

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Харківський державний університет харчування та торгівлі

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Навчальний посібник

для студентів спеціальностей 131 «Прикладна механіка»,
142 «Енергетичне машинобудування»

Харків
ХДУХТ
2018

УДК 54(075.8)

ББК 24

3-14

Укладачі:

О. Ф. Аксьонова, Н. В. Мурликіна

Рецензенти:

доц. кафедри фізико-математичних та інженерно-технічних дисциплін,

д-р техн. наук, доц. А. О. Пак,

в.о. мол. наук. співроб. відділу органічної та біоорганічної хімії

ДНУ НТУ «Інститут монокристалів» НАН України

канд. хім. наук М. В. Мурликіна

Рекомендовано до друку вченою радою Харківського державного університету харчування та торгівлі (протокол № 6 від 28.12.2017 р.).

3-14 **Загальна хімія** [Електронний ресурс] : навч. посібник / укл. :
О. Ф. Аксьонова, Н. В. Мурликіна. – Електрон. дані. – Х. : ХДУХТ, 2018. –
1 електрон. опт. диск (CD-ROM); 12 см. – Назва з тит. екрана.
ISBN 978-966-405-454-3

Загальна хімія є основою фундаментальної, загальнопрофесійної, спеціальної підготовки студентів, які навчаються за спеціальністю 181 «Харчові технології» (спеціалізації 131 «Прикладна механіка» та 142 «Енергетичне машинобудування»). З метою організації ефективної самостійної роботи студентів із вивчення загальної хімії кожен розділ посібника містить теоретичну частину та завдання для індивідуальної роботи. Засвоєння теоретичних і практичних основ загальної хімії дозволить сформувати у студентів комплекс хімічних знань і навиків, потрібних для активного формування професійних компетенцій, необхідних для виконання виробничих функцій майбутніх фахівців.

УДК 54(075.8)

ББК 24

© Аксьонова О. Ф., Мурликіна Н. В.,
укладачі, 2018

© Харківський державний університет
харчування та торгівлі, 2018

ISBN 978-966-405-454-3

1. ЗАГАЛЬНІ ВКАЗІВКИ

Дисципліна «Загальна хімія» є нормативною дисципліною циклу математичної, природничо-наукової підготовки студентів, що навчаються за спеціальністю 181 «Харчові технології» (спеціалізації 131 «Прикладна механіка» та 142 «Енергетичне машинобудування»). Вивчення цієї дисципліни дає можливість майбутнім фахівцям вирішувати завдання щодо організації та технологічного забезпечення виробництва харчових продуктів, розробки нових та удосконалення існуючих процесів та апаратів харчового виробництва, забезпечення їх якості й безпечності, володіння основними методами контролю якості з метою організації метрологічних випробувань.

Дисципліна «Загальна хімія» є курсом, у якому з урахуванням вимог вищезазначених спеціалізацій, компактно поєднані елементи загальної та неорганічної хімії.

Предметом вивчення дисципліни «Загальна хімія» є неорганічна матерія. До об'єктів відносять хімічні елементи, речовини, неорганічні сполуки, реакції, хімічні закони тощо.

Мета вивчення дисципліни «Загальна хімія» передбачає розв'язання трьох взаємопов'язаних завдань, а саме: навчальних – набуття студентами загальнонаукових і соціально-особистісних компетенцій, створення підґрунтя для формування у них професійних компетенцій через глибоке та міцне засвоєння фундаментальних наукових знань із загальної та аналітичної хімії, спеціальних, загально-навчальних вмінь і навичок, усвідомлення необхідності постійного засвоєння нових знань; розвивальних – розвиток соціально-особистісних та інструментальних компетенцій через розвиток мови, мислення, пам'яті, креативних здібностей, рухової і сенсорної системи; розвиток системного мислення, дослідницьких навичок, навичок роботи з комп'ютером, застосування програмних засобів, інтернет-ресурсів; виховних – формування соціально-особистісних компетенцій через виховання світогляду, здатності до самовдосконалення; етичні норми поведінки відносно інших людей і відносно природи; екологічну культуру; адаптивність і комунікабельність, толерантність; наполегливість у досягненні мети; зацікавленість, відповідальність за результати та якість виконаної роботи; здатність до критики й самокритики.

Головним завданням курсу є розвиток у студентів логічного хімічного мислення, надання їм сучасного наукового уявлення про речовину, як один з видів матерії, і механізм перетворення хімічних сполук, формування у студентів певного комплексу хімічних знань.

Навчальний посібник укладено згідно з робочою програмою дисципліни «Загальна хімія» для студентів денної, заочної, у тому числі скороченої, форм навчання. Методичні вказівки містять інформацію із загальних правил техніки безпеки та застережних заходів під час роботи в лабораторії, описи більш ніж 20 робіт з теоретичним вступом до кожної теми, рисунки відповідних приладів і лабораторного обладнання. З метою кращого засвоєння відповідного матеріалу тем і з метою організації ефективної самостійної роботи студентам запропоновано контрольні запитання та задачі.

Студент, який самостійно вивчає загальну хімію, повинен пам'ятати, що засвоєння теоретичного матеріалу вимагає уважної та постійної роботи.

Головне завдання практикуму – удосконалення і закріплення комплексу знань про речовини, їх будову, властивості, можливі сфери застосування. Під час виконання лабораторних дослідів студенти мають можливість вивчити специфіку різних процесів, наочно впевнитись у результатах дослідів, ознайомитись із особливостями перебігу реакцій, дати їм теоретичне обґрунтування. Такий підхід до вивчення теоретичних основ загальної хімії сприяє розвитку логічного мислення, формує практичні навички щодо організації і проведення самостійної та дослідницької роботи студентами, вміння аналізувати отримані результати та формулювати висновки, застосовувати теоретичні знання в практичній діяльності, використовувати досягнення сучасної хімічної науки в процесі засвоєння спеціальних дисциплін та в майбутній професійній діяльності.

Практикум з загальної хімії включає роботи, які охоплюють основні теми курсу й вимагають обов'язкового лабораторного опрацювання.

У виданні вміщено теоретичний матеріал основних тем курсу, методики проведення лабораторних робіт, тексти контрольних питань та задач. Назви хімічних елементів, простих та складних речовин даються згідно з новою номенклатурою, яка відповідає міжнародним стандартам. В окремих випадках у дужках включено назви за старою номенклатурою.

Лабораторний практикум містить довідкові матеріали: Періодичну систему Д.І. Менделєєва, таблиці з константами дисоціації деяких слабких електролітів, розчинності та таблиці зі значеннями добутоків розчинності деяких погано розчинних речовин.

2. ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ, ЗАСТЕРЕЖНІ ЗАХОДИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Дотримування вимог інструкції з техніки безпеки студентів під час роботи в хімічній лабораторії обов'язкове. Вхід стороннім особам під час проведення лабораторних занять забороняється. Необхідно знати розташування в лабораторії протипожежних засобів, аптечки й уміти ними користуватися.

У разі виникнення в лабораторії під час занять аварійних ситуацій (пожежа, поява сторонніх запахів) не допускати паніки й підпорядковуватися тільки вказівкам викладача або завідувача лабораторії. У разі нещасного випадку негайно звертатися до викладача, завідувача лабораторії.

Слід пам'ятати найтипівіші приклади небезпеки у роботі в лабораторії органічної хімії: отруєння кислотами, лугами, фенолом, газами; опіки термічні, їдкими речовинами, розчинами кислот чи лугів, непогашеним вапном, йодом, рідким бромом; порізи, удари; потрапляння в очі сторонніх тіл, їдких рідин; ураження електричним струмом тощо.

Студенти повинні дотримуватися таких вимог, а саме:

1) до початку роботи:

- до лабораторних робіт допускають тільки студентів, які добре засвоїли правила техніки безпеки та методичку проведення лабораторної роботи;
- працювати в хімічній лабораторії обов'язково в спецодязі;
- хімічні реактиви, призначені для дослідів, студентам видає викладач або лаборант у кількостях, передбачених методикою;
- забороняється їсти, пити в лабораторії, захарашувати проходи сумками;

2) під час роботи:

- не виходити з лабораторії без дозволу викладача, не вживати їжу в лабораторії;
- перед використанням будь-яких речовин для дослідів уважно розглянути етикетку на склянці, у якій зберігаються реактиви, для запобігання помилок, що можуть призвести до нещасних випадків;
- досліді проводити з тими кількостями й концентраціями речовин у посуді за тих умов і послідовності, які зазначені методикою;
- насипати або наливати реактиви слід на столі;
- забороняється брати реактиви незахищеними руками, для цього використовувати фарфорові ложки, шпатель або совочки;
- не дозволяється просипаний або пролитий випадково реактив зсипати або зливати назад у тару до основної кількості реактивів;
- усі операції з легкозаймистими речовинами, концентрованими кислотами та лугами і роботу з металічним натрієм проводити лише у витяжній шафі;
- забороняється залишати без нагляду запалені спиртівки, а також увімкнені електронагрівальні прилади;
- під час нагрівання рідин не зазирати в посудину (навіть у пробірку) згори, бо в разі можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки;
- для уникнення викиду киплячої рідини з реакційної посудини нагрівання

її проводити рівномірно, часто перемішуючи, заздалегідь помістивши на дно посудини 2–3 кип'ятильних камінці (дрібні шматочки пористого неорганічного матеріалу, наприклад неглазурованої облицювальної плитки);

– нагрівання пробірок з речовинами проводити поступово і рівномірно, тримати пробірку за допомогою спеціального затискувача похило, періодично струшуючи, спрямовуючи отвір пробірки від себе та від інших людей, які працюють у лабораторії;

– не визначати речовину за запахом, нахилившись над отвором посудини і сильно вдихаючи пару чи газ, що виділяються, і визначати лише наступним чином – легким рухом долоні над отвором посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно;

– закріплювати посуд у тримачах штатива, обережно обертаючи посуд навколо осі, доки не з'явиться незначне ускладнення в обертанні;

3) після закінчення роботи:

– залишки кислот, лугів, сірчистих сполук, вогнебезпечних рідин, а також розчини, одержані в результаті дослідів, зливати в призначені для цієї мети склянки (не виливати в раковини);

– вимити лабораторний посуд, розставити ємності і склянки з робочими розчинами на їх місця, витерти робочу поверхню столу, закрутити водопровідні крани, вимкнути електроприлади, витягну вентиляцію і погасити світло в лабораторії;

– ретельно вимити руки з милом.

3. ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

ТЕМА 1. ОЧИЩЕННЯ РЕЧОВИН

У лабораторній практиці найчастіше застосовуються наступні *способи очищення речовин: перегонка, перекристалізація, сублімація, поглинання*. Для очищення твердих речовин застосовується перекристалізація і сублімація. Для рідин — фільтрування і перегонка, для очищення газів — поглинання газів-домішок різними речовинами. *Для чистих речовин властиві характерні їм фізичні та хімічні властивості*, тому їх чистоту можна перевіряти фізичними і хімічними методами. Фізичні методи пов'язані з визначенням густини, температури плавлення, кипіння та інших констант. Хімічні методи перевірки засновані на хімічних реакціях і є методами якісного і кількісного аналізу.

Для продуктів хімічної промисловості прийняті спеціальні найменування, що позначають той чи інший ступінь чистоти. Речовина, яка містить значну кількість домішок, є технічною. У ході її очищення одержують наступні *сорти: чистий (ч.), чистий для аналізу (ч.д.а.), хімічно чистий (х.ч.)*.

РОБОТА 1.1. Очищення речовин

Обладнання і хімічний посуд:

сушильна шафа, холодильник Лібіха, колба Вюрца, лійка, лійка Бюхнера, насос водоструминний, кристалізатор, хімічні склянки місткості: 100, 200, 300 мл, колба круглодонна місткістю 200 мл, мензурка на 50–100 мл, чашка порцелянова, два годинникових скельця (скляні пластини), газопромивач, капілярні трубки, палички скляні, ножиці, промивалка, розсікач полум'я, фільтри, фільтрувальний папір, ваги технохімічні з важками.

Реактиви:

йод кристалічний, натрій хлорид, амоній хлорид, купрум(II) сульфат, натрій сульфат; розчини: калій перманганат, нітратна кислота (2 моль/л), хлоридна кислота (густина 1,19 г/см³, 2 моль/л), барій хлорид (2 моль/л), аргентум нітрат (0,1 моль/л), натрій карбонат (2 моль/л), натрій гідроксид (2 моль/л), баритова вода;

індикатори: метиловий червоний, лакмус.

ДОСЛІД 1. Очищення води перегонкою

Проведення досліду

Зібрати прилад для перегонки води (рис. 1.1). У колбу налити до половини водопровідної води. Для очищення її від органічних речовин додати 3–4 краплі розчину калій перманганату й помістити в колбу капіляри (для рівномірного кипіння рідини). Заповнити холодильник водою (струм води подається знизу нагору). Закрити колбу пробкою з термометром, нагріти розчин до кипіння і відігнати 50–100 мл води.

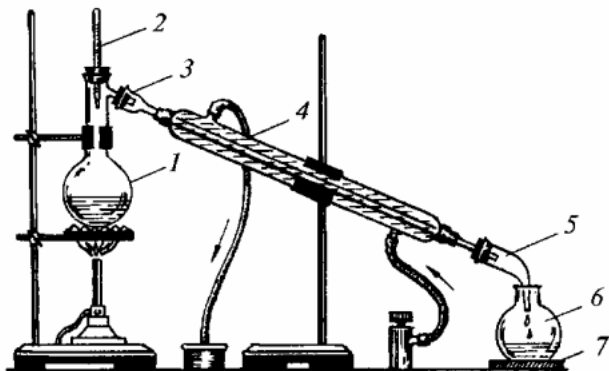


Рисунок 1.1 – Прилад для перегонки води: 1 – колба Вюрца; 2 – пробка з термометром; 3 – пробка; 4 – холодильник Лібіха; 5 – алонж; 6 – приймач; 7 – підставка

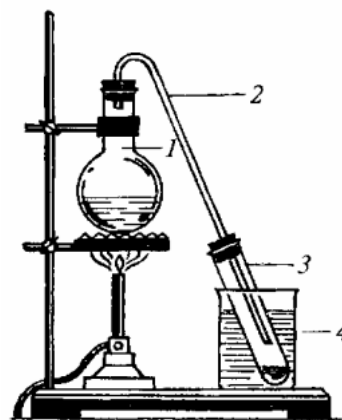


Рисунок 1.2 – Спрощений прилад для перегонки води: 1 – колба; 2 – пробка з газовідвідною трубкою; 3 – приймач (пробірка); 4 – хімічний стакан з холодною водою

Порівняти чистоту перегнаної води з водопровідною. Для цього перенести на два годинникових скельця по декілька крапель перегнаної і водопровідної води й випарити її досуха. Порівняти результати випарювання.

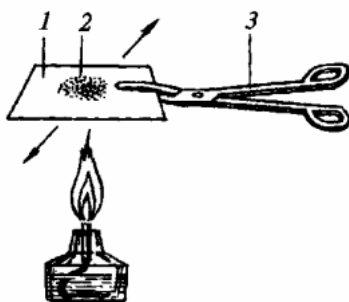


Рисунок 1.3 – Випарювання води на скляній пластинці: 1 – скляна пластинка; 2 – крапля води; 3 – тигельні щипці

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.
- На підставі порівняння результатів випарювання зробити висновок про чистоту добутої перегонкою води.

