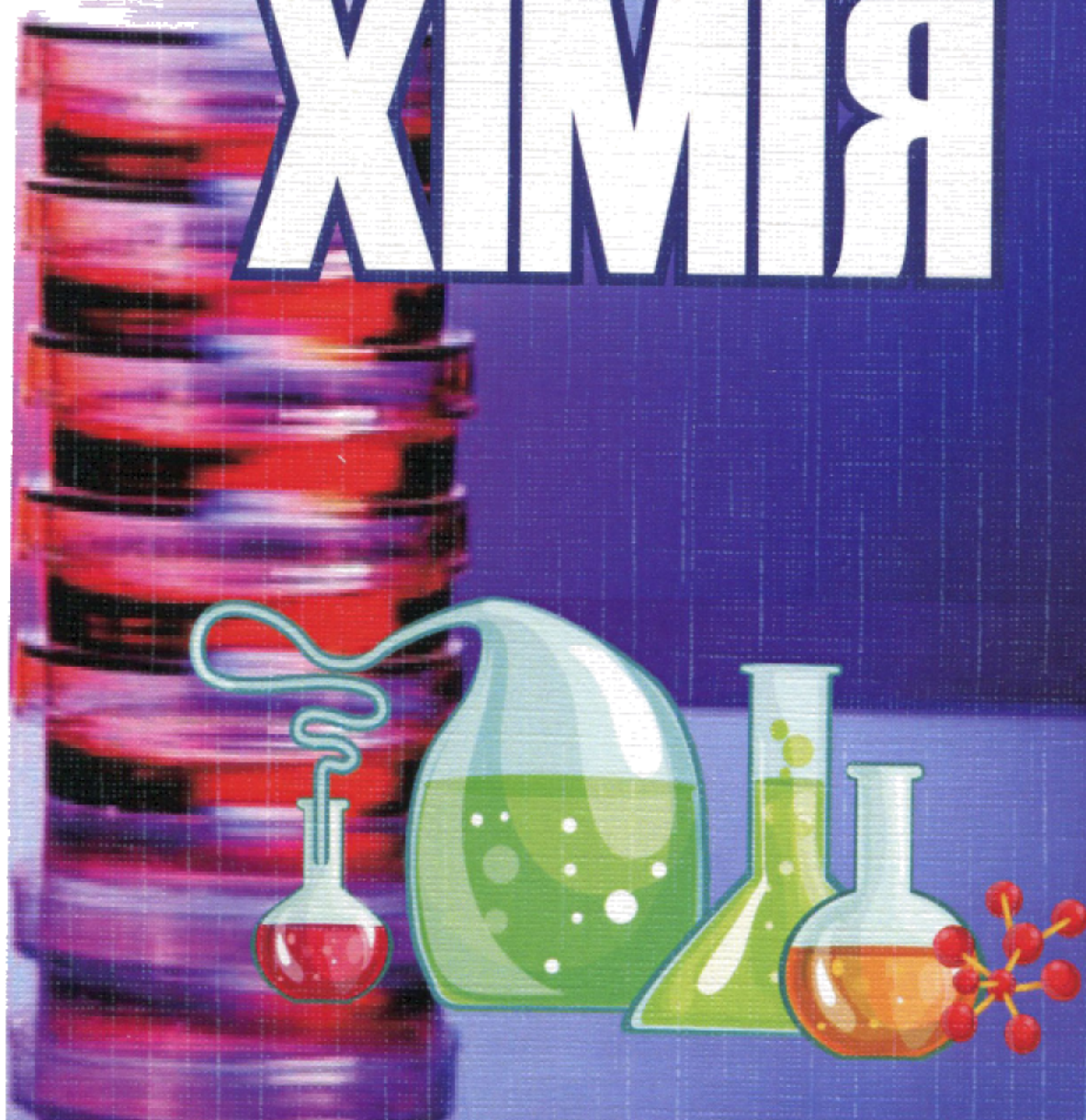


МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

Г. Я. Касьяненко

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ



Міністерство освіти і науки України
Сумський державний педагогічний університет
імені А. С. Макаренка

Кафедра хімії та методики навчання хімії

Г. Я. Касьяненко

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації до лабораторних занять

Суми 2021

УДК 544.653.2/.3(075.8)
К28

*Рекомендовано до друку вченою радою
Сумського державного педагогічного університету імені А. С. Макаренка
(протокол № 11 від 26 квітня 2021 року)*

Рецензенти:

А.М. Скляр, кандидат хімічних наук, доцент (Сумський державний педагогічний університет імені А. С. Макаренка)
М.М. Більченко, кандидат хімічних наук, доцент (Сумський державний педагогічний університет імені А. С. Макаренка)

Касьяненко Г. Я.

К28 Загальна хімія: методичні рекомендації до лабораторних занять /
Г. Я. Касьяненко. – Суми: ФОП Цьома С.П., 2021. – 66 с.

У методичному виданні наведені запитання та завдання для підготовки студентів до виконання лабораторного практикуму при вивченні окремих тем із загальної хімії, опис і порядок виконання лабораторних дослідів, оформлення їх результатів, список рекомендованої літератури та додатки з довідниковою інформацією.

Для студентів спеціальностей 014 Середня освіта (хімія) та 102 Хімія.

УДК 544.653.2/.3(075.8)

© Касьяненко Г. Я., 2021

© СумДПУ імені А.С.Макаренка, 2021

© ФОП Цьома С.П., 2021

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
РОЗРАХУНКИ ЗА ФОРМУЛАМИ	5
РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ	5
ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН	6
ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛІВ	11
БУДОВА АТОМА	13
<i>Частина I. Розвиток уявлень про будову атомів. Квантово-механічна модель атому</i>	13
<i>Частина II. Будова багатоелектронних атомів. Атомні ядра</i>	15
ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПЕРІОДИЧНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ	16
ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ТЕОРІЯ МОЛЕКУЛЯРНИХ ОРБІТАЛЕЙ	18
ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ТЕОРІЯ ВАЛЕНТНИХ ЗВ'ЯЗКІВ	19
БУДОВА ТВЕРДОГО ТІЛА	21
ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ТА ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ	22
НАПРЯМЛЕНІСТЬ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ	23
ХІМІЧНА КІНЕТИКА	25
<i>Частина I. Швидкість та механізми хімічних реакцій</i>	25
<i>Хімічна рівновага</i>	25
<i>Частина II. Адсорбція. Каталіз</i>	27
ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ	30
КІЛЬКІСНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ РОЗЧИНІВ	32
ГОМОГЕННІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	34
<i>Частина I. Кількісні характеристики йонізації електролітів у розчині</i>	35
<i>Частина II. Фактори, що впливають на електролітичну дисоціацію</i>	37
ГЕТЕРОГЕННІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. КОНСТАНТА (ДОБУТОК) РОЗЧИННОСТІ	39
ЙОНООБМІННІ РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	41
КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	43
<i>Частина I. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках</i>	44
<i>Частина II. Номенклатура та властивості комплексних сполук</i>	45
РЕАКЦІЇ ІЗ ЗМІНОЮ СТУПЕНІВ ОКИСНЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ	47
<i>Частина I. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій</i>	48
<i>Частина II. Напрявленість окисно-відновних реакцій</i>	49
Додатки	52
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	66

Передмова

У підготовці фахівця-хіміка – науковця, викладача та вчителя – винятково важлива роль належить курсу загальної хімії, з якого розпочинається та закінчується вивчення хімічних дисциплін на природничих спеціальностях закладів вищої освіти. Зміст курсу в цілому спирається на знання з хімії, фізики, математики в обсязі програми загальноосвітньої школи. Під час опанування цього курсу у студентів розвивається критичне мислення, здатність аналізувати явища, формується світогляд, розширюються і поглиблюються наукові уявлення про матерію, будову атому, природу хімічного зв'язку, періодичність властивостей, закономірності перебігу хімічних процесів.

Методичні рекомендації до лабораторних занять з курсу загальної хімії адресовані студентам, що навчаються за освітньо-професійними програмами 014 Середня освіта (хімія) та 102 Хімія і спрямовані на допомогу при підготовці до виконання відповідних робіт, кращому засвоєнню теоретичних основ цієї навчальної дисципліни. Рекомендації містять запитання та завдання для самостійної підготовки студентів при вивченні окремих тем, опис порядку виконання лабораторних робіт чи дослідів, оформлення їх результатів, список рекомендованої літератури та додатки з довідниковою інформацією.

РОЗРАХУНКИ ЗА ФОРМУЛАМИ

Треба вміти: Оперувати міжнародно прийнятими поняттями та одиницями маси та кількості речовини. Вільно користуватися хімічною символікою та володіти сучасною номенклатурою неорганічних речовин. Встановлювати емпіричну (найпростішу) та молекулярну формули хімічних сполук.

Запитання та задачі

1. Що таке хімічна формула? Які дані можна одержати на її основі?
2. Що відображає молекулярна формула? Чим вона відрізняється від емпіричної?
3. Що виражає структурна формула? Для якого агрегатного стану речовини вона придатна і чому? Чим відрізняється від графічної формули?
4. Вивести емпіричну та молекулярну формули речовини, яка містить 92,25% Карбону та 7,75% Гідрогену. Густина її пари за повітрям 0,898.
5. Визначити формулу речовини, до складу якої входять Гідроген, Карбон, Оксиген та Нітроген у співвідношенні 1:3:4:7 (за масою).
6. Визначте масову частку кристалізаційної води у Барій хлориді дигідраті $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
7. Зразок природного мінералу хроміту містить $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ ($\omega\%=94\%$) та $\text{Mg}(\text{CrO}_2)_2$ ($\omega\%=6\%$). Визначте масу хрому, яка міститься у хроміті масою 500 кг.
8. Склад оксиду деякого металу може бути поданий найпростішою формулою Me_2O_3 . Відомо, що оксид масою 76,5 г містить метал масою 40,5 г. Який метал утворює цей оксид?
9. Встановіть формулу природного мінералу карналіту $x\text{KCl} \cdot y\text{MgCl}_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$, якщо при прожарюванні 5,55 г його маса зменшилася на 2,16 г, а при прожарюванні осаду, отриманого дією лугу на розчин, що містить 5,55 г карналіту, зменшення маси становило 0,36 г.
10. Натрій утворює з елементами X і Y сполуки NaXY_2 та $\text{Na}_2\text{X}_4\text{Y}_7$. Масова частка Натрію в NaXY_2 становить 34,8%, а в $\text{Na}_2\text{X}_4\text{Y}_7$ – 22,8%. Визначте, що за елементи X та Y входять до складу вказаних сполук із Натрієм.

РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ

Треба вміти: Користуючись законами стехіометрії записувати рівняння хімічних реакцій та здійснювати кількісні розрахунки за ними.

Запитання та задачі

1. Яка різниця між фазовими та хімічними перетвореннями?
2. Що розуміють під стехіометричною реакцією?
3. Дати характеристику різним типам складних хімічних реакцій (паралельні, послідовні, спряжені, ланцюгові).
4. Оборотний чи необоротний характер мають більшість хімічних реакцій?
5. Залізо може бути отримане відновленням Fe_2O_3 алюмінієм. Яку масу оксиду та алюмінію треба взяти для одержання заліза масою 140 г?
6. При пропусканні дигідрогенсульфіду об'ємом 2,8 л (н.у.) крізь надлишок розчину Купрум(+2) сульфату утворився осад масою 11,4 г. Визначте масову частку виходу продукту реакції.
7. Пісок масою 2 кг сплавляли із надлишком Калій гідроксиду, отримавши при цьому Калій силікат масою 3,82 кг. Визначте масову частку виходу продукту реакції, якщо масова частка SiO_2 у піску складає 90%.
8. При згоранні технічної сірки масою 10 г виділився газ, який пропустили крізь надлишок розчину Натрій гідроксиду. До реакції вступили 24 г лугу. Визначте масову частку сірки у технічному продукті.
9. Є суміш звичайної та важкої води. Визначте масову частку важкої води, якщо масова частка Оксигену у суміші становить 86%.
10. Зразок суміші Калій йодиду та Калій броміду масою 2,85 г розчинили у воді. Крізь розчин пропустили надлишок хлору. Розчин упарили досуха та прожарили. В залишку отримали сіль, при взаємодії якої з розчином AgNO_3 утворився осад масою 2,87 г. Визначте масову частку KBr у вихідній суміші.

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН

Найважливіші поняття: Відносна молекулярна (M_r) та молярна (M) маса речовини. Особливості газуватого стану речовини. Основні газові закони (Бойля – Маріотта, Гей-Люсака, об'ємних співвідношень та закон Авогадро). Рівняння стану ідеального газу Клапейрона – Менделєєва. Закон парціальних тисків Дальтона. Нормальні умови для газів. Відносна густина газів. Реальні гази і відхилення їх властивостей від властивостей ідеального газу.

Треба вміти: 1. Використовувати газові закони для вирішення задач, що вимагають розрахунку параметрів газового стану. 2. Обчислювати відносну молекулярну масу речовини при відомому об'ємі даної маси газу. 3. Визначати масу та об'єм газу при даній температурі і тиску для встановлення його відносної молекулярної маси. 4. Визначати парціальний тиск газу, зібраного над водою.

Дослід 1. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ КИСНЮ

Для визначення молекулярної маси кисню користуються приладом, зображеним на рис.1.

У суху пробірку 4 насипати близько 0,7–0,9 г кристалічного KMnO_4 (або ретельно перемішаної суміші сухих 0,2–0,3 г KClO_3 та 0,05–0,1 г MnO_2). Пробірку із вмістом зважити на терезах з точністю до $\pm 0,005$ г. Потім з'єднати її з приладом та перевірити останній на герметичність (як?). Після цього привести тиск всередині приладу до атмосферного шляхом вирівнювання рівнів води у бюретці 3 та резервуарі 2.

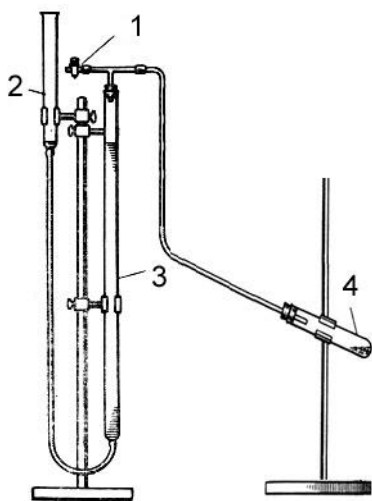


Рис. 1 – Прилад для визначення молекулярної маси кисню

При закритому вентилі 1 розпочати розкладання солі, повільно нагріваючи пробірку 4 слабким полум'ям газового пальника. При цьому реакція розкладення повинна протікати з помірною інтенсивністю. По виділенню ≥ 40 мл газу, об'єм якого контролюють за поділками бюретки, припинити нагрівання, дати приладу охолонути до кімнатної температури, після чого знову привести тиск всередині приладу до атмосферного.

Визначити об'єм отриманого кисню, який дорівнює об'єму витісненої із бюретки води (за умов проведення досліду). Зважити з необхідною точністю пробірку із сухим залишком та визначити масу кисню як різницю маси пробірки із сумішшю до та після досліду. Використовуючи числове значення тиску насиченої водяної пари при температурі досліду (див. додаток 3) знайти тиск кисню у приладі.

Порядок запису результатів

1. Маса пробірки із вмістом до нагрівання
2. Маса пробірки із вмістом після нагрівання
3. Маса кисню, що виділився
4. Об'єм кисню, що виділився в умовах досліду
5. Об'єм кисню, зведений до нормальних умов

6. Температура повітря в лабораторії
7. Атмосферний тиск
8. Тиск водяної пари при температурі досліду
9. Тиск кисню у бюретці

За допомогою рівняння Клапейрона–Менделєєва та виходячи з отриманих експериментальних даних обчислити молекулярну масу кисню, а також абсолютну та відносну похибку експерименту.

Дослід 2. Визначення молекулярної маси Карбон(+4) оксиду

Карбон(+4) оксид, що отримується у апараті Кіппа 1 дією 10%-ної хлоридної кислоти на мармур (рис. 2), пропускають крізь промивні склянки з водою 2 та концентрованою сульфатною кислотою 3. Для роботи потрібний очищений сухий газ.

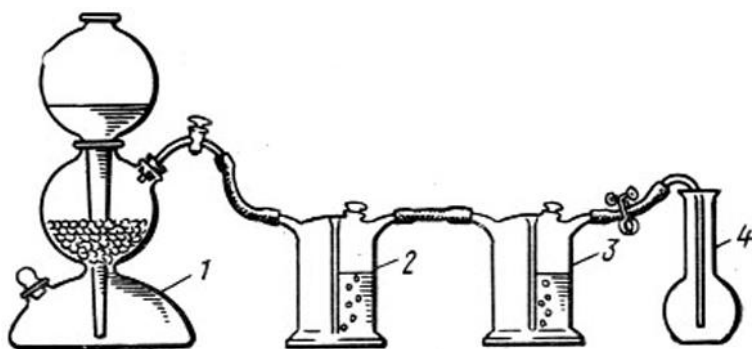


Рис. 2 – Прилад для отримання Карбон(+4) оксиду

Дослід виконувати у такій послідовності.

1. Суху та чисту колбу 4 щільно закрити гумовою пробкою.
2. Нижній рівень пробки у горлі колби відмічають спеціальним олівцем для написів на склі (склографом).

3. Зважують колбу, закриту пробкою, на технохімічних терезах з точністю до $\pm 0,01$ г.

Відкрити пробку, занурити у колбу до дна газовідвідну трубку від апарату Кіппа і протягом 3-5 хв. пропускати CO_2 . По заповненню колби Карбон(+4) оксидом (як це визначити?) вийняти газовідвідну трубку, закрити отвір колби пробкою (пробка повинна входити до мітки) та закрити кран апарата Кіппа. Зважити колбу з отриманим газом на технохімічних терезах.

Операцію заповнення колби газом і наступного зважування повторюють до тих пір, доки результати зважування стануть

незмінними, або будуть відрізнятися не більше, ніж на $\pm 0,01$ г. Враховувати результат останнього зважування.

Виміряти об'єм Карбон(+4) оксиду за умов досліду. Для цього заповнити колбу водою до мітки та вилити воду у мірний циліндр. Відзначити температуру повітря у лабораторії та показання барометру. Знайдений об'єм газу у колбі звести до нормальних умов.

Далі обчислити масу повітря у колбі, враховуючи, що маса 1 л повітря за н.у. дорівнює 1,293 г. Знайти масу пустої колби (без повітря). Визначити істинну масу CO_2 в об'ємі колби. На основі отриманих результатів обчислити густину Карбон(+4) оксиду за повітрям та знайти його молекулярну масу.

Порядок запису результатів

1. Маса колби з пробкою та повітрям
2. Маса колби з пробкою та CO_2
3. Об'єм колби
4. Температура проведення досліду
5. Атмосферний тиск
6. Об'єм повітря у колбі за н.у.
7. Маса повітря в об'ємі колби
8. Маса CO_2 в об'ємі колби
9. Молекулярна маса CO_2

Отриманий результат порівняти з теоретичним значенням величини молекулярної маси CO_2 (згідно хімічної формули), та знайти абсолютну і відносну похибки експерименту.

