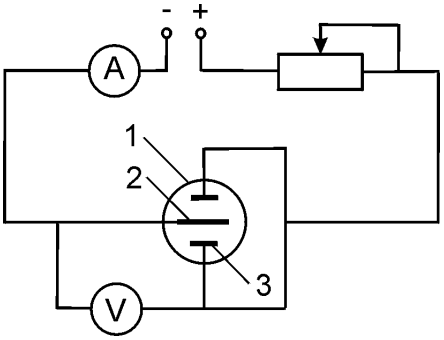


Рисунок 13.2 – Електрична схема системи для електролізу: *1* – електролізер, *2* – катод, *3* – аноди

7. Після закінчення процесу ретельно промийте електроди у воді, просушіть катод та знову зважте його на технічних вагах. Що відбувається з масою катода? Поясніть результати досліду.

Дослід 2. Одержання газу електролізом водного розчину.

Дослід проводиться у спеціальному електролізері для отримання газів (рис. 13.3). Як електроліт використовують водний розчин будь-якої солі, катіон та аніон якої не беруть безпосередньої участі в електродних процесах, або розчин

лугу. Фактично електроліт за цих умов лише забезпечує електричну провідність розчину, і, з огляду на це, до нього можна поставити такі вимоги: нетоксичність, неагресивність по відношенню до електродів та електролізера і низька вартість. У даному досліді електролітом є розчин з масовою часткою Na_2SO_4 5 %, який відповідає наведеним вимогам. На електродах відбуваються реакції:

$$\text{А: } H_2O - 2e = 1/2O_2 + 2H^+$$

$$\text{К: } 2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$$

Як видно з цих рівнянь, кількість (а відповідно й об'єм) газу, що виділяється на катоді, удвічі більша за кількість газу, який виділяється на аноді. Тому, навіть не дивлячись на схему підключення електролізера, можна вказати катод і анод, виходячи з об'ємів газів, що утворюються під час електролізу.

Чи можете ви запропонувати інший спосіб визначення катода й анода хімічними методами, якщо відомі реакції, які відбуваються на відповідних електродах?

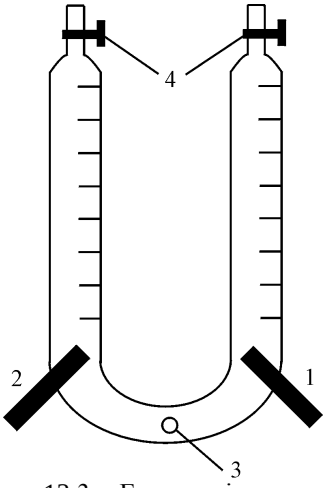


Рисунок 13.3 − Електролізер для отримання газів: *1*, *2* – електроди, *3* – трубка для приєднання лійки, *4* – крани

Порядок виконання

1. Заповніть електролізер робочим розчином таким чином, щоб повністю позбутися повітря у ньому. Для цього розчин заливайте крізь лійку при відкритих кранах. Після витіснення повітря крани закрийте та прилад перевірте на герметичність. Для цього лійку опустіть нижче рівня розчину в електролізері; якщо змін у

положенні рівня розчину не спостерігається, то прилад вважають герметичним.

2. Зберіть електричне коло за схемою рис. 13.2, використавши графітові електроди.

3. Увімкніть джерело струму і встановіть за допомогою реостата максимально можливу силу струму. Зафіксуйте час початку електролізу.

4. Електроліз припиніть після того, як об'єм водню буде дорівнювати 10 мл. Зафіксуйте час, витрачений на процес електролізу, температуру та тиск навколишнього середовища.

Завдання. Виходячи з часу проведення електролізу, а також сили струму при електролізі визначте теоретичний об'єм водню, який мав би виділитися за даних умов:

$$V_{\text{T}} = \frac{p_0 T V_{\text{e}} I t}{T_0 p F}, \qquad (13.8)$$

де p_0, T_0 – тиск та температура за нормальних умов; p, T – тиск та температура за умов досліду; V_{e} – еквівалентний об'єм водню (11,2 л, або 11200 мл).

Отримавши V_{T}, визначте вихід за струмом досліджуваного процесу за формулою ВС = V / V_{T}.

На підставі значення ВС зробіть висновок про ефективність проведеного процесу.

Дослід 3. Вивчення впливу домішок поверхнево-активних речовин на якість металевих покриттів

З електролітів на основі простих солей одержують крупнокристалічні, матові, шорсткі металеві покриття. Для отримання блискучих, рівномірних за товщиною, дрібнокристалічних покриттів до електролітів додають блискотвірні домішки. Це можуть бути гліцерин, цукор, спирт або технічні поверхнево-активні речовини Б-7211, ЛТУ, лімеда Л-2А.

Порядок виконання

Заповніть електролізер електролітом такого складу, г/л:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – 180−240; H_2SO_4 – 45−65; NaCl – 0,05–0,15; ЛІ-2А – 4–6.

Катодна густина струму – 0,8–9 А/дм^2, t = 20 °С, електроди – мідь.

Обробіть електроди наждачним папером, ретельно промийте їх у дистильованій воді та занурте у розчин електроліту. Зберіть електричне коло за схемою (рис. 13.2). Розрахуйте площу катода та визначте силу струму. Увімкніть джерело струму і відрегулюйте за допомогою реостата попередньо розраховану силу струму.

Електроліз проводьте протягом часу, що рекомендований викладачем. Після закінчення процесу ретельно промийте електроди у воді. Висушіть та візуально оцініть якість покриття.

Дослід 4. Вивчення послідовності катодного осадження металів

Спрогнозуйте, а потім експериментально визначте, який метал буде осаджуватися на графітовому катоді, якщо електроліз проводити в електроліті, що містить $CuSO_4$ та $FeSO_4$ в рівних концентраціях. Дослід проводьте згідно з порядком досліду 1. Чи збігаються експериментальні дані з вашим прогнозом?

14. Хімічні властивості металів

14.1. Теоретичні положення

Переважна більшість усіх елементів періодичної системи – це метали. З фізичної точки зору метали характеризуються високою тепло- та електропровідністю, механічною міцністю, пластичністю. З хімічної точки зору металічні властивості елементів ідентичні їх відновним властивостям, тобто у хімічних реакціях метали виконують роль відновників, а самі окиснюються (втрачають електрони):

$$M - ze \rightarrow M^{z+}.$$

Спроможність елемента втрачати електрони кількісно характеризують потенціалом іонізації E_i, значення якого залежить від місцезнаходження елемента у періодичній системі елементів (ПСЕ).

Оскільки в умовах оточуючого середовища метали здебільшого знаходяться у контакті з водними розчинами або атмосферою, яка містить водяну пару, їх хімічну активність коректно оцінювати за значеннями електродних потенціалів. Реакції взаємодії металів з компонентами середовища є окисно-відновними, тому для аналізу їх імовірності слід користуватися умовою самочинного перебігу, згідно з якою електродний потенціал окисника $E_{ок}$ повинен бути більшим за потенціал відновника $E_{в}$.

Для з'ясування властивостей металу, виходячи з його розташування в ряду стандартних електродних потенціалів, використовують такі положення:

- з водою взаємодіють метали, які розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів ліворуч від заліза;
- з кислотами-неокисниками взаємодіють метали, які розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів ліворуч від водню, тобто мають негативне значення стандартних електродних потенціалів;
- з кислотами-окисниками реагують метали, що розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів до платини.

З лугами взаємодіють тільки амфотерні метали, найбільш поширеними з яких є Al, Zn, Sn, Pb, Be.

14.2. Контрольні завдання

14.2.1. Які властивості металу можна з'ясувати, виходячи з його розташування в ряду стандартних електродних потенціалів? Складіть рівняння реакцій, що підтверджують ваші висновки на прикладі груп металів відповідно до варіанта (табл. 14.1).

14.2.2. Проаналізуйте, чи буде метал, наведений у вашому варіанті (табл. 14.2), взаємодіяти з водою, розчинами HCl та HNO_3 (розведеної та концентрованої, на холоді та при нагріванні), розчином лугу (NaOH + + H_2O), розчинами натрій карбонату й алюміній хлориду (врахувати

можливість гідролізу солей) або $AgNO_3$, та наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

Таблиця 14.1 − Варіанти завдань

Варіант	Метали	Варіант	Метали	Варіант	Метали
1	Li, Zn, Ag	9	Mg, Co, Re	17	Ba, Zn, Sb
2	Na, Cd, Cu	10	Sr, Ni, Cu	18	Ca, Cr, Re
3	Ba, Fe, Hg	11	Ca, Mo, Ru	19	Na, Ga, Cu
4	Ca, Ni, Au	12	Rb, Sn, Rh	20	Sr, Fe, Hg
5	Sr, Mn, Bi	13	Li, Pb, Ag	21	Cs, In, Ag
6	K, Co, Pd	14	Be, W, Os	22	Rb, Mn, Tc
7	Cs, Cd, Sb	15	Mg, Al, Pd	23	Li, Ti, Ru
8	Ba, Tl, Bi	16	K, Mn, Ge	24	Sr, Pb, Ge

Таблиця 14.2 − Варіанти завдань

Варіант	Метал	Варіант	Метал	Варіант	Метал
1	Be	9	Cd	17	Mg
2	Cr	10	Sn	18	W
3	Co	11	Mn	19	Nb
4	Cu	12	Al	20	Zr
5	Zn	13	Bi	21	V
6	Fe	14	Ti	22	Mo
7	Ni	15	Sb	23	Ta
8	Pb	16	Ag	24	Pd

14.3. Дослідна частина

Дослід 1. Вивчення активності металів у нейтральному середовищі

1) У пробірку налийте 2−3 мл води та додайте 3−4 краплі фенолфталеїну. Помістить у пробірку шматочок магнію, потім підігрійте

пробірку. Поясніть, чому зміни в пробірці відбуваються лише при нагріванні? Складіть рівняння реакції, що перебігає.

2) У чотири пробірки налийте по 1−2 мл розчинів солей Натрію, купруму (II), Алюмінію, Цинку та помістіть у кожну з них по шматочку магнію. Поясніть, чому реакція перебігає не в усіх пробірках. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються, складіть електронний баланс, зазначте окисник та відновник. Зверніть увагу на газ, що виділяється під час деяких реакцій, та поясніть, який це газ, ураховуючи можливий перебіг гідролізу солей.

3) У дві пробірки опустіть по шматочку алюмінію. В одну з них налийте 1−2 мл розчину купрум (II) хлориду, а в другу – стільки ж розчину купрум (II) сульфату. Чи з однаковою швидкістю проходять реакції в обох пробірках? Такі ж експерименти проведіть з магнієм, берилієм, титаном. Зробіть висновок про хімічну стійкість цих металів у присутності хлорид-іонів. Поясніть вплив хлорид-іонів на хімічну поведінку металів.

Дослід 2. Дія хлоридної та розведеної сульфатної кислот на метали

1) У три пробірки налийте по 1−2 мл 10 %-ного розчину сульфатної кислоти та помістіть по шматочку металів: у першу – цинку, у другу – заліза, у третю – міді. Якщо реакція проходить повільно, то пробірки треба підігріти. Повторіть дослід, замінивши сульфатну кислоту на хлоридну. У яких випадках реакція відбувається? Чому? Напишіть рівняння реакцій. Який елемент є окисником металів у цих реакціях? Поясніть інтенсивність реакцій з точки зору розташування металів у ряду стандартних електродних потенціалів.

2) Вивчіть властивості свинцю щодо розведеної хлоридної та сульфатної кислот. Чи перебігає реакція взаємодії його з цими кислотами? Чим це пояснюється?

Дослід 3. Дія концентрованої сульфатної кислоти на метали

1) У дві пробірки налийте по 1−2 мл концентрованої сульфатної кислоти та помістіть у них: у першу – шматочок магнію, у другу – шматочок міді. Напишіть рівняння реакцій, маючи на увазі, що іон-окисник SO_4^{2-} відновлюється у першому випадку до H_2S, у другому – до SO_2.

2) У дві пробірки помістіть по шматочку свинцю. У першу налийте концентрованої хлоридної, а у другу – концентрованої сульфатної кислоти. Поясніть реакції свинцю з сульфатною та хлоридною кислотами різних концентрацій (див. дослід 2 п. 2).

3) Помістіть у дві пробірки по шматочку заліза, в одну налийте розведену сульфатну кислоту, а в другу – концентровану. Пробірки підігрійте. У пробірку з розведеною сульфатною кислотою додайте 1−2 краплі розчину калій гексаціаноферату (III) ($K_3[Fe(CN)_6]$), який є якісним реактивом на іон Fe^{2+}. У пробірку з концентрованою кислотою додати 1−2 краплі розчину калій гексаціаноферату (II) ($K_4[Fe(CN)_6]$ – якісний реактив на іон Fe^{3+}). Відзначте різницю кольорів розчинів у пробірках. Чим можна пояснити, що при взаємодії заліза з сульфатною кислотою різної концентрації утворюються іони Феруму з різними зарядами.

Дослід 4. Дія нітратної кислоти на метали

1) У першу пробірку налийте 1−2 мл концентрованої нітратної кислоти, а в другу – стільки ж розведеної. В обидві пробірки помістіть по шматочку міді. Спостерігайте виділення газу: у першій пробірці – бурого кольору (NO_2), у другій – безбарвного (NO). Напишіть рівняння реакцій, зазначте окисник та відновник.