ДОСЛІД 2. Очищення купрум(II) сульфат пентагідрату (мідного купоросу) перекристалізацією

Очищення перекристалізацією проводять для речовин, розчинність яких сильно різниться за неоднакових температур (табл. 1.1).

Таблиця 1.1 – Розчинність солей (г) на 100 г розчину
(з перерахуванням на безводну сіль)

Сіль	Температура, °С								
	0	10	20	30	40	50	60	80	100
CuSO ₄	12,9	14,8	17,2	20,0	22,8	25,1	28,1	34,9	42,4
NaCl	26,2	26,3	26,4	26,5	26,8	27,0	27,1	27,7	28,4

Проведення досліду

У хімічний стакан помістити 15 г мідного купоросу й залити 20 мл дистильованої води, добре перемішати розчин. Мідний купорос забруднений невеликою кількістю хлоридів, а також нерозчинними домішками. Необхідно переконалися, що в приготовленому розчині містяться хлорид-іони. Для цього в пробірку внести 3 краплі розчину, додати 1 краплю розчину AgNO₃ і 2 краплі розчину нітратної кислоти. Простежити випадіння білого осаду.

Після виявлення хлорид-іонів розчин нагріти до кипіння й відфільтрувати гарячим крізь лійку зі складчастим фільтром (рис. 1.4). Охолодити фільтрат на повітрі до кімнатної температури, перемішуючи скляною паличкою, потім до 0°С у кристалізаторі з водою і льодом. Кристали, що випали, відокремити від маточного розчину на лійці Бюхнера (рис. 1.5) й промити 5–10 мл холодної дистильованої води (рис. 1.6).

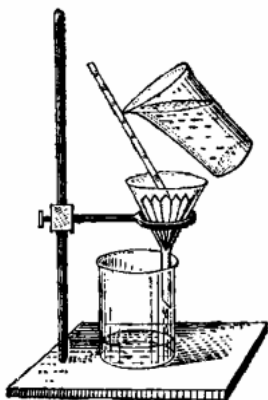


Рисунок 1.4 – Фільтрування крізь складчастий фільтр

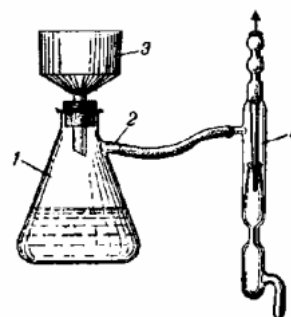


Рисунок 1.5 – Прилад для фільтрування за умов зниженого тиску 1 – колба Бунзена; 2 – тубус; 3 – воронка Бюхнера; 4 – насос водострумний



Рисунок 1.6 – Промивалка

Зняти кристали солі з лійки і висушити фільтрувальним папером доти, доки вони не перестануть прилипати до сухої скляної палички. Очищену сіль і маточний розчин знову перевірити на присутність хлорид-іонів.

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.
- Зробити висновок про присутність хлорид-іонів після очищення купрум(II) сульфат пентагідрату (мідного купоросу).
- Побудувати графік залежності розчинності купрум(II) сульфату і натрій хлориду від температури (за даними табл. 1.1).
- Пояснити можливість очищення перекристалізацією $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ у присутності хлоридів.

ДОСЛІД 3. Очищення кам'яної солі висолюванням

Перекристалізацію речовин із розчинністю, що мало розрізняється за однакових температур (табл. 1.1), проводять із додаванням речовин, які знижують їхню розчинність. Спосіб очищення натрій хлориду заснований на тому, що розчинність електроліту зменшується під час уведення в розчин іншого електроліту з однойменним іоном. Так за умов введення хлорид-іонів СГ до насиченого розчину натрій хлориду рівновага реакції $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ зміщується ліворуч, що призводить до випадіння кристалів солі без домішок.

Проведення дослідів

Для приготування насиченого розчину натрій хлориду в 50 мл киплячої дистильованої води потрібно розчинити 20 г вихідної солі. Приготувати складчастий фільтр так, щоб краї фільтра були на 2–3 мм нижче за краї лійки (рис. 1.4). Укласти фільтр до лійки і змочити з промивалки водою (рис. 1.6). Підставити під лійку чисту склянку місткістю 200–300 мл. Киплячий розчин солі злити порціями 10–15 мл на лійку. Після того, як весь розчин відфільтровано, до теплого фільтрату повільно додати 25 мл концентрованої хлоридної кислоти, інтенсивно перемішуючи скляною паличкою. Дати розчину охолонути до кімнатної температури. Добуті кристали солі відфільтрувати на лійці Бюхнера (рис. 1.5), потім висушити в сушильній шафі і зважити.

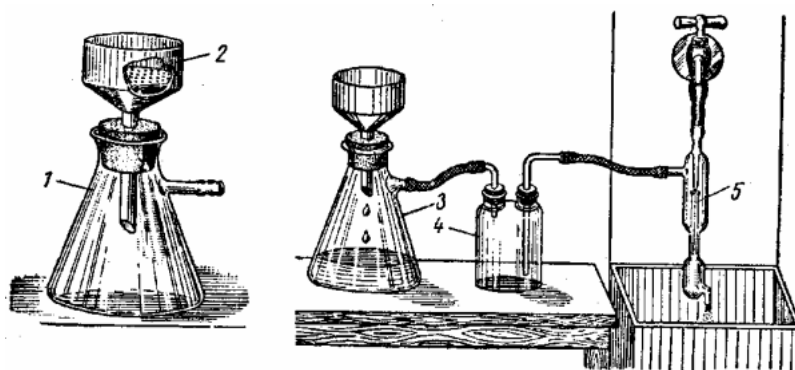


Рисунок 1.7 – Фільтрування за умов зниженого тиску: 1 – колба Бунзена; 2 – порцелянова лійка; 3 – приєднання до насоса водоструминного; 4 – запобіжна склянка; 5 – насос водоструминний

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.
- Обчислити масову частку виходу очищеної кам'яної солі.

ДОСЛІД 4. Очищення кам'яної солі осадженням домішок

Для очищення кам'яної солі застосовують осадження домішок та їх фільтрування. Іони SO_4^{2-} , Ca^{2+} , Mg^{2+} осаджують реактивами: Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , NaOH .

Проведення дослідів

25 г технічного натрій хлориду розчинити у 100 мл води. Розчин закип'ятити, дати відстоятися і віддекантувати крізь складчастий фільтр, щоб очистити від механічних домішок. Фільтрат підкислити хлоридною кислотою до слабокислої реакції (лакмусом).

Нагріти й додати 20 мл 0,5 моль/л розчину BaCl_2 (або 1,25 г сухого BaCl_2 , розчиненого в 10 мл води) для осадження іона SO_4^{2-} . Одержану суміш закип'ятити 20–30 хв, дати їй відстоятися і відфільтрувати крізь щільний фільтр.

Для осадження іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} і надлишку іонів Ba^{2+} до гарячого фільтрату додають 1 мл NaOH і 10 мл Na_2CO_3 . Суміш кип'ятять, відстоюють, перевіряють повноту осадження іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} і фільтрують. Фільтрат нейтралізують розчином хлоридної кислоти (перевіряючи лакмусом) і упарюють до появи кристалів. Кристали «відсмоктують», промивають невеликою кількістю холодної води й висушують за температури 70–80°C. Із маточного розчину під час упарювання одержують ще деяку кількість кристалів.

Випробовування натрій хлориду на чистоту

Визначення вільної хлоридної кислоти

0,5 г NaCl розчинити у 5 мл води, додати 1–2 краплі розчину метилового червоного. Розчин повинен бути забарвлений в оранжево-жовтий колір. За цих умов у випробовуваній солі присутньо не більше за 0,002% HCl .

Визначення сульфатів

0,5 г NaCl розчинити у 5 мл води, додати 0,3 мл розчину HCl концентрацією 2 моль/л; 0,5 мл 10% розчину BaCl_2 і залишити на 15 хв. Не повинні з'явитись осад чи каламуть.

Визначення Кальцію, Барію, Мангану

0,1 г NaCl розчинити у 10 мл води, додати 0,4 мл розчину Na_2CO_3 концентрацією 2 моль/л і 4 краплі розчину NaOH концентрацією 2 моль/л і кип'ятити протягом 5–6 хвилин. Під час розглядання охолодженого розчину на чорному фоні не повинні спостерігатися ні осад, ні опалесценція.

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.
- Зробити висновки випробовування на чистоту очищеної кам'яної солі.

ДОСЛІД 5. Очищення амоній хлориду сублімацією

Проведення досліду

Змішати в ступці твердий амоній хлорид (три шпателі) із твердим безводним натрій сульфатом (один шпатель). Невелику кількість суміші помістити в пробірку, розчинити в 2 мл дистильованої води й розчином BaCl_2 довести наявність іона SO_4^{2-} $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$.

Тверду суміш зсипати у порцелянову чашку, накрити скляною лійкою й обережно (під тягою) нагріти на полум'ї спиртівки (рис. 1.8). У місці нагрівання амоній хлорид розкладається, але в газовій фазі внаслідок охолодження відбувається сполучення газів, що утворилися, й амоній хлорид відкладається у вигляді відгону на внутрішніх стінках лійки:

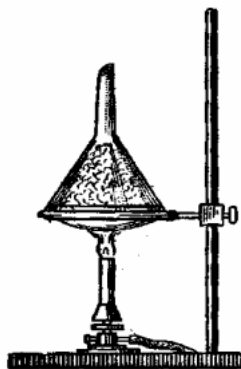


Рисунок 1.8 – Сублімація амоній хлориду на лійці

Змити відгон дистильованою водою в пробірку і довести відсутність у розчині іонів SO_4^{2-} .

Оформлення результатів досліду

- Занотувати свої спостереження.
- Зробити висновок відносно очищення амоній хлориду.

ДОСЛІД 6. Очищення йоду сублімацією

Проведення досліду

Зважити на технічних вагах 0,3 г кристалічного йоду і 0,1 г калій йодиду (KI додають для видалення можливих домішок хлору та бром, що містяться в йоді), помістити їх на дно стакану для сублімації і перемішати скляною паличкою. Накрити стакан круглодонною колбою з холодною водою, як показано на рис. 1.9, поставити на розсікач полум'я і обережно нагріти полум'ям спиртівки. Спостерігати, чи утворюється рідина під час сублімації.

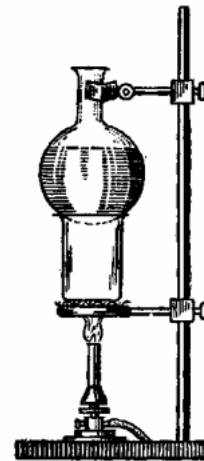
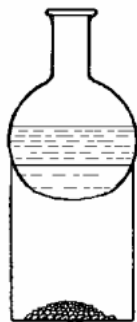


Рисунок 1.9 – Сублімація йоду

Коли сублімація закінчиться, відставити спиртівку й після повного охолодження зняти колбу зі стакану. Обережно, сухим фільтрувальним папером зняти з колби кристали йоду. Зважити і визначити масову частку виходу.

Звернути увагу на добуті кристали йоду. Відмітити колір пари, колір та форму кристалів сублімованого йоду.

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.
- Визначити масову частку виходу продукту очищення.

ДОСЛІД 7. Очищення повітря від карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу)

Проведення дослідів

Приготувати насичений розчин барій дигідроксиду (баритової води), відфільтрувати, налити в скляний газопромивник (рис. 1.10). Крізь розчин пропустити струм повітря для очищення його від CO_2 . Спостерігати за помутнінням баритової води, викликаним утворенням нерозчинного барій карбонату BaCO_3 .

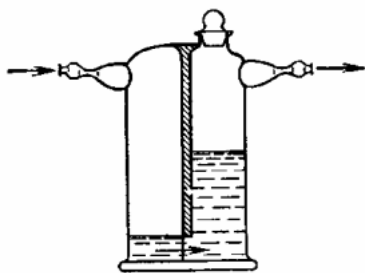


Рисунок 1.10 – Промивна склянка

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати свої спостереження.

Контрольні запитання і задачі

1. Які лабораторні способи очищення речовин Ви знаєте?
2. У чому сутність фільтрування, дистиляції, перекристалізації, сублимації?
3. Які методи контролю чистоти речовин Ви знаєте?
4. Від яких домішок очищають водопровідну воду під час перегонки?
5. На чому заснований метод очищення газів?
6. У розчині об'ємом 250 мл міститься натрій гідроксид масою 2,5 г. Обчисліть молярну концентрацію лугу в розчині.
7. У воді розчинили калій йодид масою 16,6 г. Об'єм розчину довели до 200 мл. Обчисліть молярну концентрацію калій йодиду в добутому розчині.
8. Визначте молярну концентрацію кальцій хлориду в розчині, добутому внаслідок розчинення кристалогідрату $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ масою 25 г у воді об'ємом 300 мл, якщо густина добутого розчину 2,08 г/мл.

ТЕМА 2. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ

Атомно-молекулярне вчення розвинув і вперше застосував у хімії великий російський учений М.В. Ломоносов (1741 р.). Через 67 років після нього прихильником й послідовником застосування атомістичного вчення став англійський учений Джон Дальтон (1808 р.). Остаточно атомно-молекулярне вчення у хімії утвердилось лише в середині XIX ст. На Міжнародному з'їзді хіміків у м. Карлсруе в 1860 р. Було прийнято визначення поняттям *молекула* й *атом*.

Основні положення атомно-молекулярного вчення

Існують речовини з молекулярною й немолекулярною будовою.

Між молекулами є проміжки, розміри яких залежать від агрегатного стану речовини й температури.

Частки речовини – молекули й атоми перебувають у безперервному русі. Тепловий стан тіла є результатом руху його частинок.

Між молекулами діють сили взаємного притягання й відштовхування.

Молекули складаються з атомів.

Атоми одного виду відрізняються від атомів іншого виду масою та властивостями.

Перебіг фізичних явищ пов'язаний із незмінністю молекул, а хімічні явища супроводжуються їх руйнуванням.

Суть хімічної реакції полягає в руйнуванні хімічних зв'язків між атомами одних речовин й перегрупуванні атомів з утворенням інших речовин.

Молекула – найменша частка даної речовини, якій притаманні її хімічні властивості.

Атом – електронейтральна частка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Хімічний елемент – певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Основні поняття та закони стехіометрії

Стехіометрія – розділ хімії, в якому вивчаються співвідношення між кількостями реагентів, які вступають до хімічної реакції, та кількостями продуктів, утворених у результаті реакції. Основні закони стехіометрії були відкриті наприкінці XVIII – початку XIX ст.

У Міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю кількості речовини прийнято моль.

Моль – кількість речовини, яка містить таке саме число структурних одиниць (атомів, молекул, іонів або ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг Карбону C^{12} .

Закон збереження маси й енергії

Закон відкритий та експериментально обґрунтований М.В. Ломоносовим (1748), а пізніше французьким хіміком А. Лавуазьє (1789).

Маса речовин, що вступають до хімічної реакції, дорівнює масі всіх продуктів реакції.

А. Ейнштейн у 1905 р. показав, що між масою й енергією існує взаємозв'язок, який відображується рівнянням:

$$E = mc^2, \quad (2.1)$$

де E – енергія; m – маса; c – швидкість світла у вакуумі.