Дослід 3. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ АМОНІАКУ

Чистий та сухий відрізок скляної трубки $\approx 7 \times 200$ мм закріпити у горизонтальному положенні. До кожного з двох отворів вкласти по ватному тампону на ≈ 1 см довжини трубки. Потім одночасно за допомогою крапельної піпетки нанести на один із тампонів 3 краплі концентрованого водного розчину аміаку, а на інший – таку ж кількість концентрованого розчину хлоридної кислоти. Ввімкнути секундомір та відзначити час появи білого кільця солі, яка утворюється за реакцією:



Виміряти відстань у міліметрах, на яку продифундував кожний із газів до сполучення.

Розрахунок виконати таким чином: обчислити швидкість дифузії (у мм/хв.) амоніаку та гідрогенхлориду. Швидкість дифузії газів обернено пропорційна кореню квадратному із молекулярної маси, а звідси:

$$\frac{v_{\text{диф}}(\text{NH}_3)}{v_{\text{диф}}(\text{HCl})} = \frac{\sqrt{M_{\text{HCl}}}}{\sqrt{M_{\text{NH}_3}}}.$$

Приймаючи, що $M_{\text{HCl}} = 36,5$ г/моль, обчисліть молекулярну масу амоніаку із отриманих експериментальних даних. Оцініть абсолютну та відносну похибку вимірювань.

Запитання та задачі

1. Що називається відносною густиною газу?
2. Як перейти від відносної густини газу за киснем до відносної густини газу за воднем?
3. Як довести, що молекула кисню складається із двох атомів?
4. При розкладенні Калій хлорату виділилося 0,37 г кисню, який при 25°C і 100 кПа займав об'єм 300 мл. Кисень збирали над водою. Обчисліть: а) масу 1 л кисню; б) густину кисню за воднем; в) молекулярну масу кисню.
5. Змішані рівні за масою кількості газів: водню, азоту та метану. Обчисліть масу 1 л цієї суміші за нормальних умов.
6. Об'єм газу дорівнює 250 мл при 250°C і тиску 101,325 кПа. Чому буде дорівнювати об'єм цього газу при 398 К та незмінному тиску?
7. Звести об'єм газу до нормальних умов, якщо відомо, що при 27°C та 120 кПа його об'єм дорівнює 900 л.
8. Із досліду знайдено, що газ, зібраний над водою при 25°C, має об'єм 600 мл при атмосферному тиску 97,325 кПа. Обчисліть, чому дорівнює об'єм сухого газу за нормальних умов.
9. Чому дорівнює тиск 10 л газу при 30°C, якщо цей газ у об'ємі 5 л при 27°C чинив тиск 98,66 кПа?
10. У сталюму балоні ємністю 20 л знаходиться кисень під тиском у 12 МПа при температурі 17°C. Обчисліть масу кисню у балоні.

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛІВ

Найважливіші поняття: Еквівалент речовини. Фактор еквівалентності та еквівалентне число. Закон еквівалентів. Молярна маса еквіваленту та молярний об'єм еквіваленту.

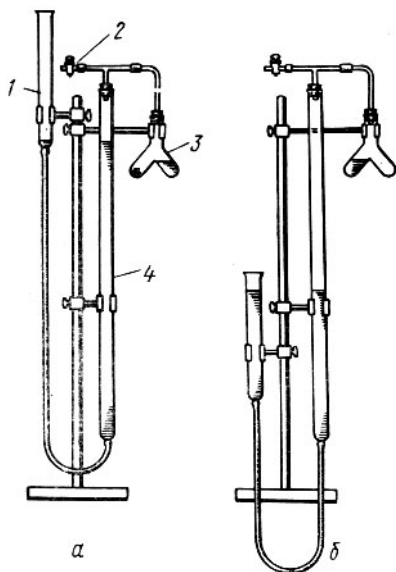


Рис. 3 – Прилад для визначення еквівалентів металів:

*а – на початку досліду;
б – в кінці досліду*

Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металів складається із бюретки 4, об'ємом до 50 мл, відкритої трубки або лійки 1, що виконує функцію зрівнювальної посудини, скляного трійника з краном 2 (або трипрохідного крану), та двоколінної пробірки (посудина Ландольта) 3 (рис. 3).

Порядок виконання роботи.

Розрахувати наважку металу, яку необхідно взяти для витіснення ≈ 40 мл водню. Зважити її на аналітичних терезах з точністю до 0,001 г та помістити в одне із колін пробірки 3. Подвоєну кількість розчину кислоти порівняно з обчисленою помістити до другого коліна пробірки 3.

Перевірити прилад на герметичність.

Для цього необхідно щільно вставити пробки, закрити кран та опустити зрівнювальну трубку на 10÷15 см. Якщо прилад герметичний, то рівень води у бюретці дещо знизиться, а потім залишиться без змін. У протилежному випадку – встановити причину негерметичності та усунути її.

Привести тиск у бюретці до атмосферного (вода у бюретці та у зрівнювальній посудині повинна бути на одному рівні, причому у бюретці – на нульовій позначці).

Перелити розчин кислоти у коліно пробірки, де знаходиться метал, та спостерігати за перебігом досліду, періодично опускаючи зрівнювальну посудину, щоб рівні води в ній та бюретці були однаковими. По закінченню реакції (як це визначити?) дати пробірці охолонути до кімнатної температури,

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

після чого привести тиск до атмосферного та за поділками бюретки відрахувати об'єм водню, що виділився.

Відзначити температуру, атмосферний тиск, тиск водяної пари за умов проведення досліду.

Порядок запису результатів

1. Об'єм водню, що виділився внаслідок реакції за умов проведення досліду
2. Парціальний тиск водню (різниця між значеннями атмосферного тиску та тиску водяної пари)
3. Об'єм водню, зведений до нормальних умов
4. Маса водню, що виділився, та молярна маса еквіваленту металу

За отриманими експериментальними даними обчислити молярну масу еквівалента металу, а також абсолютну та відносну похибку експерименту. Зробити аналіз причин похибки.

Запитання та задачі

1. Якими методами можна визначити молярну масу еквіваленту металу (пояснити на прикладі магнію)?
2. Що таке фактор еквівалентності та як він пов'язаний із еквівалентним числом?
3. У яких випадках молярна маса атомів збігається з молярною масою еквіваленту?
4. Як виразити значення молярної маси еквівалента речовини через її молярну масу в реакціях обміну (для кислот, основ, солей) і в окисно-відновних реакціях?
5. Обчисліть атомну масу елемента, якщо в молекулі його оксиду атомне співвідношення $E/O=2/3$, а вміст Оксигену в оксиді складає 30%.
6. На спалювання 1 г металу необхідно 462 мл кисню за нормальних умов. Знайдіть молярну масу еквівалента цього металу.
7. Визначити молярну масу еквівалента Індію, якщо для виділення 2 г металу крізь розчин його солі пропустили 5042 Кл електрики.
8. Який об'єм водню, взятого при 32°C та 145 кПа, необхідний на відновлення 112 г оксиду металу, що містить 71,43% металу? Яка молярна маса еквіваленту металу?
9. Знайти молярну масу еквівалента металу, якщо при електролізі розчину солі цього металу струмом у 2 А протягом 2 с виділяється 8,164 мг металу?
10. Скільки водню за н.у. виділиться при взаємодії з кислотою 5 г металу, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 20 г/моль?

БУДОВА АТОМА

Найважливіші поняття. Ядерна модель атома. Протони, нейтрони, електрони. Основні положення квантової механіки. Квантування енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Принцип невизначеності. Хвильова функція, атомна орбіталь. Ймовірність та густина ймовірності. Квантові числа.

Треба вміти. 1. Використовувати уявлення про квантування енергії для пояснення походження лінійчатих спектрів. 2. Обчислювати енергію переходу електрону в атомі і пояснювати походження ліній в спектрі водню. 3. Характеризувати енергетичний стан електрона в атомі набором квантових чисел та записувати його формулою, використовуючи літерне позначення орбітального квантового числа. 4. Пояснювати фізичний зміст хвильової функції електрона, понять «орбіталь», «електронна густина», «густина ймовірності». 5. Графічно зображувати радіальний розподіл електронної густини і форму орбіталей.

Частина I. Розвиток уявлень про будову атомів.

Квантово-механічна модель атому

Дослід 1. СПОСТЕРЕЖЕННЯ СПЕКТРУ ВИПРОМІНЮВАННЯ АТОМІВ ВОДНЮ (ГЕЛІЮ, НЕОНУ)

Розрядну трубку, заповнену відповідним газом, закріпіть у штативі у вертикальному положенні і приєднайте до кінців вторинної обмотки індукційної котушки. Встановіть спектроскоп таким чином, щоб його щілина знаходилася на невеликій відстані від розрядної трубки та була зорієнтована паралельно капіляру трубки. Індукційну котушку приєднайте до джерела постійного струму та ввімкніть струм. Розгляньте через спектроскоп випромінювання газу розрядної трубки. Поясніть відмінність спектрів.

Дослід 2. СПОСТЕРЕЖЕННЯ ВИДИМОЇ ЧАСТИНИ СПЕКТРУ АТОМІВ НАТРІЮ

Розгляньте через спектроскоп безбарвне полум'я газового пальника. Нагрійте на полум'ї пальника скловуглецеву пластинку з кристалами Натрій хлориду. Поясніть забарвлення полум'я у жовтий колір та появу у спектрі яскраво-жовтої лінії.

Дослід 3. СПОСТЕРЕЖЕННЯ СПЕКТРУ ПОГЛИНАННЯ АТОМІВ

За допомогою спектроскопу розгляньте спектр випромінювання звичайної електричної лампи розжарювання. Між лампою та щілиною спектроскопа помістіть пальник, у полум'я якого внесіть скловуглецеву пластинку з кристалами Натрій хлориду (пластинку закріпіть у штативі). Поясніть відмінність спектрів.

Запитання і задачі

1. Які наукові відкриття сприяли створенню теорії будови атому?
2. Які факти свідчать про складну будову атому?
3. Охарактеризувати: а) катодні промені; б) рентгенівські промені; в) α -, β -, γ -промені.
4. Чому спектр Гідрогену складається з окремих ліній? Про що це свідчить? З чим пов'язана тенденція до зближення ліній у спектрі?
5. Відмінності моделей атому Гідрогену, запропоновані Томсоном та Резерфордом. У чому модель атому Резерфорда не узгоджується з уявленнями класичної механіки?
6. У чому полягає значення відкриття Мозлі?
7. Що таке квантування енергії та якому закону воно підлягає?
8. В чому полягає зміст постулатів Бора? Як на основі теорії бора пояснити формулу Мозлі? Недоліки теорії будови атома Бора – Зоммерфельда?
9. Суть корпускулярно-хвильового дуалізму.
10. У чому полягає принцип невизначеності Гейзенберга? Чому він не поширюється на макротіла?
11. До якої неточності призводить визначення координати електрона, що рухається зі швидкістю $1,1 \times 10^6$ м/с, виміряне з похибкою в 1%? Порівняти неточність з розмірами атома.
15. Які умови регулярності накладаються на розв'язок рівняння Шредінгера? У чому полягає їх фізичний зміст? Які складові має хвильова функція? Від чого вони залежать і що характеризують?
16. Які значення головного квантового числа електрону атома Гідрогену, якщо енергія електрона відповідно дорівнює $-3,4$, $-13,6$, $-0,85$ еВ?
17. У чому виявляється квантування енергії для атому Гідрогену: а) у моделі Бора; б) в інтерпретації моделі де Бройлем; в) у рівнянні Шредінгера?
18. Експериментально встановлено, що у спектрі випромінювання атомів Натрію найбільшу інтенсивність має лінія, що відповідає випромінюванню

- з довжиною хвилі 589,2 нм. Яке забарвлення має це випромінювання та яка його енергія?
19. Обчисліть, з якою швидкістю повинні рухатись електрон, нейтрон та частинка масою 1 г, щоб відповідна довжина хвилі де Бройля складала 0,1 нм.
20. Сформулюйте правила, якими визначається число орбіталей і електронів конкретного електронного шару. Яка максимальна ємність електронних шарів K , L , M , N ? Вкажіть число орбіталей, що характеризуються такими значеннями орбітального квантового числа: 2, 1, 0. Чи залежить число орбіталей з даним значенням l від номеру квантового шару? Яке число електронів може знаходитись в енергетичних станах $2s$, $3p$, $3d$, $5f$?
21. Охарактеризуйте $1s$ -стан гідрогеноподібного атому за допомогою наступних уявлень: 1) електронна хмарина; 2) гранична поверхня; 3) радіальна хвильова функція; 4) радіальний розподіл густини ймовірності знаходження електрона в атомі. За допомогою цих же уявлень дайте характеристику $2p$ -стану електрона.
22. Опишіть форму орбіталі, що характеризується квантовими числами: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 0, \pm 1, \pm 2$; $n = 3$, $l = 1$, $m_l = 0, \pm 1$. Наведіть символи орбіталей.
23. Охарактеризуйте набором квантових чисел кожен із таких орбіталей: $1s$, $2p$, $3d$.
24. За яких значень n електрон має найбільшу та найменшу енергію? Коли енергія зв'язку електрону з ядром найбільша та найменша? Пояснити зміст значень $n=0$ і $n=\infty$.
25. Що таке спін-орбітальна взаємодія та спін-орбіталь?

Частина II. Будова багатоелектронних атомів. Атомні ядра

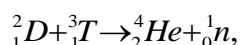
Запитання і задачі

- Від яких сил залежить будова багато електронних атомів? Чому для характеристики стану електрону в багатоелектронному атомі недостатньо тільки числа n ?
- Чому в атомі Гідрогену орбіталі $4s$, $4p$, $4d$ і $4f$ мають однакову енергію, а в багатоелектронних – різну?
- З якими принципами формуються електронні оболонки атомів?
- Як за принципом Паулі розрахувати кількість електронів на атомній орбіталі, електронному підрівні та рівні?
- У чому полягає правило Гунда і яку роль воно відіграє при визначенні електронних конфігурацій атомів?
- У чому суть правила заповнення електронних орбіталей ($n + l$, n)?
- Що розуміють під «провалом» електрона?
- Зобразити електронні конфігурації атомів Броду та Молібдену, користуючись формулами Льюїса; енергетичними рівнями; електронними

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

формулами з урахуванням послідовності заповнення рівнів; квантовими комірками.

9. Як збудовані атомні ядра? Що таке ізотопи, ізобари та ізотони?
10. Як можна пояснити існування ізотопів і нуклідів, яка між ними різниця?
11. Дати визначення нуклонного числа та дефекту маси.
12. Дати характеристику моделі оболонкової структури ядер. Як пов'язані властивості ядер із магічними числами?
13. Що таке енергія зв'язку ядра? Про що вона свідчить? Визначити енергію зв'язку ядра Берилію відносно атома, моля та нуклона.
14. Чому відбуваються радіоактивні перетворення? У чому полягає зміст закону радіоактивності?
15. Що називають періодом напіврозпаду радіоактивного елементу?
16. Дати характеристику відомих видів радіоактивного розпаду. Чим відрізняється поділ ядер від радіоактивного розпаду?
17. Який період піврозпаду елемента, якщо константа його розпаду $\lambda = 1,4 \times 10^{-11} \text{ с}^{-1}$?
18. Який об'єм гелію можна одержати в результаті розпаду 1 г радію?
19. У чому полягає зміст закону Содді–Фаянса? Що таке радіоактивні ряди?
20. Скласти рівняння кожного із таких процесів: а) випускання α -частинки ізотопом ${}^{226}_{88}\text{Ra}$; б) випускання електрона ізотопом ${}^{35}_{16}\text{S}$; в) випускання позитрона ізотопом ${}^{120}_{51}\text{Sb}$; г) електронне захоплення ізотопом ${}^7_4\text{Be}$.
21. Обчислити енергію реакції між ядрами ізотопів Гідрогену – Дейтерію та Тритію



яка лежить в основі механізму вибуху водневої бомби.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПЕРІОДИЧНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Найважливіші поняття: Періодичний закон. Електронні структури атомів. Ефективний заряд ядра. Структура періодичної системи хімічних елементів. Періодичність властивостей. Енергія йонізації. Спорідненість до електрону. Електронегативність. Вторинна періодичність. Внутрішня періодичність.

Треба вміти: 1. Використовувати періодичну систему для визначення електронних конфігурацій атомів елементів. 2. Записувати за допомогою формул електронну конфігурацію та зображувати наближену енергетичну діаграму орбіталей атомів елементів даної групи. 3. Пояснювати закономірності у змінах радіусів та енергій йонізації атомів у періодах і групах періодичної системи.

Запитання та задачі

1. Охарактеризувати етапи розвитку знань про елементи. Перші спроби систематики хімічних елементів.
2. Сформулювати періодичний закон за Д. І. Менделєєвим. Що прийняв Д. І. Менделєєв за основу систематики елементів?
3. Що таке: а) атомні властивості елемента? б) ядерна періодичність?
4. Навести сучасне формулювання періодичного закону.
5. Сформулюйте правила, якими визначається порядок заповнення електронами орбіталей атома. Наведіть електронні конфігурації незбуджених атомів K, Mn, Zn, Br та йонів Ba^{2+} , Fe^{3+} , Hf^{4+} .
6. За даними додатку 4 побудуйте графік залежності орбітального радіусу атомів від порядкового номеру елементів II та III періодів періодичної системи хімічних елементів (на координатному папері або із застосуванням довільного програмного комплексу). Поясніть хід кривих.
7. Побудуйте графік залежності $E_i=f(Z)$ для елементів II і III періодів періодичної системи елементів за даними додатку 5. Поясніть хід кривої. Порівняйте значення споріднення до електрону атомів Нітрогену та Оксигену. Який із цих

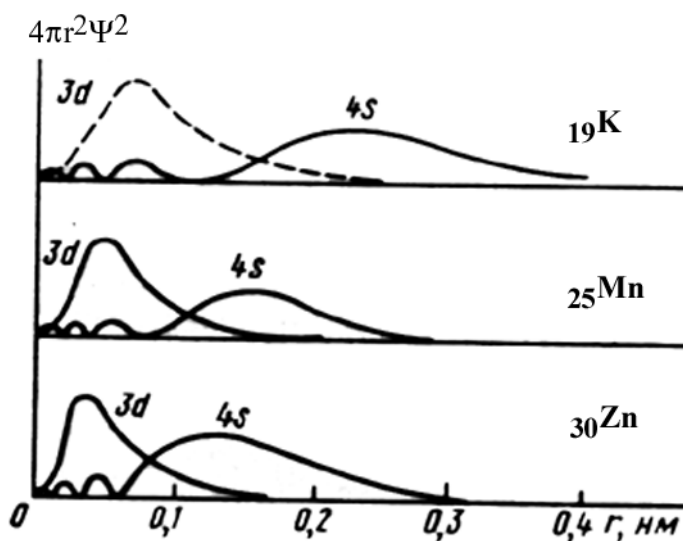


Рис. 4 – Радіальний розподіл густини ймовірності знаходження електрону в атомі Калію, Мангану та Цинку

атомів має більшу спорідненість до електрону і чим це пояснюється?

8. Виходячи із даних додатку 5 побудуйте графік залежності першої енергії йонізації атомів s-елементів I групи періодичної системи від їх атомного номера. Поясніть хід кривої.