2) У дві пробірки з хлоридною кислотою помістіть по шматочку алюмінію, один з яких попередньо оброблений концентрованою нітратною кислотою. Спостерігайте початок та швидкість виділення водню в кожній з пробірок. З’ясуйте причину цього явища.

Дослід 5. Дія водного розчину лугу на метали

У чотири пробірки помістіть по шматочку міді, алюмінію, хрому та цинку, налийте у пробірки по 1−2 мл 30 %-ного розчину лугу і підігрійте. Чи у всіх випадках має місце хімічна реакція? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються, вкажіть окисник. Які метали взаємодіють з водними розчинами лугів? На підставі проведеного досліду побудуйте ряд хімічної активності металів у розчинах лугів. Порівняйте результати досліду із значеннями стандартних електродних потенціалів металів.

15. Корозія металів

15.1. Теоретичні положення

Корозія – процес самочинної фізико-хімічної взаємодії між металом і середовищем, що призводить до зміни властивостей металу (часто до втрати його функціональних характеристик), середовища або технічної системи, частинами якої вони є. Чинники, що впливають на швидкість, вид та розподіл корозії, називають *чинниками корозії* (факторами корозії). Чинники, пов'язані з природою металу (хімічний склад, структура, стан поверхні), називають *внутрішніми*, а ті, що зумовлені впливом корозійного середовища (склад, гідро- або аеродинамічні умови, тиск, температура, механічні навантаження), – *зовнішніми чинниками*.

Процес корозії завжди самочинний, супроводжується виділенням енергії та розсіюванням продуктів корозії в оточуюче середовище. Основною причиною корозії металів є їх термодинамічна нестійкість у середовищі, тому більшість металів у земній корі знаходиться в окисненому стані у вигляді різноманітних сполук.

За механізмом взаємодії розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

Хімічна корозія відбувається в одному акті безпосередньої взаємодії окисника (Ox) та металу (M), коли відсутня можливість конденсації вологи на міжфазовій межі, і не супроводжується утворенням електричного струму, наприклад:

$$m\mathrm{M} + n\mathrm{Ox} \rightarrow \mathrm{M}_m(\mathrm{Red})_n, \qquad (15.1)$$

де Red – відновлена форма окисника.

Електрохімічна корозія має місце в електропровідних середовищах (у більшості випадків – у присутності вологи): водних розчинах електролітів, атмосфері під плівками вологи на поверхні, ґрунті, розплавах електролітів. Електрохімічна корозія зумовлена утворенням на поверхні металу макро- або мікрогальванічних елементів. Причиною виникнення перших є безпосередній контакт металів, що відрізняються значеннями електродних потенціалів. Мікрогальванічні елементи утворюються внаслідок наявності домішок, механічних або хімічних неоднорідностей на поверхні металу або у приповерхневому шарі корозійного середовища. На поверхні металу або домішок, що мають менше значення електродного потенціалу, перебігає анодна реакція окиснення (іонізації) металу М з переходом його іонів у корозійне середовище:

$$M \rightarrow M^{z+} + ze. \qquad (15.2)$$

А на поверхні металу чи тих домішок, що мають більше значення потенціалу, – катодна реакція відновлення компонентів корозійного середовища (окисників Ox):

$$\mathrm{Ox} + ne \rightarrow \mathrm{Red}. \qquad (15.3)$$

Реакції (15.2) і (15.3) перебігають паралельно і є супряженими, пов'язаними між собою балансом електричних зарядів: електрони, що вивільняються в процесі окиснення металу, переходять до окисника, який відновлюється. І чим більша різниця електродних потенціалів анодної та катодної реакцій (або анодних та катодних ділянок на поверхні металу), тим вища швидкість корозійного процесу. На поверхні металу або в об'ємі електроліту відбувається хімічна взаємодія між продуктами анодної і катодної реакцій (*вторинні процеси*).

Залежно від природи металу та складу корозійного середовища розрізняють корозію з водневою або кисневою деполяризацією.

Корозія з *водневою деполяризацією* супроводжується виділенням водню за реакціями:

$$2H^+ + 2e = H_2 \quad (15.4)$$

$$2H_2O + 2e = 2OH^- + H_2 \quad (15.5)$$

Реакція (15.4) відбувається у кислому (pH < 7) середовищі, а (15.5) – у нейтральному (pH = 7) або лужному (pH > 7) середовищах.

Корозія з *кисневою деполяризацією* супроводжується поглинанням кисню за реакціями:

$$4H^+ + O_2 + 4e = 2H_2O \quad (15.6)$$

$$2H_2O + O_2 + 4e = 4OH^- \quad (15.7)$$

Реакція (15.6) відбувається у кислому (pH < 7) середовищі, а (15.7) – у нейтральному (pH = 7) або лужному (pH > 7) середовищах.

Потенціали катодних реакцій залежать від кислотності (pH) середовища та у першому наближенні можуть бути розраховані за формулами:

- для водневої деполяризації

$$E(2H^+/H_2) = -0{,}059\text{pH}, \quad (15.8)$$

- для кисневої деполяризації

$$E(2H_2O + O_2/4OH^-) = 1{,}23 - 0{,}059\text{pH}. \quad (15.9)$$

З термодинамічної точки зору самочинний процес корозійного руйнування перебігає, якщо енергія Гіббса ΔG має від'ємне значення ($\Delta G < 0$). Енергія Гіббса пов'язана з електрорушійною силою ΔE корозійного процесу співвідношенням

$$\Delta G = -zF\Delta E, \quad (15.10)$$

де z – кількість електронів, що беруть участь у реакції; F – число Фарадея, F = 96500 Кл/моль; $\Delta E = E_к - E_a$, а $E_к$, E_a – потенціали катодної та анодної реакцій відповідно, В.

Отже, величину ΔE можна вважати критерієм самочинного перебігу корозійного процесу, тобто $\Delta G < 0$, якщо $\Delta E > 0$, а $E_к > E_а$. Таким чином, корозія відбувається за наявності у складі середовища речовин, потенціали відновлення яких більші за потенціал окиснення металу.

15.2. Контрольні завдання

15.2.1. Визначте можливість руйнування металу, що наведений у запропонованому варіанті табл. 15.1, з водневою та кисневою деполяризацією при заданих значеннях pH та концентрації іонів металу у корозійному середовищі. Проаналізуйте вплив продуктів, що утворюються, на корозійну стійкість металу.

15.2.2. Для металу, що наведений у запропонованому варіанті табл. 15.1:

- за допомогою реакцій опишіть корозійну поведінку у нейтральному (pH = 7), кислому (pH = 3) та лужному (pH = 10) середовищах у присутності кисню;
- визначте контакт з яким металлом табл. 15.2, викликає найбільшу швидкість його корозії.

Таблиця 15.1 − Варіанти завдань

Варіант	Метал	Концентрація іонів металу, моль/л	pH	Варіант	Метал	Концентрація іонів металу, моль/л	pH
1	Ni	10^{-5}	6	14	Be	10^{-5}	2
2	Zn	10^{-2}	9	15	Cr	10^{-2}	7
3	Fe	10^{-4}	5	16	Co	10^{-1}	6
4	Cd	10^{-3}	4	17	Cu	10^{-2}	4
5	Al	10^{-5}	8	18	Zn	10^{-3}	1
6	Pb	10^{-6}	7	19	Fe	10^{-1}	3
7	Cr	10^{-4}	3	20	Ni	10^{-4}	2
8	Sn	10^{-5}	10	21	Pb	10^{-5}	1
9	Mn	10^{-3}	2	22	Cd	10^{-6}	7
10	Bi	10^{-6}	4	23	Sn	10^{-3}	5

Продовження табл. 15.1

11	Mg	10^{-2}	11	24	Mn	10^{-4}	3
12	Cu	10^{-5}	6	25	Al	10^{-2}	4
13	Ti	10^{-4}	1	26	Bi	10^{-1}	6

Таблиця 15.2 − Варіанти завдань

Варіант	Метал	Контактуючі метали	Варіант	Метал	Контактуючі метали
1	Al	Cu, Mg, Ni	11	Ta	Mg, Cr, Sn
2	Ni	Fe, Mn, Bi	12	Fe	Al, Zn, Sb
3	Sn	Zn, Cu, Fe	13	Ag	Au, Hg, Cu
4	Zn	Fe, Mn, Cr	14	Be	Mn, Pd, Cd
5	Fe	Cu, Mn, Ni	15	Zn	Ni, Mg, Sn
6	Nb	V, Mn, Sb	16	Bi	Ag, Mn, Ni
7	Cr	Fe, Mn, Ag	17	Mo	Cu, Ni, Co
8	Cd	Cu, Mg,Pb	18	Co	Al, Ag, Bi
9	Mn	Ba, Cr, Ni	19	W	Cd, Pb, Cu
10	Zr	Ni, Al, Be	20	Pb	Al, Cd, Cu
21	Sb	Ag, Pd, Co	24	Cd	Mn, Cr, Bi
22	Mg	Ba, Al, Cr	25	Ni	Mg, Zn, Pb
23	V	Sn, Al, Mg	26	Cr	Mg, Fe, Ag

15.3. Дослідна частина

Дослід 1. Вплив природи контактуючих металів на швидкість корозійних процесів

Внесіть у три пробірки по шматочку цинку та налийте 1−2 мл сульфатної кислоти. Запишіть рівняння реакції, що перебігає. Торкніться шматочків цинку в одній пробірці мідним дротом, у другій – залізним, у третій – алюмінієвим. Спостерігайте інтенсивність та місце виділення водню у кожному випадку. Поясніть ці явища з точки зору утворення гальванічних пар та сформулюйте висновки. На поверхні якого з контактуючих металів буде перебігати анодна реакція, а на поверхні якого – катодна? Напишіть рівняння анодної та катодної реакцій корозійного

процесу. Як зміниться швидкість корозії при збільшенні pH середовища до 7?

Дослід 2. Корозія у нейтральному середовищі

а) *Електрохімічна неоднорідність поверхні сталі*

Зачистіть поверхню сталевої пластинки, промийте проточною водою та висушіть фільтрувальним папером. Потім покладіть на пластинку паперовий фільтр, змочений фероксиліндикатором.

До складу фероксиліндикатора входять: вода, Натрій хлорид, фенолфталеїн та червона кров'яна сіль ($K_3[Fe(CN)_6]$). Остання є реактивом на іони ферум (2+), утворюючи в їх присутності інтенсивне синє забарвлення або навіть осад турнбулевої сині. Фенолфталеїн у присутності гідроксид-іонів (OH^-) дає рожевий колір.

Через 2−3 хвилини опишіть появу, розподіл та розміри ділянок різного кольору. Поясніть спостереження, складіть схему корозійного процесу (реакції, що перебігають на «анодних» та «катодних» ділянках поверхні зразка).

б) *Вплив іонного складу середовища на корозію алюмінію*

У дві фарфорові чашки помістіть по гранулі алюмінію, в одну з них налийте розчин купрум (+2) хлориду, а в другу – купрум (+2) сульфату. У якому випадку виділення міді і газу та знебарвлення розчину відбувається швидше? Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть, який аніон прискорює корозійне руйнування алюмінію? Чому? Який газ і чому виділяється? Яке середовище – морська або річкова вода – буде більш агресивним? Чому?

Дослід 3. Корозійна поведінка сталі в активному та пасивному стані

Сталеву пластину зачистіть наждачним папером, промийте проточною водою, а потім для активації на 2−3 хвилини занурте у розчин хлоридної кислоти і знову промийте водою. У пробірку налийте розчин Натрій хлориду, додайте декілька крапель розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ і занурте в нього сталеву пластину. Спостерігайте появу синього осаду турнбулевої

сині. Після цього промийте ту ж саму пластину водою та занурте (у витяжній шафі) на 2−3 хвилини у концентровану нітратну кислоту, потім ретельно промийте водою. Розчин Натрій хлориду з $K_3[Fe(CN)_6]$ у пробірці замініть на свіжий та повторіть дослід і спостереження.

Поясніть різницю у корозійній поведінці сталі після обробки розведеною хлоридною і концентрованою нітратною кислотами та механізм впливу обробки на швидкість корозії.

Дослід 4. Аналіз роботи елементів диференціальної аерації

Залізну пластину зачистіть наждачним папером, промийте проточною водою та висушіть фільтрувальним папером. На поверхню пластини нанесіть краплю розчину фероксиліндикатора. Спостерігайте за забарвленням краплі. Поясніть, чому в центрі краплі з'являється синій колір, а по краях – рожевий?

Дослід 5. Корозія металів у лужному середовищі

У три пробірки налийте розчин з $\omega(NaOH) = 30\ \%$. В одну з них помістіть шматочок цинку, в другу – міді, у третю – алюмінію. Для прискорення реакції реакційну суміш у пробірці підігрійте. Спостерігайте, які метали кородують у лужному середовищі, який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння реакції. Яка речовина виконує роль деполяризатора у даних процесах?

Дослід 6. Вплив pH середовища на швидкість корозії сталі

Налийте у три склянки по 20 мл NaCl, додайте у першу склянку 20 мл H_2O; у другу – 20 мл HCl; у третю – 20 мл NaOH. В усі склянки додайте декілька крапель $K_3[Fe(CN)_6]$ та занурте в них сталеві дроти. Спостерігайте швидкість появи осаду турнбулевої сині в кожній склянці та зробіть висновок про залежність швидкості корозії сталі від pH середовища.

16. Захист металів від корозії

16.1. Теоретичні положення

Усі способи захисту металів від корозії розділяють на три великі групи:

1) методи впливу на кородуючий метал;

2) методи обробки корозійного середовища;

3) способи керування корозійним процесом (електрохімічний захист).