На основі цього рівняння було сформульовано більш загальний **закон збереження маси й енергії**:

Сума маси речовини системи й маси, яка еквівалентна енергії, добутій або втраченій тією ж системою, стала.

Закон кратних співвідношень

Закон був встановлений Д. Дальтоном у 1803 р.

Якщо два елементи утворюють між собою більше, як одну сполуку, то маси одного елемента, які припадають на одну й ту саму масу іншого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Закон сталості складу

Закон сформулював у 1808 р. Ж. Пруст.

Будь-яка хімічна сполука незалежно від способу її добування складається з одних і тих же елементів, співвідношення їх мас сталі, а відносні кількості їх атомів виражаються цілими числами.

Закон еквівалентів

Еквівалент – реальна або умовна частинка речовини, яка в даній кислотно-основній реакції еквівалентна одному катіону Гідрогену або в даній окисно-відновній реакції – одному електрону.

Число, що позначає, яка частина реальної частки речовини еквівалентна одному катіону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в даній окисно-відновній реакції, називають **фактором еквівалентності**. Це безрозмірна величина і позначається $f_{екв.}$.

Фактор еквівалентності розраховується на основі стехіометричних коефіцієнтів даної реакції з урахуванням того, що:

– еквівалент однієї і тієї ж речовини може бути неоднаковим залежно від того, в якій реакції він бере участь – тому слід зазначати цю реакцію;

– фактор еквівалентності може дорівнювати одиниці або бути меншим за неї.

Кількість еквіваленту вимірюється в молях, як і будь-яка кількість речовини. Маса 1 моль еквіваленту або **молярна маса еквіваленту**, дорівнює добутку фактору еквівалентності на молярну масу речовини.

Маси реагуючих речовин відносяться між собою як молярні маси їх еквівалентів:

$$m_1/m_2 = E_1/E_2 \quad (2.2)$$

Закон Авогадро

Був відкритий у 1811 р. А. Авогадро.

В однакових об'ємах різноманітних газів за однакових температур і тиску міститься однакове число молекул.

Із закону випливає, що за нормальних умов (тиску – 101,3 кПа=1 атм. і температури 0°C) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л; густини двох газів за однакових умов прямо пропорційні їх молярним масам.

Закон простих об'ємних співвідношень

Був відкритий у 1808 р. Ж.Л. Гей-Люссаком.

За сталих тиску й температури об'єми реагуючих між собою газів, а також об'єми газоподібних продуктів реакції відносяться як невеликі цілі числа.

РОБОТА 2.1. Визначення еквівалента простої речовини

В основі роботи – реакція взаємодії металу (Me) з надлишком кислоти.

Мета роботи – необхідно визначити еквівалент металу за об'ємом витісненого водню і наважкою металу.

Реакція описується схемою:



Проведення експерименту

Для визначення еквівалента використовують прилад, зображений на рис. 2.1.

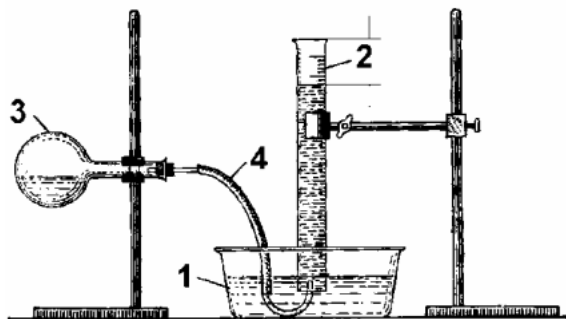


Рисунок 2.1 – Визначення еквівалента металу:

1 – кристалізатор; 2 – мірний циліндр;

3 – колба; 4 – газовідвідна трубка

Наповнити кристалізатор наполовину його об'єму водою. Водю наповнити врівень із краями мірний циліндр ємністю 250 мл, який закрити скляною пластинкою. Перегорнути циліндр догори дном й опустити до кристалізатора. Вилучити під водою скляну пластинку й закріпити циліндр у лапці штативу так, щоб отвір циліндру був нижчим за рівень води в кристалізаторі, слідкуючи за тим, щоб до циліндру не потрапило повітря.

У колбу ємкістю 50 мл налити дві третини об'єму розведеної кислоти і закріпити її у штативі. Приготувати наважку Me (Zn або Mg) масою 0,4–0,6 г. Потім розташувати наважку в колбі так, щоб вона не могла передчасно упасти в кислоту. Щільно закрити колбу пробкою з газовідвідною трубкою й підвести відкритий кінець трубки під циліндр. Вийняти колбу з штативу й акуратно зсипати наважку Me в кислоту. Знову закріпити колбу в штативі. Коли закінчиться виділення газу, відмітити склогографом рівень води в циліндрі й виміряти об'єм виділеного водню. Результати внести до лабораторного журналу за формою табл. 2.1.

Таблиця 2.1 – Оформлення результатів експерименту

Наважка металу	m , г;	
Рівень води в циліндрі	$V_{\text{води}}$, мл;	
Об'єм водню, який виділився в ході експерименту	V_{H_2} , мл;	
Об'єм водню за нормальних умов	V_0 , мл;	
Температура експерименту	$T_k = 273 + t$, °К;	
Барометричний тиск	P , мм рт. ст.;	
Тиск насиченої водяної пари за температури експерименту	h , мм рт. ст.;	
Дослідний еквівалент металу	E_{Me} , г/моль	
Теоретичний еквівалент металу	E_T , г/моль	
Відносна помилка	δ	

Розрахунки

Із об'єднаного газового закону знайти об'єм водню за н.у. за формулою:

$$V_0 = \frac{V_{\text{H}_2}(P-h) \cdot 273}{760 \cdot T_k}, \quad (2.4)$$

- де V_0 – об'єм водню за н.у.;
- V_{H_2} – об'єм водню, який виділився під час експерименту;
- P – атмосферний тиск;
- h – тиск насиченої водяної пари за відповідної температури;
- T_k – кімнатна температура.

Параметр h вводять для того, щоб урахувати, що загальний тиск на воду є сумою парціальних тисків водню та пари води.

За об'ємом водню V_0 , розрахувати еквівалент металу за формулою:

$$E_{\text{Me}} = \frac{m \cdot 11,2}{V_0}, \quad (2.5)$$

- де m – наважка Me, г;
- V_0 – об'єм водню за н.у., л;
- E_{Me} – еквівалент Me, г/моль;
- 11,2 – еквівалентний об'єм водню, л/моль.

Порівняти отриманий еквівалент металу E_{Me} з табличним E_T і розрахувати відносну помилку експерименту за формулою:

$$\delta = \pm \frac{E_T - E_{Me}}{E_T} \cdot 100\% \quad (2.6)$$

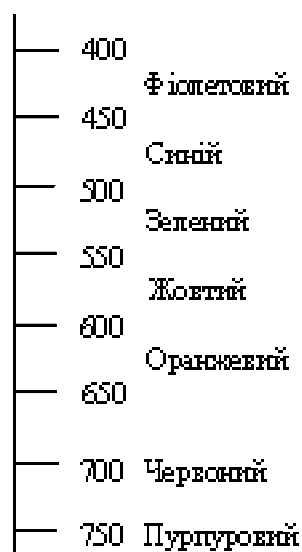
Оформлення результатів експерименту

- Розрахувати еквівалент металу й порівняти його з табличним, обчисливши відносну помилку експерименту.

РОБОТА 2.2. Визначення властивостей атомів та речовин, пов'язаних із їх будовою

Мета роботи – визначити енергії активації електронів атома металу за забарвленням полум'я його солі.

Під час квантових переходів з одного енергетичного стану до іншого виділяється або поглинається енергія. Це пояснює походження атомних спектрів. Атомні спектри є однією з найважливіших характеристик атому, яка відображає його внутрішню будову. Під час внесення металу або його солі в полум'я пальника



утворюється пара, яка складається з атомів або іонів цієї речовини, що поглинає та випромінює фотони з певною довжиною хвилі λ . Якщо λ відповідає видимій області спектру, то полум'я забарвлюється в певний колір. За кольором полум'я, порівнюючи його зі спектром видимої області (рис. 2.2), можна визначити λ та розрахувати енергію активації (E_a) електронів в атомах, або іонах досліджуваної речовини за формулою Планка:

Рисунок 2.2 – Довжина хвилі λ видимого світла спектру випромінювання

$$E_a = h\nu = h(c/\lambda), \quad (2.7)$$

де $h = 6,6 \cdot 10^{-34}$ Дж·с – стала Планка, $c = 3 \cdot 10^8$ м/с – швидкість світла.

ДОСЛІД 1. Визначення енергії активації (збудження) електронів E_a атома металу за забарвленням полум'я його солі

Проведення досліду

Чистий та попередньо прожарений сталевий дріт занурити у насичений розчин солі металу, а потім внести у полум'я пальника. Визначити колір полум'я. На під-

ставі даних спектру видимої області (рис. 2.2) визначити довжину хвилі фотонів, що випромінюються, та розрахувати енергію активації електронів атома металу, сіль якого досліджується. Результати спостережень і розрахунки занести до табл. 2.2.

Таблиця 2.2 – Результати спостережень і розрахунки енергії активації електронів атома металу за забарвленням полум'я його солі

Катіон металу Me^{2+}	Колір полум'я	Довжина хвилі λ , нм	Енергія активації електронів E_a , Дж

Зробити дослід з насиченими розчинами солей Літію, Натрію, Калію, Кальцію, Стронцію, Барію та Купруму. Для кожної солі застосовувати чистий сталевий дріт. Порівняти E_a для лужних та лужноземельних металів.

Розрахунки та оформлення результатів експерименту

- Результати спостережень занести до табл. 2.2.
- Розрахувати E_a за формулою 2.7, занести результати до табл. 2.2.

РОБОТА 2.3. Визначення молярної маси карбон(IV) оксиду

Проведення експерименту

Карбон (IV) оксид можна добути в апараті Кіппа або взяти з балону, в якому він міститься під тиском.

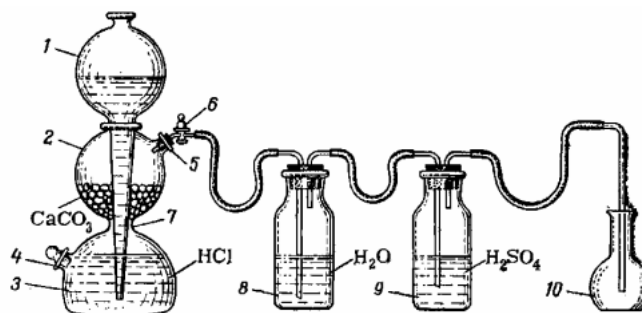


Рисунок 2.3 – Установка для добування та очищення CO_2 , яка складається з апарата Кіппа, промивних склянок та приймача CO_2 : 1 – шароподібна лійка; 2, 3 – резервуари; 4, 5 – тубуси; 6 – кран; 7 – перетяжка; 8, 9 – промивні склянки; 10 – приймач CO_2

Взяти суху плоскодонну колбу ємкістю 500 мл із добре пригнаною гумовою пробкою. Склографом зробити позначку на шийці колби в тому місці, де закінчується пробка. Зважити колбу з пробкою з точністю до 0,01 г.

Щоб заповнити колбу карбон(IV) оксидом, необхідно газовідвідну трубку апарата Кіппа або балона з газом опустити до колби. Через 25 хв, не закриваючи крану в апараті Кіппа, повільно вийняти газовідвідну трубку з колби й відразу ж закрити колбу пробкою. Щоб не нагріти колбу руками під час закривання

пробкою, її слід тримати за шийку навису вертикально. Зважити колбу з карбон(IV) оксидом на тих же вагах і з тією ж точністю, що й колбу з повітрям.

Провести контрольний дослід. Через ту саму колбу додатково пропускати газ протягом 5 хв і знову зважити колбу. Якщо повітря з колби було повністю витиснуто газом, то результати першого й другого зважування не повинні розрізнятися більше, ніж на 0,02 г. Щоб визначити об'єм колби, необхідно наповнити її дистильованою водою до мітки, потім вилити воду в мірний циліндр і за нижнім меніском визначити об'єм. Записати атмосферний тиск і температуру, за яких проводився експеримент.

Розрахунки

Обчислити об'єм газу за нормальних умов згідно з рівнянням Клайперона:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}, \quad (2.8)$$

звідки:

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot 273}{T \cdot 760}. \quad (2.9)$$

Обчислити масу повітря в об'ємі колби, урахувавши, що за 0°C та 760 мм.рт.ст. маса 1 л повітря становить 1,293 г. Знайти масу порожньої (без повітря) колби з пробкою, а також масу карбон(IV) оксиду CO₂ в об'ємі колби – g. Обчислити молярну масу карбон(IV) оксиду CO₂ за формулою:

$$M = \frac{\rho}{V_0} \cdot 22,4. \quad (2.10)$$

Визначити абсолютну і відносну помилку досліду за формулами:

$$\Delta = \pm M_T - M_{\text{експ}} \quad (2.11)$$

$$\varepsilon_{\text{відн.}} = \pm \frac{M_T - M_{\text{експ.}}}{M_T} \cdot 100\% \quad (2.12)$$

Оформлення результатів експерименту

➤ Результати експерименту оформити у вигляді табл. 2.3:

Таблиця 2.3 – Результати експерименту

Показник	Номер досліду	
	1	2
Маса колби з вуглекислим газом, г		
Маса колби з повітрям, г		
Атмосферний тиск, мм. рт. ст.		
Температура, °К		
Об'єм повітря в колбі за умов досліду, мл		
Об'єм повітря в колбі за нормальних умов, мл		
Маса повітря в об'ємі колби, г		
Маса порожньої колби, г		
Маса вуглекислого газу в об'ємі колби, г		
Молекулярна маса вуглекислого газу		
Розмір відносної помилки визначення молярної маси, %		

Контрольні запитання і задачі

1. Визначити масу 1 л газу, якщо густина за повітрям складає: а) 0,9; б) 2,45.
2. 1 г Калію може з'єднатися з 0,9 г Хлору, а також із 2,0 г Броду. Розрахувати еквівалентні маси Калію і Броду, якщо еквівалентна маса Хлору дорівнює 35,5 г/моль.
3. Розрахувати масу оксиду, добутого окисненням 3 г металу, еквівалентна маса якого дорівнює 9 г/моль.
4. Розрахувати масу оксиду, що утвориться окисненням 3 г металу, еквівалентна маса якого 12 г/моль.
5. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:
 - а) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - д) $2\text{HCl} + \text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{BiOCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - е) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
6. Скласти формули сполук Стибію: а) із Сульфуром; б) з Оксигеном, якщо відомо, що відносна атомна маса Стибію дорівнює 121,8, його еквівалентна маса — 40,6 г/моль, відносна атомна маса Сульфуру — 32, а еквівалентна маса — 16 г/моль.
7. Обчислити еквівалентні маси наступних елементів:
 - а) Стануму, якщо під час нагрівання 0,92 г його в струмі кисню утвориться 1,17 г станум оксиду;
 - б) Стануму, якщо під час відновлення 1,17 г Станум оксиду воднем добуто 0,16 г води;
 - в) Магнію, якщо під час нагрівання в струмі кисню маса його збільшилася на 66,7%;
 - г) Мангану, якщо під час відновлення 2,17 г манган оксиду алюмінієм утворилося 1,7 г алюміній сесквіоксиду.
8. Розрахувати еквівалентну масу металу, якщо 0,05 г його витискають із кислоти 28 мл водню (об'єм наведений за нормальних умов з урахуванням тиску водяної пари).
9. Розрахувати еквівалентну масу Феруму в оксиді, якщо в 40 г оксиду міститься 28 г Феруму.
10. Чому дорівнює еквівалент фосфатної кислоти в реакції $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$?
11. Чому дорівнює еквівалент $\text{Bi}(\text{OH})_3$ у реакції $\text{Bi}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{BiOH}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$?