9. Наведіть значення першої енергії йонізації атомів Калію, Мангану та Цинку та їх орбітальні радіуси. Як впливає розподілення електронної густини в атомі (рис. 4) на характер зміни атомного радіуса у ряді K–Mn–Zn? Який характер зміни значень першої енергії йонізації у ряді K–Mn–Zn і чим це пояснюється?

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

10. Наведіть електронні конфігурації атомів елементів IV групи в основному стані. Як поділ на підгрупи для елементів окремої групи Періодичної системи відповідає будові їх атомів?
11. Дайте характеристику ефекту екранування заряду ядра та ефекту проникнення електронів до ядра.
12. Назвіть види аналогій між елементами. Охарактеризуйте кожну з них. Які елементи називають повними (неповними) електронними аналогами?
13. Що таке кайносиметричні орбіталі? Який вид аналогії пов'язаний із кайносиметрією?
14. У чому полягає зірковість періодичної системи?
15. Охарактеризуйте періодичність зміни фізичних та хімічних властивостей простих речовин.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ТЕОРІЯ МОЛЕКУЛЯРНИХ ОРБІТАЛЕЙ

Найважливіші поняття. Природа хімічного зв'язку. Зв'язувальна та розслаблювальна області у молекулярному йоні H_2^+ . Молекулярні орбіталі. Перекривання атомних орбіталей. Зв'язувальна орбіталь. Антизв'язувальна (розслаблювальна) орбіталь; σ - та π -орбіталі. Порядок, довжина, енергія зв'язку. Крива повної енергії для молекули.

Треба вміти. 1. Пояснювати природу хімічного зв'язку і виділення енергії при утворенні молекул із атомів. 2. Графічно здійснювати лінійну комбінацію атомних орбіталей та описувати утворення із атомних зв'язувальних, розслаблювальних та незв'язувальних σ - і π - молекулярних орбіталей. 3. Будувати енергетичні діаграми молекулярних орбіталей для двоатомних молекул та молекулярних йонів, які утворені елементами малих періодів періодичної системи. 4. За характером заповнення електронами орбіталей визначати порядок зв'язку у молекулі; встановлювати залежність між порядком зв'язку та енергією зв'язку, його довжиною; розрізняти пара- та діамангнітні молекули.

Запитання та задачі

1. Сформулюйте основні положення теорії молекулярних орбіталей та методу ЛКАО–МО.
2. Як виходячи із будови атомів, що утворюють молекулу, визначити число, форму і енергію молекулярних орбіталей?

- Покажіть способи перекривання при поєднанні $s-s$, $p-p$, $s-p$, $p-d$, $d-d$ -орбіталей. Відзначте випадки, які за умовами симетрії ведуть до перекривання: а) додатного, від'ємного, нульового; б) σ -, π -, δ -типу.
 - Користуючись методом ЛКАО–МО визначте число і форму орбіталей молекул F_2 та N_2 . Складіть наближену енергетичну діаграму енергетичних рівнів молекул та наведіть їх електронну конфігурацію. Як впливає енергетична близькість $2s$ - та $2p$ -орбіталей атомів на відносне розміщення молекулярних орбіталей σ - та π -типу на енергетичній діаграмі гомоядерних двоатомних молекул. Визначте порядок зв'язку у молекулах F_2 та N_2 . Як порядок зв'язку впливає на його енергію та довжину?
 - Який характер зміни енергії дисоціації та між'ядерної відстані при переході: а) від N_2 до N_2^+ та N_2^- ; б) від O_2 до O_2^+ та O_2^- ? Поясніть характер зміни енергії дисоціації в указаних системах.
 - За методом ЛКАО–МО визначте число та форму орбіталей молекули гідрогенфлуориду. Побудуйте наближену діаграму енергетичних рівнів молекули та наведіть її електронну конфігурацію. Енергії орбіталей атомів Гідрогену та Флуору:

	1s (H)	1s (F)	2s (F)	2p (F)
E, eV	-13,6	-1000	-40	-17,4
- Які із комбінацій атомних орбіталей енергетично найбільш прийнятні для утворення молекулярних орбіталей? При якому поєднанні атомних орбіталей утворюються зв'язувальні, незв'язувальні та розслаблювальні молекулярні орбіталі? Поясніть полярність молекули HF ($\mu=0,64 \times 10^{-29}$ Кл·м, $\delta_F=0,4-$).
- Поясніть будову лінійної молекули BeH_2 . Чому між'ядерні відстані $Be-H$ у молекулі однакові? Як узгоджується розподіл валентних електронів за орбіталями молекули з позитивним ефективним зарядом на атомі Берилію та негативним – на атомі Гідрогену?
 - Як можна пояснити високе значення середньої енергії ($E_{CO}=803$ кДж/моль) зв'язку $C-O$ і відносно невелику між'ядерну відстань ($d_{CO}=0,116$ нм) у молекулі CO_2 ? Чому у цій молекулі зв'язок полярний, а сама молекула неполярна?
 - Чому молекула BH_3 , на відміну від BF_3 , нестійка?

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ТЕОРІЯ ВАЛЕНТНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

Найважливіші поняття. Двохцентрові двоелектронні зв'язки. Механізми утворення зв'язків. Донорно-акцепторна взаємодія. Ступінь окиснення і координаційне число центрального атому. Модель відштовхування валентних локалізованих електронних пар. Відштовхування електронних пар і просторова конфігурація молекули. Валентні кути. Модель гібридизації

орбіталей центрального атому молекули (комплексу). Гібридизація валентних орбіталей центрального атому і просторова конфігурація молекул. Прості та кратні зв'язки. Будова молекул і електричний момент диполя.

Треба вміти: 1. По типу перекривання атомних орбіталей розрізняти σ -, π - та δ -зв'язки. 2. Оцінювати порядок зв'язку по числу σ - та π -зв'язків. 3. Визначати ступінь окиснення елементів за формулою речовини. 4. Розрізняти поняття ступеня окиснення і координаційного числа. 5. По формулах найпростіших молекул визначати число σ -зв'язуючих та незв'язуючих електронних пар центрального атому і, застосовуючи теорію відштовхування електронних пар, визначати просторову конфігурацію молекул типу AB_3 , AB_2E , AB_4 , AB_3E , AB_2E_2 та ін. 6. Визначати наявність чи відсутність електричного моменту диполя у молекули. 7. Застосовувати теорію гібридизації орбіталей центрального атому для описання геометричної будови молекул.

Запитання та задачі

1. Сформулюйте основні положення теорії валентних зв'язків. Вкажіть число локалізованих електронних пар центрального атому і механізми їх утворення в таких молекулах та йонах: BeH_2 , NH_4^+ , BH_4^- .
2. Сформулюйте поняття ступеня окиснення. Визначте ступені окиснення елементів у таких сполуках: $KMnO_4$, K_2MnO_4 , K_2MnO_3 , MnO_2 , $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $K_3[FeF_6]$, $K[Al(OH)_4]$.
3. Порівняйте значення ступеню окиснення та координаційного числа центрального атому таких сполук: CO_2 , NH_4^+ , BF_4^- , NF_4^+ , BH_3 , BF_4^- , N_2 .
4. Приведіть формули тетраедричних оксоаніонів EO_4^{n-} Хлору (+7), Сульфуру (+6), Фосфору (+5), Силіцію (+4), Мангану (+7), Мангану (+6), Мангану (+4), Хрому (+6), Феруму (+6).
5. Основні положення теорії локалізованих електронних пар для пояснення просторової конфігурації молекули. Яке просторове розміщення навколо центрального атому молекули двох, трьох, чотирьох, п'яти та шести електронних пар?
6. Порівняйте значення валентних кутів молекул і поясніть характер їх зміни у ряду CH_4 ($109,5^\circ$) – H_3N ($107,3^\circ$) – H_2O ($104,5^\circ$).
7. Поясніть різницю валентних кутів для наступних пар молекул: OF_2 (103°) і H_2O ($104,5^\circ$); NF_3 (102°) і H_3N ($107,3^\circ$).
8. Експериментально встановлено, що молекула BF_3 має трикутну форму, а комплексний йон BF_4^- – тетраедричну будову. Довжина зв'язку B–F у BF_3 менша (0,129 нм), ніж у BF_4^- (0,143 нм). Поясніть ці дані.
9. Поясніть різницю структур молекул BCl_3 , NCl_3 і $BrCl_3$. Які з цих молекул володіють електричним моментом диполя?
10. Характеристика та властивості йонного зв'язку.

11. Особливості металічного зв'язку.
12. Охарактеризуйте відомі види міжчастинкової взаємодії, розкрийте їх природу та наведіть докази існування ван-дер-ваальсових сил.
13. Водневий зв'язок: механізм утворення, властивості.

БУДОВА ТВЕРДОГО ТІЛА

Найважливіші поняття. Кристали. Типи хімічного зв'язку у кристалах. Йонні, молекулярні, ковалентні, металічні кристали. Зонна теорія. Характерне координаційне число елемента і структура його сполук. Структура сполук та їх стехіометричний склад. Тверді розчини заміщення та вкорінення. Діаграми плавкості.

Треба вміти: 1. Розрізняти характер хімічного зв'язку між структурними одиницями в йонних, атомно-ковалентних, атомно-металічних та молекулярних кристалах. 2. Пояснювати вплив типу хімічного зв'язку на енергію кристалічної ґратки та температуру плавлення чи сублімації речовин. 3. Зображувати поєднання тетраедричних та октаедричних структурних одиниць у ланцюги та шари. 4. Знати будову та назву основних структурних типів. 5. За складом та координаційними числами атомів визначати, чи має речовина острівну, ланцюжкову, шарувату або координаційну структуру. 6. Пояснювати умови утворення твердих розчинів вкорінення та заміщення. 7. Розрізняти та пояснювати діаграми плавкості систем із евтектикою, твердим розчином, хімічною сполукою.

Запитання та задачі

1. Назвіть найхарактерніші ознаки твердих тіл. У чому полягають відмінності між кристалічними та аморфними тілами?
2. Що називають кристалом? Дати визначення анізотропності кристала.
3. Що називають елементарною коміркою кристалічної ґратки?
4. Назвати основні типи кристалічних ґраток та навести приклади речовин до кожного з них.
5. Між'ядерна відстань у молекулі NaCl – 0,236 нм, а в кристалі NaCl – 0,281 нм. Пояснити причину цього явища.
6. Від яких факторів залежить структура йонних кристалів?
7. У чому полягає принципова відмінність властивостей йонного та ковалентного зв'язку? Чому йонна модель зв'язку придатна лише до галогенідів лужних металів?

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

8. Чому елементи з високими ступенями окиснення не утворюють йонних сполук?
9. Які особливості кристалічної структури металів? Які структурні типи характерні для металів?
10. Особливості металічного зв'язку. Яким чином теорія делокалізованих МО при поясненні електронної будови металів приводить до уявлення про зони енергетичних рівнів?
11. Що таке валентна зона, зона провідності та заборонена зона кристалу?
12. Енергія кристалічної ґратки деяких сполук має такі значення (при 25°C):

	NaCl	C _(алмаз)	Cu	H ₂ O	I ₂	CO ₂
$E_{кр}$, кДж/моль	774	715	302	50	42	26

- а) Які із названих речовин мають: 1) молекулярну; 2) йонну; 3) атомну; 4) металічну кристалічну ґратку?
- б) Як впливає тип хімічного зв'язку між частинками на енергію кристалічної ґратки?
- в) Чи існує взаємозв'язок між енергією кристалічної ґратки та теплотою сублімації речовини?
13. Встановіть стехіометричний склад сполук A_nB_m , що побудовані із тетраедричних структурних одиниць типу AB_4 , якщо на утворення місткових зв'язків $A-B-A$ кожний тетраедр поставляє: 1) одну; 2) дві; 3) три; 4) чотири вершини.

ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ТА ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ

Найважливіші поняття. Система. Внутрішня енергія. Робота. Ентальпія. Тепловий ефект реакції. Закон Гесса та наслідки із нього. Стандартний стан. Стандартна ентальпія утворення. Енергія хімічного зв'язку та кристалічної ґратки. Ентальпія гідратації йонів.

Треба вміти. 1. Відрізнати характер зміни ентальпії системи при екзо- та ендотермічних процесах. 2. Розуміти вплив міцності хімічних зв'язків у продуктах реакції та вихідних речовинах на тепловий ефект реакції. 3. Складати ентальпійні діаграми та обчислювати зміну ентальпії процесу користуючись законом Гесса. 4. Обчислювати зміну ентальпії реакції за ентальпіями утворення вихідних та кінцевих продуктів реакції.

Контрольні запитання та завдання

1. Чому хімічні та фазові перетворення супроводжуються виділенням чи поглинанням енергії? Чому в одних випадках енергія виділяється, а в інших поглинається? Які зміни в системі визначають тепловий ефект реакції (фазового перетворення), що протікає відповідно при сталому об'ємі та при сталому тиску?
2. Сформулюйте поняття “ентальпія (теплота) утворення речовини”.
3. Описати фізичний зміст двох виразів першого закону термодинаміки: $\Delta U = Q - A$ та $Q = \Delta U + A$.
4. Користуючись табличними значеннями стандартних теплот утворення, обчисліть тепловий ефект таких реакцій за стандартних умов:
а) $2\text{KClO}_{3(\text{к})} = 2\text{KCl}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$; б) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$; в) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2\text{Al}_{(\text{к})} = \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2\text{Fe}_{(\text{к})}$.
5. Обчисліть питому теплоту згорання газової суміші, яка містить 40% водню та 60% (за об'ємом) метану, користуючись при цьому значеннями теплот згорання метану (-890 кДж/моль) та водню.
6. Обчисліть тепловий ефект реакції нейтралізації між KOH і HCl; CsOH і H_2SO_4 ; NaOH і HNO_3 для дуже розведених розчинів у розрахунок на 1 моль H_2O . Чому теплові ефекти цих реакцій однакові? Чому значення теплот реакцій нейтралізації слабких основ і слабких кислот відрізняються?
7. Обчисліть теплоту утворення Нітроген(+2) оксиду за відомими значеннями енергій дисоціації молекул N_2 , O_2 та NO (див. додаток 8). Порівняйте обчислене значення ΔH_f° NO з табличними даними. Побудуйте ентальпійну діаграму для обчислення теплоти утворення NO.
8. Виходячи із теплот дисоціації H_2 та O_2 і теплоти утворення $\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$ обчислити атомарну теплоту утворення води та середню енергію зв'язку H–O.
9. При згоранні 1 л ацетилену (0°C , 760 мм рт. ст. виділяється 58,2 кДж. Обчисліть $\Delta H^\circ_{\text{утв.}}$ ацетилену.
10. Теплоти згорання етану та етену складають $\Delta H^\circ_{\text{зг.}}(\text{C}_2\text{H}_6) = -1560$ кДж/моль і $\Delta H^\circ_{\text{зг.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = -1411$ кДж/моль. Обчислити ΔH° реакції: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$.

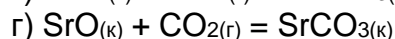
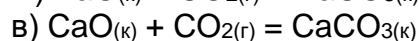
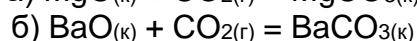
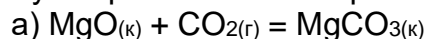
НАПРЯМЛЕНІСТЬ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Найважливіші поняття. Самодовільні процеси. Оборотні процеси. Ентропія та невпорядкованість системи. Ентропійний та ентальпійний фактори і напрямок процесу. Енергія Гіббса і самодовільний перебіг реакцій. Стандартна енергія Гіббса утворення речовин.

Найважливіші поняття. 1. Передбачувати характер зміни ентропії у реакції за її рівнянням та агрегатним станом вихідних речовин та продуктів. 2. Обчислювати зміну ентропії та енергії Гіббса у реакції за стандартними термодинамічними величинами продуктів та вихідних речовин. 3. Визначати вплив температури на напрямленість хімічного процесу, якщо відомі знаки при ΔH та ΔS .

Контрольні запитання та завдання

1. Що розуміють під термодинамічно можливим станом системи?
2. Який зміст другого закону термодинаміки?
3. Перелічити та охарактеризувати фактори, що впливають на перебіг хімічних реакцій.
4. Сформулюйте поняття ентропії як міри безладдя системи. Суть третього закону термодинаміки.
5. Яка різниця між можливою та спонтанною реакціями? Як пояснити, чому реакція $\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$ відбувається спонтанно, хоч і супроводжується зростанням упорядкованості в системі?
6. Обчисліть зміну ентальпії, ентропії та енергії Гіббса для реакції, яка протікає у газовій фазі при 25°C: $\text{NO} + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}_2$. Чи можливе принципове здійснення цієї реакції за стандартних умов? Який фактор – ентальпійний чи ентропійний – визначає знак зміни енергії Гіббса цієї реакції?
7. Обчисліть зміну стандартних ентальпії, ентропії та енергії Гіббса для реакції $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{k}) = \text{NH}_3(\text{r}) + \text{HCl}(\text{r})$. Як впливає температура на напрямок цього процесу?
8. Виходячи із значень стандартної енергії Гіббса утворення вихідних речовин та продуктів взаємодії обчисліть зміну енергії Гіббса таких реакцій:



Як змінюються у ряду $\text{MgO}-\text{CaO}-\text{SrO}-\text{BaO}$ основні властивості оксидів і як це узгоджується із значенням ΔG_{298}° реакції отримання вказаних карбонатів із оксидів?

9. На рис. 5 показана залежність енергії Гіббса утворення ΔG_f° ряду оксидів від температури.

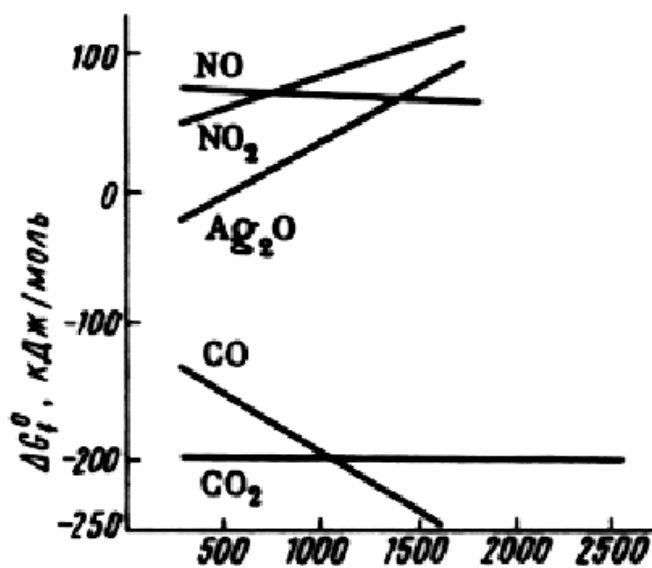


Рис. 5 – Залежність ΔG_f° ряду оксидів від температури

а) Для яких із наведених оксидів реакція їх утворення із простих речовин супроводжується збільшенням (зменшенням)

ентропії та як це відображається на ході кривих $\Delta G_f^\circ - f(T)$?

б) Для яких із вказаних реакцій підвищення температури сприяє їх перебігу, а для яких – перешкоджає?

в) Чому на величину ΔG реакції $C_{\text{(графіт)}} + O_2 = CO_2$ температура практично не впливає?