Методи впливу на кородуючий метал

Найпоширенішими методами першої групи є легування і нанесення покриттів. *Легування* металів і сплавів проводять шляхом введення до їх складу компонентів, які сприяють зсуву потенціалу матеріалу у позитивний бік або формуванню на поверхні металу пасивних плівок.

Покриття бувають:

- металеві;
- неметалеві (оксидні, фосфатні плівки та ін.);
- лакофарбові та полімерні.

Обробка корозійного середовища

Обробка корозійного середовища доцільна в системах, об'єм і склад яких в умовах експлуатації суттєво не змінюються. Розглянемо основні шляхи такого захисту.

Нейтралізацію корозійного середовища шляхом додавання лужних агентів – їдкого натру (NaOH) або негашеного вапна (CaO) – використовують для кислих середовищ, де метал кородує з водневою деполяризацією:

$$NaOH + H^+ \leftrightarrow Na^+ + H_2O$$

$$CaO + 2H^+ \leftrightarrow Ca^{2+} + H_2O$$

Видалення кисню (деаерація корозійного середовища), якщо метал експлуатують у нейтральному середовищі і він кородує з кисневою деполяризацією, здійснюють такими способами:

- продувкою інертними газами;
- обробкою корозійного середовища гострим паром;
- введенням відновників (Na_2SO_3, N_2H_4), які зв'язують кисень за реакціями

$$2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$$

$$N_2H_4 + O_2 = N_2 + 2H_2O$$

- пропусканням середовища через колонки з гарячими залізними ошурками:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

Введення в корозійне середовище *інгібіторів корозії* є найбільш поширеним способом захисту від корозії. Інгібітори – це речовини, додавання яких до складу агресивного середовища навіть у незначній кількості суттєво знижує швидкість корозійного процесу. Такий спосіб захисту називають *інгібуванням середовища*.

Електрохімічний захист

Він застосовується в корозійних середовищах з високою електричною провідністю та ґрунтується на залежності швидкості корозійного процесу від значення електродного потенціалу металу. Розрізняють катодний та анодний захист.

Катодний захист полягає в підключенні металоконструкції, яку захищають, до негативного полюса зовнішнього джерела струму так, що потенціал металу стає негативнішим за його стандартний потенціал, отже, анодна реакція корозійного процесу стає термодинамічно неможливою. Різновидом катодного захисту є *протекторний захист*, який полягає в підключенні до металоконструкції електрода (протектора), виготовленого з більш активного металу. У макрогальванічному елементі, що виникає при цьому, протектор є анодом і кородує, а металоконструкція є катодом і не руйнується.

Тривалість протекторного захисту t залежить від маси протектора $m_{пр}$ та захисного струму $I_з$, що проходить між протектором та металоконструкцією, та може бути розрахована за законом Фарадея:

$$m_{пр} = \frac{MIt}{zF}, \qquad (16.1)$$

де M – молярна маса металу-протектора; z – кількість електронів, що віддає протектор.

При *анодному захисті* металоконструкцію підключають до позитивного полюса зовнішнього джерела струму та подають потенціал, при якому метал переходить до пасивного стану. Анодний захист застосовують тільки для тих металів, на поверхні яких при анодній поляризації формуються захисні плівки різної природи, зокрема оксидні, за умови відсутності у складі середовища іонів, що здатні їх руйнувати (Cl^-, F^-).

16.2. Контрольні завдання

16.2.1. Для металу, що поданий у запропонованому варіанті табл. 16.1:

- визначте, який з наведених факторів зумовлює підвищення швидкості його корозії;
- підберіть метали для анодного та катодного покриттів; складіть рівняння анодної і катодної реакцій корозійного процесу, що має місце при порушенні суцільності покриттів у вологому повітрі (pH = 7).

Таблиця 16.1 − Варіанти завдань

Варіант	М	Фактори впливу	Варіант	М	Фактори впливу
1	Be	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Аерація розчину	14	Ti	Анодування Обробка содою Насичення середовища CO_2

Продовження табл. 16.1

2	Cr	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Обробка металу содою	15	Sb	Підвищення pH середовища Обробка Sb содою Аерація середовища
3	Co	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Деаерація середовища	16	Ag	Аерація середовища Зниження pH середовища Збільшення вмісту Cl^--іонів
4	Cu	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Аерація середовища	17	Mg	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Збільшення твердості води
5	Zn	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Обробка Zn хроматами	18	W	Підвищення pH середовища Аерація середовища Насичення середовища CO_2
6	Fe	Деаерація середовища Збільшення концентрації Cu^{+2} у середовищі Насичення середовища CO_2	19	Nb	Анодування Обробка содою Присутність аніонів-окисників у середовищі
7	Ni	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Збільшення вмісту Cl^--іонів	20	Zr	Анодування Насичення середовища CO_2 Підвищення pH середовища
8	Pb	Збільшення твердості води Зниження pH середовища Насичення розчину киснем	21	V	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Збільшення вмісту Cl^--іонів
9	Cd	Насичення середовища CO_2 Насичення розчину киснем Зниження pH середовища	22	Mo	Насичення середовища CO_2 Підвищення pH середовища Обробка Me содою
10	Sn	Підвищення pH середов. Зниження pH середовища Деаерація середовища	23	Ta	Анодування Обробка содою Підвищення pH середовища
11	Mn	Обробка металу содою Зниження pH середовища Збільшення вмісту хлоридів	24	Pd	Збільшення твердості води Зниження pH середовища Насичення розчину киснем

Продовження табл. 16.1

12	Al	Обробка Al: $HNO_{3(конц.)}$, розчином соди, хроматами	25	Fe	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Аерація середовища
13	Bi	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Аерація середовища	26	Al	Підвищення pH середовища Зниження pH середовища Аерація середовища

16.2.2. Визначте невідому характеристику протектора (табл. 16.2), що використовують для захисту від корозії сталевої ємності, що має загальну площу поверхонь 100 м^2. Запишіть рівняння анодної та катодної реакцій корозійного процесу для нейтрального середовища та вкажіть, на поверхні якого з металів перебігає кожна з реакцій.

Таблиця 16.2 − Варіанти завдань

Варі-ант	Матеріал протектора	Тривалість роботи *t*, діб	Маса протектора *m*, кг	Захисний струм *I*, А
1	Zn	365	?	10
2	Al	?	100	35
3	Mg	298	110	?
4	?	385	120	29
5	Zn	?	210	25
6	Al	329	80	?
7	Mg	342	?	17.5
8	?	402	110	34
9	Zn	305	180	?
10	Mg	?	70	30
11	Al	312	?	32
12	?	279	130	16
13	Zn	408	250	?
14	Al	?	90	28
15	Mg	374	?	22
16	?	425	185,5	15
17	Mg	144	?	18

Продовження табл. 16.2

18	Zn	?	150	5
19	Al	392	112	?
20	?	295	19	8
21	Al	317	?	12
22	Zn	278	75	?
23	Mg	?	110	23
24	?	565	182	30
25	Zn	212	?	25
26	Mg	180	23	?

16.3. Дослідна частина

Дослід 1. Вивчення захисної дії інгібіторів

У чотири склянки на 50 мл налийте 25 – 30 мл розчину Натрій хлориду і додайте по 2−3 краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, що є реактивом на іони феруму (2+) та утворює в їхній присутності інтенсивне синє забарвлення.

У першу склянку додайте 2 мл води, у другу – 2 мл калію дихромату, у третю – 2 мл натрій карбонату, а в четверту – щіпку уротропіну. В усі склянки помістіть зачищені наждачним папером сталеві зразки. Через 10–15 хвилин спостерігайте, в якій зі склянок з'явилося синє забарвлення. Поясніть механізм корозії заліза в нейтральному середовищі, проаналізувавши перебіг анодної та катодної реакцій на його поверхні. Чому розчин саме натрій хлориду, а не іншої солі, прийнято використовувати як середовище для корозійних випробувань?

Дослід 2. Протекторний захист

У склянку з розчином Натрій хлориду, в яку додана червона кров'яна сіль, помістіть сталевий зразок, накоротко з'єднаний з цинковим зразком. Чи спостерігається синє забарвлення розчину? Капніть поблизу сталевої пластинки фенолфталеїну і спостерігайте рожеве забарвлення. Поясніть це явище. Напишіть рівняння катодної та анодної реакцій корозійного процесу.

Дослід 3. Катодний захист

У склянку з розчином Натрій хлориду, до якого додана червона кров'яна сіль, помістіть сталевий зразок і підключіть його до негативного полюса джерела постійного струму, вугільний стрижень підключіть до позитивного полюса джерела струму та замкніть електричне коло. Чи спостерігається посиніння розчину? Поблизу сталевого зразка капніть розчин фенолфталеїну і спостерігайте рожеве забарвлення. Дайте пояснення явищу, що спостерігається.

Дослід 4. Вивчення корозійної поведінки оцинкованого та лудженого заліза

У дві склянки налийте розчин Натрій хлориду та додайте декілька крапель червоної кров'яної солі. В одну склянку занурте зразок оцинкованого заліза, а в другу – лудженого. Спостерігайте, в якій зі склянок з'явиться синє забарвлення. Дайте пояснення явищам, що спостерігаються.

Додатки

Додаток А

Правила безпечної роботи в хімічній лабораторії.

1. Перед початком роботи перевірте наявність і надійність посуду, приладів, матеріалів.

2. Проводити досліди необхідно тільки після детального ознайомлення з методикою їх виконання та усвідомлення всіх незрозумілих моментів у викладача. Виконуйте тільки роботу передбачену завданням.

3. Всі роботи з речовинами, що шкідливі та неприємно пахнуть, слід виконувати у витяжній шафі.

4. Визначаючи речовини за запахом ,тримайте посудину на відстані і легким рухом долоні над шийкою, спрямовуйте пару або газ до носа.

5. Розводячи кислоти водою, обережно вливайте кислоту у воду, а не навпаки. Використовуйте для цього тільки тонкостінний хімічний або фарфоровий посуд. В разі попадання на шкіру кислот слід промити вражене місце великою кількістю води , а потім розчином соди.

В разі попадання на шкіру луги, також необхідно промити вражене місце водою, після чого розчином оцтової кислоти.

6. Не виливайте у раковини залишки кислот, лугів та інших реактивів, а також розчинів, добутих в результаті досліду. Зливайте їх у посудини призначені для цієї мети.

7. Пробірки з розчинами спочатку нагрівайте злегка, а потім тримайте над верхньою частиною полум'я , а не торкаючись дном пробірки верхньої частини газового пальника.

8. Усі роботи виконувати не поспішаючи, точно, обережно, згідно з інструкцією, акуратно працювати з реактивами, не залишати хімічний посуд з розчинами відкритими.

9. З питань стосовно роботи, студентам слід звертатись до викладача. Усі необхідні для роботи розчини та посуд одержують чергові студенти у інженера з учбового процесу.

10. Досліди, спостереження, висновки записують у лабораторному журналі.

11. По закінчення роботи слід прибрати робоче місце, закрити газ, воду. Старанно промити руки з милом.

12. В лабораторії категорично забороняється приймати їжу та палити. При виникненні пожежі в лабораторії необхідно використовувати всі можливі засоби гасіння пожежі, що знаходяться в лабораторії, та викликати пожежну охорону.

Додаток Б

Правила ведення лабораторного журналу

Журналом може бути тонкий зошит будь-якого формату, на титульному аркуші якого, повинно бути написано:

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ

ЖУРНАЛ

лабораторних робіт із загальної та неорганічної хімії.

Студента групи _____ факультету _____
Прізвище, ім'я та по-батькові
Лектор _____
Викладач _____

20 / 20 уч. р.

На першій сторінці журналу слід записати робочий план лабораторних робіт на семестр.
Кожна робота починається з нової сторінки , де вказані дата та назва теми.
По закінченні оформлення проведення дослідів та захисту роботи, остання підписується викладачем.
В журналі дуже коротко описується виконання досліду, схема приладу. Для всіх дослідів, що були виконанні, необхідно вірно та чітко написати рівняння реакцій.
Літературні, експериментальні та розрахункові данні заносяться в наведену таблицю.
Розрахункові формули слід записати спочатку у вигляді літер з поясненням позначень. Потім, використовуючи кінцеві підсумки, розрахунки заносять до таблиці. За данними таблиці креслять графіки та визначають погрішність досліду.