ТЕМА 3. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Хімічні реакції відбуваються із різною швидкістю. **Швидкість хімічних реакцій** визначається зміною концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу за незмінного об'єму системи. Якщо в момент часу τ_1 концентрація реагуючої речовини відповідала C_1 моль/л, а в наступний момент часу τ_2 виявилася відповідною C_2 моль/л, то співвідношення

$$\pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \bar{v} \quad (3.1)$$

виражає середню швидкість реакції \bar{v} за проміжок часу:

$$\tau_2 - \tau_1 = \Delta \tau (\text{с}).$$

Чим менше проміжок часу $\Delta \tau$ і відповідний йому спад концентрації ΔC , тим ближче відношення $\Delta C / \Delta \tau$ до дійсної швидкості реакції у відповідний момент часу τ .

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин і умов їх перебігу: від концентрації, температури, наявності каталізаторів і таке інше.

Основний закон хімічної кінетики встановлює залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин: **швидкість хімічної реакції за сталої температури пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, зведених у степені їхніх стехіометричних коефіцієнтів.**

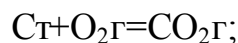
Основний закон хімічної кінетики часто називають **законом діючих мас.**

Так, для гомогенної реакції типу: $nA + mB = pC$ (3.2)
швидкість становить:

$$v = K \cdot C_A^n \cdot C_B^m, \quad (3.3)$$

де K – константа швидкості, а C_A , і C_B – концентрації реагуючих речовин у певний момент часу.

Для гетерогенних реакцій концентрації речовин, що перебувають у твердому стані, практично не змінюються протягом реакції і тому не включаються в рівняння закону діючих мас. Наприклад, для реакції:



$$v = K C_{\text{O}_2} \quad \text{або} \quad v = K P_{\text{O}_2},$$

де P_{O_2} – парціальний тиск кисню.

Залежність швидкості реакції (або константи швидкості реакції) від температури визначається **правилом Вант-Гоффа**: з підвищенням температури на кожні 10°C швидкість більшості реакцій зростає в 2–4 рази. Ця залежність виражається співвідношенням:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (3.4)$$

де v_{t_2} – швидкість реакції після підвищення температури до t_2 ;

v_{t_1} – початкова, швидкість реакції за температури t_1 ;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції показує, у скільки збільшується швидкість реакції із підвищенням температури реагуючих речовин на 10° .

Правило Вант-Гоффа наближене й застосовується лише для орієнтовної оцінки впливу температури на швидкість реакцій. Точніше залежність константи швидкості від температури виражається рівнянням Арреніуса:

$$k = B \cdot e^{-\frac{E_{\text{акт}}}{R \cdot T}} \quad (3.5)$$

де B – коефіцієнт пропорційності;

$E_{\text{акт}}$ – енергія активації;

R – газова постійна;

$T = (t + 273^\circ)$ – абсолютна температура.

Чим нижче енергія активації $E_{\text{акт}}$ і вище температура, тим більше константа швидкості.

На швидкість хімічної реакції впливають каталізатори. **Каталізаторами** називаються такі речовини, які змінюють швидкість хімічного процесу, а склад і кількість їх до кінця реакції залишаються без зміни. Дія каталізатора зводиться до зменшення енергії активації $E_{\text{акт}}$.

Явище зміни швидкості хімічної реакції у присутності каталізатора називається **каталізом**. Розрізняють каталіз **гомогенний** і **гетерогенний**, у залежності від того, чи знаходиться каталізатор і реагуючі речовини в одній або різних фазах. У гетерогенному каталізі є межа розподілу фаз.

Якщо каталізатор перебуває в колоїдному стані, має місце мікрогетерогенний каталіз. До цього роду каталізу відносяться біокаталітичні процеси, що відбуваються в живих організмах із величезною швидкістю й обумовлені наявністю в клітинах спеціальних каталізаторів-ферментів або ензимів.

Поряд із речовинами, що прискорюють реакцію, застосовують також речовини, які її сповільнюють. Такі речовини називають **інгібіторами**. Вони використовуються в техніці в ролі сповільнювачів процесів окиснення, корозії, як антидетонатори тощо.

РОБОТА 3.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

ДОСЛІД 1. Вивчення залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на прикладі реакції розкладу тіосульфатної кислоти

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин можна вивчати на прикладі розкладу тіосульфатної кислоти за неоднакових концентрацій.



Цю кислоту можна добути шляхом підкислювання сульфатною кислотою розчину натрій триоксотіосульфату за рівнянням:



Реакція (I) відбувається практично миттєво. За постійної температури швидкість реакції (II) залежить від концентрації $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У цьому випадку швидкість вимірюється часом від початку зливання розчинів до появи в усіх дослідах однакової щільності суспензії сірки. Однакову щільність суспензії визначають моментом зникнення малюнка (наприклад, сітки), який підкладається під стакан. Спостереження проводять крізь шар розчину; час відраховують секундоміром.

Проведення експерименту

Об'єми 0,5 н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,2 н. розчину H_2SO_4 і дистильованої води для кожного досліду наведені в таблиці 3.1, яка є формою запису результатів експерименту в лабораторному журналі.

Таблиця 3.1 – Форма запису результатів експерименту

№ досліду	Об'єм розчину, мл				Момент часу, коли з'явилася каламуть, τ , с	Швидкість реакції в умовних одиницях $\nu=1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	Загальний		
1	4	0	7	11		
2	3	1	7	11		
3	2	2	7	11		
4	1	3	7	11		

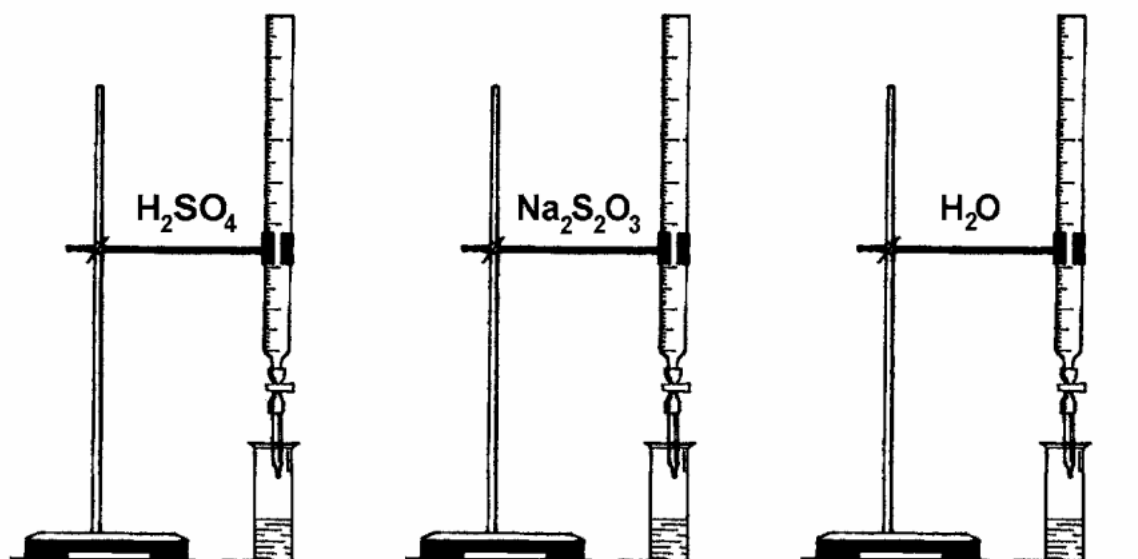


Рисунок 3.1 – Відмірювання бюретками об'ємів вихідних речовин

Досліди виконують у наступному порядку. Взяти дві тонкостінні склянки й за допомогою бюреток (для кожного розчину брати окрему бюретку) налити в одну склянку зазначені в табл. 3.1 об'єми розчину натрій триоксотіосульфату й дистильованої води. У другу – розчин сульфатної кислоти. Швидко злити розчини в одну склянку (під дно якої підкладений папір із намальованою сіткою) і одночасно включити секундомір. Легким похитуванням перемішати вміст склянки і спостерігати зверху крізь розчин зникнення сітки. У момент зникнення виключити секундомір. Вимити склянки, сполоснути дистильованою водою і розпочати виконання наступних дослідів. Температура розчинів у всіх дослідах повинна бути постійною.

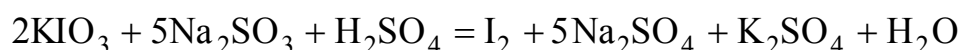
Оформлення результатів експерименту

- Результати занести до табл. 3.1.
- За табличними даними побудувати графік залежності швидкості хімічної реакції від концентрації натрій триоксотіосульфату, відклавши на осі ординат швидкість $v=1/\tau$, на осі абсцис – об'єм розчину натрій триоксотіосульфату.
- Зробити висновок про залежність швидкості хімічної реакції від концентрації натрій триоксотіосульфату.

ДОСЛІД 2. Вивчення залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на прикладі реакції Ландольта

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин можна прослідити на прикладі реакції Ландольта. Ця реакція належить до хімічних реакцій, які відразу після змішування реагентів ніяк себе не проявляють. Розчини до певного часу залишаються безбарвними та прозорими, але насправді в системі відбувається реакція і перебігає вона досить енергійно. Нарешті настає момент, коли реакція «просинається» і розчин забарвлюється.

Рівняння реакції Ландольта має вигляд:



Йод, який утворюється під час окисно-відновного процесу, сполучається із крохмалем, що призводить до забарвлення розчину на темно-синій колір.

Для проведення реакції Ландольта слід взяти дві мірні колби об'ємом 1дм^3 . У першу колбу висипають наважку порошку KIO_3 та наливають за допомогою мірного циліндру $13,3\text{ см}^3$ концентрованої сульфатної кислоти ($\rho=1,84\text{г/см}^3$), після чого обережно доводять об'єм колби до 1дм^3 дистильованою водою.

У другу колбу висипають $1\text{ г Na}_2\text{SO}_3$ та додають крохмальний клейстер ($1\text{ г крохмалю на }10\text{ мл води}$) і також доводять об'єм до 1 дм^3 дистильованою водою. Розчин у другій колбі нестійкий, тому його готують безпосередньо перед проведенням досліду.

Розчини в двох колбах ретельно перемішуються. Після чого в хімічну склянку налити об'єм розчину з першої колби згідно з даними табл. 3.2., включити секундомір і швидко, за постійного перемішування додати об'єм розчину з другої колби згідно з даними табл. 3.2. Спостерігати як безбарвна рідина миттєво

Тема 3. Швидкість хімічних реакцій

стане темно-синьою, майже чорною. Зафіксувати та записати час появи забарвлення.

Далі провести ще два досліди розбавляючи розчин з першої колби водою згідно із даними табл. 3.2.

Таблиця 3.2 – Форма запису результатів експерименту

№ досліду	Об'єм розчину, мл				Момент часу, коли з'явилося забарвлення, τ , сек	Швидкість реакції в умовних одиницях $\nu=1/\tau$
	Розчин з першої колби	Розчин з другої колби	Вода	Загальний		
1	100	100	0	200		
2	50	100	50	200		
3	25	100	75	200		
4	10	100	90	200		

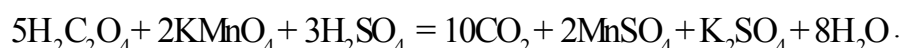
У момент появи забарвлення виключити секундомір. Вимити склянки, сполоснути дистильованою водою і розпочати виконання наступних дослідів. Температура розчинів у всіх дослідах повинна бути постійною.

Оформлення результатів експерименту

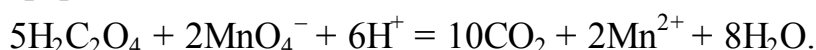
- Результати занести до табл. 3.2.
- За табличними даними побудувати графік залежності швидкості хімічної реакції від концентрації KIO_3 , відклавши на осі ординат швидкість $\nu = 1/\tau$, на осі абсцис – об'єм розчину калій йодату.
- Зробити висновок про залежність швидкості хімічної реакції від концентрації калій йодату.

РОБОТА 3.2. Залежність швидкості реакції від температури

Для визначення залежності швидкості реакції від температури використовують реакцію окиснення етандіової – оксалатної – щавлевої кислоти калій перманганатом у присутності сульфатної кислоти:



Або в іонній формі:



У кислому середовищі іон MnO_4^- відновлюється до іону Mn^{2+} , колір розчину змінюється – від червоно-фіолетового (колір іона MnO_4^-) до безбарвного (колір іона Mn^{2+}).

Проведення експерименту

Досліди проводять за температур, як зазначено в табл. 3.3.

Таблиця 3.3 – Форма запису результатів експерименту

№ досліду	Об'єм розчину А, мл	Об'єм розчину Б, мл	Температура досліду, °С	Час τ , с	Швидкість реакції в умовних одиницях $\nu=1/\tau$	Значення температурного коефіцієнта, γ
1	8	2	t			
2	8	2	t+10			
3	8	2	t+20			
4	8	2	t+30			

Розчин А – 0,1 н. KMnO_4 , розчин Б містить етандіову ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) і сульфатну кислоту (7,2 г етандіової кислоти на 100 мл 2 н. H_2SO_4). Об'єми розчинів А і Б, які потрібно взяти для кожного досліду, наведені в табл. 3.2. Досліди проводити в наступному порядку. У першому досліді за допомогою бюреток наповнити одну пробірку розчином А, іншу – розчином Б. Вилити ці розчини в одну ємкість і відлічити час із моменту змішання до знебарвлення розчину. Записати кімнатну температуру (t).

У другому досліді приготувати у двох пробірках розчини А і Б. Нагріти їх протягом 5–7 хв у термостаті, де встановлена температура вища за кімнатну на 10°C . Потім злити ці розчини в одну пробірку, не виймаючи з термостата; визначити час знебарвлення розчину. Так само провести наступні досліди. За відсутністю термостата нагрівання можна проводити на водяній бані.

Оформлення результатів експерименту

- Занести результат експерименту до табл. 3.3.
- Побудувати графік залежності швидкості хімічної реакції від температури $\nu = 1/\tau$ і зробити висновок.
- Розрахувати величину температурного коефіцієнта γ для пар дослідів 1–2, 2–3, 3–4. Отримані значення підставити до формули $\gamma = k_{kt+10}/k_t$, яку виведено з формули (3.4).

Ураховуючи, що концентрація у всіх дослідах однакова, формула має вигляд:

$$k_{t+10}/k_t = \tau_1/\tau_2,$$

де τ_1 – час завершення реакції за температури t , τ_2 – те саме за температури ($t+10$).

Звідки формула приймає вигляд: $\gamma = \tau_1/\tau_2$.