10. Користуючись рис. 5 поясніть:

а) які температурні умови необхідні для синтезу NO із простих речовин?

б) Чи є можливим утворення NO₂ прямим синтезом із простих речовин?

в) За яких температурних умов Ag₂O утворюється із простих речовин, і коли – розкладається?

11. Чому можливі випадки, коли реакції з $\Delta G < 0$ практично не здійснюються?

ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Найважливіші поняття. Швидкість хімічної реакції (середня та миттєва). Константа швидкості, її залежність від різноманітних факторів. Молекулярність та порядок реакції. Енергія активації. Каталіз. Каталізатори. Динамічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Зв'язок константи рівноваги та енергії Гіббса. Вплив температури на константу рівноваги. Принцип Ле Шательє. Вплив концентрації реагентів, температури та тиску на стан рівноваги.

Треба вміти. 1. Визначати молекулярність та порядок хімічної реакції. 2. Записувати вираз для константи рівноваги за рівнянням реакції. 3. Обчислювати значення константи рівноваги за значеннями рівноважних концентрацій реагентів. 4. Використовувати принцип Ле Шательє для визначення умов зсуву хімічної рівноваги в бік виходу продукту реакції. 5. Обчислювати ΔG° за значенням K та навпаки. За величинами ΔG° та K оцінювати глибину протікання хімічного процесу у вказаному напрямку.

Частина I. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага

Дослід 1. ВПЛИВ ПРИРОДИ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

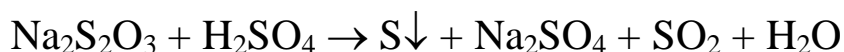
В дві пробірки влийте по 5,0 мл розчинів відповідно ацетатної та хлоридної кислот, а потім в кожен з пробірок внесіть по дві гранули попередньо зачищеного на шліфувальному папері цинку. Через декілька хвилин виявіть зміни, що відбулися в пробірках. В

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

якій пробірці швидкість реакції більша і чому? Запишіть рівняння реакцій та зробіть висновок.

Дослід 2. ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

В три пронумеровані пробірки налейте відповідно 2,5 мл, 5,0 мл та 7,5 мл розведеного 1:200 розчину Натрій тіосульфату. Потім в першу пробірку додайте 5,0 мл води, в другу – 2,5 мл води. В три інші пробірки налейте по 2,5 мл розведеної сульфатної кислоти (1:200). Далі в кожен пробірку з розчином Натрій тіосульфату долийте по 2,5 мл розведеної сульфатної кислоти, взятої перед цим в три пробірки. При цьому фіксуйте кожного разу час, що пройшов з моменту змішування розчинів до появи помутніння в пробірці за рахунок виділення сірки:



Результати дослідів оформіть у вигляді таблиці:

Номер пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм води, мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Час появи помутніння, t, с	Швидкість реакції в одиницях $v = 1/t$
1	2,5	5,0	2,5		
2	5,0	2,5	2,5		
3	7,5	—	2,5		

Побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації Натрій тіосульфату і зробіть висновок.

Дослід 3. ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ВІД ТЕМПЕРАТУРИ.

Візьміть шість пробірок і влийте в перші три пробірки по 5,0 мл розчину тіосульфату натрію (1:200), а в інші три пробірки по 5,0 мл розчину сульфатної кислоти (1:200). Далі згрупуйте три пари пробірок з різними розчинами в кожній парі. Вміст першої пари змішайте при кімнатній температурі і зафіксуйте

секундоміром час до появи помутніння. Другу пару пробірок помістіть в хімічний стакан з водою, температура якої на 10°C більша за кімнатну а третю пару – в такий же стакан з температурою води на 20°C вище за кімнатну. В обох стаканах пробірки витримайте протягом двох хвилин. Потім змішайте розчини, фіксуючи появу помутніння за секундоміром. Одержані результати занесіть до таблиці:

Номер пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Температура досліду, $^{\circ}\text{C}$	Час появи помутніння t , с	Швидкість реакції в одиницях $v = 1/t$
1	5,0	5,0	(кімнатна)		
2	5,0	5,0	(кімнатна+ 10°)		
3	5,0	5,0	(кімнатна+ 20°)		

Дослід 4. ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

В хімічному стакані змішайте по 10,0 мл розведених розчинів Ферум(+3) хлориду та Калій роданіду KSCN . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Одержаний розчин розділіть порівну на чотири пробірки. До першої пробірки додайте 3-4 краплі розчину $\text{KSCN}_{(\text{конц.})}$, а до другої - небагато розчину $\text{FeCl}_{3(\text{конц.})}$. В третю пробірку внесіть невелику кількість кристалів Калій хлориду, а четверту пробірку залиште для контролю.

Порівняйте кольори рідин в пробірках і за зміною інтенсивності забарвлення зробіть висновок про зміщення рівноваги процесу утворення Ферум(+3) роданіду $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Поясніть зміну забарвлення на основі закону діючих мас і зробіть необхідний висновок з досліду.

Частина II. Адсорбція. Каталіз

Дослід 1. АДСОРБЦІЯ ІЗ РОЗЧИНІВ

а) **Адсорбція лакмусу чи фуксину.** У скляну лійку вкласти паперовий фільтр, змочений дистильованою водою, та щільно притиснути його до стінок лійки. Закріпити лійку у штативі та

всипати на фільтр 1-2 шпателі ($\approx 1 \text{ см}^3$) порошку деревного вугілля. Взяти $\frac{1}{4}$ пробірки розведеного водного розчину лакмусу чи фуксину та профільтрувати його через шар вугілля у чисту пробірку. Порівняти забарвлення вихідного розчину та отриманого фільтрату.

б) **Адсорбція йоду Магній гідроксидом.** У пробірку внести 0,5-1 мл розчину Магній сульфату та стільки ж 0,1 н. розчину NaOH. Додати по 5-6 крапель 0,1 н. розчину KI та хлорної води. Відзначити побуріння осаду. Написати рівняння реакцій одержання Магній гідроксиду та взаємодію KI з хлорною водою. Яка речовина адсорбувалася Магній гідроксидом?

в) **Вплив температури на адсорбцію.** Налити у пробірку 1 мл розчину крохмалю, додати 1 краплю розчину йоду. Вміст пробірки ретельно змішати та помірно нагріти на водяній бані до знебарвлення розчину. Пояснити це явище. Дати розчину охолонути. Спостерігати появу синього забарвлення. Як впливає температура на процес адсорбції?

Дослід 2. ГОМОГЕННИЙ КАТАЛІЗ

У пробірку на $\frac{1}{2}$ її об'єму влити розчину хлорного вапна. Чи помітний його розклад? Додати до розчину декілька крапель концентрованого розчину CoCl_2 . Спостерігати виділення кисню (як це перевірити?).

Написати рівняння реакції розкладу хлорного вапна, враховуючи, що останнє є змішаною сіллю двох кислот (яких саме?). Яка речовина є каталізатором цього процесу?

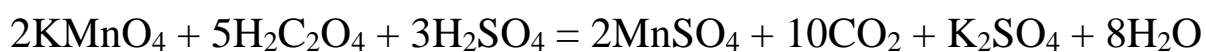
Дослід 3. ГЕТЕРОГЕННИЙ КАТАЛІЗ

У пробірку внести 2-3 мл 30%-ного розчину H_2O_2 . Відзначити відсутність його помітного розкладу за звичайних умов. Додати до розчину декілька кристалів Манган(+4) оксиду або Плюмбум(+4) оксиду. Спостерігати енергійний розклад Гідроген пероксиду. За допомогою тліючої скіпки перевірити газ, що виділяється. Яка роль оксиду металу у цьому досліді?

Дослід 4. АВТОКАТАЛІЗ

У дві пробірки влити по 2-3 мл 5%-ного розчину оксалатної кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ та по 1-2 мл 2 н. сульфатної кислоти. До однієї із пробірок долити ≈ 2 мл розчину Манган сульфату. Із піпетки по краплям додавати до кожної із пробірок розбавлений розчин Калій перманганату. Спостерігати його знебарвлення.

В якій пробірці реакція протікає швидше? Спостерігати протягом 2-3 хв. за зміною швидкості реакції у другій пробірці. Реакція протікає за рівнянням:



Пояснити, чому швидкість реакції у пробірці, до якої попередньо не був введений розчин Манган сульфату, все ж таки поступово збільшується? Чому ця реакція називається автокаталітичною? Що є в ній каталізатором?

Запитання та завдання

1. Що таке швидкість хімічної реакції, як її визначити і від яких факторів вона залежить?
2. Який фізичний зміст константи швидкості, як вона виражається? Коли числові значення швидкості та константи швидкості збігаються?
3. У чому полягає відмінність між порядком і молекулярністю хімічної реакції? Коли вони збігаються? Для реакцій якого типу непридатні?
4. Константа швидкості реакції першого порядку дорівнює $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$, початкова концентрація реагенту становить 1,6 моль/л. Обчислити початкову швидкість реакції.
5. Реагенти *A* і *B* з початковою концентрацією кожного 0,2 моль/л беруть участь у реакції другого порядку. Чому дорівнює константа швидкості цієї реакції, якщо її початкова швидкість $1,6 \times 10^{-4} \text{ моль/(л} \cdot \text{с)}$?
6. Назвати порядок реакції, обчислити константу швидкості, якщо рівняння швидкості має вигляд $v = k \cdot [A] \cdot [B]$, а $v = 0,036 \text{ моль/(л} \cdot \text{год)}$, $[A] = 0,37 \text{ моль/л}$ і $[B] = 1,26 \text{ моль/л}$.
7. У скільки разів зросте константа швидкості хімічної реакції при підвищенні температури на 40°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3,5?
8. Обчислити, як зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ внаслідок збільшення тиску втричі?
9. Як збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури з 10°C до 100°C , якщо при нагріванні на кожні 10°C швидкість подвоюється?
10. Виразити швидкість реакцій $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ і $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ у вигляді кінетичних рівнянь.
11. Для яких реакцій підвищення температури зумовлює сповільнення їх швидкості?

12. Обчислити енергію активації реакції, швидкість якої при підвищенні температури від 27 до 37 °С зростає вдвічі.

13. Що таке активований комплекс і в чому полягає його дія?

14. Який принцип дії каталізатора? Як він впливає на ентальпію та на ентропію активації?

ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ

Найважливіші поняття. Дисперсна фаза та дисперсійне середовище. Гетерогенні та гомогенні дисперсні системи. Розчинність речовини та явища, що супроводжують процес розчинення. Розчини. Закони Рауля та Генрі. Колігативні властивості розчинів. Осмотичний тиск.

Треба вміти: 1. Пояснювати різницю рідкого, газуватого та кристалічного станів і вплив міжмолекулярної та міжатомної взаємодії на агрегатний стан речовини. 2. Класифікувати дисперсні системи за ступенем дисперсності та агрегатним станом. 3. Розкривати механізм процесу розчинення та пояснювати залежність розчинності від зовнішніх факторів.

Дослід 1. ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ РОЗЧИНЕННЯ

а) В пробірку наливають біля 10 мл води. Вимірюють її температуру за допомогою термометра. Розчиняють при помішуванні 1-2 г NH_4NO_3 . Як змінилася температура отриманого розчину?

б) Аналогічно проведіть дослід, вносячи пінцетом до того ж об'єму води таку ж кількість Натрій (Калій) гідроксиду. Який тепловий ефект процесу у цьому випадку?

Дослід 2. ВИЗНАЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ У КУПРУМ СУЛЬФАТІ ПЕНТАГІДРАТІ (МІДНОМУ КУПОРОСІ)

У зважений та технохімічних терезах з точністю до $\pm 0,01$ г чистий прожарений тигель додати біля 1 г ретельно подрібненого мідного купоросу. Масу речовини знаходять як різницю мас заповненого та порожнього тигля. На помірному полум'ї прожарюють тигель із сіллю та спостерігають за зміною кольору кристалів. Коли взята речовина набуде білого кольору, нагрівання припиняють. Тигель охолоджують в ексікаторі, зважують і знову

нагрівають, охолоджують та зважують. Якщо результат другого зважування відрізняється від першого менше, ніж на 1%, то прожарювання можна вважати закінченим. Яким процесом зумовлена втрата маси речовини при прожарюванні?

За результатами зважування визначити вміст кристалізаційної води у мідному купоросі.

До частини безводного CuSO_4 у пробірці додайте декілька крапель води. Що відбувається? Чим можна пояснити розігрівання дна пробірки?

Написати рівняння хімічних реакцій, що відбуваються при проведенні досліду.

Дослід 3. МОЛЕКУЛЯРНИЙ СТАН У РОЗЧИНІ

а) У суху пробірку поміщають 1-2 кристалики йоду. Обережно нагрівають. Пробірка наповнюється парами йоду. Який їх колір?

б) Наливають в одну пробірку небагато бензолу, в іншу – етилового спирту. Вносять до кожної пробірки по кристалику йоду та збовтують вміст. Яке забарвлення мають розчини йоду в спирті та бензолі? Чому у бензольному розчині початковий колір йоду зберігається, а у спиртовому змінюється на коричневий?

Запитання та задачі

1. У чому полягає відмінність структур рідкого, газуватого та кристалічного станів?
2. Підвищення тиску від 1 до 2 кПа супроводжується зменшенням взятого об'єму води менше, ніж на 0,04%, а підвищення температури від 0°C до 100°C викликає збільшення її об'єму на 2%. При такому ж підвищенні тиску та температури об'єм повітря відповідно зменшується вдвічі та зростає на 36,6%. Поясніть ці факти.
3. Чому за звичайних умов вода – рідина, а дигідрогенсульфід – газ, тоді як розмір молекули води менший, ніж молекули дигідрогенсульфіду?
4. Що таке розчини і як ви можете пояснити механізм їх утворення?
5. У чому полягає суть сучасної теорії розчинів?
6. У чому полягає причина зменшення тиску пари розчинника над розчином нелеткої речовини у порівнянні з її тиском над чистим розчинником? Вкажіть умови за яких дотримується закон Рауля та можливі причини відхилення від нього.
7. Поясніть, чому при введенні у воду багатьох розчинних у ній речовин знижується температура замерзання розчину та підвищується температура кипіння?

8. Для визначення молекулярної маси розчиненої речовини за зниженням температури замерзання розчину наважка речовини масою 1,5011 г була розчинена в 24,98 мл води. Зниження температури замерзання склало $\Delta t = 1,31^\circ\text{C}$. Обчисліть молекулярну масу розчиненої речовини (кріоскопічна стала води $K_{H_2O} = 1,86$).
9. Обчисліть вміст сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у розчині, температура кипіння якого дорівнює $100,13^\circ\text{C}$ (ебуліоскопічна стала води $E_{H_2O} = 0,52$).
10. Визначте молярну масу камфори, якщо розчин 12,987 г камфори в 399,6 г діетилового етеру (етоксиетану) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ кипить на $0,453^\circ\text{C}$ вище, ніж чистий етер. [Для $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ $E = 2,02$, $t_{\text{кип.}} = 34,6^\circ\text{C}$]
11. Встановіть хімічну формулу речовини за такими даними. Розчин, що містить в 1 л 4,054 г речовини, має осмотичний тиск $3,067 \times 10^5$ Па при 0°C . Склад речовини 40% С, 6,7% Н і 53,3% О. Що це за речовина? При якій температурі буде замерзати вказаний розчин?
12. При розчиненні 15 г безводного ZnSO_4 в 300 мл води температура розчину підвищилася на $5,4^\circ$. Визначте теплоту гідратації ZnSO_4 , якщо теплота розчинення $\text{ZnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ становить $17,8$ кДж/моль.

КІЛЬКІСНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ РОЗЧИНІВ

Найважливіші поняття. Характерні особливості рідкого стану. Вандерваальсові сили. Водневий зв'язок. Йон-дипольна взаємодія. Способи вираження вмісту розчиненої речовини у розчині.

Треба вміти: 1. Готувати розчини з визначеним вмістом розчиненої речовини. 2. Визначати за густиною розчину масову частку розчиненої речовини. 3. Виразити вміст розчиненої речовини у розчині різними способами (масова, об'ємна та молярна частки, моляльна, молярна концентрації, молярна концентрація еквівалентів (нормальність), титр).

Дослід 1. ПРИГОТУВАННЯ 0,5 н. РОЗЧИНУ БАРІЙ ХЛОРИДУ

Знайдіть масу кристалогідрату $\text{BaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$, яка необхідна для приготування 250 мл 0,5 н. розчину безводної солі. Відважте обчислену наважку кристалогідрату у скляному стаканчику на технохімічних терезах з точністю $\pm 0,01$ г. За допомогою сухої скляної лійки кількісно перенесіть взятую наважку у мірну колбу на 250 мл, змивши залишки солі на лійці невеликою кількістю дистильованої води.

Налийте в колбу води до $\approx \frac{2}{3}$ її об'єму та розчиніть речовину, обережно перемішуючи вміст колби. Доведіть об'єм рідини у колбі до мітки. Закрийте горло колби пробкою та ретельно перемішайте утворений розчин. Частину розчину перенесіть у сухий циліндр та виміряйте ареометром його густину (рис. 6). Обчисліть масову частку солі у розчині, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів (нормальність), порівнявши останню із заданою.

Дослід 2. ПРИГОТУВАННЯ 1М РОЗЧИНУ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ

Візьміть концентрований розчин сульфатної кислоти. Ареометром визначте його густину. За довідковою літературою знайдіть масову частку у ньому H_2SO_4 . Обчисліть масу та об'єм концентрованого розчину, необхідного для приготування 250 мл 1М розчину сульфатної кислоти.

В мірну колбу на 250 мл налейте до половини її об'єми дистильованої води. Потім за допомогою лійки внесіть у колбу виміряний необхідний об'єм концентрованого розчину (залишки кислоти на лійці ретельно змийте водою), перемішайте утворений розчин. Після охолодження до кімнатної температури доведіть об'єм утвореного розчину до мітки на горлі колби, закрийте пробкою та перемішайте.

Визначте густину утвореного розчину, обчисліть масову частку, нормальну та молярну концентрації, порівнявши останню із заданою.

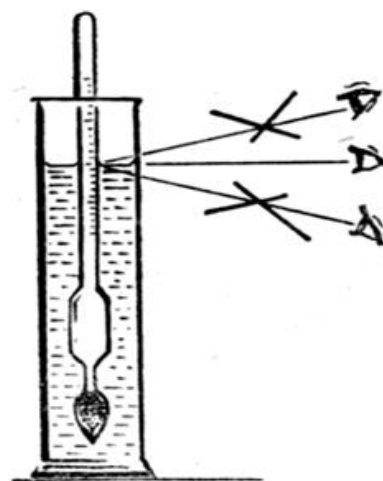


Рис. 6 – Вимірювання густини розчинів ареометром.

*Дослід 3. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ НАТРІЙ ХЛОРИДУ ШЛЯХОМ
ЗМІШУВАННЯ ДВОХ РОЗЧИНІВ З РІЗНОЮ МАСОВОЮ ЧАСТКОЮ*

Обчисліть масу та об'єми наявних у лабораторії розчинів (5% та 20%) NaCl, необхідні для приготування 250 г 8% розчину Натрій хлориду. Після змішування знайдених об'ємів, встановіть ареометром густину одержаного розчину, знайдіть масову частку розчиненої речовини, порівняйте її із заданою. Обчисліть також молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів NaCl в отриманому розчині.