Додаток В

Добуток розчинності (ДР) малорозчинних речовин

Речовина	ДР	Речовина	ДР	Речовина	ДР
AgBr	$5{,}3\cdot10^{-13}$	CoS	$4{,}0\cdot10^{-21}$	MnS	$1{,}1\cdot10^{-13}$
AgCN	$1{,}4\cdot10^{-16}$	$CsMnO_4$	$9{,}1\cdot10^{-5}$	$(NH_4)_2IrCl_6$	$3{,}0\cdot10^{-5}$
Ag_2CO_3	$8{,}7\cdot10^{-12}$	CuC_2O_4	$2{,}9\cdot10^{-8}$	$Na_3[AlF_6]$	$4{,}1\cdot10^{-10}$
$Ag_2C_2O_4$	$1{,}1\cdot10^{-11}$	CuCN	$3{,}2\cdot10^{-20}$	$Nd(OH)_3$	$7{,}8\cdot10^{-24}$
AgCl	$1{,}8\cdot10^{-10}$	CuCl	$1{,}2\cdot10^{-6}$	$Ni(CN)_2$	$3{,}0\cdot10^{-23}$
Ag_2CrO_4	$1{,}1\cdot10^{-12}$	CuI	$1{,}1\cdot10^{-12}$	$Ni(OH)_2$	$1{,}6\cdot10^{-14}$
$Ag_2Cr_2O_7$	$1{,}0\cdot10^{-10}$	$Cu(OH)_2$	$5{,}6\cdot10^{-20}$	NiS	$1{,}0\cdot10^{-24}$
AgI	$8{,}3\cdot10^{-17}$	$Cu(OH)_2CO_3$	$1{,}7\cdot10^{-34}$	$PbBr_2$	$5{,}0\cdot10^{-5}$
Ag_3PO_4	$1{,}3\cdot10^{-20}$	CuS	$6{,}3\cdot10^{-36}$	PbC_2O_4	$7{,}3\cdot10^{-11}$
Ag_2S	$2{,}0\cdot10^{-50}$	Cu_2S	$2{,}5\cdot10^{-48}$	$PbCO_3$	$7{,}5\cdot10^{-14}$
Ag_2SO_4	$1{,}2\cdot10^{-5}$	FeC_2O_4	$2{,}1\cdot10^{-7}$	$PbCl_2$	$1{,}6\cdot10^{-5}$
$Al(OH)_3$	$3{,}7\cdot10^{-15}$	$Fe(OH)_2$	$8{,}0\cdot10^{-16}$	$PbCrO_4$	$1{,}8\cdot10^{-14}$
$AlPO_4$	$1{,}7\cdot10^{-19}$	$Fe(OH)_3$	$6{,}3\cdot10^{-38}$	PbF_2	$2{,}7\cdot10^{-8}$
$AuCl_3$	$3{,}2\cdot10^{-25}$	FeS	$5{,}0\cdot10^{-18}$	PbI_2	$1{,}1\cdot10^{-9}$
$BaCO_3$	$4{,}0\cdot10^{-10}$	Hg_2Br_2	$7{,}9\cdot10^{-23}$	$Pb_3(PO_4)_2$	$7{,}9\cdot10^{-43}$
BaC_2O_4	$1{,}1\cdot10^{-7}$	Hg_2Cl_2	$1{,}5\cdot10^{-18}$	PbS	$2{,}5\cdot10^{-27}$
$BaCrO_4$	$1{,}2\cdot10^{-10}$	Hg_2I_2	$5{,}4\cdot10^{-29}$	$PbSO_4$	$1{,}6\cdot10^{-8}$
BaF_2	$1{,}7\cdot10^{-6}$	HgI_2	$1{,}0\cdot10^{-26}$	$PtBr_4$	$3{,}0\cdot10^{-41}$
$BaMnO_4$	$2{,}5\cdot10^{-10}$	HgS	$1{,}6\cdot10^{-52}$	$PtCl_4$	$8{,}0\cdot10^{-29}$
$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}0\cdot10^{-39}$	Hg_2SO_4	$6{,}2\cdot10^{-7}$	Sb_2S_3	$1{,}6\cdot10^{-93}$
$BaSO_4$	$1{,}1\cdot10^{-10}$	In_2S_3	$9{,}1\cdot10^{-84}$	$Sc(OH)_3$	$8{,}7\cdot10^{-28}$
$Be(OH)_2$	$8{,}0\cdot10^{-22}$	$K_3[AlF_6]$	$1{,}6\cdot10^{-9}$	$SrCO_3$	$5{,}3\cdot10^{-10}$
BiI_3	$8{,}1\cdot10^{-19}$	$KClO_4$	$1{,}1\cdot10^{-2}$	SrC_2O_4	$5{,}6\cdot10^{-8}$
Bi_2S_3	$1{,}0\cdot10^{-97}$	$K_3[Co(NO_2)_6]$	$4{,}3\cdot10^{-10}$	$SrCrO_4$	$2{,}7\cdot10^{-5}$
$CaCO_3$	$4{,}8\cdot10^{-9}$	$La(OH)_3$	$3{,}6\cdot10^{-23}$	SrF_2	$2{,}5\cdot10^{-9}$
CaC_2O_4	$2{,}3\cdot10^{-9}$	$La_2(SO_4)_3$	$3{,}0\cdot10^{-5}$	$SrSO_4$	$2{,}1\cdot10^{-7}$
$CaCrO_4$	$7{,}1\cdot10^{-4}$	Li_2CO_3	$4{,}0\cdot10^{-3}$	TlBr	$4{,}3\cdot10^{-6}$
CaF_2	$4{,}0\cdot10^{-11}$	LiF	$1{,}5\cdot10^{-3}$	Tl_2CO_3	$4{,}0\cdot10^{-3}$

Продовження додатку В

$Ca(OH)_2$	$6{,}3\cdot10^{-6}$	Li_3PO_4	$3{,}2\cdot10^{-9}$	$Tl_2C_2O_4$	$2{,}0\cdot10^{-4}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}0\cdot10^{-29}$	$MgCO_3$	$7{,}9\cdot10^{-6}$	TlCl	$1{,}7\cdot10^{-4}$
$CaSO_4$	$2{,}5\cdot10^{-5}$	MgC_2O_4	$8{,}6\cdot10^{-5}$	Tl_2CrO_4	$1{,}0\cdot10^{-12}$
$Cd(CN)_2$	$1{,}0\cdot10^{-8}$	MgF_2	$6{,}4\cdot10^{-9}$	Tl_2S	$5{,}0\cdot10^{-21}$
$Cd(OH)_2$	$4{,}3\cdot10^{-15}$	$MgNH_4PO_4$	$2{,}5\cdot10^{-13}$	Tl_2SO_4	$4{,}0\cdot10^{-3}$
CdS	$1{,}6\cdot10^{-28}$	$Mg(OH)_2$	$6{,}0\cdot10^{-10}$	$Zn(CN)_2$	$2{,}6\cdot10^{-13}$
CoC_2O_4	$6{,}3\cdot10^{-8}$	$Mg_3(PO_4)_2$	$3{,}9\cdot10^{-26}$	$Zn(OH)_2$	$1{,}2\cdot10^{-17}$
$Co(OH)_2$	$1{,}6\cdot10^{-15}$	$Mn(OH)_2$	$2{,}3\cdot10^{-13}$	ZnS	$1{,}6\cdot10^{-24}$

Додаток Г

Константи дисоціації слабких кислот $K_д$ при 298 К

Назва кислоти	Формула	$K_д$	Назва кислоти	Формула	$K_д$
Арсенатна	H_3AsO_4		Силікатна	H_2SiO_3	
K_1		$5{,}6\cdot10^{-3}$	K_1		$2{,}2\cdot10^{-10}$
K_2		$1{,}7\cdot10^{-7}$	K_2		$1{,}6\cdot10^{-12}$
K_3		$3{,}0\cdot10^{-12}$			
Арсенатна (3)	H_3AsO_3	$5{,}9\cdot10^{-10}$	Сульфатна	H_2SO_4	
			K_1		$1{,}0\cdot10^{3}$
			K_2		$1{,}2\cdot10^{-2}$
Боратна	H_3BO_3	$7{,}1\cdot10^{-10}$	Сульфатна (4)	H_2SO_3	
			K_1		$1{,}4\cdot10^{-2}$
			K_2		$6{,}2\cdot10^{-8}$
Броматна	$HBrO_4$	10^{8}	Сульфідна	H_2S	
			K_1		$1{,}0\cdot10^{-7}$
			K_2		$2{,}5\cdot10^{-13}$
Броматна (5)	$HBrO_3$	$2{,}0\cdot10^{-1}$	Телуратна	H_6TeO_6	
			K_1		$2{,}5\cdot10^{-8}$
			K_2		$1{,}1\cdot10^{-11}$
Броматна (1)	HBrO	$2{,}2\cdot10^{-9}$	Телуратна (4)	H_2TeO_3	
			K_1		$2{,}7\cdot10^{-3}$
			K_2		$1{,}8\cdot10^{-8}$

Продовження додатку Г.

Назва кислоти	Формула	$K_д$	Назва кислоти	Формула	$K_д$
Бромідна	HBr	10^{9}	Телуридна K_1 K_2	H_2Te	 $2{,}3\cdot10^{-3}$ $6{,}9\cdot10^{-13}$
Вода	H_2O	$1{,}8\cdot10^{-16}$	–	–	–
Йодатна K_1 K_2 K_3	H_5IO_6	 $2{,}5\cdot10^{-2}$ $4{,}3\cdot10^{-9}$ $1{,}0\cdot10^{-15}$	Тіосульфатна K_1 K_2	$H_2S_2O_3$ (H_2SO_3S)	 $2{,}5\cdot10^{-1}$ $1{,}9\cdot10^{-11}$
Йодатна (5)	HIO_3	$1{,}7\cdot10^{-1}$	Фосфатна K_1 K_2 K_3	H_3PO_4	 $7{,}1\cdot10^{-3}$ $6{,}2\cdot10^{-8}$ $5{,}0\cdot10^{-13}$
Йодатна (1)	HIO	$2{,}3\cdot10^{-11}$	Фосфатна (3) K_1 K_2	H_3PO_3	 $3{,}1\cdot10^{-2}$ $1{,}6\cdot10^{-7}$
Йодидна	HI	10^{11}	Фосфатна (1)	HPO_2H_2	$5{,}9\cdot10^{-2}$
Карбонатна K_1 K_2	$H_2O\cdot CO_2$	 $4{,}5\cdot10^{-7}$ $4{,}8\cdot10^{-11}$	Фторидна	HF	$6{,}2\cdot10^{-4}$
Манганатна	$HMnO_4$	10^{8}	Хлоратна	$HClO_4$	10^{8}
Манганатна (6) K_1 K_2	H_2MnO_4	 $1{,}0\cdot10^{-1}$ $7{,}1\cdot10^{-11}$	Хлоратна (5)	$HClO_3$	10^{3}
Метанова	HCOOH	$1{,}8\cdot10^{-4}$	Хлоратна (3)	$HClO_2$	$1{,}1\cdot10^{-2}$

Продовження додатку Г.

Назва кислоти	Формула	$K_д$	Назва кислоти	Формула	$K_д$
Нітратна	HNO_3	4,4·10	Хлоратна (1)	HClO	$3{,}0\cdot10^{-8}$
Нітратна (3)	HNO_2	$6{,}9\cdot10^{-4}$	Хлоридна	HCl	10^{7}
Селенатна K_1 K_2	H_2SeO_4	 $1{,}0\cdot10^{3}$ $1{,}2\cdot10^{-2}$	Хроматна K_1 K_2	H_2CrO_4	 $1{,}6\cdot10^{-1}$ $3{,}2\cdot10^{-7}$
Селенатна (4) K_1 K_2	H_2SeO_3	 $1{,}8\cdot10^{-3}$ $3{,}2\cdot10^{-9}$	Ціанідна	HCN	$5{,}0\cdot10^{-10}$
Селенідна K_1 K_2	H_2Se	 $1{,}3\cdot10^{-4}$ $1{,}0\cdot10^{-11}$	Етанова	CH_3CO_2H	$1{,}7\cdot10^{-5}$

Додаток Д

Константи дисоціації слабких основ $K_д$ при 298 К

Назва основи	Формула	$K_д$	Назва основи	Формула	$K_д$
Алюміній гідроксид	$Al(OH)_3$	$1{,}4\cdot10^{-9}$	Нікол гідроксид	$Ni(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-5}$
Кальцій гідроксид	$Ca(OH)_2$	$5{,}9\cdot10^{-10}$	Плюмбум гідроксид	$Pb(OH)_2$	$3{,}0\cdot10^{-8}$
Кадмій гідроксид	$Cd(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-3}$	Скандій гідроксид	$Sc(OH)_3$	$7{,}6\cdot10^{-10}$
Кобальт гідроксид	$Co(OH)_2$	$4{,}0\cdot10^{-5}$	Ферум (II) гідроксид	$Fe(OH)_2$	$1{,}3\cdot10^{-4}$
Купрум гідроксид	$Cu(OH)_2$	$3{,}4\cdot10^{-7}$	Ферум (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$	$1{,}8\cdot10^{-11}$
Магній гідроксид	$Mg(OH)_2$	$2{,}5\cdot10^{-3}$	Хром гідроксид	$Cr(OH)_3$	$1{,}0\cdot10^{-10}$
Манган гідроксид	$Mn(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-4}$	Цинк гідроксид	$Zn(OH)_2$	$4{,}0\cdot10^{-5}$