- За отриманими даними (табл. 3.3) побудувати графік залежності $\lg k = \lg 1/\tau = f(1/T)$, визначити $\text{tg}\alpha$ і розрахувати величину $E_{\text{акт}}$.

Енергія активації $E_{\text{акт}}$ розраховується за рівнянням Арреніуса (3.5). Логарифмуючи його, отримуємо:

$$\lg k = \lg \frac{1}{\tau} = \lg R \cdot \frac{E_{\text{акт}}}{2,3R} \cdot \frac{1}{T} \quad (3.6)$$

- У координатах $y = \lg(1/\tau)$, $x = 1/T$, рівняння (3.9) відповідає прямій лінії, кутовий коефіцієнт якої $\text{tg}\alpha = E_{\text{акт}}/2,3R$, звідки $E_{\text{акт}} = 2,3R \cdot \text{tg}\alpha$.

РОБОТА 3.3. З'ясування впливу каталізатора на швидкість хімічних реакцій

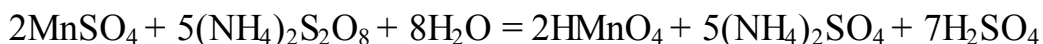
Гомогенний каталіз

ДОСЛІД 1. Каталітичне прискорення окиснення Мангану(II) до Мангану(VII)

Проведення дослідів

Окиснення сполук Mn(II) до мангану(VII) у розчині легко спостерігати, тому що іон Mn^{2+} практично безбарвний, а перманганат-іон MnO_4^- , який містить манган у ступені окиснення +7, має фіолетово-червоний колір.

У дві пробірки внести по 3–4 краплі манган(II) сульфату $MnSO_4$ або манган(II) нітрату $Mn(NO_3)_2$ (але не $MnCl_2$, тому що хлорид-іони заважають проведенню реакції) і підкислити таким же об'ємом 2 н. розчину нітратної кислоти. В одну з пробірок додати краплю аргентум нітрату $AgNO_3$, а потім в обидві пробірки – невелику кількість кристалічного амоній пероксодисульфату $(NH_4)_2S_2O_8$. Спостерігати, у якій пробірці швидше зміниться забарвлення? Реакція відбувається за рівнянням:



Нітратна кислота додається для створення певної кислотності на початку реакції. У проміжних швидко перебігаючих стадіях відбувається відновлення аргентум(I)-іонів манган(II)-іонами і зворотне окиснення Аргентуму амоній пероксодисульфатом. Який іон є каталізатором у даному процесі?

Оформлення результатів дослідів

- Занотувати спостереження, відповіді на поставлені вище запитання.

Гетерогенний каталіз

ДОСЛІД 2. Каталітична дія плюмбум(IV) оксиду на розклад гідроген пероксиду

Проведення дослідів

Внести в пробірку 5–8 крапель розчину гідроген пероксиду H_2O_2 . Чи виділяється з розчину газ? Помістити до пробірки мікрошпатель плюмбум(IV) оксиду PbO_2 і спостерігати виділення кисню.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння розкладу гідроген пероксиду на кисень і воду.
- Відповісти на поставлені питання.

Порівняння активності різних каталізаторів

ДОСЛІД 3. Каталітичний розклад гідроген пероксиду

Простежити каталітичну дію декількох каталізаторів на швидкість реакції розкладу гідроген пероксиду $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$ за швидкістю знебарвлення індигокарміну внаслідок його окиснення виділеним киснем.

Проведення дослідів

Внести в чотири пробірки по 10 крапель розчину індигокарміну. У першу пробірку внести (як каталізатор) два мікрошпателі манган(IV) оксиду MnO_2 , у другу – два мікрошпателі кремній(IV) оксиду SiO_2 , у третю – 3–4 краплі розчину ферум(III) хлориду $FeCl_3$, четверту залишити контрольною. В інші чотири пробірки внести по 10 крапель 30% розчину гідроген пероксиду H_2O_2 .

У першу пробірку з каталізатором манган(IV) оксидом швидко вилити розчин гідроген пероксиду, струснути та засікти час. Простежити реакцію і записати, за який проміжок часу знебарвиться індикатор. Послідовно провести реакції у кожній із трьох пробірок, що залишилися.

Оформлення результатів дослідів

- Відповісти на поставлені питання, занотувати спостереження.
- Зробити висновок про дію застосованих каталізаторів. Гомогенний або гетерогенний каталіз мав місце у кожному випадку?

Контрольні запитання і задачі

- Написати рівняння швидкості наступних реакцій:
 - $2A + B = A_2B$;
 - $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
 - $CO_2 + C = 2CO$;
 - $Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2$.Як зміняться швидкості реакцій а) і б) із збільшенням концентрації вихідних речовин удвічі?
- За деяких температури і тиску в посудині ємкістю 0,5 л міститься 0,03 моль нітроген(IV) оксиду. Обчислити константу K швидкості прямої реакції, що відбувається за рівнянням $2NO_2 = N_2O_4$, якщо швидкість реакції за даних умов дорівнює 1,08 моль/(л с).
- Константа швидкості реакції $A+2B = AB_2$ дорівнює $2 \cdot 10^{-3}$ л/(моль с):
 - визначити швидкість v_1 зазначеної реакції у початковий момент, якщо концентрація речовини A дорівнює концентрації речовини B і складає 0,4 моль/л?
 - якою буде швидкість v_2 цієї реакції через деякий час τ , якщо до цього моменту утвориться 0,1 моль/л речовини AB_2 ?
- Визначити, зміняться швидкості прямих і зворотних реакцій, якщо за незмінної температури в першому випадку зменшити концентрацію кожної речовини у 2 рази, а в другому – збільшити тиск у 3 рази?
 - $H_2 + Cl_2 = 2HCl$;
 - $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
 - $N_2O_4 = 2NO_2$;
 - $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$.

5. Обчислити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо із підвищенням температури:
 - а) від 10°C до 50°C швидкість реакції збільшилася у 16 разів;
 - б) від 50°C до 100°C швидкість реакції збільшилася у 1200 разів.
6. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 1,5. У скільки разів збільшиться швидкість реакції з підвищенням температури на 30°C?
7. Із підвищенням температури на 10°C швидкість реакції збільшилася у 2 рази. У скільки разів збільшиться її швидкість із підвищенням температури на 50 і на 100°C?
8. На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?
9. Зазначити математичне вираження швидкості прямої реакції
$$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_r = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2.$$
10. У скільки разів збільшиться швидкість реакції з підвищенням температури від 40 до 120°C? Температурний коефіцієнт дорівнює 2.

ТЕМА 4. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Хімічні реакції можна поділити на **оборотні** і **необоротні**. Реакції, які відбуваються в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин на кінцеві речовини, називаються **необоротними**. Прикладом такої реакції може бути розклад калій хлорату (бертолетової солі) під час нагрівання:



Реакція припиниться тоді, коли весь калій хлорат перетвориться на калій хлорид і кисень. Необоротних реакцій не так багато. Більшість реакцій оборотні.

Оборотними називаються такі реакції, які одночасно відбуваються у двох взаємно протилежних напрямках. Ці реакції не доходять до кінця внаслідок того, що продукти реакції взаємодіють між собою, утворюючи знову вихідні речовини. Оборотні реакції завершуються встановленням **хімічної рівноваги**.

Хімічна рівновага – це такий стан системи, коли швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції.

У стані рівноваги пряма і зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається рухомою, або динамічною, рівновагою. А оскільки дія обох реакцій взаємно знищується, то в реагуючій суміші видимих змін не відбувається: концентрації всіх реагуючих речовин – як вихідних, так і тих, що утворюються, – залишаються чітко сталими. Концентрації реагуючих речовин, які встановлюються в умовах хімічної рівноваги, називаються **рівноважними**.

За певних умов реакції перебігають в одному напрямку до повного зникнення вихідних речовин. Такі реакції є практично необоротними. До них відносяться реакції, що **супроводжуються виділенням**:

- продуктів, які виходять зі сфери реакції у вигляді осаду, газу;
- малодисоційованих сполук;
- великої кількості енергії.

У випадку оборотної хімічної реакції



швидкість прямої та зворотної реакцій за законом діючих мас (див. п. 3.3) виражається відповідно рівняннями 4.2 та 4.3:

$$v_1 = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m \quad (4.2)$$

$$v_2 = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q \quad (4.3)$$

Оскільки з часом концентрації C_A і C_B зменшуються, а C_C і C_D збільшуються, швидкість прямої реакції v_1 зменшується, а зворотної v_2 – збільшується.

Із встановленням хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотної реакції стають рівними $v_1 = v_2$. Концентрації речовин А, Б, С і Д у момент рівноваги

називаються **рівноважними концентраціями**. Їх позначають символами $[A]$, $[B]$, $[C]$ і $[D]$. У зв'язку з цим умови рівноваги $\nu_1 = \nu_2$ можна виразити наступною рівністю:

$$k_1 [A]^n [B]^m = k_2 [C]^p [D]^q \quad (4.4)$$

Звідси:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m} \quad (4.5)$$

Тому що k_1 і k_2 для даної температури постійні, то і їх відношення $k_1/k_2 = K$ – постійне для тієї самої температури. Величина K називається константою хімічної рівноваги.

Рівняння (4.6), що зв'язує швидкість реакції із концентрацією реагуючих речовин, називається **кінетичним рівнянням реакції** (іншими словами – є вираженням закону діючих мас):

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m} \quad (4.6)$$

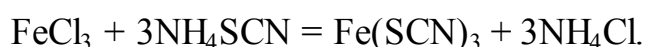
Величина K – найважливіша характеристика оборотної реакції. Константа рівноваги визначається природою реагуючих речовин і не залежить від їх концентрації, але змінюється під впливом температури і тиску (для газоватих речовин).

Константа рівноваги K показує, у скільки разів константа швидкості прямої реакції більше константи швидкості зворотної реакції. У цьому полягає її фізична суть. Хімічна рівновага зберігається тільки за сталих умов. Зі зміною концентрацій реагуючих речовин, температури і тиску (для газових реакцій) рівновага порушується, рівноважні концентрації всіх речовин змінюються і встановлюється новий стан рівноваги. Напрямок зміщення рівноваги визначається **принципом рухомої рівноваги Ле Шательє**: якщо на систему, що перебуває в стані рівноваги, чиниться будь-який зовнішній вплив (змінюється концентрація, температура, тиск), то він сприяє перебігу тієї із двох протилежних реакцій, яка послаблює цей вплив.

РОБОТА 4.1. Зміщення хімічної рівноваги

ДОСЛІД 1. Вивчення впливу зміни концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Для дослідів використовують реакцію, яка описується рівнянням:



Речовини цієї рівноважної системи по-різному забарвлені:

- ферум(III) тіоціанід $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ – інтенсивно червоного кольору;
- розведений розчин ферум трихлориду FeCl_3 – блідо-жовтого;
- амоній тіоціанід NH_4SCN і амоній хлорид NH_4Cl – безбарвні.

Тому будь-яка зміна концентрації $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ позначається на зміні забарвлення розчину, що дозволяє спостерігати, у якому напрямі (ліворуч або праворуч) зміщується хімічна рівновага зі зміною концентрації реагуючих речовин.

Проведення дослідів

Циліндром налити в хімічний стакан 15–20 мл дистильованої води і додати по 3–4 краплі FeCl_3 і NH_4SCN до яскраво-червоного забарвлення. Одержаний розчин розлити у чотири пробірки. Далі додати у пробірки:

- перша – 4–5 крапель розчину FeCl_3 ;
- друга – 4–5 крапель розчину NH_4SCN ;
- третя – скляний шпатель кристалічного NH_4Cl ;
- четверта – еталонна, для порівняння забарвлення розчинів.

Оформлення результатів дослідів

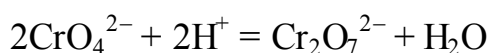
- Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону й дати пояснення, користуючись рівністю для константи хімічної рівноваги (за законом діючих мас) і принципом Ле Шательє.
- Результати дослідів занести до табл. 4.1.

Таблиця 4.1 – Оформлення результатів дослідів

№ пробірки	Доданий розчин	Зміна забарвлення	Напрямок зміщення рівноваги	К

ДОСЛІД 2. Вивчення впливу концентрації Гідроген-іонів на рівновагу реакції

У розчинах, що містять іони $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (Хром має ступінь окиснення +6), існує рівновага



Хромат-іон Дихромат-іон
(жовтий) (оранжевий)

Зміна концентрації іонів Гідрогену зміщує цю рівновагу.

Проведення дослідів

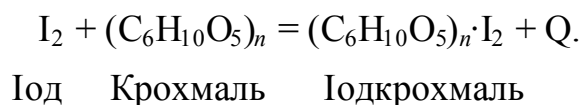
У хімічний стакан ємкістю 100 мл налити 10–15 мл 10% розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. До цього розчину краплями додати концентрований розчин лугу й спостерігати зміну забарвлення. Коли розчин стане жовтим, обережно додати краплями концентрованої сульфатної кислоти, спостерігаючи появу оранжевого забарвлення. Після цього можна знову додати лугу й одержати жовте забарвлення.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакції.
- Зазначити, як впливає концентрація іонів Гідрогену на хімічну рівновагу.

ДОСЛІД 3. Вивчення впливу температури на хімічну рівновагу

Результат взаємодії йоду з крохмалем – складна за структурою синя речовина (йодокрохмаль), що відноситься до класу сполук, які називають сполуками включення (або вмикання). Ця реакція екзотермічна. Її схема:



Проведення дослідів

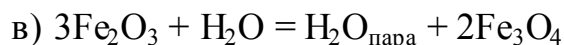
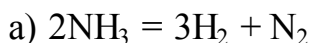
У дві пробірки налити по 3–4 мл розчину крохмалю і додати 3–4 краплі 0,1 н. розчину йоду до появи синього забарвлення. Нагріти одну з пробірок і спостерігати зникнення забарвлення. Далі охолодити пробірку водопровідною водою до появи синього забарвлення.

Оформлення результатів дослідів

- В який бік зміститься рівновага під час нагрівання та охолодження? Дати пояснення відповідно принципу Ле Шательє.

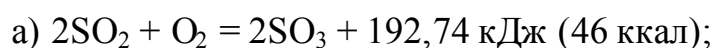
Контрольні запитання і задачі

1. Написати вирази констант рівноваги для таких реакцій:

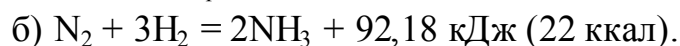
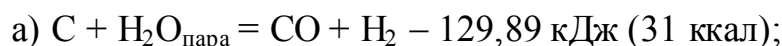


В якому напрямі зміститься рівновага у кожному випадку з підвищенням тиску?

2. В якому напрямі зміститься рівновага таких оборотних реакцій:



3. Дією яких чинників можна змістити рівновагу реакцій:

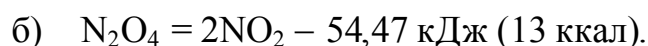
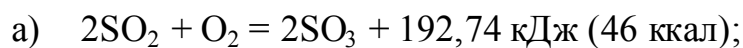


4. Обчислити константу рівноваги K реакції $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$, якщо початкова маса гідроген броміду становить 0,809 г, а до моменту рівноваги прореагувало 5% вихідної речовини.

5. Як варто одночасно змінити температуру і тиск у системі $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + Q$, щоб підвищити вихід карбон(IV) оксиду?