Запитання та задачі

1. Вкажіть суттєві ознаки розведеного, концентрованого, пересиченого, насиченого та ненасиченого розчинів.
2. Виведіть формули перерахунку масової частки в молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів (нормальність) розчиненої речовини.
3. Який об'єм води необхідно додати до 200 мл 69%-ного розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,600 \text{ г/см}^3$), щоб отримати 10%-ний її розчин ($\rho=1,070 \text{ г/см}^3$)?
4. Обчисліть об'єми (у мл) 15%-ного розчину Калій гідроксиду ($\rho=1,138 \text{ г/см}^3$) та води, які необхідні для приготування 1 л 5%-ного ($\rho=1,044 \text{ г/см}^3$) розчину КОН.
5. Електроліт у автомобільному акумуляторі (розчин сульфатної кислоти) має густину $1,28 \text{ г/см}^3$. Знайдіть масову частку, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів H_2SO_4 у цьому розчині. Скільки мілілітрів 96%-ної сульфатної кислоти ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$) треба взяти для приготування 1 л електроліту?
6. Знайдіть молярну концентрацію еквівалентів K_2SO_4 у розчині, отриманому шляхом змішування 200 мл 0,8%-ного та 130 мл 1М його розчинів.
7. Обчисліть нормальність розчину H_2SO_4 та його титр, якщо на нейтралізацію 25 мл розчину кислоти витрачено 15 мл 0,15 н. розчину лугу.
8. Який об'єм (у мл) 10% хлоридної кислоти ($\rho=1,049 \text{ г/см}^3$) необхідно взяти для приготування 1,25 л 0,2 н. розчину?

ГОМОГЕННІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Найважливіші поняття. Електролітична дисоціація (йонізація). Ступінь дисоціації та константа дисоціації електролітів. Ступінчаста дисоціація. Кислота та основа. Теорії кислот та основ. Сильні та слабкі електроліти. Активність та коефіцієнт активності. Йонна сила розчину. Константа йонізації води. Йонний добуток води. Водневий показник рН. Індикатори. Амфоліти. Буферні розчини.

Треба вміти. 1. Записувати рівняння ступінчастої йонізації кислот та вирази константи дисоціації за кожним ступенем. 2. За значеннями K_a і pK_a , K_b і pK_b порівнювати силу кислот та основ. 3. Пояснювати вплив міцності зв'язку Н–Е на силу гідроген-елементних кислот та вплив числа атомів Оксигену на міцність зв'язку Н–О і силу оксигенвмісних кислот. Класифікувати оксигенвмісні кислоти за силою. 4. Користуватися кислотно-основними індикаторами та рН-метром для визначення кислотності розчину. 5. Обчислювати концентрацію йонів H^+ і OH^- за значенням рН і навпаки.

Частина I. Кількісні характеристики йонізації електролітів у розчині

Дослід 1. ПОРІВНЯННЯ ЕЛЕКТРИЧНОЇ ПРОВІДНОСТІ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ, ЛУГІВ ТА СОЛЕЙ (груповий)

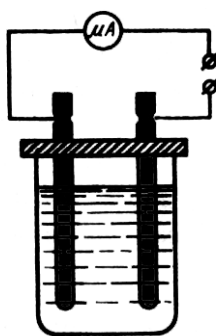


Рис. 7 – Схема приладу для порівняння електропровідності розчинів.

За допомогою приладу, схема якого зображена на рис. 7, порівняйте електричну провідність 1 н. водних розчинів HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH , $NaOH$ (КОН), NH_4OH , Na_2SO_4 . Для цього в стакан налейте 100 мл розчину відповідного електроліту. Зануріть у розчин вугільні електроди (перед цим їх треба промити дистильованою водою та просушити

фільтрувальним папером). В усіх випадках електроди повинні бути занурені на однакову глибину (чому?). Після увімкнення струму відзначте показання амперметра (досліди вести при незмінному значенні напруги на електродах). Поясніть різницю в електропровідності вказаних розчинів.

Далі оцініть електропровідність 2 н. розчинів ацетатної кислоти, амоніаку та суміші, що утвориться при зливанні однакових об'ємів цих розчинів. Поясніть явища, які спостерігаєте.

Замалюйте схему приладу, а результати вимірювань оформіть у вигляді таблиці:

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

Речовина, розчин якої досліджується	Концентрація розчину, моль/л	Сила струму, A (mA)

Дослід 2. ДІЯ КИСЛОТ ОДНАКОВОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ НА МЕТАЛ

Налийте у три пробірки по 10 мл 1 М розчинів хлоридної, сульфатної та ацетатної кислот. До кожної пробірки одночасно внесіть по гранулі цинку, попередньо зачищеного на шліфувальному папері. Поясніть різницю в інтенсивності взаємодії цинку із цими кислотами. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 3. ВИЗНАЧЕННЯ pH РОЗЧИНІВ ТА ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРІВ

Ознайомтеся з правилами роботи з pH-метром, користуючись інструкцією до приладу. Визначте за допомогою pH-метра pH нейтрального, кислого та лужного розчинів. Для цього в 3 стаканчики налийте відповідно дистильовану воду, розчин хлоридної кислоти та лугу (однакової концентрації) і виміряйте pH середовища.

Вміст кожного із стаканів розлийте у три пробірки. Визначте забарвлення індикаторів. Для цього додайте у пробірки відповідно по 1-2 краплі лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну. Результати оформіть у вигляді таблиці:

Середовище	pH розчину	Забарвлення індикаторів		
		лакмус	метилоранж	фенолфталеїн
нейтральне				
кисле				
лужне				

Частина II. Фактори, що впливають на електролітичну дисоціацію

**Дослід 4. ВПЛИВ ОДНОЙМЕННОГО ЙОНУ НА СТУПІНЬ ДИСОЦІАЦІЇ
СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ**

а) У дві пробірки налейте по 3-4 мл розведеної ацетатної кислоти і додайте по 1 краплі розчину індикатора метилового оранжевого.

Одну пробірку залиште для порівняння, а до іншої за допомогою мікрошпателя внесіть декілька кристалів Натрій ацетату і ретельно перемішайте її вміст. Порівняйте забарвлення розчинів в обох пробірках і поясніть його зміну, користуючись виразом константи дисоціації ацетатної кислоти.

б) Налийте у дві пробірки по 3-4 мл розчину амоніаку і додайте по 2 краплі розчину фенолфталеїну. До однієї пробірки внесіть декілька кристалів солі амоній хлориду та добре збовтайте. Поясніть зміну забарвлення розчину при внесенні солі NH_4Cl .

Напишіть йонні та молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються. Зробіть загальний висновок.

Дослід 5. ЙОННІ РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

В одну пробірку налейте 3-4 мл розчину Натрій ацетату, а в іншу – таку ж кількість амоній хлориду. До першої додайте 2-3 мл розчину хлоридної кислоти, в другу – 2-3 мл розчину лугу. Випробуйте на запах обидві пробірки (як?). Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Дослід 6. РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ АМФОТЕРНОГО ЕЛЕКТРОЛІТУ

До розчину Хром (+3) сульфату доливають по краплям 2 н. розчин Натрій гідроксиду до випадення осаду. Відмітьте його колір. У пробірку з осадом по краплям додайте розчин NaOH до його розчинення. Напишіть рівняння реакцій у йонному та молекулярному вигляді.

Отриманий розчин обережно нагрійте на водяній бані (або помірному полум'ї пальника). Що спостерігається? До осаду, що випав при нагріванні, по краплям додайте розчин 2 н. сульфатної кислоти до повного розчинення. Напишіть рівняння реакцій у

йонному та молекулярному вигляді. Поясніть розчинення Хром(+3) гідроксиду у розчинах лугу та кислоти.

Дослід 7. БУФЕРНІ РОЗЧИНИ

а) Приготуйте 10 мл ацетатного буферного розчину ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$) та стільки ж аміачного буферного розчину ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) шляхом змішування рівних об'ємів розчинів компонентів вихідної концентрації 0,2 моль/л. Обчисліть рН приготовлених розчинів. Потім в окремих пробах визначте рН кожного розчину та порівняйте з розрахунковими даними.

б) Помістіть у пробірку за допомогою піпетки 4 краплі ацетатного буферного розчину та розведіть вміст пробірки у 25 разів (додайте 5 мл дистильованої води). Визначте рН цього розчину та порівняйте його з вихідним. Отриманий розчин розбавити ще в 10 разів і знову визначити рН. Чи змінилося його значення? Зробіть висновок про вплив розведення на рН буферного розчину.

в) Налийте у 4 пробірки по 1 мл раніш приготовленого аміачного буферного розчину, потім додайте 1н. розчин хлоридної кислоти: у 1-шу – 2, у 2-гу – 4, в 3-тю – 6, а в 4-ту – 8 крапель (за допомогою піпетки) і визначте рН кожного розчину. За отриманими даними побудуйте графік у координатах концентрація кислоти – рН буферного розчину. Замість концентрації кислоти можна взяти її об'єм, виходячи, що об'єм 1 краплі складає 0,05 мл. За якої концентрації хлоридної кислоти припиняється буферна дія розчину?

Запитання та задачі

1. Поясніть механізм електролітичної дисоціації (йонізації). Від яких факторів залежить ступінь електролітичної дисоціації? Як її можна збільшити чи зменшити?
2. Основні положення теорії сильних електролітів Дебая–Гюккеля. Який зміст має поняття ступеня дисоціації сильного електроліту (наприклад, у розчині NaCl $\alpha=80\%$)?
3. Як дисоціація слабого електроліту пов'язана із концентрацією його у розчині? Закон розведення Оствальда.

4. В 0,01 М розчині хлоридної кислоти йони Гідрогену H^+ проявляють себе так, немовби їх концентрація не 0,01 моль/л, а 0,0079 моль/л. Запропонуйте можливі пояснення цього факту.
5. Наведіть вирази констант ступенів дисоціації ортофосфатної кислоти та порівняйте (користуючись довідниковою літературою) їх числові значення. Яке співвідношення значень K_1 , K_2 та K_3 ? Наявність яких йонів найбільш імовірна у розчині ортофосфатної кислоти і чим це можна пояснити?
6. Обчисліть концентрацію йонів H^+ та рН середовища, якщо концентрація OH^- -йонів становить а) 10^{-8} моль/л; б) 10^{-2} моль/л.
7. Розрахуйте константу дисоціації карбонатної кислоти за першим ступенем, якщо ступінь її дисоціації в 1 н. розчині становить 0,173%.
8. Обчисліть йонну силу розчинів, коефіцієнти активності та активності йонів у розчинах, що містять 0,003 моль/л $Al_2(SO_4)_3$ та 0,02 М $Ca(NO_3)_2$.
9. Обчисліть ΔG_{298}^o дисоціації ацетатної кислоти, якщо константа дисоціації дорівнює $1,86 \times 10^{-5}$. Чи буде можливим самодовільний перебіг цього процесу? Який процес (йонізації чи асоціації йонів) у системі з концентраціями $[CH_3COO^-] = [H^+] = [CH_3COOH] = 1$ моль/л протікає самодовільно?
10. Поясніть, чому рН буферного розчину при додаванні невеликих кількостей кислоти або лугу практично не змінюється. Що таке «буферна ємність розчину»?
11. Обчисліть масу CH_3COONa (в грамах), яку треба додати до 750 мл 2 н. розчину ацетатної кислоти, щоб концентрація йонів Гідрогену в цьому розчині стала рівною $3,72 \times 10^{-4}$ моль/л.

ГЕТЕРОГЕННІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. КОНСТАНТА (ДОБУТОК) РОЗЧИННОСТІ

Найважливіші поняття. Хімічна рівновага у гетерогенній системі. Константа рівноваги, її вираження. Константа (добуток) розчинності (K_S ; ДР). Крива розчинності речовини.

Треба вміти. 1. Обчислювати розчинність речовини за заданим значенням K_S (ДР) і обчислювати K_S (ДР) за даними про розчинність. 2. Пояснювати вплив температури на розчинність речовин в залежності від ентальпії процесу. 3. Складати йонні та молекулярні рівняння реакцій обміну у розчинах електролітів.

Дослід 1. УМОВИ УТВОРЕННЯ ОСАДІВ

а) У пробірки помістіть по 2 мл розчинів Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , K_2CrO_4 і додайте до кожної таку ж кількість розчину Барій

хлориду. Напишіть йонні рівняння реакцій. За яких умов речовина випадає в осад?

б) У три пробірки налейте по 1 мл насиченого розчину Калій хлорату і додайте по 1 мл насичених розчинів солей: до першої пробірки – KCl , до другої – NaClO_3 , до третьої – NaCl . Змішайте вміст пробірок. Поясніть утворення осадів. Які електроліти при змішування зменшують розчинність один одного?

в) У дві пробірки налейте по 3 мл 0,002 н. розчину Плюмбум ацетату. Потім до першої долийте 3 мл 0,05 н. розчину Калій хлориду, а до другої – такий же об'єм 0,05 н. розчину Калій йодиду. Що спостерігається? Поясніть отриманий результат, користуючись поняттям добутку розчинності.

Дослід 2. УМОВИ РОЗЧИНЕННЯ ОСАДІВ

У дві пробірки помістіть по 1 мл розчину Калій хромату, а потім до кожної долийте по 1 мл розчину Барій хлориду. Шляхом декантації відділіть осад від розчину. До осаду у першій пробірці додайте 2 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти, а до другої – 2 мл 2 н. ацетатної кислоти.

Користуючись поняттям добутку розчинності, поясніть, чим відрізняється дія хлоридної та ацетатної кислот на утворений осад?

Дослід 3. УТВОРЕННЯ І РОЗЧИНЕННЯ СУЛЬФІДІВ МЕТАЛІВ

У пробірки, які знаходяться у штативі, помістіть по 1 мл розчинів таких солей: CaCl_2 , MnSO_4 , FeSO_4 , ZnSO_4 , CdSO_4 , CuSO_4 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, SnCl_2 , SbCl_3 . Потім до кожного розчину долийте по 1-2 мл розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (*тяга!*). Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді. У якому розчині не випав осад? Чому?

Відзначте колір осадів. Додайте до кожного осаду по 2-3 мл 2 н. розчину HCl . Що спостерігається?

За результатами виконаних дослідів поділіть сульфідів металів на 3 групи: 1) розчинні у воді; 2) практично не розчинні у воді, але розчинні в розведеній хлоридній кислоті; 3) нерозчинні

ні у воді, ні в розведеній хлоридній кислоті. Як можна пояснити, що одні сульфідні метали розчиняються у кислоті, а інші – ні?

Запитання та задачі

1. У чому полягає відмінність між поняттями “розчинність” та “добуток розчинності”?
2. На основі значень K_s (ДР) поясніть, чому FeS розчиняється, а CuS не розчиняється у розбавленій хлоридній кислоті?
3. Добуток розчинності CaCO_3 за деякої температури дорівнює $2,25 \times 10^{-8}$. Обчисліть: а) концентрацію йонів Кальцію в насиченому розчині цієї солі; б) розчинність Кальцій карбонату.
4. Розчинність Барій сульфату у воді становить 1 : 428 000. Обчисліть добуток розчинності BaSO_4 .
5. Обчисліть розчинність CaC_2O_4 у воді та в 0,2 н. розчині CaCl_2 .
6. Які мінімальні концентрації розчинів CuSO_4 та $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ треба взяти, щоб при змішуванні їх рівних об'ємів випав осад?
7. Визначити, чи випаде осад AgCl , якщо змішати 20 мл 0,01 н. розчину KCl та 5 мл 0,001 н. розчину Аргентум нітрату?
8. Осад Плюмбум сульфату масою 0,5 г промили 200 мл води. Яка частка осаду ($\omega\%$) перейшла у промивну воду, якщо вважати, що остання насичується PbSO_4 ?
9. Визначте концентрацію йонів Гідрогену (моль/л), при якій можливе найбільш повне осадження йонів Zn^{2+} за допомогою дигідрогенсульфіду?
10. 10 мл 0,2 н. розчину Купрум (+2) сульфату наситили дигідрогенсульфідом. Обчисліть, скільки молей йонів Cu^{2+} залишилося у розчині?

ЙОНООБМІННІ РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Найважливіші поняття. Реакції йонного обміну та умови їх одностороннього протікання. Гідроліз солей. Гідроліз речовин, що не розпадаються у розчині на йони. Утворення багатоядерних комплексів при гідролізі. Сольволіз. Реакція нейтралізації.

Треба вміти. 1. Передбачувати можливість здійснення йонних реакцій та записувати їх рівняння. 2. Порівнювати відносну схильність до гідролізу йонів в залежності від їх заряду та розміру. 3. Порівнювати схильність до гідролізу аніонів та катіонів із силою відповідних кислот і основ, значеннями K та pK відповідних ступенів йонізації кислот та основ.

4. Виразити процес гідролізу за допомогою йонних та повних рівнянь реакцій. 5. Пояснювати вплив температури, концентрації йонів H^+ , OH^- , однойменних йонів на зміщення йонної рівноваги.

Дослід 1. ВИЗНАЧЕННЯ ХАРАКТЕРУ ГІДРОЛІЗУ

За допомогою рН-метра виміряйте значення рН 1 М розчинів $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4Cl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. Характер середовища дослідіть також за допомогою відповідного індикатора або універсального індикаторного паперу. Порівняйте та поясніть отримані результати. Визначте тип гідролізу (якщо він відбувається) та напишіть йонні та молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 2. ПОРІВНЯННЯ ГІДРОЛІЗУ Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 ТА NaH_2PO_4

Дослідіть рН 1 М розчинів Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 та NaH_2PO_4 за допомогою рН-метра та індикаторів. Напишіть рівняння гідролізу в йонному та молекулярному вигляді та поясніть суттєву різницю у значеннях рН розчинів.

Дослід 3. ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ГІДРОЛІЗ

Декілька крапель концентрованого розчину FeCl_3 внесіть у пробірки з холодною та гарячою водою. Поясніть відмінність у забарвленні розчинів. Напишіть йонні та молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 4. ЗСУВ РІВНОВАГИ ГІДРОЛІЗУ.

ВПЛИВ ОДНОЙМЕННИХ ЙОНІВ І РОЗБАВЛЕННЯ РОЗЧИНУ

а) У пробірку з концентрованим розчином Стибій(+3) хлориду по краплям додайте дистильовану воду до появи осаду. Потім по краплям доливайте хлоридну кислоту. Поясніть утворення та розчинення осаду.¹

б) Дослідіть рН 0,5 М розчину $\text{Bi}(\text{NO})_3$ або SbCl_3 . Розчин розбавте в 2 рази і знову виміряйте рН середовища. Поясніть

¹ Солі Стибію (+3) у водних розчинах сильно гідролізують з утворенням основних солей. Останні, відщеплюючи воду, переходять у сполуки однозарядного антимонілу (або стибілу) катіону SbO^+ : $\text{Sb}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Sb}(\text{OH})_2^+ + 2\text{H}^+$; $\text{Sb}(\text{OH})_2^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SbO}^+$, хлорид якого є малорозчинним.

результати досліду, напишіть рівняння реакції. (Гідроліз $\text{Bi}(\text{NO})_3$ перебігає з утворенням BiONO_3).