Додаток Е

Стандартні окисно-відновні потенціали E^0

Електродна реакція	E^0, В	Електродна реакція	E^0, В
$[Ag(CN)_2]^- + \bar{e} = Ag^+ + 2CN^-$	–0,29	$[Cd(NH_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} = Cd + 4NH_3$	–0,61
$[Ag(NH_3)_2]^+ + \bar{e} = Ag + 2NH_3$	0,37	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	–0,40
$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	0,80	$Ce^{3+} + 3\bar{e} = Ce$	–2,48
$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	–1,66	$Ce^{4+} + \bar{e} = Ce^{3+}$	1,61
$[AlF_6]^{3-} + 3\bar{e} = Al + 6F^-$	–2,07	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	1,36
$AlO_2^- + 2H_2O + 3\bar{e} = Al + 4OH^-$	–2,35	$2ClO^- + 2H_2O + 2\bar{e} = Cl_2 + 4OH^-$	0,40
$AsO_4^{3-} + 2H_2O + 2\bar{e} = AsO_2^- + 4OH^-$	–0,71	$ClO^- + H_2O + 2\bar{e} = Cl^- + 2OH^-$	0,88
$AsO_4^{3-} + 4H_2O + 5\bar{e} = As + 8OH^-$	0,65	$ClO_2 + \bar{e} = ClO_2^-$	0,95
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2\bar{e} = HAsO_2 + 2H_2O$	0,56	$ClO_3^- + 2H^+ + \bar{e} = ClO_2 + H_2O$	1,15
$[Au(CN)_2]^- + \bar{e} = Au + 2CN^-$	0,61	$ClO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e} = Cl^- + 6OH^-$	0,63
$Au^+ + \bar{e} = Au$	1,69	$ClO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} = Cl^- + 3H_2O$	1,45
$Au^{3+} + 2\bar{e} = Au^+$	1,40	$ClO_4^- + 2H^+ + 2\bar{e} = ClO_3^- + H_2O$	1,19
$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	1,50	$ClO_4^- + 4H_2O + 8\bar{e} = Cl^- + 8OH^-$	0,56
$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	–2,91	$ClO_4^- + 8H^+ + 8\bar{e} = Cl^- + 4H_2O$	1,38
$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	–1,85	$[Co(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Co(CN)_6]^{4-}$	–0,83
$[BF_4]^- + 3\bar{e} = B + 4F^-$	–1,04	$[Co(NH_3)_6]^{3+} + \bar{e} = [Co(NH_3)_6]^{2+}$	0,1
$BO_3^{3-} + 6H^+ + 3\bar{e} = B + 3H_2O$	–0,17	$Co(OH)_3 + \bar{e} = Co(OH)_2 + OH^-$	0,17
$Bi(OH)_3 + 3\bar{e} = Bi + 3OH^-$	–0,46	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	–0,28
$BiO^+ + 2H^+ + 3\bar{e} = Bi + H_2O$	0,32	$CO_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = CO + H_2O$	–0,12
$NaBiO_3 + 4H^+ + 2\bar{e} = BiO^+ + Na^+ + H_2O$	1,8	$Co^{3+} + 3\bar{e} = Co$	0,33
$BiO_3^- + 3H_2O + 2\bar{e} = Bi(OH)_3 + 3OH^-$	0,52	$Co^{3+} + \bar{e} = Co^{2+}$	1,81
$Br_2 + 2\bar{e} = 2Br^-$	1,07	$CO_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} = C + 3H_2O$	0,48
$BrO^- + H_2O + 2\bar{e} = Br^- + 2OH^-$	0,76	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	–0,91
$BrO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} = Br^- + 3H_2O$	1,44	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = Br_2 + 6H_2O$	1,52	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	–0,74
$BrO_4^- + 2H^+ + 2\bar{e} = BrO_3^- + H_2O$	1,88	$Cr^{3+} + \bar{e} = Cr^{2+}$	0,41
$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	–2,87	$CrO_2^- + 4H^+ + \bar{e} = Cr^{2+} + 2H_2O$	1,19
$[Cd(CN)_4]^{2-} + 2\bar{e} = Cd + 4CN^-$	–1,09	$CrO_4^{2-} + 4H^+ + 3\bar{e} = CrO_2^- + 2H_2O$	0,95

Продовження додатку Е.

Електродна реакція	E^0, В	Електродна реакція	E^0, В
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} = Cr(OH)_3 + 5OH^-$	0,13	$H_2GeO_3 + 4H^+ + 4\bar{e} = Ge + 3H_2O$	–0,13
$CrO_4^{2-} + 8H^+ + 3\bar{e} = Cr^{3+} + 4H_2O$	1,48	$Hf^{4+} + 4\bar{e} = Hf$	–1,70
$CrO_4^{2-} + 2H_2O + 3\bar{e} = CrO_2^- + 4OH^-$	0,12	$[Hg(CN)_4]^{2-} + 2\bar{e} = Hg + 4CN^-$	–0,37
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} = Cr^{3+} + 8OH^-$	0,20	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	0,85
$2CrO_4^{2-} + 5H_2O + 6\bar{e} = Cr_2O_3 + 10OH^-$	0,40	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg$	0,79
$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	–2,92	$2Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg_2^{2+}$	0,92
$[Cu(CN)_2]^- + \bar{e} = Cu + 2CN^-$	–0,43	$I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	0,54
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} = Cu + 4NH_3$	–0,07	$2HIO + 2H^+ + 2\bar{e} = I_2 + 2H_2O$	1,45
$Cu^+ + e = Cu$	0,52	$IO^- + H_2O + 2\bar{e} = I^- + 2OH^-$	0,49
$Cu^{2+} + 2CN^- + \bar{e} = [Cu(CN)_2]^-$	1,12	$2IO^- + 2H_2O + 2\bar{e} = I_2 + 4OH^-$	0,45
$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	0,34	$2IO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = I_2 + 6H_2O$	1,19
$Cu^{2+} + Br^- + \bar{e} = CuBr$	0,64	$2IO_3^- + 6H_2O + 10\bar{e} = I_2 + 12OH^-$	0,21
$Cu^{2+} + Cl^- + \bar{e} = CuCl$	0,53	$IO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e} = I^- + 6OH^-$	0,25
$Cu^{2+} + \bar{e} = Cu^+$	0,15	$H_5IO_6 + H^+ + 2\bar{e} = IO_3^- + 3H_2O$	1,6
$Cu^{2+} + I^- + \bar{e} = CuI$	0,84	$IO_4^- + H^+ + 2\bar{e} = IO_3^- + H_2O$	1,64
$CuI + \bar{e} = Cu + I^-$	0,19	$Ir^{3+} + 3\bar{e} = Ir$	1,15
$Eu^{2+} + 2\bar{e} = Eu$	–3,40	$IrO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Ir + 2H_2O$	0,93
$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	2,87	$K^+ + \bar{e} = K$	–2,92
$[Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	–2,52
$Fe(OH)_3 + \bar{e} = Fe(OH)_2 + OH^-$	–0,53	$Li^+ + \bar{e} = Li$	–3,05
$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	–0,440	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	–2,36
$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	–0,04	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	1,18
$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	0,77	$Mn^{3+} + \bar{e} = Mn^{2+}$	1,51
$FeO_4^{2-} + 8H^+ + 3\bar{e} = Fe^{3+} + 4H_2O$	1,70	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$Ga^{3+} + 3\bar{e} = Ga$	–0,53	$2MnO_2 + H_2O + 2\bar{e} = Mn_2O_3 + 2OH^-$	–0,50
$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	0,00	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0,00	$MnO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e} = MnO_2 + 2H_2O$	1,69
$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	–0,83	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$H_2 + 2\bar{e} = 2H^+$	–2,25	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	0,56
$H_2GeO_3 + 4H^+ + 2\bar{e} = Ge^{2+} + 3H_2O$	–0,36	$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} = MnO_2 + 2H_2O$	2,26

Продовження додатку Е.

Електродна реакція	E^0, В	Електродна реакція	E^0, В
$MoO^{2+} + 4\bar{e} = Mo$	–0,20	$P + 3H_2O + 3\bar{e} = PH_3 + 3OH^-$	–0,89
$MoO_4^{2-} + 4H_2O + 6\bar{e} = Mo + 8OH^-$	–1,05	$PO_4^{3-} + 2H_2O + 2\bar{e} = HPO_3^{2-} + 3OH^-$	–1,12
$MoO_4^{2-} + 8H^+ + 6\bar{e} = Mo + 4H_2O$	0,15	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_3PO_3 + H_2O$	–0,28
$MoO_4^{2-} + 8H^+ + 4\bar{e} = Mo^{2+} + 4H_2O$	0,39	$H_3PO_4 + 4H^+ + 4\bar{e} = H_3PO_2 + 2H_2O$	0,39
$N_2 + 4H_2O + 2\bar{e} = 2NH_2OH + 2OH^-$	–3,04	$H_3PO_4 + 5H^+ + 5\bar{e} = P + 4H_2O$	–0,38
$N_2 + 4H_2O + 4\bar{e} = N_2H_4 + 4OH^-$	–1,15	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	–0,13
$N_2 + 6H^+ + 6\bar{e} = 2NH_3$	0,05	$Pb^{4+} + 2\bar{e} = Pb^{2+}$	1,69
$3N_2 + 2\bar{e} = 2N_3^-$	–3,4	$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,45
$HNO_2 + H^+ + \bar{e} = NO + H_2O$	0,99	$Pd^{2+} + 2\bar{e} = Pd$	0,99
$NO_2^- + H_2O + \bar{e} = NO + 2OH^-$	–0,46	$[PdI_6]^{2-} + 2\bar{e} = [PdI_4]^{2-} + 2I^-$	0,62
$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87	$[PdCl_6]^{2-} + 2\bar{e} = [PdCl_4]^{2-} + 2Cl^-$	1,29
$NO_3^- + 2H^+ + \bar{e} = NO_2 + H_2O$	0,78	$Pm^{3+} + 3\bar{e} = Pm$	–2,42
$NO_3^- + 2H_2O + 3\bar{e} = NO + 4OH^-$	0,14	$Pr^{3+} + 3\bar{e} = Pr$	–2,47
$NO_3^- + 3H^+ + 2\bar{e} = HNO_2 + H_2O$	0,94	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	1,19
$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} = NO + 2H_2O$	0,96	$Rb^+ + \bar{e} = Rb$	–2,93
$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} = NO_2^- + 2OH^-$	–0,01	$Re^{3+} + 3\bar{e} = Re$	0,3
$Na^+ + \bar{e} = Na$	–2,71	$ReO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = ReO_2 + 4OH^-$	–0,56
$Nb_2O_5 + 10H^+ + 10\bar{e} = 2Nb + 5H_2O$	–0,65	$ReO_4^- + 4H_2O + 7\bar{e} = Re + 8OH^-$	–0,58
$Nb^{3+} + 3\bar{e} = Nb$	–1,1	$ReO_4^- + 8H^+ + 7\bar{e} = Re + 4H_2O$	0,37
$Ni(OH)_3 + \bar{e} = Ni(OH)_2 + OH^-$	0,49	$Rh^{3+} + 3\bar{e} = Rh$	0,8
$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	–0,25	$Ru^{2+} + 2\bar{e} = Ru$	0,45
$O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2O_2$	0,68	$RuO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Ru + 2H_2O$	0,79
$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$	0,40	$S + 2\bar{e} = S^{2-}$	–0,48
$O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = 2H_2O$	1,23	$S + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2S$	0,17
$O_3 + 2H^+ + 2\bar{e} = O_2 + H_2O$	2,07	$SO_2 + 4H^+ + 6\bar{e} = S^{2-} + 2H_2O$	0,31
$OF_2 + 2H^+ + 4\bar{e} = 2F^- + H_2O$	2,1	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} = SO_3^{2-} + H_2O$	0,22
$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = 2OH^-$	1,78	$SO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} = SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
$Os^{2+} + 2\bar{e} = Os$	0,85	$SO_4^{2-} + 4H_2O + 6\bar{e} = S + 8OH^-$	–0,75
$OsO_4 + 8H^+ + 8\bar{e} = Os + 4H_2O$	0,85	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6\bar{e} = S + 4H_2O$	0,36

Продовження додатку Е.