6. Як вплине підвищення тиску на стан хімічної рівноваги в системі $\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{\text{пара}} = \text{CO} + \text{H}_2$?

7. У якому напрямі зміститься рівновага таких оборотних реакцій:



ТЕМА 5 ЕНТАЛЬПІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Будь-яка речовина характеризується певним складом і запасом хімічної енергії – певною **ентальпією** (тепломісткістю). **Ентальпія (H)** – міра енергії, яка накопичується речовиною під час її утворення. Під час хімічних реакцій відбувається зміна складу речовини й запасу хімічної енергії. Різниця енергій початкових і кінцевих станів речовин перетворюється в еквівалентну кількість енергії іншої форми. Частіше під час хімічних реакцій хімічна енергія переходить у теплову. Хімічні процеси, що супроводжуються виділенням теплоти, – **екзотермічні** процеси, поглинанням теплоти, – **ендотермічні**. Енергозміни системи обумовлені тепловим ефектом реакції. Тепловий ефект відносять до 1 моль вихідної речовини чи продукту реакції.

Рівняння реакції із зазначенням теплових ефектів називаються **термохімічними**. Теплові ефекти виражають у кілокалоріях чи кілоджоулях, $1 \text{ ккал} = 4,18 \text{ кДж}$.

Теплові ефекти реакцій прийнято відносити до стандартних умов ($t = 25^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ атм}$ чи $101,325 \text{ кПа}$) і позначати символом ΔH° . Для ізобарних реакцій часто використовують термін «ентальпія процесу» замість «тепловий ефект процесу».

У процесі екзотермічної реакції виділене тепло втрачається системою, тепломісткість її зменшується і $\Delta H^\circ < 0$. У ході ендотермічного процесу тепломісткість системи зростає і $\Delta H^\circ > 0$. У випадку реакцій, що здійснюються за постійного тиску P , $\Delta H^\circ = -Q_p$. Особливість термохімічних рівнянь полягає в тому, що в них вказують агрегатний стан речовин і допускають дробові коефіцієнти.

Основа термохімічних розрахунків – **закон Гесса**: тепловий ефект хімічної реакції (зміна ентальпії системи) залежить тільки від початкового і кінцевого станів речовин і не залежить від проміжних стадій процесу.

Сумарний тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі теплових ефектів окремих стадій процесу. Із закону Гесса випливає, що термохімічні рівняння можна складати, віднімати і множити на чисельні множники.

Закон термохімії і наслідок із нього дозволяють обчислювати теплові ефекти реакцій і фазових переходів у тих випадках, коли вони не можуть бути виміряні безпосередньо. Практичне значення має визначення теплот нейтралізації, теплот гідратації і теплот осадження.

Визначення теплових ефектів (ентальпій) процесів здійснюється в спеціальних приладах – калориметрах. Процес, який вивчається, проводять у калориметричному стакані, захищеному від втрат тепла й обладнаному чутливим термометром (рис. 5.1). Калориметричний стакан вставлений у зовнішню судину. Щоб уникнути втрат теплоти обидві судини не повинні стикатися. Для цього між ними розташовують коркові прокладки. Калориметричний стакан має дерев'яну кришку з трьома отворами, у які вставлені термометр, мішалка і лійка для внесення в калориметр речовин. Систему з двох стаканів можна замінити судиною Дьюара (рис. 5.2).

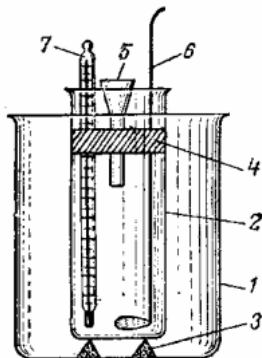


Рисунок 5.1 – Калориметричний прилад: 1 – зовнішній стакан; 2 – реакційний стакан; 3 – підставка; 4 – дерев'яна кришка; 5 – лійка; 6 – мішалка; 7 – термометр

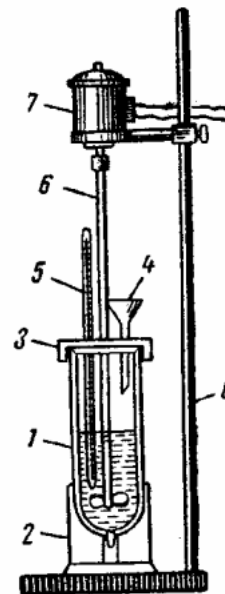


Рисунок 5.2 – Калориметрична установка: 1 – судина Дьюара; 2 – підставка; 3 – кришка; 4 – лійка; 5 – термометр; 6 – мішалка; 7 – мотор; 8 – штатив:

Теплоту Q , що виділяється або поглинається в калориметрі, обчислюють за формулою:

$$Q = (m_p c_p + m_c c_c) \Delta t; \Delta t = t_{\text{кін.}} - t_{\text{поч.}} \quad (5.1)$$

де $t_{\text{кін.}}$ і $t_{\text{поч.}}$ – кінцева і початкова температури в калориметричній судині, °С;

m_c, m_p – маси калориметричної судини і розчину, що знаходиться в ньому, г;

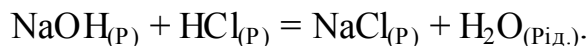
c_c, c_p – питомі теплоємкості скла і рідини, Дж/г·К.

РОБОТА 5.1. Визначення ентальпії нейтралізації

ДОСЛІД 1. Визначення ентальпії нейтралізації сильної основи сильною кислотою

Проведення дослідів

Приготувати по 150 мл 1,0 н. розчинів натрій гідроксиду і хлоридної кислоти. Зважити калориметричну склянку, внести до неї приготовлений розчин луку й відзначити температуру з точністю до 0,1°С. Температуру розчину кислоти виміряти з тією ж точністю. Потім при працюючій мішалці влити крізь лійку в калориметричний стакан розчин кислоти. Відзначити найвищу температуру, зафіксовану термометром, після зливання розчинів.



Оформлення результатів дослід

- Знайти кількість теплоти, яка виділилася в результаті реакції, приймаючи:

– початкову температуру $t_{\text{поч.}} = \frac{t_{\text{кисл.}} + t_{\text{л.}}}{2}$ – за середньоарифметичну температуру розчинів кислоти і лугу до реакції;

– кінцеву $t_{\text{кін.}} = t_{\text{макс}}$ – за максимальну температуру, зафіксовану після зливання розчинів;

– густину розчину – $\rho = 1 \text{ г/м}^3$;

– питому теплоємність – за теплоємність води, яка становить $c_{\text{в}} = 4,184 \cdot \text{Дж/г} \cdot \text{К}$;

– питому теплоємність скла – $c_{\text{с}} = 0,753 \cdot \text{Дж/г} \cdot \text{К}$.

– теплоту нейтралізації кислоти знайти з розрахунку на її еквівалентну масу за формулою 5.2:

$$Q_{\text{нейтр}} = Q/M \cdot f_{\text{екв}} \cdot V_{\text{р-ну}} = Q/1 \cdot 1 \cdot 150 \cdot 10^{-3} = Q \cdot 1000/150, \quad (5.2)$$

де Q – кількість теплоти, яка виділилася в калориметрі; $f_{\text{екв}}$ – фактор еквівалентності; N – нормальна концентрація, моль/л; $V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, л.

- Виразити теплоту нейтралізації $Q_{\text{нейтр}}$ через ентальпію ΔH° .
- Порівняти отримане в досліді та теоретичне значення ентальпії нейтралізації.
- Знайти відносну помилку результату, отриманого в досліді.

ДОСЛІД 2. Визначення ентальпії нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою

Проведення дослід

Проведіть дослід аналогічно описаному вище досліді 1, узявши однонормальні розчини амоніаку (амоніаку) й етанової (оцтової) кислоти.

Оформлення результатів дослід

- Обчислити теплоту (ентальпію) нейтралізації із розрахунку на один еквівалент етанової кислоти ($\rho_{\text{солі}} = 1,008 \text{ г/м}^3$; $c_{\text{солі}} = 0,976 \text{ кал/г} \cdot \text{К}$).
- Порівняти результати з даними попереднього досліді. Чому теплота нейтралізації слабких основ і кислот відрізняється від теплоти нейтралізації сильних основ і кислот. Чому їх значення не можуть бути постійними?

РОБОТА 5.2. Визначення ентальпії гідратації

ДОСЛІД 1. Визначення ентальпії гідратації купрум(II) сульфату

Проведення дослідів А

У попередньо зважений калориметричний стакан налити 300 мл дистильованої води й визначити температуру води в стакані з точністю до $0,1^{\circ}\text{C}$.

Взяти наважку купрум(II) сульфату (7–8 г) з точністю до 0,01 г. Швидко й акуратно внести наважку солі крізь лійку до калориметричного стакану. За умов працюючої мішалки стежити за зміною температури. Зафіксувати максимальну температуру розчину.

Оформлення результатів дослідів А

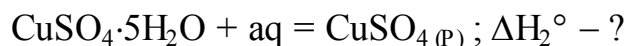
- Знайти кількість теплоти (Q), що виділилася в процесі розчинення кристалічної солі за формулою (5.1), приймаючи за початкову температуру – температуру води, за кінцеву – максимальну температуру розчину солі, густину розчину – одиниці, його питому теплоємність – за теплоємність води (4,184 Дж/г·К), а питому теплоємність скла – 0,753 Дж/г·К.
- Виразити теплоту розчинення солі Q через ентальпію ΔH° .
 $\text{CuSO}_4(\text{к}) + \text{aq} = \text{CuSO}_4(\text{р}); \Delta H_1^{\circ} - ?$
- Розрахувати ентальпію розчинення 1 моль купрум(II) сульфату за формулою:

$$\Delta H^{\circ} = Q \cdot M/m, \quad (5.3)$$

де ΔH° – ентальпія розчинення, розрахована на 1 моль речовини; m – наважка речовини; M – молярна маса речовини; Q – теплота розчинення, розрахована за формулою 5.1.

Проведення дослідів Б

Дослід і розрахунки повторити для купрум(II) сульфат пентагідрату ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Наважка кристалогідрату становить 10 г.



Оформлення результатів дослідів А і Б

- За даними дослідів А і Б розрахувати ентальпію гідратації купрум(II) сульфату ($\Delta H^{\circ}_{\text{гидр}}$):



Відповідно до законів термохімії $\Delta H^{\circ}_{\text{гидр}} = \Delta H^{\circ}_1 - \Delta H^{\circ}_2$

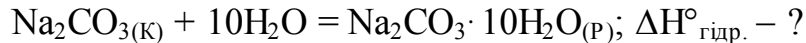
ДОСЛІД 2. Визначення ентальпії гідратації натрій карбонату

Проведення дослідів

Дослід проводити за методикою, описаною в досліді 1 (А, Б). Наважка безводного натрій карбонату становить 7 г, натрій карбонат гідрату – 15 г на 300 мл дистильованої води.

Оформлення результатів дослідів

- За даними дослідів А і Б розрахувати ентальпію гідратації натрій карбонату $\Delta H^\circ_{\text{гдр.}}$.



РОБОТА 5.3. Визначення ентальпії осадження солі

ДОСЛІД 1. Визначення ентальпії осадження барій сульфату

За рівнянням реакції розрахувати кількість натрій сульфату і барій хлориду, необхідних для повного осадження 25 г барій сульфату



Ураховувати, що барій хлорид береться у вигляді кристалогідрату – $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Наважку барій хлориду розчинити в 150 мл дистильованої води. Розчин вилити до попередньо зваженого калориметричного стакану, виміряти температуру з точністю до 0,1°C.

Розраховану наважку натрій сульфату, взяту з надлишком 5%, також розчинити в 150 мл води і визначити температуру розчину. За умов працюючої мішалки швидко крізь лійку вилити розчин натрій сульфату до калориметру. Зафіксувати максимальну температуру.

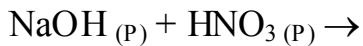
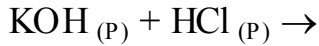
Оформлення результатів дослідів

- За формулою (5.1) розрахувати кількість теплоти, що виділилася в калориметрі, вважаючи, що густина розчину дорівнює одиниці, його питома теплоємність дорівнює теплоємності води – 4,184 Дж/г·К, а питома теплоємність скла становить 0,753 Дж/г·К, за масу розчину прийняти масу води і солей.
- Виразити теплоту осадження барій сульфату через ΔH° .
- За формулою (5.3) розрахувати ентальпію осадження 1 моль барій сульфату.

Контрольні запитання і задачі

1. Чому хімічні і фазові перетворення супроводжуються виділенням або поглинанням енергії?

2. Знайдіть ентальпії реакцій:



для дуже розведених розчинів у розрахунку на 1 моль води за стандартних умов. Чому ентальпії цих реакцій однакові? Чому значення ентальпій нейтралізації різних слабких кислот і слабких основ розрізняються?

3. Ентальпії розчинення SrCl_2 і $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ відповідно дорівнюють: $-47,7$ і $31,0$ кДж/моль. Обчислити ентальпію гідратації користуючись таблицею 5.1. Відповідь: $\Delta H^\circ = -78,66$ кДж.

Таблиця 5.1 – Термодинамічні константи речовин

Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль
$\text{KOH}_{(P)}$	$-477,3$
$\text{HCl}_{(P)}$	$-166,9$
$\text{CsOH}_{(P)}$	$-406,7$
$\text{H}_2\text{SO}_{4(P)}$	-814
$\text{NaOH}_{(P)}$	-470
$\text{HNO}_{3(P)}$	$-174,3$

ТЕМА 6. РОЗЧИНИ

Розчини – багатокомпонентні гомогенні системи перемінного складу, які знаходяться в стані термодинамічної рівноваги.

Одною з найважливіших властивостей води є здатність її розчиняти більшість речовин з утворенням водних розчинів. Розчини – дуже важливий стан речовини. Вони мають велике значення для промисловості і для процесів, що відбуваються в організмі людини. Розчинами є всі важливі фізіологічні рідини – кров, лімфа. Процеси травлення людини пов’язані з переводом поживних речовин у розчин.

Будь-який розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, в якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або іонів. Зазвичай розчинником вважають той компонент, який у чистому вигляді існує у тому ж агрегатному вигляді, що й одержаний розчин. Наприклад, у випадку водного розчину солі розчинником є вода. Якщо обидва компоненти до розчинення знаходилися в однаковому агрегатному стані (наприклад, спирт і вода), то розчинником вважають компонент, який міститься у розчині у більшій кількості.

Однорідність розчинів зумовлює їх схожість з хімічними сполуками. Виділення теплоти під час розчинення деяких речовин також свідчить про хімічну взаємодію між розчинником та речовиною, що розчинюється. Різниця між розчинами та хімічними сполуками полягає у тому, що склад розчинів може змінюватися у широких межах. Крім того, серед властивостей розчинів можна зазначити значну кількість властивостей окремих компонентів, що не спостерігається у випадку хімічної сполуки. Відсутність постійності у складі розчинів наближає їх до механічних сумішей, але від останніх вони відрізняються своєю однорідністю. Таким чином, розчини займають проміжне положення між механічними сумішами і хімічними сполуками.

Концентрацією розчину називається вміст розчиненої речовини в одиниці об’єму або маси розчину. Найпоширенішими способами виразу складу розчинів є масова частка (процентна концентрація), молярна і моляльна концентрація, молярна концентрація еквіваленту.