Дослід 5. Розчинення речовин у продуктах гідролізу

а) У пробірку налейте 3-4 мл розчину Цинк хлориду і обережно нагрійте його на слабкому полум'ї до кипіння. Киньте у гарячий розчин невеликий шматочок цинку, попередньо зачистивши його поверхню наждаком. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

б) В іншу пробірку налейте таку ж кількість розчину Na_3PO_4 і внесіть невеликий шматочок алюмінію. Сильно нагрійте розчин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Запитання та задачі

1. Пояснити, чому розчини солей можуть мати: а) кислоту; б) нейтральну; в) лужну реакцію? Навести приклади.
2. У яких випадках при гідролізі солей утворюються: а) кислотні солі; б) основні солі? Навести приклади з написанням рівнянь гідролізу в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.
3. Які із наведених нижче солей піддаються гідролізу: KNO_3 , Na_2SO_4 , CuCl_2 , K_2S , KBr , NaHCO_3 ? Для солей, що гідролізують, скласти йонні та молекулярні рівняння гідролізу. Яка реакція розчинів цих солей?
4. Яка із двох солей більшою мірою гідролізується: Na_2S чи Al_2S_3 ? Чому?
5. Закінчити рівняння наступних реакцій, враховуючи можливість необоротного гідролізу солей, що утворюються:
а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow \dots$
6. Гідроліз солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ протікає за двома ступенями. Для $\text{Pb}(\text{OH})_2$ $K_1 = 9,6 \times 10^{-4}$ і $K_2 = 3 \times 10^{-8}$. Обчислити константи гідролізу для кожного ступеня, а також їх співвідношення між собою.
7. Обчислити ступінь гідролізу солей CH_3COONa та NH_4Cl при концентраціях 0,1 н. Визначте рН вказаних розчинів.

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Найважливіші поняття. Природа хімічного зв'язку в комплексах. Комплексоутворювач. Ліганди. Номенклатура комплексних сполук. Константи нестійкості та утворення комплексів у розчині. Комплекси катіонного та аніонного типу, їх

йонізація у розчині. Ступінчаста йонізація комплексів. Реакції заміщення лігандів.

Треба вміти. 1. Характеризувати склад комплексних сполук. 2. Визначати поняття *комплексоутворювач (центральный атом), ліганд, зовнішня та внутрішня сфера комплексної сполуки, ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача*. 3. Класифікувати комплекси за характером заряду і природою лігандів. 4. Складати назви комплексних сполук. 5. Виразити рівняння реакції утворення та йонізацію (дисоціацію) комплексів у розчині. 6. Складати вирази для констант нестійкості та утворення комплексу. 7. Обчислювати ΔG° за відомими значеннями K_n ($K_{\text{утв.}}$) і навпаки.

Частина I. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках

Запитання та завдання

1. Які сполуки називаються комплексними?
2. До яких висновків зводиться зміст координаційної теорії А. Вернера?
3. Як за допомогою електростатичної теорії пояснити хімічний зв'язок у комплексних сполуках? Перелічити недоліки теорії.
4. Як пов'язаний характер хімічного зв'язку в комплексних сполуках з процесом їх електролітичної дисоціації?
5. На чому ґрунтується метод валентних зв'язків (ВЗ) у застосуванні до комплексних сполук?
6. У чому полягає суть теорії кристалічного поля (ТКП)?
7. Охарактеризувати спектрохімічний ряд лігандів.
8. У чому полягає різниця між парамагнітними та діамагнітними комплексами?
9. Чим відрізняються способи, якими метод ВЗ та ТКП пояснюють магнітні властивості комплексних йонів?
10. Побудувати діаграму розподілу електронів в атомі Хрому та в йоні Cr^{3+} . До йону Cr^{3+} приєднуються шість йонів CN^- , заповнюючи порожні $4s$ - і $4p$ -орбіталі та $3d$ -орбіталі, що залишилися у йона Хрому. Які магнітні властивості отриманого комплексного йону $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3+}$?
11. Запропонувати всі можливі геометричні структури комплексів з КЧ 4 і 6. Яка структура енергетично є найвигіднішою?
12. Як ТКП пояснює: а) характерне забарвлення комплексів? б) анізотропію комплексів перехідних металів?

13. Як за допомогою методу молекулярних орбіталей (МО) пояснити будову комплексів? Як виникають підрівні, відповідні розщепленню п'яти *d*-орбіталей атома металу на два підрівні в ТКП?
14. Як теорія поля лігандів (ТПЛ) пояснює експериментально визначений на основі енергії розщеплення спектроскопічний ряд лігандів?
15. У чому полягає принципова відмінність між ТКП та ТПЛ?

Частина II. Номенклатура та властивості комплексних сполук

Дослід 1. УТВОРЕННЯ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

Налийте в пробірку 1-2 мл розчину Купрум(+2) сульфату і краплями додайте розчину амоніаку до утворення осаду основної солі $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, відмітьте його колір. Додайте надлишок розчину амоніаку до розчинення осаду. Як змінився колір розчину? Додайте до отриманого розчину 3-5 крапель розчину H_2S (Na_2S). Поясніть випадення чорного осаду, враховуючи, що $\text{ДР}_{\text{CuS}} = 8,5 \times 10^{-45}$. Напишіть рівняння реакцій в йонному вигляді.

Дослід 2. СТІЙКІСТЬ ТА РУЙНУВАННЯ КОМПЛЕКСНИХ ЙОНІВ

А) В дві пробірки налийте по 2,0 мл розчину Аргентум нітрату. Потім в одну пробірку додайте 1,0 мл розчину Натрій гідроксиду, а до іншої – 1,0 мл розчину Калій йодиду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

В пробірці одержить осад Аргентум хлориду, використовуючи розчини Аргентум нітрату та Натрій хлориду. Розчиніть осад в 1 н. розчині Натрій тіосульфату. Напишіть рівняння реакції утворення сполуки $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

До частини одержаного розчину додайте розчину Калій йодиду. Порівняйте результат із спостереженнями на початку дослідів, де зливали розчини Аргентум нітрату та Калій йодиду. Висновок зробіть на основі константи нестійкості комплексного йону $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ та величини добутку розчинності Аргентум йодиду, запишіть їх математичні вирази.

Б) Одержить в пробірці осад Аргентум хлориду і розчиніть його в надлишку розчину аміаку для одержання комплексу $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Утворений розчин розділіть на дві пробірки і подійте на нього відповідно розчином нітратної кислоти та

розчином амоній (чи Натрій) сульфід. Відмітьте кольори осадів, що утворились. Поясніть результат, використовуючи величини констант нестійкості комплексних йонів, а також добутків розчинності Аргентум сульфід та Аргентум хлориду.

Дослід 3. Йони подвійної та комплексної солей

Взяти п'ять пробірок. У першу, другу та третю налити по 3 мл розчину залізо-амонійного галуна $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, у четверту та п'яту – по 3 мл розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Потім до першої пробірки додати розчину Калій роданіду, до другої – Барій хлориду, до третьої – луку (вміст третьої пробірки нагріти до появи запаху амоніаку), до четвертої – луку та до п'ятої – Калій роданіду. Порівняйте процеси, що відбуваються у 1–3 пробірках із процесами у 4–5 пробірках. На які йони дисоціюють у водних розчинах залізо-амонійний галун та Калій гексаціаноферат(+3)? Напишіть рівняння відповідних реакцій у йонному та молекулярному вигляді.

Дослід 4. ГІДРАТНА ІЗОМЕРІЯ

У пробірці в невеликій кількості води розчинити декілька кристалів $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Відзначити колір розчину. Потім нагріти пробірку з розчином на водяній бані до зміни забарвлення. Виразіть координаційними формулами фіолетову та зелену модифікації кристалогідрату Хром(+3) хлориду.

Запитання та завдання

1. На яких принципах базується класифікація комплексних сполук? Пояснити на конкретних прикладах.
2. Які сполуки називаються внутрішньоконкомплексними?
3. Що таке кластерні сполуки і чим вони відрізняються від багатоядерних?
4. У чому відмінність між структурними, геометричними та оптичними ізомерами? Навести приклади.
5. Зобразити всі геометричні та оптичні ізомери сполуки $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{I}_2\text{Cl}_2$.
6. Поясніть такий експериментальний факт. У розчині, який містить комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, присутність йонів Ag^+ за допомогою галогенід-йонів встановити не вдається. При дії ж йонів S^{2-} випадає осад Ag_2S . Чому?

7. Що спричинює стійкість комплексних сполук у розчині? Написати рівняння дисоціації та вирази констант нестійкості комплексних йонів таких сполук (дати їм назву): $K_2[HgCl_4]$, $K_2[Zr(OH)_6]$, $[Co(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$. Які фактори впливають на константу нестійкості?
8. Осмотичний тиск мілімолярного розчину солі $Fe(CN)_2 \cdot 4KCN$ складає при $0^\circ C$ 84 мм.рт.ст. На скільки йонів розпадається молекула солі, якщо вважати, що у розбавленому розчині сіль дисоціює повністю? Яка координаційна будова солі, якщо розчин не проявляє реакцій, характерних для йонів Fe^{2+} та CN^- ?
9. Обчисліть концентрацію йонів Ag^+ у децимолярному розчині солі $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Константа нестійкості комплексного йону дорівнює $6,8 \times 10^{-8}$.
10. Чи утвориться осад Меркурій сульфід у додаванні до 1 л 0,001 М розчину $K_2[Hgl_4]$, який містить 0,05 моля KI, такої кількості сульфід-йонів, яке міститься в 1 л насиченого розчину CdS? Константа нестійкості йону $[Hgl_4]^{2-} = 2,8 \times 10^{-31}$, $DP_{CdS} = 7,9 \times 10^{-27}$, $DP_{HgS} = 1,6 \times 10^{-52}$.
11. Зміна енергії Гіббса для процесу: $[Cu(CN)_2]^- \rightleftharpoons Cu^+ + 2CN^-$ при $25^\circ C$ дорівнює 137,0 кДж/моль. Чому дорівнює константа нестійкості цього комплексного йону?
12. Маємо 0,025 М розчин $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. Якою буде концентрація йонів Купруму, якщо концентрація амоніаку 0,5 моль/л? Якою має бути концентрація амоніаку, щоб концентрація йону Cu^{2+} не перевищувала 10^{-15} моль/л?

РЕАКЦІЇ ІЗ ЗМІНОЮ СТУПЕНІВ ОКИСНЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ

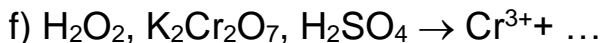
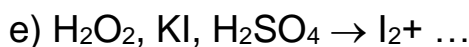
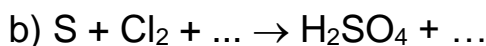
Найважливіші поняття. Ступінь окиснення елемента. Залежність ступенів окиснення елементів від їх положення в періодичній системі елементів. Окисно-відновні реакції. Окисник. Відновник. Диспропорціювання (дисмутація); конпропорціонування (конмутація). Напрявленість окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні потенціали. Гальванічний елемент. Електрохімічні окисно-відновні процеси. Електроліз.

Треба вміти. 1. Розрізняти реакції, які протікають із зміною та без зміни ступенів окиснення елементів. 2. В окисно-відновних реакціях розрізняти окисник та відновник. 3. Складати рівняння реакцій, користуючись йонно-електронним методом та методом електронного балансу. 4. Використовувати значення електродних потенціалів напівреакцій для передбачення здійсненості окисно-відновних реакцій. 5. Обчислювати ЕРС гальванічного елемента по значенням відповідних

електродних потенціалів напівреакцій. 6. Записувати схему електродних процесів на катоді та аноді при електролізі. 7. Розуміти взаємозв'язок між ЕРС елемента та ΔG відповідної реакції.

Частина I. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

1. Сформулюйте поняття “окисник”, “відновник”, виходячи із уявлень про зміну ступенів окиснення елементів.
2. Які із наведених речовин – Cl_2 , KMnO_4 , Na_2S , FeSO_4 , NaNO_2 , KI , PbO_2 , KBr , Na_2SO_3 , K_2CrO_4 – можуть проявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні, а які – як окисні, так і відновні властивості?
3. Користуючись методом йонно-електронного балансу (метод напівреакцій), складіть чи закінчить такі рівняння:



4. Наведіть 2–3 приклади реакцій внутрішньомолекулярного окиснення–відновлення. Вкажіть суттєву ознаку таких реакцій (запропонуйте визначення реакцій цього типу).
5. Для повного знебарвлення 40 мл 0,02 М розчину KMnO_4 (у середовищі сульфатної кислоти) витрачений такий же об'єм розчину H_2O_2 і при цьому виділилось 44,8 мл кисню (н.у.). Який об'єм такого ж розчину Гідроген пероксиду необхідний для реакції з 25 мл 0,2 М розчину Калій йодиду?
6. Обчисліть константу рівноваги реакції $\text{Fe}^{2+} + \text{Ce}^{4+} = \text{Fe}^{3+} + \text{Ce}^{3+}$ (298 K), якщо стандартні електродні потенціали складають



7. Обчисліть для стандартних умов ЕРС елемента, що складається із електродів $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ та $\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2$ і напишіть рівняння самодовільної реакції, якщо $\varphi_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 = +1,51 \text{ В}$, $\varphi_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2}^0 = +0,68 \text{ В}$.

8. Чи можлива реакція між Калій перманганатом та метанолом у кислому середовищі з утворенням метану? ($\varphi_{\text{CH}_3\text{A}/\text{CH}_3\text{OH}}^\circ = +0,59\text{В}$)

Частина II. Напрявленість окисно-відновних реакцій

Дослід 1. ТЕРМІЧНИЙ РОЗКЛАД НАТРІЙ СУЛЬФІТУ (тяга!)

У дві пробірки помістіть до 0,1 г $\text{Na}_2\text{SO}_3 \times 7\text{H}_2\text{O}$. Одну пробірку залиште як контрольну, а іншу закріпіть під нахилом у штативі та нагрівайте 8÷10 хв. Після охолодження вміст обох пробірок розчиніть у воді і додайте до кожного розчину по 2-3 краплі розчину Купрум(+2) сульфату. Поясніть явища, які спостерігаєте та напишіть рівняння усіх реакцій.

До якого типу ОВР відноситься реакція термічного розкладу Натрій сульфіту?

Дослід 2. ПОРІВНЯННЯ ХІМІЧНОЇ АКТИВНОСТІ ЗАЛІЗА ТА МІДІ

Попередньо знежирену та протравлену у розчині хлоридної кислоти залізну пластинку (або стержень) занурте в 1 М розчин Купрум(+2) сульфату. Через деякий час дістаньте пластинку із розчину. Поясніть результат дослідів на основі значень відповідних стандартних електродних потенціалів металів, напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. ВЗАЄМОДІЯ РОЗЧИНІВ СПОЛУК $\text{Fe}(+3)$ ТА $\text{Sn}(+2)$

До розчину Калій роданіду додайте розчин солі Феруму(+3). Відзначте колір розчину, після чого додавайте до нього по краплям до повного знебарвлення розчин Станум(+2) хлориду. У якому напрямку і чому відбувається при цьому зсув рівноваги у системі $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{K}^+$?

Дослід 4. ОКИСНІ ТА ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ ГІДРОГЕН ПЕРОКСИДУ

А) До 3 мл розчину Калій йодиду додайте ≈ 2 мл 2 н. розчину сульфатної кислоти, а потім обережно, невеликими порціями –

розчин H_2O_2 . Чим зумовлена поява забарвлення розчину? Складіть та урівняйте методом напівреакцій рівняння реакції. Що є окисником та відновником у цьому процесі? Визначте наявність вільного йоду у розчині (як?).

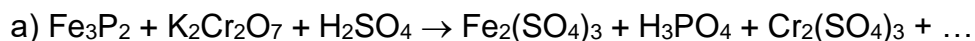
Б) До 2 мл розчину KMnO_4 долейте 2 мл розчину сульфатної кислоти. Потім по краплям додавайте розчин Гідроген пероксиду до знебарвлення вихідного розчину. Випробуйте тліючою трісочкою газ, що виділяється. Складіть рівняння реакції йонно-електронним методом, визначте процеси окиснення та відновлення.

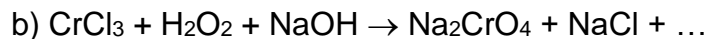
Дослід 5. Відновлення йону MnO_4^- у різному середовищі

В три окремі пробірки налейте по ≈ 2 мл розчину Калій перманганату. Потім у першу пробірку додайте такий же об'єм 2 н. розчину сульфатної кислоти, у другу – дистильованої води, а до третьої – концентрованого розчину лугу. Потім до кожної пробірки долейте розчин Натрій сульфіту Na_2SO_3 до зміни забарвлення розчину. Поясніть явища, які спостерігаєте. Методом напівреакцій складіть рівняння відповідних хімічних процесів.

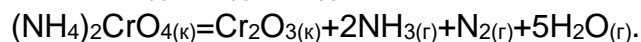
Запитання та завдання

1. Який зв'язок між спорідненістю до електрона та окисно-відновними властивостями?
2. Що є спільного між ступенем окиснення та валентністю і в чому відмінність між ними?
3. Як класифікують окисно-відновні реакції?
4. Чому реальний заряд атома не можемо приймати за ступінь його окиснення?
5. Як змінюються окисно-відновні властивості елементів у періодах та групах?
6. Роль середовища в окисно-відновних процесах.
7. Довести шляхом розрахунків ЕРС реакцій що Ферум(+3) хлорид окиснює Калій йодид, і не окиснює Калій бромід.
8. Знайти методами електронного балансу та напівреакцій коефіцієнти рівнянь реакцій:



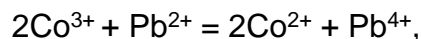


9. Розрахуйте ΔH_{298}^o , ΔS_{298}^o , ΔG_{298}^o реакції



Яка роль ентальпійного та ентропійного факторів у протіканні цього процесу? Чи є процес оборотнім? Які елементи змінюють ступінь окиснення у цій реакції?

10. Визначити напрямок реакції



якщо $[\text{Co}^{3+}] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$, $[\text{Pb}^{2+}] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$, $[\text{Co}^{2+}] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{Pb}^{4+}] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$.