Електродна реакція	E^0, В	Електродна реакція	E^0, В
$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8\bar{e} = S^{2-} + 4H_2O$	0,15	$TeO_3^{2-} + 3H_2O + 4\bar{e} = Te + 6OH^-$	0,57
$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} = 2SO_4^{2-}$	2,01	$TeO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} = TeO_3^{2-} + H_2O$	0,89
$Sb_2O_5 + 6H^+ + 4\bar{e} = SbO^+ + 3H_2O$	0,58	$H_6TeO_6 + 2H^+ + 2\bar{e} = TeO_2 + 4H_2O$	1,02
$SbO^+ + 2H^+ + 3\bar{e} = Sb + H_2O$	0,21	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	–1,63
$SbO_2^- + 2H_2O + 3\bar{e} = Sb + 4OH^-$	0,68	$Ti^{3+} + 3\bar{e} = Ti$	–1,23
$SbO_2^- + 4H^+ + 3\bar{e} = Sb + 2H_2O$	0,45	$Ti^{3+} + \bar{e} = Ti^{2+}$	–0,37
$SbO_3^- + 3H_2O + 4\bar{e} = Sb_2O_3 + 6OH^-$	0,09	$[TiF_6]^{2-} + 4\bar{e} = Ti + 6F^-$	1,19
$Se + 2\bar{e} = Se^{2-}$	–0,92	$TiO^{2+} + 2H^+ + 4\bar{e} = Ti + H_2O$	–0,88
$Se + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2Se$	–0,40	$TiO^{2+} + 2H^+ + 5H_2O + \bar{e} = [Ti(OH_2)_6]^{3+}$	0,1
$SeO_3^{2-} + 3H_2O + 4\bar{e} = Se + 6OH^-$	0,37	$Tl^+ + \bar{e} = Tl$	0,34
$H_2SeO_3 + 4H^+ + 4\bar{e} = Se + 3H_2O$	–0,74	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	1,18
$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} = H_2SeO_3 + H_2O$	1,15	$V^{3+} + 3\bar{e} = V$	–0,26
$[SiF_6]^{2-} + 4\bar{e} = Si + 6F^-$	–1,2	$[VO_2]^+ + 4H^+ + 5\bar{e} = V + 2H_2O$	–0,25
$SiO_3^{2-} + 3H_2O + 4\bar{e} = Si + 6OH^-$	–1,7	$WO_4^{2-} + 4H_2O + 6\bar{e} = W + 6OH^-$	–1,05
$SiO_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} = Si + 3H_2O$	–0,46	$WO_4^{2-} + 8H^+ + 6\bar{e} = W + 4H_2O$	0,05
$Sm^{2+} + 2\bar{e} = Sm$	–3,12	$WO_3 + 2H^+ + 2\bar{e} = WO_2 + H_2O$	0,04
$[Sn(OH)_6]^{2-} + 2\bar{e} = HSnO_2^- + 3OH^- + H_2O$	0,90	$H_4XeO_6 + 2H^+ + 2\bar{e} = XeO_3 + 3H_2O$	2,42
$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	–0,14	$XeO_3 + 6H^+ + 6\bar{e} = Xe + 3H_2O$	2,10
$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	0,15	$XeF + \bar{e} = Xe + F^-$	3,40
$Sn^{4+} + 4\bar{e} = Sn$	0,01	$Y^{3+} + 3\bar{e} = Y$	–2,37
$[SnF_6]^{2-} + 4\bar{e} = Sn + 6F^-$	0,25	$Yb^{3+} + \bar{e} = Yb^{2+}$	–1,05
$SnO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Sn + 2H_2O$	–0,11	$Yb^{3+} + 3\bar{e} = Yb$	–2,19
$Sr^{2+} + 2\bar{e} = Sr$	–2,89	$Yb^{2+} + 2\bar{e} = Yb$	–2,76
$Ta_2O_5 + 10H^+ + 10\bar{e} = 2Ta + 5H_2O$	–0,75	$[Zn(CN)_4]^{2-} + 2\bar{e} = Zn + 4CN^-$	–1,26
$Tc^{2+} + 2\bar{e} = Tc$	0,4	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	–0,76
$TcO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Tc^{2+} + 4H_2O$	0,5	$[ZnO_2]^{2-} + 2H_2O + 2\bar{e} = Zn + 4OH^-$	–1,23
$TcO_4^- + 8H^+ + 7\bar{e} = Tc + 4H_2O$	0,47	$Zr^{4+} + 4\bar{e} = Zr$	–1,54
$Te + 2\bar{e} = Te^{2-}$	–1,14	$ZrO^{2+} + 2H^+ + 4\bar{e} = Zr + H_2O$	–1,57
$Te + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2Te$	–0,72	$ZrO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Zr + 2H_2O$	1,43

Додаток Ж

Ряд стандартних електродних потенціалів металів E^0

Метал	E^0, В	Метал	E^0, В	Метал	E^0, В	Метал	E^0, В
Li^+/Li	–3,045	Al^{3+}/Al	–1,663	Co^{2+}/Co	–0,277	Tc^{2+}/Tc	0,400
K^+/K	–2,924	Zr^{4+}/Zr	–1,529	Ni^{2+}/Ni	–0,250	Co^{3+}/Co	0,400
Rb^+/Rb	–2,925	Ti^{2+}/Ti	–1,210	In^+/In	–0,250	Ru^{2+}/Ru	0,450
Cs^+/Cs	–2,923	V^{2+}/V	–1,186	Mo^{3+}/Mo	–0,200	Cu^+/Cu	0,521
Ba^{2+}/Ba	–2,905	Mn^{2+}/Mn	–1,179	W^{3+}/W	–0,150	Rh^{2+}/Rh	0,600
Sr^{2+}/Sr	–2,888	Ta^{3+}/Ta	–1,126	Sn^{2+}/Sn	–0,139	Os^{2+}/Os	0,700
Ca^{2+}/Ca	–2,866	Nb^{3+}/Nb	–1,100	Pb^{2+}/Pb	–0,126	Tl^{3+}/Tl	0,710
Na^+/Na	–2,714	Cr^{2+}/Cr	–0,913	Fe^{3+}/Fe	–0,037	$Hg^{2+}/2Hg$	0,789
Ac^{3+}/Ac	–2,600	V^{3+}/V	–0,835	$\mathbf{2H^+/H_2}$	**0,000**	Ag^+/Ag	0,789
La^{3+}/La	–2,522	Zn^{2+}/Zn	–0,763	Ge^{2+}/Ge	0,000	Pb^{4+}/Pb	0,800
Nd^{3+}/Nd	–2,431	Cr^{3+}/Cr	–0,744	Sn^{4+}/Sn	0,009	Hg^{2+}/Hg	0,854
Y^{3+}/Y	–2,372	Ga^{3+}/Ga	–0,529	Bi^{3+}/Bi	0,215	Pd^{2+}/Pd	0,987
Mg^{2+}/Mg	–2,363	Fe^{2+}/Fe	–0,440	Sb^{3+}/Sb	0,240	Ir^{2+}/Ir	1,100
Sc^{3+}/Sc	–2,077	Cd^{2+}/Cd	–0,403	As^{3+}/As	0,300	Pt^{2+}/Pt	1,188
Be^{2+}/Be	–1,847	In^{3+}/In	–0,343	Re^{3+}/Re	0,300	Au^{3+}/Au	1,498
Hf^{4+}/Hf	–1,700	Tl^+/Tl	–0,336	Cu^{2+}/Cu	0,340	Au^+/Au	1,692

Додаток З

Константи нестійкості $K_{нест}$ комплексних сполук

Комплексний іон	$K_{нест}$	Комплексний іон	$K_{нест}$
Ліганд NH_3		Ліганд OH^-	
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$9{,}31\ 10^{-8}$	$[Ga(OH)_6]^{3-}$	$5{,}00\ 10^{-41}$
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$1{,}85\ 10^{-6}$	$[Pb(OH)_3]^-$	$1{,}20\ 10^{-14}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2{,}14\ 10^{-13}$	$[Sn(OH)_3]^-$	$1{,}18\ 10^{-12}$
$[Ni(NH_3)_4]^{2+}$	$1{,}12\ 10^{-8}$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$2{,}32\ 10^{-17}$
$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$3{,}46\ 10^{-10}$	Ліганд Br^-	
Ліганд OH^-		$[AgBr_2]^-$	$7{,}84\ 10^{-8}$
$[Ag(OH)_2]^-$	$1{,}02\ 10^{-4}$	$[AuBr_2]^-$	$3{,}47\ 10^{-13}$
$[Al(OH)_4]^-$	$3{,}12\ 10^{-33}$	$[CdBr_4]^{2-}$	$2{,}00\ 10^{-4}$
$[Cu(OH)_4]^{2-}$	$2{,}75\ 10^{-15}$	$[HgBr_2]^{2-}$	$1{,}00\ 10^{-21}$
$[Fe(OH)_4]^{2-}$	$2{,}80\ 10^{-9}$	$[PtBr_4]^{2-}$	$3{,}33\ 10^{-21}$

Продовження додатку 3.

Комплексний іон	$K_{нест}$	Комплексний іон	$K_{нест}$
Ліганд Cl^-		Ліганд I^-	
$[AgCl_2]^-$	$1{,}76\ 10^{-5}$	$[CdI_4]^{2-}$	$8{,}00\ 10^{-7}$
$[AuCl_2]^-$	$1{,}61\ 10^{-12}$	$[HgI_4]^{2-}$	$2{,}53\ 10^{-28}$
$[AuCl_4]^-$	$5{,}00\ 10^{-22}$	$[PbI_4]^{2-}$	$1{,}42\ 10^{-4}$
$[BiCl_6]^{3-}$	$1{,}70\ 10^{-4}$	$[ZnI_4]^{2-}$	3,22
$[CdCl_4]^{2-}$	$2{,}30\ 10^{-3}$	Ліганд CN^-	
$[CuCl_2]^-$	$3{,}14\ 10^{-6}$	$[Ag(CN)_2]^-$	$8{,}08\ 10^{-22}$
$[HgCl_4]^{2-}$	$8{,}50\ 10^{-16}$	$[Au(CN)_2]^-$	$5{,}00\ 10^{-39}$
$[PdCl_4]^{2-}$	$6{,}02\ 10^{-14}$	$[Au(CN)_4]^-$	$5{,}00\ 10^{-39}$
Ліганд I^-		$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$1{,}49\ 10^{-19}$
$[AgI_2]^-$	$1{,}81\ 10^{-12}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1{,}00\ 10^{-24}$
$[AgI_3]^{2-}$	$2{,}08\ 10^{-14}$	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1{,}00\ 10^{-31}$
$[BiI_4]^-$	$1{,}12\ 10^{-15}$	$[Hg(CN)_4]^{2-}$	$4{,}33\ 10^{-42}$

Додаток І

Термодинамічні константи деяких речовин

Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К
Ac(к)	0	62,76	$AlBr_3$(к)	–513,4	108,2
Ac_2O_3(к)	–2050	133,89	Al_4Cl_3(к)	–209	88,95
Ag(к)	0	42,55	$AlCl_3$(к)	–704,2	109,3
AgBr(к)	–100,7	107,1	AlF_3(к)	–1510	66,48
AgCl(к)	–127,1	96,11	AlH_3(к)	–11,4	30,0
AgCN(к)	145,9	107,2	AlI_3(к)	–308	189,5
Ag_2CrO_4(к)	–721,3	217,63	AlN(к)	–318	20,2
AgF(к)	–206	83,7	$Al(OH)_3$(к)	–1315	70,1
AgI(к)	–61,9	115,5	Al_2O_3(к)	–1676	50,92
$AgNO_3$(к)	–124,5	140,9	Al_2S_3(к)	–723,4	96
Ag_2O(к)	–31,1	121,0	$Al_2(SO_4)_3$(к)	–3442,2	239,2
Ag_2S(к)	–32,8	144,0	Ar(г)	0	154,7
Al(к)	0	28,35	As(г)	288,7	175,1

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
As(сірий,к)	0	36,6	$BaCrO_4$(к)	–1368	155,6
$AsBr_3$(к)	–197,5	159	BaF_2(к)	–1200	96,2
$AsCl_3$(г)	–305,0	212,5	BaI_2(к)	–605,4	167
AsF_3(г)	–920,7	289,0	$Ba(NO_3)_2$(к)	–991,0	214
AsF_5(г)	–1236,8	–	BaO(к)	–558,1	70,3
AsH_3(к)	66,4	223,0	$Ba(OH)_2$(к)	–950	124,0
AsI_3(к)	–58,2	163,6	$Ba_3(PO_4)_2$(к)	–3960,2	355,6
As_4O_6(к)	–1331,6	245	BaS(к)	–460,5	78,3
As_2O_5(к)	–924,9	165,4	$BaSO_4$(к)	–1465,0	132,0
H_3AsO_3(р)	–747,2	179,3	$BaSiO_3$(к)	–1590,1	109,6
H_3AsO_4(р)	–902,5	205,0	Ba_2SiO_4(к)	–2265,6	176,1
As_2S_3(к)	–159	163.6	$BaTiO_3$(к)	–1663,6	108,03
Au(к)	0	47,40	Be(к)	0	9,5
$AuBr_3$(к)	–53,5	155,0	$BeBr_2$(к)	–330	103
AuCl(к)	–36,4	85,17	Be_2C(к)	–90,8	16,3
$AuCl_3$(к)	–118,4	164,4	$BeCO_3$(к)	–982	67,29
AuF_3(к)	–348,5	114,22	$BeCl_2$(к)	–494	63
$Au(OH)_3$(к)	–477,8	121	BeF_2(к)	–1010	45
Au_2O_3(к)	–13,0	134,3	BeH_2(к)	125	173
B(к)	0	5,8	BeI_2(к)	–165	130
BBr_3(к)	–	228,5	BeO(к)	–598	14,1
BCl_3(р)	–427,1	206	$Be(OH)_2$(к)	–907	55,6
BF_3(г)	–1137,0	254,4	$BeSO_4$(к)	–1197	90
B_2H_6(г)	38,5	232	Bi(к)	0	56,9
BN(к)	–252,8	14,8	$BiCl_3$(к)	–379,0	172,0
B_2O_3(ам)	–1254	80,8	BiI_3(к)	–108,9	234,0
HBO_2(к)	–795	240,2	$Bi(NO_3)_3$	–792,2	167,7
H_3BO_3(к)	–1094,0	88,7	Bi_2O_3(к)	–577,8	151
B_2S_3(к)	–252	106,3	$Bi(OH)_3$(к)	–711,8	118
Ba(к)	0	67	Bi_2S_3(к)	–155,6	200,4
$BaBr_2$(к)	–756,5	150	$Bi_2(SO_4)_3$(к)	–2554	–
$BaCO_3$(к)	–1219	112	Br(г)	111,8	186,9
$BaCl_2$(к)	–859,1	126	Br_2(ж)	0	152,2
$Ba(ClO_3)_2$(к)	–	234,3	BrF(г)	–42,4	228,9
$Ba(ClO_4)_2$(к)	–858,98	255,2	BrF_3(ж)	–303,1	178,1