Таблиця 6.1 – Способи виразу концентрації

Назва	Позначення	Формула	Одиниці вимірювання
1	2	3	4
Масова частка (процентна концентрація)	ω	$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}} \cdot 100$	$\frac{\text{г розчиненої речовини}}{\text{г розчинника} + \text{г розч. речов.}} \cdot 100$
Молярна концентрація	М, С	$M = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$	$\frac{\text{моль розчиненої речовини}}{\text{л розчину}}$

1	2	3	4
Молярна концентрація	Мл	$M_{л} = \frac{\nu}{m_{розчинка}}$	<u>моль розчиненої речовини</u> кг розчину
Молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація)	N, C _H	$M = \frac{\nu_{ЕКВ}}{V} = \frac{m}{E \cdot V}$	<u>моль екв розчиненої речовини</u> л розчину
Титр	T	$T = \frac{m}{V}$	<u>г розчиненої речовини</u> см ³

РОБОТА 6.1. Концентрація розчинів

ДОСЛІД 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою солі

Студент отримує у викладача завдання, за яким він повинен розрахувати масу солі і води, необхідні для приготування розчину заданої концентрації. Після перевірки результатів розрахунків у викладача, студент готує розчин.

Для цього слід зважити на лабораторних технохімічних вагах розраховану наважку солі та висипати її у конічну колбу на 300 см³. Далі відміряти циліндром розраховану кількість води та обережно, постійно перемішуючи, влити воду в колбу з сіллю (воду приливають поступово).

Приготовлений розчин перелити з колби до циліндру і за допомогою ареометру визначити густину розчину. Розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту приготовленого розчину. Результати розрахунків занести до таблиці 6.2.

Таблиця 6.2 – Результати розрахунків концентрації розчину із заданою масовою часткою солі

Маса, г		Густина розчину, г/см ³	Концентрація розчину		Титр, г/см ³
Солі	Води		Молярна концентрація, моль/л	Молярна концентрація еквіваленту, моль/л	

ДОСЛІД 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою із більш концентрованого розчину

Студент отримує у викладача завдання. Густина розчинів солей з різними масовими частками приведена у табл. Г.1 додатку Г.

Концентрований розчин солі вилити до циліндру та ареометром визначити його густину. Виходячи з визначеної густини, розрахувати масову частку солі в розчині (дані додатку Г).

Надалі студент повинен провести розрахунки.

Розраховується об'єм концентрованого розчину солі V , який потрібен для приготування розчину заданої концентрації. Після перевірки результатів розрахунків у викладача, студент готує розчин солі заданої концентрації.

Для приготування розчину слід відміряти циліндром на 25 см^3 розрахований об'єм концентрованого розчину, перенести його до великого циліндру на 100 см^3 та довести водою до необхідного об'єму. Приготовлений розчин ретельно перемішати та визначити ареометром його густину ρ .

Далі розрахувати молярну концентрацію та титр приготовленого розчину і результати занести до табл. 6.3.

Таблиця 6.3 – Результати розрахунків концентрації розчину із заданою масовою часткою солі з більш концентрованого розчину

Густина розчину		Масова частка розчину, %		V , см^3	ρ , г/см^3	Молярна концентрація, моль/л	Титр, г/см^3
вихідного	заданого						

Контрольні запитання і задачі

1. В одному літрі розчину міститься 10,6 г натрій карбонату. Розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту розчину та титр.
2. Для приготування розчину взяли 5,6 г калій гідроксиду КОН та 500 г води. Розрахувати молярність приготовленого розчину та масову частку розчиненої речовини у розчині.
3. Скільки грамів натрій гідроксиду необхідно взяти для приготування 5 дм^3 $0,1 \text{ М}$ розчину NaOH?
4. Скільки грамів натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ необхідно взяти для приготування 300 г розчину, в якому масова частка натрій тіосульфату становитиме 5%?
5. Скільки грамів $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і води необхідно взяти для приготування 200 мл розчину купрум сульфату, в якому масова частка CuSO_4 становитиме 5%? Густина розчину становить $1,022 \text{ г/см}^3$.
6. Скільки мілілітрів 2 М розчину NaCl необхідно взяти для приготування 500 см^3 розчину з густиною $1,02 \text{ г/см}^3$, в якому масова частка NaCl становитиме 2%? Розрахувати молярну концентрацію приготовленого розчину.

ТЕМА 7. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

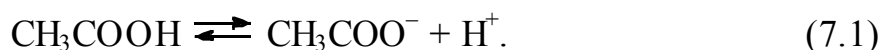
Електролітична дисоціація – процес розкладу електроліту на іони у водному розчині або в розплаві.

Здатність речовин до електролітичної дисоціації залежить як від природи розчиненої речовини, так і природи розчинника і визначається типом та міцністю хімічного зв'язку в молекулі, а також міцністю сольватів (гідратів), що утворюються, тобто енергією сольватації (гідратації). У розчинах електролітів іони є носіями електричного заряду; електропровідність розчину електроліту залежить від кількості іонів у розчині.

Оскільки **електролітична дисоціація – процес оборотний**, то в розчинах електролітів поряд з іонами є й молекули. Тому розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації (α). За ступенем дисоціації **електроліти** поділяють на **сильні, слабкі та середньої сили**.

Сильні електроліти повністю дисоціюють на іони. Вони мають високий ступінь дисоціації, який дорівнює одиниці ($\alpha=1$).

У розчинах слабких електролітів існує рівновага між процесами дисоціації молекул на іони та асоціації іонів в молекули. Наприклад, у розчині етанової кислоти така рівновага може бути виражена рівнянням:



Розведення розчину етанової кислоти водою призводить до зміщення рівноваги у бік утворення іонів – ступінь дисоціації кислоти зростає. Навпаки, під час випарювання розчину рівновага зміщується у бік утворення молекул кислоти – ступінь дисоціації зменшується. Ступінь дисоціації залежить від концентрації слабого електроліту. Із зменшенням концентрації ступінь дисоціації збільшується. Зростає він, як правило, і в результаті підвищення температури.

Відповідно до закону діючих мас константу рівноваги (дисоціації) розведеного розчину слабкої етанової кислоти можна виразити таким чином:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \cdot 10^{-5} \quad (7.2)$$

Константа дисоціації не залежить від концентрації, тобто має постійне значення під час розведення розчину.

Рівновага в розчинах електролітів

РОБОТА 7.1. Порівняння хімічної активності кислот.

Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів

ДОСЛІД 1. Взаємодія хлоридної та етанової кислот із мармуром

Проведення досліду

В одну пробірку внести 3–4 краплі 2 н. розчину хлоридної кислоти, в іншу – стільки ж 2 н. розчину етанової (оцтової) кислоти. Помістити в кожну пробірку

приблизно однакові шматочки мармуру. Який газ виділяється? В якій пробірці процес відбувається більш енергійно?

Оформлення результатів дослідів

- Відповісти на поставлені питання.
- Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.
- Від концентрації яких іонів залежить швидкість виділення газу?
- У розчині якої кислоти концентрація цих іонів більша?

ДОСЛІД 2. Взаємодія хлоридної та етанової кислот із цинком

Проведення дослідів

В одну пробірку на третину її об'єму налити 2 н. розчин хлоридної кислоти, в іншу – так само 2 н. розчину етанової кислоти. У кожен пробірку помістити однакові шматочки цинку.

Оформлення результатів дослідів

- В якому випадку водень виділяється більш енергійно?
- Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.

ДОСЛІД 3. Вплив солі слабкої кислоти на дисоціацію цієї кислоти

Проведення дослідів

У дві пробірки внести 5–7 крапель 0,1 н. розчину етанової кислоти. У кожен пробірку прибавити по одній краплі метилового оранжевого. Одну пробірку з етановою кислотою залишити як контрольну, а в іншу помістити декілька кристалів натрій етаноату CH_3COONa і перемішати склянкою паличкою.

Оформлення результатів дослідів

- Під дією яких іонів метиловий оранжевий стає рожевим?
- Порівняти колір одержаного розчину з кольором розчину в контрольній пробірці.
- На зміну концентрації яких іонів указує зміна кольору метилового оранжевого?
- Написати рівняння дисоціації етанової кислоти і вираз її константи дисоціації.
- Пояснити, як зміщується рівновага дисоціації кислоти, якщо додати натрій етаноат.
- Як змінюється водночас ступінь дисоціації етанової кислоти і концентрація іонів H^+ ?

ДОСЛІД 4. Вплив солі слабкої основи на дисоціацію цієї основи

Проведення дослідів

У дві пробірки внести по 5–7 крапель 0,1 н. розчину амоніаку (аміаку). У кожен пробірку прибавити по одній краплі розчину фенолфталеїну. Одну пробірку з розчином амоніаку залишити як контрольну, а в іншу додати декілька кристалів амоній хлориду й перемішати розчин склянкою паличкою.

Оформлення результатів дослідів

- Під впливом яких іонів фенолфталеїн стає червоним?
- Порівняти колір добутого розчину з кольором розчину в контрольній пробірці.
- Написати схему рівноваги в розчині амоніаку.
- Як зміщується рівновага в цьому розчині після додавання амоній хлориду?
- Чому інтенсивність забарвлення фенолфталеїну зменшується?

РОБОТА 7.2. Вивчення властивостей амфотерних гідроксидів

Електроліти, які дисоціюють одночасно за кислотним та основним типами, називають **амфотерними електролітами** або **амфолітами**.

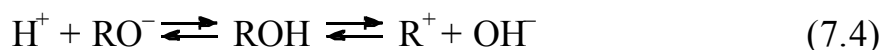
Амфотерні електроліти під час дисоціації утворюють як іони гідроксонію, так і гідроксид-іони. До амфолітів відноситься вода.



У воді однаковою мірою виявляються кислотні властивості, які пояснюються наявністю OH_3^+ іонів, та основні – присутністю OH^- іонів. Рівняння (6.3) можна виразити схемою: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$, для спрощення позначаючи іони гідроксонію символом H^+ .

До типових амфолітів відносяться гідроксиди ряду елементів: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$ та інші.

Якщо формулу амфотерного гідроксиду зобразити в загальному вигляді, як $\text{R}-\text{OH}$, то у водному розчині він буде дисоціювати двома шляхами:



Із рівняння випливає, що із додаванням кислоти іони OH^- зв'язуватимуться в молекули води й рівновага зміститься у бік утворення катіонів R^+ , тобто амфоліт виявлятиме основні властивості. Якщо додати луг, рівновага (7.4) зміститься у бік утворення аніонів RO^- – амфоліт виявлятиме кислотні властивості.

Проведення дослідів

У дві пробірки внести по 2–3 краплі розчину солі алюмінію і по 2–3 краплі 2 н. розчину калій гідроксиду (або натрій гідроксиду) до утворення осаду алюміній тригідроксиду. Впродовж легкого струшування додати в пробірку ще декілька крапель 2 н. розчину калій гідроксиду до розчинення осаду алюміній тригідроксиду.

Аналогічно провести реакції одержання осадів хром(III) гідроксиду, цинк гідроксиду та розчинення їх у лугу, хлоридній кислоті.

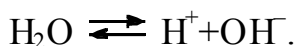
Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння добування і подвійної дисоціації алюміній тригідроксиду, а також молекулярні та іонні рівняння реакцій взаємодії його з хлоридною кислотою і лугом.
- Написати відповідні рівняння реакцій одержання хром(III)-, цинк-гідроксидів та схему подвійної дисоціації гідроксидів.

- Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій взаємодії хром(III)-, цинк-гідроксидів із кислотою та лугом.

Середовище в розчинах електролітів, водневий показник (рН)

Вода як слабкий електроліт незначною мірою дисоціює на іони, що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами:



Застосовуючи до процесу дисоціації води закон діючих мас, маємо:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (7.5)$$

або

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Експериментально встановлено, що в одному літрі води за кімнатної температури (22°C) дисоціації піддається лише 10^{-7} моль води і водночас утворюється 10^{-7} моль/л іонів H^+ і 10^{-7} моль/л іонів OH^- .

Добуток концентрації іонів Гідрогену і гідроксид-іонів у воді називається **іонним добутком води (K_b)**.

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_b \quad (7.6)$$

K_b за певної температури – величина стала і за температури 22°C чисельно дорівнює 10^{-14} :

$$K_b = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Сталість добутку $[\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ означає, що в будь-якому водному розчині ані концентрація іонів Гідрогену, ані концентрація гідроксид-іонів не може дорівнювати нулю. Іншими словами, будь-який водний розчин кислоти, основи або солі містить як H^+ , так і OH^- -іони. Дійсно, для чистої води:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Розчини, в яких концентрація Гідроген- і гідроксид-іонів однакові й дорівнюють кожна 10^{-7} моль/л, називаються нейтральними розчинами.

Якщо до води додати кислоту, то $[\text{H}^+]$ стане більшою за 10^{-7} , а $[\text{OH}^-]$ – меншою за 10^{-7} моль/л. Навпаки, якщо до води додати луги, то $[\text{H}^+]$ стає меншою за 10^{-7} , а $[\text{OH}^-]$ – більшою за 10^{-7} моль/л.

Зі сталості добутку $[\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ випливає, що в разі збільшення концентрації одного з іонів води відповідно зменшується концентрація іншого іона. Це дозволяє обчислити концентрацію H^+ -іонів, якщо відома концентрація OH^- -іонів, і навпаки.

Кислотність і основність розчину – середовище можна виражати через концентрацію або іонів $[H^+]$, або іонів $[OH^-]$. Середовище в розчині визначається тими іонами, концентрація яких більше:

$[H^+] > [OH^-]$ – середовище кисле;

$[H^+] < [OH^-]$ – середовище лужне;

$[H^+] = [OH^-]$ – середовище нейтральне.

Щоб уникнути незручностей, пов'язаних із застосуванням чисел з від'ємними показниками ступеня, концентрацію іонів Гідрогену прийнято виражати через водневий показник, що позначається рН.

Водневим показником рН називається десятковий логарифм концентрації Гідроген-іонів, взятий з протилежним знаком:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-],$$

$$[H^+] = 10^{-pH}, \quad [OH^-] = 10^{-pOH},$$

$$\text{тобто } pH + pOH = 14 \quad (7.7)$$

За допомогою рН реакція розчинів характеризується так:

нейтральна – рН = 7;

кисла – рН < 7;

лужна – рН > 7.

Наведемо значення рН деяких найвідоміших розчинів і зазначимо відповідну їм реакцію середовища:

шлунковий сік – рН = 1,7 (сильнокисла реакція);

торф'яна вода – рН = 4,0 (слабокисла);

дощова вода – рН = 6,0 (слабокисла);

вода з водопроводу – рН = 7,5 (слаболужна);

кров – рН = 7,4 (слаболужна);

слина – рН = 6,9 (слабокисла);

сльози – рН = 7,0 (нейтральна).

Існує цілий ряд методів визначення рН розчинів: індикаторні – з використанням набору індикаторів, універсального індикатору, метод стандартних (еталонних) розчинів та інструментальний – потенціометричний метод (за допомогою рН-метра).