1. Найважливіші фізичні та фізико-хімічні сталі

Стала	Символ	Значення
Швидкість електромагнітних коливань у вакуумі	c	$2,99792458 \times 10^8$ м/с
Стала Планка	h	$6,6260755 \times 10^{-34}$ Дж/Гц
Стала Дірака	\hbar	$1,05457266 \times 10^{-34}$ Дж/Гц
Стала Больцмана	k	$1,380658 \times 10^{-23}$ Дж/К
Стала Рідберга	R_∞	$1,0973731534 \times 10^7$ м ⁻¹
Стала Фарадея	F	$9,6485309 \times 10^4$ Кл/моль
Число Авогадро	N_A	$6,0221367 \times 10^{23}$ моль ⁻¹
Універсальна газова стала	R	$8,314510$ Дж/(моль×К)
Молярний об'єм ідеального газу за н. у.	V_m	$2,241410 \times 10^{-2}$ м ³ /моль
Електрична стала (діелектрична проникність вакууму)	ϵ_0	$8,854187816 \times 10^{-12}$ Ф/м
Магнітна стала (магнітна проникність вакууму)	μ_0	$1,2566370614 \times 10^{-6}$ Гн/м
Магнетон Бора	B	$9,274015 \times 10^{-24}$ Дж/Тл
Ядерний магнетон	N	$5,050787 \times 10^{-27}$ Дж/Тл
Радіус першої борівської орбіти	α_0	$5,2917725 \times 10^{-11}$ м
Радіус електрона	r_e	$2,81794092 \times 10^{-15}$ м
Елементарний електричний заряд	E	$1,60217733 \times 10^{-19}$ Кл
Атомна одиниця маси	а.о.м.	$1,6605402 \times 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	m_e	$9,1093897 \times 10^{-31}$ кг = $5,4857990 \times 10^{-4}$ а.о.м.
Маса спокою протона	m_p	$1,6726231 \times 10^{-27}$ кг = $1,007276470$ а.о.м.
Маса спокою нейтрона	m_n	$1,6749286 \times 10^{-27}$ кг = $1,008664904$ а.о.м.

2. Перехідні коефіцієнти

- 1 Дж = $6,24146 \times 10^{18}$ еВ
- 1 еВ = $1,602189 \times 10^{-19}$ Дж
- 1 кал (термохім) = 4,1840 Дж
- 1 кал (міжн.) = 4,1868 Дж
- 1 а.о.м. = 931,5016 МеВ =
 $1,66054 \times 10^{-27}$ кг
- 1 Па = $0,986923 \times 10^{-5}$ атм
- 1 атм = $1,01325 \times 10^5$ Па
- 1 мм рт.ст. = $1,33322 \times 10^2$ Па
- 1 Д (дебай) = $3,33564 \times 10^{-30}$ Кл×м
- 1 л (літр) = 10^{-3} м³
- 0 °С = 273,15 К
- 0 К = -273,15 °С
- 1 А = 10^{-10} м
- 1 нм = 10^{-9} м
- 1 г/см³ = 10^3 кг/м³

**3. Тиск водяної пари (мм рт. ст.) при різних температурах (°C)
(1 мм рт. ст.= 133,322 Па)**

Температура	Тиск	Температура	Тиск	Температура	Тиск
1	4,93	11	9,84	21	18,65
2	5,29	12	10,52	22	19,83
3	5,68	13	11,23	23	21,07
4	6,10	14	11,99	24	22,38
5	6,54	15	12,79	25	23,76
6	7,01	16	13,63	26	25,21
7	7,51	17	14,53	27	26,74
8	8,05	18	15,48	28	28,35
9	8,61	19	16,48	29	30,04
10	9,21	20	17,54	30	31,82

4. Орбітальні радіуси атомів (наведені радіуси (нм) максимумів густини радіального розподілу заряду електронів)

Атом	1s	2s	2p	Атом	3s	3p	
H	0,053			Na	0,171		
He	0,029			Mg	0,128		
Li	0,019	0,159		Al	0,104		0,131
Be	0,014	0,104		Si	0,090		0,107
B	0,011	0,077	0,078	P	0,080		0,092
C	0,009	0,062	0,060	S	0,072		0,081
N	0,0078	0,052	0,049	Cl	0,066		0,072
O	0,0068	0,045	0,041	Ar	0,061		0,066
F	0,0060	0,040	0,036				
Ne	0,0054	0,035	0,032				
Атом	3d	4s	4p	Атом	4d	5s	5p
K		0,216		Ag	0,054	0,129	
Ca		0,169		Cd	0,050	0,118	
Sc	0,054	0,157		In	0,048	0,109	0,138
Ti	0,049	0,148		Sn	0,046	0,103	0,124
V	0,045	0,140		Sb	0,044	0,097	0,119
Cr	0,043	0,145		Te	0,042	0,092	0,111
Mn	0,039	0,128		I	0,041	0,086	0,104
Fe	0,036	0,123		Xe	0,039	0,084	0,099
Co	0,034	0,118					

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

Атом	3d	4s	4p	Атом	5d	6s	6p
Ni	0,032	0,114		Cs		0,252	
Cu	0,031	0,119					
Zn	0,029	0,107		Ba	0,108	0,206	
Ga		0,096	0,126	La		0,192	
Ge		0,089	0,109	Hf	0,083	0,147	
As		0,083	0,100	Ta	0,078	0,141	
Se		0,078	0,092	W	0,075	0,136	
Br		0,073	0,085	Re	0,071	0,131	
Kr		0,069	0,079	Os	0,070	0,127	
				Ir	0,067	0,123	
Атом	4d	5s	5p	Pt	0,066	0,122	
Rb		0,229		Au	0,063	0,199	
Sr		0,184		Hg	0,060	0,113	
Y	0,086	0,169		Tl	0,058	0,106	0,132
Zr	0,079	0,159		Pb	0,056	0,104	0,122
Nb	0,075	0,159		Bi	0,054	0,096	0,129
Mo	0,070	0,152		Po	0,052	0,092	0,121
Tc	0,065	0,139		At	0,050	0,088	0,115
Ru	0,062	0,141		Rn	0,049	0,085	0,109
Rh	0,059	0,136		Атом	7s		
Pd	0,057	–		Fr	0,245		
				Ra	0,204		

5. Енергії йонізації атомів та йонів

Атомний номер	Елемент	E_1		E_2		E_3	
		кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ
1	H	1312.1	13.599	–	–	–	–
2	He	2372.3	24.59	5251	54.42	–	–
3	Li	520.2	5.39	7298	75.64	11812	122.4
4	Be	899.5	9.32	1757	18.21	14844	153.9
5	B	800.6	8.298	2427	25.16	3659	37.9
6	C	1086.4	11.26	2353	24.38	4619	47.9
7	N	1402.3	14.53	2856	29.60	4576	47.4
8	O	1313.9	13.62	3388	35.12	5296	54.9
9	F	1681.1	17.42	3376	34.99	6045	62.7
10	Ne	2080.7	21.57	3964	41.08	6130	63.5
11	Na	495.8	5.14	4564	47.30	6913	71.7
12	Mg	737.7	7.65	1451	15.04	7730	80.1
13	Al	577.6	5.986	1817	18.8	2744	28.4
14	Si	786.5	8.15	1577	16.34	3228	33.46
15	P	1011.8	10.49	1904	19.73	2910	30.16

Атомний номер	Елемент	E_1		E_2		E_3	
		кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ
16	S	999.6	10,36	2253	23,35	3380	35,0
17	Cl	1251,2	12,97	2296	23,80	3850	39,9
18	Ar	1 520,6	15,76	2666	27,63	3946	40,9
19	K	418,8	4,34	3070	31,82	4390	46,0
20	Ca	589,8	6,11	1145	11,87	4941	51,2
21	Sc	633,1	6,562	1235	12,80	2388	24,8
22	Ti	658	6,82	1310	13,58	2650	27,5
23	V	650,3	6,740	1372	14,21	2830	29,3
24	Cr	652,7	6,765	1592	16,50	2990	31,0
25	Mn	717,4	7,435	1509	15,64	3254	33,7
26	Fe	761,6	7,893	1561	16,18	2956	30,6
27	Co	759	7,87	1646	17,06	3231	33,5
28	Ni	736,7	7,635	1751	18,15	3392	35,2
24	Cu	745,4	7,726	1958	20,29	3554	36,8
30	Zn	906,4	9,394	1733	17,96	3830	39,7
31	Ga	578,7	6,09	1979	20,51	2962	30,7
32	Ge	762,2	7,90	1538	15,94	3301	34,2
33	As	947	9,82	1797	18,62	2734	28,3
34	Se	940,9	9,75	2045	21,19	3090	32,0
35	Br	1142	11,84	2103	21,8	3460	35,9
36	Kr	1350,8	14,0	2351	24,5	3560	36,9
37	Rb	403,0	4,18	2650	27,5	3930	40,0
38	Sr	549,4	5,69	1064	11,0	4210	43,6
39	Y	599,8	6,217	1181	12,24	1980	20,5
40	Zr	659,7	6,84	1267	13,13	2217	22,9
41	Nb	664,0	6,882	1382	14,32	2400	25
42	Mo	685	7,10	1558	16,15	2618	27,1
43	Tc	702	7,28	1472	15,26	3100	32
44	Ru	710,7	7,366	1617	16,76	2746	28,5
45	Rh	720,0	7,46	1744	18,08	2996	31,05
46	Pd	804,3	8,336	1875	19,43	3170	32,9
47	Ag	731,0	7,576	2073	21,49	3360	34,8
48	Cd	867,8	8,994	1631	16,9	3610	37,5
49	In	558,3	5,78	1820	18,9	2700	28,0
50	Sn	708,6	7,34	1411	14,6	2942	30,5
51	Sb	834	8,64	1590	16,5	2440	25,3
52	Te	869,3	9,01	1790	18,6	3000	31
53	I	1008,4	10,45	1843	19,1	–	–
54	Xe	1170,4	12,13	2050	21,3	3100	32,1
55	Cs	375,7	3,89	2420	25,1	–	–
56	Ba	502,8	5,2	965,2	10,0	3600	37
57	La	538,1	5,577	1067	11,1	1850	19,2
58	Ce	528	5,5	1047	10,8	1880	19,5
59	Pr	523	5,42	1018	10,5	–	–
60	Nd	530	5,49	1034	10,7	–	–

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

Атомний номер	Елемент	E_1		E_2		E_3	
		кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ	кДж/моль	еВ
61	Pm	535	5,55	1052	10,9	—	—
62	Sm	543	5,63	1068	11,1	—	—
63	Eu	546,5	5,66	1085	11,2	—	—
64	Gd	594	6,16	1170	12,1	—	—
65	Tb	564	5,85	1112	11,5	—	—
66	Dy	572	5,93	1126	11,7	—	—
67	Ho	581	6,02	1139	11,8	—	—
68	Er	589	6,10	1151	11,9	—	—
69	Tm	596,4	6,18	1163	12,0	—	—
70	Yb	603	6,25	1175	12,2	—	—
71	Lu	523,5	5,43	1340	13,9	—	—
72	Hf	720	7,5	1440	14,9	—	—
73	Ta	761	7,89	1560	16,2	—	—
74	W	770	7,98	1710	17,7	—	—
75	Re	760	7,88	1600	16,5	—	—
76	Os	820	8,5	1640	17	—	—
77	Ir	880	9,1	1640	17	—	—
78	Pt	860	8,9	1791	18,6	—	—
79	Au	890,2	9,226	1980	20,5	—	—
80	Hg	1007,1	10,438	1809,7	18,8	—	—
81	Tl	589,3	6,11	1971	20,4	—	—
82	Pb	715,6	7,42	1450	15,0	—	—
83	Bi	703,1	7,29	1615	16,7	—	—
84	Po	813	8,43	1870	19,4	—	—
85	At	890	9,2	1940	20,1	—	—
86	Rn	1037,1	10,75	—	—	—	—
87	Fr	384	3,98	—	—	—	—
88	Ra	509,3	5,28	979	10,1	—	—
89	Ac	490	5,1	1164	12,1	—	—
90	Th	590	6,1	1110	11,5	—	—
91	Pa	570	5,9	—	—	—	—
92	U	597	6,2	1120	11,6	—	—
93	Np	600	6,2	—	—	—	—
94	Pu	585	6,06	—	—	—	—
95	Am	578	5,99	—	—	—	—
96	Cm	588	6,09	—	—	—	—
97	Bk	608	6,30	—	—	—	—
98	Cf	620	6,4	—	—	—	—
99	Es	630	6,5	—	—	—	—
100	Fm	640	6,6	—	—	—	—
101	Md	650	6,7	—	—	—	—
102	(No)	660	6,8	—	—	—	—

6. Шкала електронегативності (χ) елементів за Олредом–Роховим

Елемент	χ	Елемент	χ	Елемент	χ
Cs	0,86	Au	1,42	Po	1,76
Fr	0,86	Ru	1,42	Ga	1,82
Rb	0,89	Hg	1,44	Sb	1,82
K	0,91	Pt	1,44	At	1,90
Ba	0,97	Tl	1,44	B	2,01
Li	0,97	Rh	1,45	Te	2,01
Ra	0,97	V	1,45	Ge	2,02
Sr	0,99	Cd	1,46	Rn	2,06
Ac	1,00	Re	1,46	H	2,10
Na	1,01	Al	1,47	P	2,10
Ca	1,04	Be	1,47	As	2,20
La	1,08	In	1,49	I	2,21
Y	1,11	Os	1,52	Xe	2,40
Sc	1,20	Ir	1,55	Se	2,48
Zr	1,22	Pb	1,55	C	2,50
Hf	1,23	Cr	1,56	S	2,60
Mg	1,23	Mn	1,60	Br	2,74
Mb	1,23	Fe	1,64	Cl	2,83
Mo	1,30	Zn	1,66	Kr	2,94
Ti	1,32	Bi	1,67	N	3,07
Ta	1,33	Co	1,70	Ar	3,20
Pd	1,35	Sn	1,72	O	3,50
Tc	1,36	Si	1,74	F	4,10
W	1,40	Cu	1,75	Ne	4,84
Ag	1,42	Ni	1,75	He	5,50

7. Енергія йонізації E_i та спорідненість до електрону E_e молекул

Молекула	E_i , eV	E_i , кДж/моль	E_e , eV	E_e , кДж/моль
Br ₂	10,56	1016	2,5	242
C ₂	11,4	1148	-	318
CN	14,20	1370	3,82	370

Молекула	E_i , eV	E_i , кДж/моль	E_e , eV	E_e , кДж/моль
Cl ₂	11,48	1108	2,3	230
F ₂	15,69	1515	3,08	297
H ₂	15,43	1489	-3,58	-345
I ₂	9,40	907	2,58	249
K ₂	4,0	386	-	-
Li ₂	5,0	482	-	-
N ₂	15,58	1503	-2,8	-270
Na ₂	4,90	473	-	-
O ₂	12,08	1165	0,44	42
P ₂	9,6	926	-	-
S ₂	9,36	903	2	193
Se ₂	8,88	857	-	-
Te ₂	8,29	800	-	-
ClO ₃	4,45	429	0,028	274
H ₂ O	12,61	1217	-0,050	-482
H ₃ N	10,15	979	-	-
NO	9,27	894	-	2
NO ₂	9,79	944	-	299
OH	13,18	1272	-	177
O ₃	-	-	2	28

8. Енергії дисоціації (D_0) при 0°C та між'ядерні відстані (d) двохатомних молекул та йонів*

Молекула	D_0 , кДж/моль	d , нм	Молекула	D_0 , кДж/моль	d , нм
Ag ₂	161	0,268	HF	(565,7)	0,092
As ₂	(385)	0,241	HI	(298,3)	0,161
Au ₂	226	0,247	HO	(427,8)	0,097
B ₂	276	0,159	He;	230	0,108
Br ₂	190,1	0,228	I ₂	148,8	0,266
Br ₂	316	-	I ₂ ⁺	250	-
Br ₂ ⁻	82	-	I ₂ ⁻	102	-
C ₂	602	0,124	K ₂	54 99	0,392
C ₂ ⁺	527	-	Li ₂		0,267
C ₂ ⁻	696,8	-	Li ₂ ⁺	121	-

Молекула	D_0 , кДж/моль	d , нм	Молекула	D_0 , кДж/моль	d , нм
CN	(761)	0,117	N ₂	(945,3)	0,1097
CN ⁺	439	-	N ₂ ⁺	842,7	0,111
CN ⁻	1003	0,114	N ₂ ⁻	744,8	0,125
CO	1076 805,4	0,128	NO	(631,6)	0,115
CO ⁺	(242,6)	-	NO ⁺	1046	0,106
Cl ₂		0,199	Na ₂	(71)	0,308
Cl ₂ ⁺	388	0,189	O ₂	(498,4)	0,1207
Cl ₂ ⁻	120	-	O ₂ ⁺	642	0,112
Cs ₂	(38)	0,43	O ₂ ⁻	394	0,134
Cu ₂	197	0,22	P ₂	(489,1)	0,189
F ₂	(159)	0,141	P ₂ ⁺	427	0,199
F ₂ ⁺	320	0,133	S ₂	(425,5)	0,189
F ₂ ⁻	117	-	S ₂ ⁺	518	0,183
H ₂	436	0,074	S ₂ ⁻	544	-
H ₂ ⁺	255,7	0,108	Se ₂	305	0,216
H ₂ ⁻	15	-	Te ₂	259	0,256
HBr	(366,1)	0,141			
HCl	(431,6)	0,127			

* В дужках наведені значення при 298,15 К

9. Термодинамічні константи деяких речовин

Таблиця містить дані про стандартні ентальпії (ΔH°) та вільні енергії (ΔG°) утворення сполук із елементів за стандартних умов у кДж/моль, а також абсолютні ентропії (S°) сполук у Дж/(К • моль).

Речовина	ΔH°	ΔG°	S°	Речовина	ΔH°	ΔG°	S°
AgCl	-127,2	-109,9	+96,2	KI	-327,6	-322,3	+ 104,35
AlCl ₃	-704,6	-629,0	+ 109,4	KClO ₃	-391,2	-289,9	+142,97
Al(OH) ₃	-1315	-1157	+70,1	KMnO ₄	-813,4	-713,8	+ 171,71
Al ₂ O ₃	-1676,8	-1583,3	+50,95	KNO ₃	-493,2	-393,1	+ 132,93
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3444,1	-3102,9	+239,4	K ₂ SO ₄	-1433,7	-1316,4	+175,7
BaCO ₃	-1217,1	-1137,2	+ 113,0	LiCl	-408,3	-384,0	+59,3
BaCl ₂	-859,1	-811,4	+123,8	MgCl ₂	-641,1	-591,6	+89,8
BaO	-553,9	-525,4	+70,5	MgO	-601,8	-569,6	+26,9
Речовина	ΔH°	ΔG°	S°	Речовина	ΔH°	ΔG°	S°
BaSO ₄	-1474,2	-1363,2	+132,3	N ₂	0	0	+199,9
C	+1,828	+2,834	+2,37	NH ₃	-46,19	-16,7	+192,6

Методичні рекомендації до лабораторних занять.