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
BrF_5(г)	–428,9	319,2	$CaSiO_3$(к)	–1636	81,98
HBr(г)	–34,1	198,6	$CaWO_4$(к)	–1638,6	151,0
HBrO(р)	–112,97	142,3	Cd(к)	0	51,76
C(алмаз,к)	1,828	2,36	$CdBr_2$(к)	–315,3	138,83
C(графіт,к)	0	5,74	$CdCO_3$(к)	–754,6	96,7
CBr_4(г)	79,5	230,12	$CdCl_2$(к)	–390,8	115,27
CCl_4(р)	–135,44	214,6	$Cd(NO_3)_2$(р)	–1236,5	393,0
CF_4(г)	–933,7	216,6	CdI_2(к)	–204,2	158,32
CH_4(г)	–74,86	186,19	CdO(к)	–200,0	54,8
CO(г)	–110,52	197,54	$Cd(OH)_2$(к)	–561,5	93,04
$COCl_2$(г)	–220,3	283,9	CdS(к)	–156,9	71,1
COF_2(г)	–634,17	258,49	$CdSO_4$(к)	–934,4	123,05
CO_2(г)	–393,51	213,08	Cl_2(г)	0	222,9
CS_2(р)	88,7	151,0	ClF(г)	–49,9	217,8
HCN(р)	–109,6	113,2	ClF_3(ж)	–157,7	281,5
H_2CO_3(р)	–699,5	187,4	ClO_2(г)	105	257,0
Ca(к)	0	41,63	Cl_2O(г)	75,7	266,2
$Ca(AlO_2)_2$(к)	–2327,9	144,3	Cl_2O_7(г)	286,6	–
$Ca(BO_2)_2$(к)	–2030,96	105,2	HCl(г)	–91,8	186,8
$CaBr_2$(к)	–674,9	130	HClO(р)	–124,3	129
CaC_2(к)	–62,8	70,3	$HClO_4$(р)	–34,5	188,0
$CaCO_3$(к)	–1206,9	92,6	Co(к)	0	30,04
$CaCl_2$(к)	–795	113,6	$CoBr_2$(к)	–223,84	135,56
$CaCrO_4$(к)	–1380,0	133,89	$CoCO_3$(к)	–722,6	–
$Ca(CrO_2)_2$(к)	–2068,57	120,92	$CoCl_2$(к)	–325,5	106,3
CaF_2(к)	–1214,6	68,9	CoI_2(к)	–102,1	158,2
$Ca(HPO_4)$(к)	–1815,6	111,5	$Co(NO_3)_2$(к)	–430,5	192
CaH_2(к)	–188,7	42	CoO(к)	–239,3	43,9
CaI_2(к)	–534,7	142	Co_3O_4(к)	–879	102,9
Ca_3N_2(к)	–431,8	105	$Co(OH)_2$(к)	–541,0	82
CaO(к)	–635,5	39,7	$Co(OH)_3$(к)	–730,53	83,68
CaO_2(к)	–651,7	43,1	CoS(к)	–80,75	67,36
$Ca(OH)_2$(к)	–986,6	76,1	$CoSO_4$(к)	–868,2	113,4
$Ca_3(PO_4)_2$(к)	–4123,6	236	Cr(к)	0	23,6
CaS(к)	–482,7	56,5	$Cr(CO)_6$(к)	–1077,4	314

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
$CrCl_2$(к)	–395,4	115,65	$Cu(OH)_2$(к)	–444,3	84
$CrCl_3$(к)	–570,3	124,7	$(CuOH)_2CO_3$(к)	–1051	211,6
CrF_3(к)	–1159,0	94,14	Cu_2O(к)	–173,2	92,93
CrN(к)	–123,4	52,7	$Cu(OH)_2$(к)	–444,3	84
CrO_3(к)	–585,76	71,96	$(CuOH)_2CO_3$(к)	–1051	211,6
Cr_2O_3(к)	–1140,6	81,2	CuS(к)	–53,1	66,5
CrO_2Cl_2(р)	–598,73	209,2	$CuSO_4$(к)	–770,9	109
$Cr(OH)_2$(к)	–677,81	81,17	F_2(г)	0	202,9
$Cr(OH)_3$(к)	–999,98	80,33	HF(г)	–270,9	173,7
$Cr_2(SO_4)_3$(к)	–3308	288	Fe(к)	0	27,2
Cs(к)	0	84,35	$FeBr_2$(к)	–251,4	140
CsBr(к)	–394,6	121	$FeBr_3$(к)	–269	184
Cs_2CO_3(к)	–	188,7	Fe_3C(к)	25	108
CsCl(к)	–433,0	90,0	$FeCO_3$(к)	–738,15	95,4
CsF(к)	–530,9	79	$Fe(CO)_5$(к)	–764	338
CsH(к)	–49,9	79	$FeCl_2$(к)	–341,75	118,0
CsI(к)	–351,3	130	$FeCl_3$(к)	–396,23	145,6
$CsNO_3$(к)	–494,2	149,0	FeO(к)	–264,8	60,8
Cs_2O(к)	–317,6	123,8	Fe_2O_3(к)	–822,2	87,4
Cs_2O_2(к)	–402,5	118,0	Fe_3O_4(к)	–1117,1	146,2
CsO_2(к)	–289,5	–	$Fe(OH)_2$(к)	–561,7	88
Cs(OH)(к)	–406,7	93,3	$Fe(OH)_3$(к)	–826,6	105
Cs_2S(к)	–364	146	FeS(к)	–100,4	60,3
Cs_2SO_4(к)	–1642,6	205,9	$FeSO_4$(к)	–929,47	121,0
Cu(к)	0	33,15	$Fe_2(SO_4)_3$(к)	–2584	282,8
CuBr(к)	–103,5	96,11	$FeSiO_3$(к)	–1195,8	94,0
$CuBr_2$(к)	–143	146	$Fe(NO_3)_3$	–668,56	132,65
$CuCO_3$(к)	–595,4	88	Ga(к)	0	41,1
CuCl(к)	–137,3	87,0	$GaCl_3$(к)	–524,7	133,4
$CuCl_2$(к)	–215,6	108,1	GaF_3(к)	–	83,7
CuF_2(к)	–537,6	68,6	Ga_2O_3(к)	–1089	–
CuI(к)	–68	96,7	$Ga(OH)_3$(к)	–1014,6	84,9
$Cu(NO_3)_2$(к)	–305,34	192,46	GaP(к)	–121,7	–
CuO(к)	–162	42,63	Ga_2S_3(к)	–569	–
Cu_2O(к)	–173,2	92,93	GaSb(к)	–41,5	80,8

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
Ge(к)	0	31,3	HI(р)	–55,2	111,3
$GeCl_4$(р)	–569	251,0	H_5IO_6()	–761,5	–
GeF_4(г)	–1190	303	In(к)	0	57,8
GeH_4(г)	90,8	217,1	InAs(к)	–25,9	41,0
GeO(к)	–255	50,2	InCl(к)	–186,2	95,0
GeO_2(к)	–554,7	55,3	$InCl_3$(к)	–537,2	138
GeS(к)	–70,1	66,0	In_2O_3(к)	–925,9	107,9
GeS_2(к)	–38,4	78,3	$In(OH)_3$(к)	–760,0	106,7
GeSe(к)	–82,4	79,0	InP(к)	88,7	31,1
H_2(г)	0	130,5	$In_2(SO_4)_3$(к)	–2725,5	302,1
He(г)	0	126,0	Ir(к)	0	35,5
Hf(к)	0	43,6	$IrCl_3$(к)	–242,7	150,6
HfC(к)	–217,2	40,1	IrF_6(г)	–544	357,7
$HfCl_4$(к)	–990	191	IrO_2(к)	–243	59
HfF_4(к)	–1930	113	IrS_2(к)	–125,6	105,5
HfO_2(к)	–1117,5	59,33	K(к)	0	71,5
Hg(р)	0	75,9	$KAlH_4$(к)	–166,5	128,8
$HgBr_2$(к)	–169,9	179,8	KBF_4(к)	–1881,5	50,2
Hg_2Br_2(к)	–207,1	217,7	KBH_4(к)	–948,8	106,2
$HgCO_3$(к)	–553,3	184,1	$K_2B_4O_7$(к)	–3334,2	187,4
$HgCl_2$(к)	–228,2	140,02	KBr(к)	–392,5	95,9
Hg_2Cl_2(к)	–265,1	192,76	$KBrO_3$(к)	–332,2	149,2
HgI_2(к)	–105,4	184,05	KCN(к)	–112,5	137,0
$Hg(NO_3)_2$(к)	–226	–	K_2CO_3(к)	–1146,1	156,3
HgO(к)	–90,9	70,3	KCl(к)	–435,9	82,6
Hg_2O(к)	–91,3	130,2	$KClO_3$(к)	–391,2	143,0
HgS(к)	–59,0	82	$KClO_4$(к)	–430,1	151,0
$HgSO_4$(к)	–707,9	136,4	K_2CrO_4(к)	–1382,8	193
Hg_2SO_4(к)	–744,7	200,7	$K_2Cr_2O_7$(к)	–2033,0	291,2
I_2(к)	0	116,2	KF(к)	–567,4	66,6
ICl(г)	17,4	247,4	KH(к)	–63,4	50,2
ICl_3(к)	–88,3	167,2	$KHCO_3$(к)	–959,3	128,7
IF(г)	–125	235,9	KHF_2(к)	–928,45	104,6
IF_5(к)	–834,3	328,9	KI(к)	–327,6	110,8
HI(г)	26,57	206,5	KIO_3(к)	–508,4	151,5

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
KIO_4(к)	–464,9	157,7	Mg(к)	0	32,7
$KMnO_4$(к)	–813,4	171,71	$MgBr_2$(к)	–517,6	117
K_2MnO_4(к)	–1184,1	–	$MgCO_3$(к)	–1113	65,7
KN_3(к)	1,38	86,0	$MgCl_2$(к)	–641,1	26,9
KNO_2(к)	–370,3	117	MgF_2(к)	–1113	57,2
KNO_3(к)	–493,2	132,93	MgO(к)	–601,8	26,9
KOH(к)	–425,8	79,32	$Mg(OH)_2$(к)	–924,7	63,1
KO_2(к)	–280	46,9	$MgSO_4$(к)	–1301,4	91,6
K_2O(к)	–363,2	94,1	Mn(к)	0	32
K_2O_2(к)	–495,8	113,0	$MnCO_3$(к)	–881,7	109,5
$KReO_4$(к)	–1100,3	167,7	$MnCl_2$(к)	–481,2	118,2
K_2S(к)	–428,4	111,3	MnO(к)	–385,1	61,5
K_2SO_4(к)	–1433,7	175,7	MnO_2(к)	–521,5	53,1
$K_4[Fe(CN)_6]$	–1423,8	598	$Mn(OH)_2$(к)	–700,0	94,9
$K_3[Fe(CN)_6]$(к)	–173,2	420,1	Mn_3O_4(к)	–1387,6	154,8
K_2TiO_3(к)	–1609,17	237,23	Mn_2O_7(к)	–728,43	–
Kr(г)	0	164	$MnSO_4$(к)	–1066,7	112,5
La(к)	0	57,3	Mo(к)	0	28,6
$LaCl_3$(к)	–1070,7	144,3	$Mo(CO)_6$(к)	–983,2	327
La_2O_3(к)	–1793,1	128,4	$MoCl_2$(к)	–288,7	119,2
$La_2(SO_4)_3$(к)	–3932,1	–	$MoCl_3$(к)	–393	138
Li(к)	0	28,6	$MoCl_4$(к)	–479,5	180
$LiAlH_4$(к)	–117	87,9	$MoCl_5$(к)	–526,8	230
LiBr(к)	–350,3	66,9	MoF_6(к)	–1585,4	259,7
LiCl(к)	–408,3	59,3	MoO_2(к)	–589,1	46,9
LiF(к)	–612,1	35,9	MoO_3(к)	–745,2	77,7
$LiFeO_2$(к)	–729,02	75,3	H_2MoO_4(к)	–1046,1	–159
LiH(к)	–90,7	20,0	Mo_2C(к)	–46	–
LiI(к)	–271,1	75,7	MoS_2(к)	–248,1	62,6
LiOH(к)	–487,2	42,8	N_2(г)	0	199,9
Li_2CO_3(к)	–1215,6	90,4	NF_3(г)	–126	260,6
$LiNO_3$(к)	–482,3	105	NH_2OH(к)	–115	66,5
Li_2O(к)	–595,8	37,9	NH_3(г)	–46,19	192,6
Li_2SO_4(к)	–1434,4	113	NH_4Br(к)	–270,1	112,9

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К
NH_4CNS(к)	–82,0	261,1	NaCNO(к)	–93,6	124,9
NH_4Cl(к)	–314,2	95,8	NaCNS(к)	–410,0	113
NH_4ClO_4(к)	–295,9	184,3	NaCl(к)	–411,1	72,1
NH_4NO_2(р)	–237,4	253,7	$NaClO_3$(к)	–365,4	129,7
NH_4NO_3(к)	–365,4	151,0	$NaClO_4$(к)	–382,8	140
$(NH_4)_2SO_4$(к)	–1180,0	220	NaF(к)	–573,6	51,3
$(NH_4)_2CrO_4$(к)	–1182,4	167,78	NaF·HF(к)	–902,8	90,7
$(NH_4)_2Cr_2O_7$(к)	–1799,12	–	NaH(к)	–56,4	188
NH_4VO_3(к)	–1051	140,6	$NaHCO_3$(к)	–947,7	102
NO(г)	90,25	210,6	NaI(к)	–287,9	98,5
NOBr(г)	82,2	273,5	$NaNO_2$(к)	–359	106
NOCl(г)	52,5	261,5	$NaNO_3$(к)	–466,7	116
NOF(г)	–66,5	247,9	NaN_3(к)	21,3	70,5
NOI(г)	100	282,8	NaOH(к)	–425,6	64,4
NO_2(г)	33	240,2	NaO_2(к)	–	115,9
NO_2Cl(г)	12,55	272,0	$Na_2B_4O_7$(к)	–3276,6	189,5
NO_2F(г)	–108,78	260,2	Na_2CO_3(к)	–1131,0	136,4
NO_3F(г)	10,46	292,8	Na_2CrO_4(к)	–1333	174,5
N_2H_4(р)	50,50	121,4	Na_2O(к)	–416,0	75,3
N_2O(г)	82,1	220,0	Na_2O_2(к)	–540,4	94,9
N_2O_3(г)	83,3	307,3	Na_2S(к)	–370,3	77,4
N_2O_4(р)	19,05	209,3	Na_2SO_3(к)	–1090	146,0
N_2O_5(к)	–42,7	178,4	Na_2SO_4(к)	–1384,6	149,5
HN_3(г)	294,0	238,9	Na_2SiO_3(к)	–1525,4	113,8
HNO_2(р)	–119,2	152,7	Na_3PO_4(к)	–1935,5	224,7
HNO_3(р)	–174,1	156,6	Nb(к)	0	36,6
Na(к)	0	51,45	$NbCl_5$(к)	–797,5	226
$NaAlCl_4$(к)	–1142,8	188,3	NbF_5(к)	–1813,8	157,3
$NaAlH_4$(к)	–114,5	123,9	Nb_2O_5(к)	–1898	137,2
$NaAlO_2$(к)	–1132,2	70,4	Ne(г)	0	146,2
$NaBH_4$(к)	–183,3	101,3	Ni(к)	0	29,9
$NaBO_2$(к)	–1059	73,39	$NiBr_2$(к)	–214	129
NaBr(к)	–361,4	86,82	$NiCl_2$(к)	–304,2	98,1
$NaBrO_3$(к)	–342,8	130,5	NiF_2(к)	–661,07	73,6
NaCN(к)	–89,8	118,5	NiI_2(к)	–96,23	157,7

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
NiO(к)	–239,7	38,0	$PbCrO_4$(к)	–910,9	152,7
$Ni(OH)_2$(к)	–543,5	80	PbI_2(к)	–175,2	175,4
$Ni(OH)_3$(к)	–678,2	81,6	$Pb(NO_3)_2$(к)	–451,7	217,9
NiS(к)	–79	53,0	PbO(к)	–219,3	66,2
$NiSO_4$(к)	–873,5	103,9	PbO_2(к)	–276,6	74,9
O_2(г)	0	205,0	Pb_3O_4(к)	–723,4	211,3
O_3(г)	142,3	238,8	$Pb(OH)_2$(к)	–512,5	–
H_2O(г)	–241,8	188,7	PbS(к)	–100,4	91,2
H_2O(р)	–285,8	70,1	$PbSO_4$(к)	–920,6	148,7
H_2O_2(р)	–187,8	100,5	Pd(к)	0	37,7
Os(к)	0	32,6	PdO(к)	–115,5	38,9
OsO_2(к)	–259,4	–	Pt(к)	0	41,5
OsO_4(к)	–394,0	164	$PtBr_4$(к)	–159	163,5
P(г)	314,6	163,1	$PtCl_4$(к)	–229,3	267,9
P(к,бел.)	0	41,1	PtI_4(к)	–59,4	281
P(к,черн.)	–38,9	22,7	PtO_2(к)	–134	69,1
P(к,красн.)	–17,6	22,8	Rb(к)	0	76,2
P_4(г)	58,9	279,9	RbBr(к)	–389,2	112,3
PBr_3(г)	–132,0	348	Rb_2CO_3(к)	–1128	–
PBr_3(р)	–184	240,2	RbCl(к)	–430,6	91,6
PCl_3(г)	–287,0	311,7	RbF(к)	–549,3	75,3
PCl_5(г)	–366,0	364,5	RbH(к)	–54,31	–
PF_3(г)	–956,5	272,6	RbI(к)	–328,4	118
PF_5(г)	–1593	296	$RbNO_3$(к)	–489,7	140,6
PH_3(г)	5,44	210,1	RbOH(к)	–413,8	79,5
$POCl_3$(р)	–597,1	222,5	Rb_2O(к)	–330,1	108,8
POF_3(г)	–1197,3	284,9	Re(к)	0	36,5
P_4O_6(к)	–1640	–	$ReBr_3$(к)	–164,43	184,1
P_4O_{10}(к)	–2984,0	228,8	$ReCl_3$(к)	–263,6	159,0
HPO_3(к)	–976,9	–	$ReCl_5$(к)	–361	230
H_3PO_3(р)	–964,8	167,3	ReF_6(ж)	–1382,1	270,6
H_3PO_4(р)	–1288,3	–158,1	ReO_2(к)	–423,84	72,8
Pb(к)	0	64,8	ReO_3(к)	–592,9	82,8
$PbCO_3$(к)	–699,6	131,0	Re_2O_7(к)	–1272	207,2
$PbCl_2$(к)	–359,8	134,3	$HReO_4$(к)	–761,49	152,3

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/моль	S^0, Дж/моль·К
ReS_2(к)	–138,9	96,2	SiS_2(г)	–156,1	90,5
Re_2S_7(к)	–451,4	–	H_2SiO_3(аморф.)	–1189,1	–
Rh(к)	0	31,5	H_4SiO_4(аморф.)	–1480	–
Ru(к)	0	28,5	Sn(к,белое)	0	51,6
RuO_2(к)	–236,4	60,7	Sn(к,серое)	–2,1	44,2
RuO_4(к)	–239,3	141	$SnCl_4$(г)	–528,9	299,6
S(г)	273	167,7	SnH_4(г)	162,3	228,7
S(к, монокл.)	0,38	32,6	SnO(к)	–286,0	56,5
S(к, ромб.)	0	31,9	SnO_2(к)	–580,8	52,3
S_8(г)	101,95	444,2	$Sn(OH)_2$(к)	–506,3	87,7
S_2Cl_2(г)	–58,2	–	SnS(к)	–110,2	77,0
SO_2(г)	–296,9	248,1	SnS_2(к)	–82,5	87,5
SO_2Cl_2(г)	–391,2	216,3	$SnSO_4$(к)	–887	–
SO_3(г)	–396,1	256,4	$Sn(SO_4)_2$(к)	–1650	155,2
SO_3(г)	–439,0	122,05	Sr(к)	0	53,1
SO_3(к)	–454,5	52,3	$SrCO_3$(к)	–1218,4	97,1
H_2S(г)	–21	205,7	$SrCl_2$(к)	–828,4	117
H_2SO_4(г)	–814,2	156,9	SrF_2(к)	–1209,2	81,6
Sb(к)	0	45,69	SrI_2(к)	–566,9	159
$SbCl_3$(к)	–381,2	183	$Sr(NO_3)_2$(к)	–975,9	195,5
Sb_2O_5(к)	–1007,5	125,1	SrO(к)	–590,4	54,4
Sc(к)	0	34,3	$Sr(OH)_2$(к)	–959,4	86,6
Sc_2O_3(к)	–1908,6	77	SrS(к)	–452,3	68,2
Se(к)	0	34,3	$SrSO_4$(к)	–1451,0	119,7
SeF_6(г)	–	313,8	Ta(к)	0	41,5
SeO_2(г)	–125,8	264,8	$TaCl_5$(к)	–857,9	238
SeO_2(к)	–225,7	66,7	TaF_5(к)	–1903,6	170
H_2Se(г)	33	218,8	Ta_2O_5(к)	–2045,14	143,0
Si(к)	0	18,8	Tc(к)	0	33,5
SiC(к)	–66,8	16,6	Tc_2O_7(к)	–1114,6	191,9
$SiCl_4$(г)	–687,8	239,7	$HTcO_4$(к)	–700,49	139,3
SiF_4(г)	–1614,9	282,6	Te(к)	0	49,6
SiH_4(г)	34,7	204,6	TeF_6(к)	–1323,0	337,3
Si_2H_6(г)	79,9	274,5	TeO_2(г)	–51,9	271,9
SiO_2(кварц)	–908,3	42,7	TeO_2(к)	–322,6	79,8

Продовження додатку І.

Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К	Речовина	ΔH_f^0, кДж/ моль	S^0, Дж/ моль·К
Ti(к)	0	30,6	VO(к)	–431,8	33,6
$TiBr_4$(к)	–619,2	243,5	VO_2(к)	–720	51,57
TiC(к)	–209	24,7	V_2O_3(к)	–1219,1	98,3
$TiCl_2$(к)	–516,7	105,9	V_2O_5(к)	–1552	131
$TiCl_3$(к)	–719,6	130,1	W(к)	0	32,7
$TiCl_4$(г)	–763,2	352,2	WC(к)	–41,0	35,0
$TiCl_4$(г)	–804,2	252,4	$W(CO)_6$(к)	–876,9	42,0
TiF_4(аморф.)	–1649,3	133,9	WF_6(к)	–1721,5	353,5
TiH_2(к)	–144,4	29,7	WO_2(к)	–589,6	50,6
TiI_4(г)	–287	432,9	WO_3(к)	–842,7	75,9
TiI_4(к)	–386,6	246	WO_2Cl_2(к)	–835,5	186,6
TiN(к)	–336,8	30,4	H_2WO_4(к)	–1132	117,2
TiO(к)	–526,3	34,8	Y(к)	0	46,0
TiO_2(к,рутил)	–943,9	50,3	YCl_3(к)	–982,4	136,8
Ti_2O_3(к)	–1518	77,3	Y_2O_3(к)	–1904	99,2
$Ti(OH)_3$(к)	–1188,3	–	$Y(OH)_3$(к)	–1412,5	96,3
Tl(к)	0	64,2	Zn(к)	0	41,6
TlBr(к)	–172,7	122,6	$ZnBr_2$(к)	–329,7	136
TlCl(к)	–204,1	111,5	$ZnCO_3$(к)	–810,7	92,5
$TlCl_3$(к)	–311,3	–	$ZnCl_2$(к)	–415,1	111,5
TlF(к)	–327	95,7	ZnF_2(к)	–764,4	73,7
Tl_2O(к)	–167,4	161,1	ZnI_2(к)	–208,2	161,5
Tl_2O_3(к)	–390,4	148,1	$Zn(NO_3)_2$(к)	–514,63	193,7
Tl(OH)(к)	–233,5	255,2	ZnO(к)	–350,6	43,6
$Tl(OH)_3$(к)	–516,6	102,1	$Zn(OH)_2$(к)	–645,4	76,9
V(к)	0	28,9	ZnS(к)	–205,4	57,7
VCl_2(к)	–452,2	97,1	Zr(к)	0	39,0
VCl_3(к)	–582,4	130,9	ZrC(к)	–206,7	33,3
VCl_4(г)	–569,8	259	$ZrCl_4$(к)	–979,8	181,4
VF_2(к)	–837,4	77,5	ZrF_4(к)	–1911,3	104,6
VF_5(г)	–1480,9	191,9	ZrO_2(к)	–1100,6	50,4
VN(к)	–217,15	37,28	$ZrOCl_2$(к)	–986,6	–

Додаток К

Відносні значення електронегативностей елементів (за Полінгом)

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

Список літератури

1. Григор'єва В. В, Самойленко В. М., Сич А. М. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 430 с.

2. Романова В. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988. – 431 с.

3. Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие / Под ред. Н. В. Коровина. – М.: Высш. шк., 2001. – 256 с.

4. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. – К.: Либідь, 2004. – 336 с.

Зміст

Вступ 3
1. Основні класи неорганічних сполук 4
2. Еквівалент речовини та молярна маса еквівалента 27
3. Будова електронних оболонок атомів 34
4. Хімічний зв'язок 37
5. Хімічна термодинаміка 41
6. Хімічна кінетика та рівновага 47
7. Властивості водних розчинів електролітів 52
8. Кількісні характеристики розчинів 59
9. Визначення твердості води та методи її обробки 64
10. Комплексні сполуки 71
11. Окисно-відновні реакції 77
12. Колоїдні системи 82
13. Електрохімічні процеси та системи 95
14. Хімічні властивості металів 106
15. Корозія металів 111
16. Захист металів від корозії 118
Додатки 125
Список літератури 146
Зміст 147

Навчальне видання

БУЛАВІН Віктор Іванович
ЯРОШОК Тамара Петрівна
ВЕДЬ Марина Віталіївна
ВОЛОБУЄВ Максим Миколайович
ПРОСКУРІНА Валерія Олегівна
РИЩЕНКО Ігор Михайлович
СТЕПАНОВА Ірина Ігорівна
ШКОЛЬНІКОВА Тетяна Василівна

ПРАКТИКУМ З ОСНОВ ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ

для організації лабораторних, семінарських занять і самостійної роботи з дисципліни «Загальна хімія»

для студентів спеціальностей “Галузеве машинобудування”, “Електроенергетика, електротехніка і електромеханіка”, “Енергетичне машинобудування”, “Метрологія та інформаціонно-вимірювальна техніка”, “Нафтогазова інженерія та техніка”, “Біотехнології та біоінженерія”, “Екологія”

Роботу до видання рекомендувала *В.В. Штефан*

Коректор Л. А. Копієвська

План 2017 р., поз. 112

Підписано до друку 00.00.2007 р. Формат 60×84 1/16 Папір офісний
Riso-друк. Гарнітура Таймс. Ум. друк. арк. 5,7. Обл.-вид. арк. 4,46.
Наклад прим. Зам. № Ціна договірна.

Видавничий центр НТУ "ХПІ"
Свідоцтво про державну реєстрацію ДК № 116 від 10.07.2000 р.
61002, Харків, вул. Фрунзе, 21.

Друкарня НТУ «ХПІ» 61002, Харків, вул. Фрунзе, 21.