(алмаз)				NO	+90,31	+80,6	+210,7
C	0	0	+5,740	NO ₂	+33	+51,5	+240,2
(графіт)				NaCl	-411,1	-384,0	+72,12
CO	-110,6	-137,2	+197,7	Na ₂ CO ₃	-1137,5	-1047,5	+136,4
CO ₂	-393,8	-394,6	+213,8	Na ₂ SO ₄	-1384,6	-1266,8	+149,5
CaC ₂	-59,9	-64,9	+70,0	O ₂	0	0	+205,0
CaCO ₃	-1207,7	-1129,6	+91,6	O ₃	-142,3	-162,7	+238,8
CaCl ₂	-796,3	-748,9	+104,7	H ₂ O (г)	-241,98	-228,8	+188,9
CaO	-635	-603,6	+39,7	H ₂ O (р)	-286,0	-237,4	+70,0
Ca(OH) ₂	-986,8	-899,2	+83,4	P (біл.)	0	0	+41,1
Cl ₂	0	0	+222,9	P(черв.)	-17,6	-12,13	+22,8
HCl (г)	-92,4	-94,5	+186,9	PCl ₃	-287,02	-260,5	+311,7
CuCl ₂	-215,7	-171,5	+108,2	PCl ₅	-374,89	-305,4	+364,5
CuSO ₄	-771,4	-662,2	+109,3	SO ₂	-297,2	-300,41	+248,2
Fe	0	0	+27,2	SO ₂ Cl ₂	-391,2	-305,0	+216,3
FeCl ₃	-399,7	-334,2	+142,4	H ₂ S	-21	-33,8	+205,7
FeO	-265,0	-244,5	+60,8	H ₂ SO ₄	-814,2	-690,3	+ 156,9
FeSO ₄	-929,5	-825,5	+121,0	SiO ₂	-911,6	-857,2	+41,9
Fe ₂ O ₃	-822,7	-740,8	+87,5	ZnCl ₂	-415,33	-369,6	+111,54
Fe ₃ O ₄	-1117,9	-1014,8	+146,3	ZnS	-205,6	-200,85	+57,78
H ₂	0	0	+130,7	ZnO	-348,0	-318,2	+43,9
KCl	-435,9	-408,0	+82,56	ZnSO ₄	-978,6	-871,6	+124,7
KBr	-392,2	-379,2	+96,4	SrSO ₄	-1444,7	-1334,3	+121,7

10. Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах

Формула	$K_{\text{дис.}}$	Формула	$K_{\text{дис.}}$
HAIO ₂	6×10^{-13}	HN ₃	$2,6 \times 10^{-5}$
H ₃ AsO ₃	$5,7 \times 10^{-10}$	HNO ₂	$5,13 \times 10^{-4}$
H ₃ AsO ₄	(I) $5,6 \times 10^{-3}$ (II) $1,05 \times 10^{-7}$	HNO ₃	$4,36 \times 10^{-16}$
H ₃ BO ₃	(I) $5,98 \times 10^{-10}$ (II) $1,8 \times 10^{-13}$	H ₂ O	$2,4 \times 10^{-12}$
H ₂ B ₄ O ₇	$1,8 \times 10^{-4}$	H ₃ PO ₂	$7,9 \times 10^{-2}$
HBr	$1 \times 10^{+9}$	H ₃ PO ₃	(I) $1,6 \times 10^{-2}$ (II) $6,3 \times 10^{-7}$
HBrO	$2,5 \times 10^{-9}$	H ₃ PO ₄	(I) $7,6 \times 10^{-3}$ (II) $6,2 \times 10^{-8}$ (III) $4,2 \times 10^{-13}$
HBrO ₃	2×10^{-1}	H ₂ S	(I) $1,05 \times 10^{-7}$ (II) $1,23 \times 10^{-13}$
HCN	$6,2 \times 10^{-10}$	H ₂ SO ₃	(I) $1,58 \times 10^{-2}$ (II) $6,31 \times 10^{-8}$
HCNS	$1,4 \times 10^{-1}$	H ₂ SO ₄	(I) $1 \times 10^{+3}$ (II) $1,2 \times 10^{-2}$
H ₂ CO ₃	(I) $4,45 \times 10^{-7}$ (II) $4,68 \times 10^{-11}$	H ₂ S ₂ O ₃	$2,5 \times 10^{-1}$
HCOOH	$1,77 \times 10^{-4}$	H ₂ Se	(I) $1,7 \times 10^{-4}$ (II) $1,0 \times 10^{-11}$
CH ₃ COOH	$1,76 \times 10^{-5}$	H ₂ SeO ₃	(I) $2,45 \times 10^{-3}$ (II) $4,79 \times 10^{-9}$
HCl	$1 \times 10^{+7}$	H ₂ SiO ₃	(I) $2,2 \times 10^{-10}$ (II) $1,6 \times 10^{-12}$
HCIO	$5,0 \times 10^{-8}$	H ₄ SiO ₄	(I) $1,3 \times 10^{-10}$ (II) $1,6 \times 10^{-12}$
HCIO ₂	$1,1 \times 10^{-2}$	H ₂ Te	(I) $2,29 \times 10^{-3}$ (II) $6,76 \times 10^{-13}$
HCIO ₃	$\approx 10^{+3}$	LiOH	$6,75 \times 10^{-1}$
HCIO ₄	$\approx 10^{+8}$	Mg(OH) ₂	(II) $2,5 \times 10^{-3}$
H ₂ CrO ₄	$1,8 \times 10^{-1}$	Mn(OH) ₂	(II) $5,0 \times 10^{-4}$
HF	$6,67 \times 10^{-4}$	NH ₃ • H ₂ O	$1,79 \times 10^{-5}$
HI	$1 \times 10^{+11}$	N ₂ H ₄ • H ₂ O	$1,2 \times 10^{-6}$
HIO	$2,3 \times 10^{-11}$	NaOH	5,9
HIO ₃	$1,7 \times 10^{-1}$	Ni(OH) ₂	(II) $2,5 \times 10^{-5}$
HIO ₄	$2,5 \times 10^{-2}$		
HMnO ₄	2×10^2		
H ₂ TeO ₃	(I) $1,35 \times 10^{-4}$ (II) $2,00 \times 10^{-11}$		
AgOH	$5,0 \times 10^{-3}$		
Al(OH) ₃	(III) $1,38 \times 10^{-9}$		
Ba(OH) ₂	(II) $2,3 \times 10^{-1}$		
Ca(OH) ₂	(II) $4,3 \times 10^{-2}$		
Co(OH) ₂	(II) 4×10^{-5}		

Формула	$K_{\text{дис.}}$	Формула	$K_{\text{дис.}}$
Cu(OH) ₂	(II) $3,4 \times 10^{-7}$	Pb(OH) ₂	(I) $9,55 \times 10^{-4}$
Fe(OH) ₂	(II) $1,3 \times 10^{-4}$		(II) $3,0 \times 10^{-8}$
Fe(OH) ₃	(II) $1,82 \times 10^{-11}$	Sr(OH) ₂	(II) $1,5 \times 10^{-1}$
Hg(OH) ₂	(I) $4,0 \times 10^{-12}$	TiOH	$> 1 \times 10^{-1}$
La(OH) ₃	(III) $5,2 \times 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	$4,4 \times 10^{-5}$

11. Константи (добутки) розчинності деяких малорозчинних у воді сполук

Сполука	K_s (ДР)	Сполука	K_s (ДР)
AgBr	$6,3 \times 10^{-13}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,5 \times 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \times 10^{-16}$	HgS (чорн.)	$1,6 \times 10^{-52}$
AgCNS	$1,1 \times 10^{-12}$	Li ₂ CO ₃	$3,98 \times 10^{-3}$
AgCl	$1,78 \times 10^{-10}$	MgCO ₃	$2,1 \times 10^{-5}$
AgI	$8,3 \times 10^{-15}$	Mg(OH) ₂	$6,8 \times 10^{-12}$
Ag ₂ S	$6,3 \times 10^{-50}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \times 10^{-13}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \times 10^{-5}$	Mn(OH) ₂	$2,3 \times 10^{-13}$
Al(OH) ₃	$5,7 \times 10^{-32}$	MnS (зел.)	$2,5 \times 10^{-13}$
AuCl ₃	$3,2 \times 10^{-25}$	NiCO ₃	$1,3 \times 10^{-7}$
BaCO ₃	$4,9 \times 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \times 10^{-4}$
BaF ₂	$1,7 \times 10^{-6}$	NiS	$9,3 \times 10^{-22}$
BaSO ₃	$8,0 \times 10^{-7}$	PbCO ₃	$3,3 \times 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,1 \times 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,7 \times 10^{-5}$
CaCO ₃	$4,8 \times 10^{-9}$	PbS	$2,5 \times 10^{-27}$
CaSO ₄	$2,4 \times 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,7 \times 10^{-8}$
Cd(OH) ₂	$2,2 \times 10^{-14}$	PtCl ₄	$8,0 \times 10^{-29}$
CdS	$7,9 \times 10^{-27}$	PtS	$8,0 \times 10^{-73}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \times 10^{-31}$	Sc(OH) ₃	$8,7 \times 10^{-28}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \times 10^{-20}$	SnS	$2,5 \times 10^{-27}$
(CuOH) ₂ CO ₃	$1,7 \times 10^{-34}$	SrSO ₄	$3,2 \times 10^{-7}$
CuS	$1,4 \times 10^{-36}$	Zn(OH) ₂	$2,3 \times 10^{-17}$
FeCO ₃	$2,5 \times 10^{-11}$	ZnCO ₃	$1,45 \times 10^{-11}$
FeS	$5,0 \times 10^{-18}$	ZnS	$1,6 \times 10^{-24}$

12. Загальні константи дисоціації та утворення деяких комплексів у водних розчинах

Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$	Комплекс	$K_{дис}$	$K_{утв}$
$AgBr_2^-$	$7,8 \times 10^{-8}$	$2,2 \times 10^7$	$Cu(CN)_2^-$	$1,0 \times 10^{-24}$	$1,0 \times 10^{24}$
$Ag(CN)_2^-$	$1,1 \times 10^{-22}$	$9,1 \times 10^{21}$	$Cu(NH_3)_2^+$	$1,4 \times 10^{-11}$	$7,1 \times 10^{10}$
$AgCl_2^-$	$5,6 \times 10^{-6}$	$1,8 \cdot 10^5$	$Cu(NH_3)_4^{2+}$	$1,0 \times 10^{-13}$	$1,0 \times 10^{13}$
AgI_2^-	$1,8 \times 10^{-12}$	$5,5 \times 10^{11}$	$Cu(OH)_4^{2-}$	$7,6 \times 10^{-17}$	$1,3 \times 10^{16}$
$Ag(NCS)_2^-$	$2,7 \times 10^{-8}$	$3,7 \times 10^7$	$Fe(CN)_6^{4-}$	$1,010^{-36}$	$1,0 \times 10^{36}$
$Ag(NH_3)_2^+$	$5,8 \times 10^{-8}$	$1,7 \times 10^7$	$Fe(CN)_6^{3-}$	$1,0 \times 10^{-45}$	$1,0 \times 10^{45}$
$Ag(NO_2)_2^-$	$1,4 \times 10^{-3}$	$6,8 \times 10^2$	$Fe(NCS)_4^-$	$1,4 \times 10^{-4}$	$7,1 \times 10^3$
$Ag(OH)_2^-$	$1,0 \times 10^{-4}$	$9,8 \times 10^3$	$Fe(NCS)_6^{3-}$	$2,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^5$
$Ag(S_2O_3)_2^{3-}$	$7,1 \times 10^{-15}$	$1,4 \times 10^{14}$	$HgBr_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-21}$	$1,0 \times 10^{21}$
AlF_6^{2-}	$2,1 \times 10^{-21}$	$4,8 \times 10^{20}$	$Hg(CN)_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-39}$	$9,3 \times 10^{38}$
$Al(OH)_4^-$	$1,0 \times 10^{-33}$	$1,0 \times 10^{33}$	$HgCl_4^{2-}$	$8,5 \times 10^{-16}$	$1,2 \times 10^{15}$
$Au(CN)_2^-$	$5,0 \times 10^{-39}$	$2,0 \times 10^{38}$	HgI_4^{2-}	$1,5 \times 10^{-30}$	$6,8 \times 10^{29}$
$AuCl_4^-$	$5,0 \times 10^{-22}$	$2,0 \times 10^{21}$	$Hg(NCS)_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-22}$	$1,0 \times 10^{22}$
$Au(NCS)_4^-$	$1,0 \times 10^{-42}$	$1,0 \times 10^{42}$	$Mg(NH_3)_4^{2+}$	$1,0 \times 10^{-64}$	$1,0 \times 10^{64}$
$Cd(CN)_4^{2-}$	$1,4 \times 10^{-18}$	$7,1 \times 10^{-17}$	$Ni(CN)_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-31}$	$1,0 \times 10^{31}$
$CdCl_4^{2-}$	$9,3 \times 10^{-3}$	$1,1 \times 10^2$	$Ni(NH_3)_6^{2+}$	$8,3 \times 10^{-9}$	$1,2 \times 10^8$
$Cd(NCS)_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-3}$	$8,1 \times 10^2$	$PbBr_4^{2-}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^3$
$Cd(NH_3)_4^{2+}$	$2,8 \times 10^{-7}$	$3,6 \times 10^6$	$PbBr_4^{2-}$	$1,2 \times 10^{-4}$	$8,3 \times 10^3$
$Cd(OH)_4^{2-}$	$5,5 \times 10^{-10}$	$1,8 \times 10^9$	$PtCl_4^{2-}$	$2,5 \times 10^{-17}$	$4,0 \times 10^{16}$
$Co(CN)_6^{3-}$	$1,0 \times 10^{-64}$	$1,0 \times 10^{64}$	$Zn(CN)_4^{2-}$	$2,4 \times 10^{-20}$	$4,2 \times 10^{19}$
$Co(NCS)_4^{2-}$	$5,5 \times 10^{-3}$	$1,8 \times 10^2$	$Zn(NH_3)_4^{2+}$	$2,0 \times 10^{-9}$	$5,0 \times 10^8$
$Co(NH_3)_6^{3+}$	$6,2 \times 10^{-36}$	$1,8 \times 10^{35}$	$Zn(OH)_4^{2-}$	$2,0 \times 10^{-18}$	$5,0 \times 10^{17}$

13. Густина розчинів деяких неорганічних кислот та лугів у воді при 20 °C

Густина, г/см ³	Вміст розчиненої речовини, мас. частка (%)				
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	KOH	NaOH
1,000	0,360	0,3296	0,261	0,197	0,159
1,010	2,364	2,164	1,731	1,295	1,04
1,020	4,388	3,982	3,242	2,38	1,94
1,030	6,433	5,784	4,746	3,48	2,84
1,040	8,490	7,530	6,237	4,58	3,74
1,050	10,52	9,259	7,704	5,66	4,65

Густина, г/см ³	Вміст розчиненої речовини, мас. частка (%)				
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	KOH	NaOH
1,060	12,51	10,97	9,129	6,74	5,56
1,070	14,50	12,65	10,56	7,82	6,47
1,080	16,47	14,31	11,96	8,89	7,38
1,090	18,43	15,95	13,36	9,96	8,28
1,100	20,39	17,58	14,73	11,03	9,19
1,110	22,33	19,19	16,08	12,08	10,10
1,120	24,25	20,79	17,43	13,14	11,01
1,130	26,20	22,38	18,76	14,19	11,92
1,160	32,14	27,00	22,67	17,29	14,64
1,170	34,18	28,51	23,95	18,32	15,54
1,180	36,23	30,00	23,21	19,35	16,44
1,190	38,32	31,47	26,47	20,37	17,34
1,200		32,94	27,72	21,38	18,25
1,250		40,58	33,82	26,34	22,82
1,300		48,42	39,67	31,15	27,41
1,350		56,95	45,26	35,82	32,10
1,400		66,97	50,49	40,37	36,99
1,450		79,43	55,45	44,79	42,07
1,500		96,73	60,16	49,10	47,33
1,600			69,09		
1,700			77,63		
1,800			87,69		
1,835			95,72		
1,840			96,00		

14. Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	Електродна реакція	φ°, В	Електрод	Електродна реакція	φ°, В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + \bar{e} ⇌ Li	-3,045	Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Fe	-0,440
K ⁺ /K	K ⁺ + \bar{e} ⇌ K	-2,925	Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Cd	-0,403
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + \bar{e} ⇌ Rb	-2,925	Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Co	-0,277
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + \bar{e} ⇌ Cs	-2,923	Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Ni	-0,250
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Ca	-2,866	Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Sn	-0,136
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + \bar{e} ⇌ Na	-2,714	Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Pb	-0,126
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + \bar{e} ⇌ Mg	-2,363	H ⁺ / ½H ₂	H ⁺ + \bar{e} ⇌ ½ H ₂	+0,000
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3 \bar{e} ⇌ Al	-1,662	Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2 \bar{e} ⇌ Cu	+0,337

Електрод	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$	Електрод	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,179	$\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,788
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763	Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,799
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744	Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,498

15. Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах при 25°C

Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$	Електродна реакція	$\varphi^\circ, \text{В}$
$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,00
$\text{S} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,51	$\frac{1}{2}\text{Br}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^-$	+ 1,065
$\text{PbSO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}(\kappa) + \text{SO}_4^{2-}$	-0,356	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,195
$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,229
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,153	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,36
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,22	$\frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^-$	+ 1,36
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,44
$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	+0,401	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,455
$\frac{1}{2}\text{I}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{I}^-$	+0,536	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,51
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\kappa) + 4\text{OH}^-$	+0,57	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,685
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,771	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,77
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,910	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+ 1,82
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	$\frac{1}{2}\text{F}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{F}^-$	+2,87

**16. Середні коефіцієнти активності йонів
із різними зарядами**

Тип йону	Йонна сила розчину					
	0	0,001	0,005	0,010	0,050	0,100
однозарядний	1	0,96	0,92	0,90	0,81	0,78
двозарядний	1	0,86	0,72	0,63	0,44	0,33
трьохзарядний	1	0,73	0,51	0,39	0,15	0,08
чотирьохзарядний	1	0,56	0,30	0,19	0,04	0,01

Рекомендована література

1. Базелюк І. І. Довідкові матеріали з хімії / І. І.Базелюк, Н. М.Буринська, Л. П. Величко. – К.; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 100 с.
2. Березан О. Енциклопедія хімічних задач / О. Березан. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2001. – 304 с.
3. Григор'єва В. В. Загальна хімія : Підручник / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб; За ред. О. А. Голуба. – К. : Вища школа, 2009, 471 с. Режим доступу: [Григор'єва В.В., Загальна хімія, 2009, 471с.pdf \(onu.edu.ua\)](#)
4. Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. М.: АСТ. – 2004. – 280 с.
5. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посіб. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл.
6. Корчинський Г. А. Хімія: Підручник / Г. А.Корчинський. – Вінниця «Поділля-2000», 2002. – 525 с.
7. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навч. посіб. – К.: Знання, 2009. – 548 с.
8. Назарко І. С. Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей / Укладачі : Назарко І.С., Вічко О.І. – Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. – 192 с. Режим доступу: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/lib/28898>
9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Н. В. Романова. – К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
10. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. – К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2003. – 220 с.
11. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія / О.М.Степаненко, А.Г.Рейтер, В.М.Ледовських, С.В.Іванов: В 2-х ч. – К.: Педагогічна преса, 2000. – Ч.І – 568 с. Режим доступу: [Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія. Том 2.pdf \(onu.edu.ua\)](#)
12. Телегус В. С. Основи загальної хімії: Підручник / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало. – Львів: Світ, 2000. – 424 с: іл.

Методичне видання

***КАСЬЯНЕНКО** Геннадій Якович*

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації до лабораторних занять

Комп'ютерний набір та верстка Г. Я. Касьяненко

Підп. до друку 26.04.2021.

Формат 60x84/16. Гарнітура Times New Roman.

Папір офсетний. Друк офсетний. Ум. друк. арк. 3,84.

Ум. фарб.-відб. 3,849. Обл.-вид. арк. 2,65.

Тираж 100 пр. Вид. №44

Видавець і виготовлювач:

ФОП Цьома С.П. 40002, м. Суми, вул. Роменська, 100.

Тел.: 066-293-34-29.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

серія ДК, № 5050 від 23.02.2016.