В індикаторному методі застосовують **кисотно-основні індикатори**. Це речовини, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища. Кожний індикатор змінює забарвлення розчину в певному, характерному для нього інтервалі значень рН, який називається інтервалом переходу індикатора. Наприклад, у метилового оранжевого зміна забарвлення відбувається в інтервалі рН=4,4÷3,1. Коли рН більше за 4,4, цей індикатор має жовтий колір, коли рН менше за 3,1 – червоний, а в інтервалі переходу – оранжевий. У табл. 7.1 надано інтервали переходу деяких індикаторів, які застосовуються в роботі.

Таблиця 7.1 – Інтервали переходу забарвлення кислотно-основних індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу за рН	Забарвлення індикаторів		
		до інтервалу переходу	в інтервалі переходу	після інтервалу переходу
Метилловий оранжевий	3,1–4,4	червоне	оранжеве	жовте
Метилловий червоний	4,4–6,2	червоне	оранжеве	жовте
Лакмус	5,0–8,0	червоне	фіолетове	синє
Бромтимоловий синій	6,0–7,6	жовте	зелене	синє
Фенолфталеїн	8,2–10	безбарвне	рожеве	червоне
Алізариновий жовтий	10,1–12,0	жовте	темно-жовте	бузкове
Індигокармін	11,6–14,0	блакитне	зелене	жовте

Визначення рН за допомогою набору індикаторів ґрунтоване на зміні забарвлення досліджуваного розчину з додаванням різних індикаторів. Кожний індикатор додається до окремої порції розчину, і на підставі зміни забарвлення оцінюється рН із точністю визначення $\pm 0,5\text{pH}$.

Для визначення рН можна застосовувати **універсальний індикатор** — суміш декількох індикаторів із різними інтервалами переходу, які охоплюють всю шкалу водневого показника, від 1 до 14. У лабораторній практиці також застосовується універсальний індикаторний папір — папір, просочений універсальним індикатором і висушений. До нього додається шкала забарвленості індикатора за різних значень рН.

РОБОТА 7.3. Водневий показник

ДОСЛІД 1. Визначення концентрації іонів Гідрогену (рН) за допомогою індикаторів

У роботі застосовують індикатори, наведені в табл. 7.1. Аналіз починають попереднім визначенням інтервалу рН досліджуваного розчину.

Проведення дослідів

Налити 1–2 мл досліджуваного розчину в пробірку і додати фенолфталеїн. Якщо розчин залишається безбарвним, то його значення $\text{pH} \leq 8,2$ (табл. 7.1). Тому для наступного аналізу слід користуватися індикаторами, інтервали переходу яких мають значення $\text{pH} < 8,2$.

В окремих порціях розчину послідовно спостерігають зміну забарвлення кожного з індикаторів, відповідно порівнюючи з наведеним у таблиці 7.1, і визначають величину рН розчину. Якщо досліджуваний розчин у пробі з фенолфталеїном забарвлюється на малиновий колір ($\text{pH} \geq 10$), визначення проводять індикаторами з інтервалом переходу більше ніж 10.

Оформлення результатів дослідів

- Визначити рН досліджуваного розчину.
- Обчислити відповідну концентрацію іонів Гідрогену й гідроксид-іонів.

ДОСЛІД 2. Визначення рН розчинів універсальним індикатором

Проведення дослідів

Визначити рН водопровідної та дистильованої води; 0,1 н. розчинів хлоридної та етанової кислот; натрій та амоній гідроксидів.

Для визначення рН у досліджуваній розчин додати 1–2 краплі універсального індикатору й порівняти одержане забарвлення зі шкалою кольорів універсального індикатору.

Оформлення результатів дослідів

- Визначити рН розчинів.
- Обчислити відповідні концентрації іонів H^+ та OH^- .
- Отримані результати оформити у вигляді табл. 7.2.

Таблиця 7.2 – Форма запису результатів дослідів

№ зразка	Досліджуваний розчин	Водневий показник рН	Концентрація іонів Гідрогену $[H^+]$	Значення рОН

Гідроліз солей

У розчинах солей, крім процесів розчинення, електролітичної дисоціації та гідратації іонів, можлива **хімічна взаємодія іонів розчиненої солі з водою**. Така взаємодія називається **гідролізом** і відбувається в тому випадку, коли в результаті неї утворюються малодисоційовані електроліти. Зв'язування іонів H^+ чи OH^- іонами солі, порушуючи рівновагу, спричиняє дисоціацію нових молекул води й може привести до накопичування в розчині значної кількості іншого іону. Внаслідок цього змінюється рН розчину.

Наприклад, процес розчинення у воді натрій етаноату CH_3COONa супроводжується його дисоціацією на іони CH_3COO^- та Na^+ та їх взаємодією з молекулами води з утворенням гідратів. Поряд з цими процесами аніони CH_3COO^- частково вступають у хімічну взаємодію з водою, яка входить до складу гідратів. Зв'язування іонів H^+ етаноат-іонами і дисоціацію нових молекул води можна виразити сумарним рівнянням процесів, що відбуваються одночасно:



Внаслідок утворення слабого електроліту – етанової кислоти іонна рівновага дисоціації води зміщується і створює надлишок OH^- іонів, а тому розчин набуває лужної реакції.

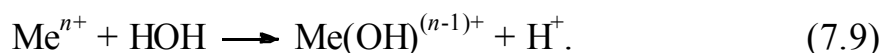
Здатність іонів вступати в реакції гідролізу визначається їх будовою, величиною радіусу, заряду тощо. У реакції гідролізу вступають головним чином ка-

тіони d-елементів і деякі р-елементи, які мають сильну поляризаційну дію на молекули води. Катіони типових s-елементів гідролізу не піддаються.

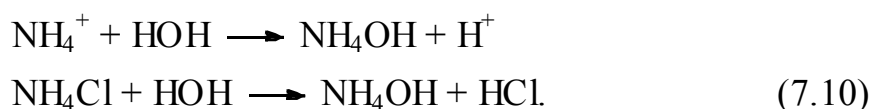
Серед аніонів гідролізу піддаються аніони слабких кислот. Аніони сильних кислот у реакції гідролізу не вступають, тому що не зв'язують іони води в малодисоційовані сполуки. Отже **гідролізу піддаються тільки ті солі, до складу яких входять іони слабких електролітів.**

Можливі наступні випадки гідролізу: гідроліз за катіоном, за аніоном, за катіоном й аніоном.

Гідролізу за катіоном підвергаються солі, утворені **слабкими основами та сильними кислотами** (наприклад, NH_4Cl , CuSO_4 , AlCl_3 та інші). Причиною їх гідролізу є зв'язування іонів OH^- води в малодисоційовані основи або їх іони (катіони):

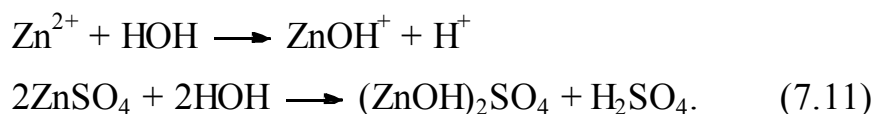


У розчині накопичується надмірна кількість іонів Гідрогену, які надають розчину кислій реакції ($\text{pH} < 7$). Наприклад,



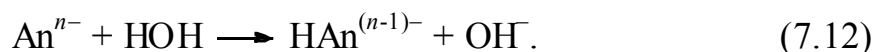
Для багатозарядних катіонів характерний ступінчастий гідроліз. У результаті гідролізу за нормальних умов замість основи утворюється **основна сіль.**

Наприклад,



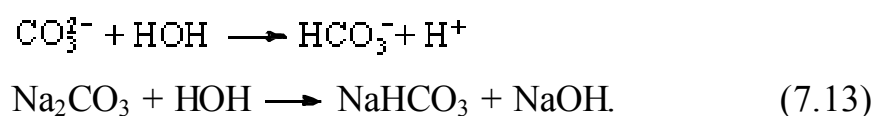
Основа $\text{Zn}(\text{OH})_2$ може утворюватися тільки за рахунок другого ступеня гідролізу, який за нормальних умов практично не відбувається.

Гідролізу за аніоном підвергаються солі, утворені **сильними основами і слабкими кислотами** (KCN , CH_3COONa , Na_2CO_3 та інші). Їх гідроліз можна пояснити зв'язуванням іонів H^+ води в малодисоційовані кислоти або їх іони (аніони).



У розчинах таких солей за рахунок гідролізу накопичується надмірна кількість іонів OH^- , які надають розчину лужної реакції ($\text{pH} > 7$).

Гідроліз солей, до складу яких входять багатозарядні аніони слабких кислот, відбувається ступінчасто, тобто за нормальних умов утворюється не кислота, а **кисла сіль.** Наприклад:



Гідроліз за катіоном і аніоном. Солі, утворені **слабкими основами та слабкими кислотами** ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, Al_2S_3 та інші) гідролізуються найбільше, тому що їх іони одночасно зв'язують іони H^+ та OH^- води, утворюючи

слабку основу і слабку кислоту або їх іони. Наприклад, амоній етаноат $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ під час гідролізу дає етанову кислоту та амоній гідроксид:



Реакція розчину таких солей може бути нейтральною, кислою або лужною й залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – слабких електролітів із відповідними величинами констант дисоціації.

У наведеному прикладі $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,79 \cdot 10^{-5}$, отже в розчині цієї солі середовище нейтральне ($\text{pH} = 7$). Під час гідролізу амоній ціаніду NH_4CN середовище в розчині буде слаболужним, тому що $K_{\text{HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$, тобто менше ніж $K_{\text{NH}_4\text{OH}}$.

У більшості випадків гідроліз є оборотним процесом, проте для деяких солей, в яких гідроліз перебігає одночасно за катіоном і аніоном, процес гідролізу практично необоротний. Прикладом можуть бути такі солі, як Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$



Кількісно процес гідролізу характеризується ступенем гідролізу (α) та константою гідролізу ($K_{\text{гидр}}$).

Ступінь гідролізу, тобто мольна частка електроліту (%), яка піддається гідролізу, залежить від природи солі, температури та концентрації розчину. Розведення розчину та нагрівання збільшують ступінь гідролізу.

Константою гідролізу називають перетворену константу рівноваги реакції гідролізу. Наприклад, для реакції гідролізу етаноат-іона (7.8):

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}, \quad K_{\text{гидр.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (7.16)$$

Для малодисоційованих розчинів $[\text{H}_2\text{O}] \approx \text{const}$, тому $K_{\text{рівн.}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = K_{\text{гидр.}}$. Шляхом перетворень можна виразити $K_{\text{гидр.}}$ через величини константи дисоціації слабкої кислоти, яка утворюється в результаті гідролізу ($K_{\text{кисл.}}$) та іонного добутку води (7.6).

Замінивши через іонний добуток води ($K_{\text{в}}$) концентрацію гідроксид-іонів $[\text{OH}^-] = K_{\text{в}}/[\text{H}^+]$, отримують вираз $K_{\text{гидр.}}$ для випадку **гідролізу за аніоном**:

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot K_{\text{в}}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}};$$

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл.}}} \quad (7.17)$$

Аналогічно за катіоном:

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{осн.}}} \quad (7.18)$$

РОБОТА 7.4. Гідроліз солей

ДОСЛІД 1. Визначення рН розчинів солей за допомогою універсального індикатору

Проведення досліду

Налити в пробірки по 1–2 мл розчинів солей CH_3COONa , Na_2CO_3 , NH_4Cl , ZnCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Універсальним індикатором визначити величину рН у кожному розчині.

Оформлення результатів досліду

- Обчислити відповідні рН значення концентрації іонів Гідрогену.
- Оформити результати досліду у вигляді табл. 7.3.

Таблиця 7.3 – Форма запису результатів досліду

Формула солі	рН	Реакція розчину	$[\text{H}^+]$	Чи відбувається гідроліз (так або ні)

- Написати рівняння гідролізу солей у молекулярній та іонній формах. У випадку ступінчастого гідролізу написати рівняння тільки для першого ступеня.
- Зазначити тип гідролізу кожної солі.

ДОСЛІД 2. Зміщення рівноваги реакції гідролізу

А. Вплив температури на ступінь гідролізу

Проведення досліду

Внести в пробірку два мікрошпателі кристалічного натрій етаноату, налити 2 мл води. Після розчинення солі додати в пробірку одну краплю фенолфталеїну й опустити її у водяну баню, яка нагріта до кипіння (рис. 7.1).

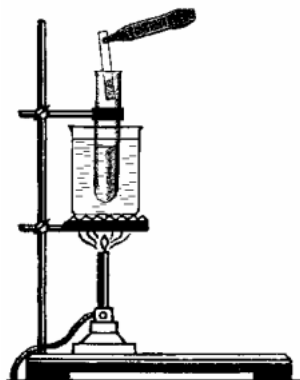


Рисунок 7.1 – Нагрівання на водяній бані

Оформлення результатів досліду

- Занотувати спостереження.
- Зробити висновки як змінилася концентрація іонів OH^- в розчині під час нагрівання; в якому напрямі зміщується рівновага реакції гідролізу за умов нагрівання.
- Зазначити, чому зміна температури впливає на ступінь гідролізу.

Б. Вплив розведення розчину на ступінь гідролізу

Проведення дослідів

До 3–4 крапель розчину стибій(III) хлориду додати краплями дистильовану воду до утворення білого осаду оксостибій(III) хлориду SbOCl .

Гідроліз SbCl_3 за першим ступенем відбувається з утворенням розчинного у воді гідроксостибій(III) хлориду SbOHCl_2 .

Після розбавлення розчину гідроліз продовжується за другим ступенем з утворенням дигідроксостибій(III) хлориду $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$ з подальшим відщепленням від нього води і випадінням в осад SbOCl . **Вміст пробірки залишити для наступного дослідів.**

Оформлення результатів дослідів

- Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння гідролізу стибій(III) хлориду за першим і другим ступенями.
- Зробити висновок про вплив розбавлення на зміщення рівноваги реакції гідролізу.

В. Вплив зміни концентрації іонів H^+ та OH^- на ступінь гідролізу

Оформлення результатів дослідів

- Написати формулу для розрахунку константи гідролізу за першим ступенем.
- На підставі складеного вище рівняння реакції гідролізу стибій(III) хлориду за другим ступенем пояснити вплив розбавлення розчину на ступінь гідролізу цієї солі. Додаванням якого реактиву його можна зменшити?

Проведення дослідів

Перевірити свої висновки дослідом – додати в пробірку з осадом SbOCl декілька крапель концентрованої хлоридної кислоти. Що відбувається з осадом? Як знову викликати утворення осаду SbOCl ?

ДОСЛІД 3. Вплив сили кислоти та основи, утворюючих сіль, на ступінь її гідролізу

Проведення дослідів

У дві пробірки до 1/2 їх об'єму налити дистильованої води. В одну внести один мікрошпатель натрій сульфату, в іншу – натрій карбонату. За відсутністю виділення CO_2 та SO_2 видно, що гідроліз перебігає тільки за першим ступенем.

Визначити універсальним індикатором величину рН у кожному розчині.

Аналогічно визначити величину рН у розчинах солей AlCl_3 , MgCl_2 .

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакцій гідролізу в молекулярному та іонному вигляді за першим ступенем.
- Пояснити, в якому розчині ступінь гідролізу більший і чому?
- Зробити висновок про вплив сили кислоти та основи, утворюючих сіль, на ступінь гідролізу цієї солі.

Контрольні запитання і задачі

1. Що відбувається з іонним добутком води та ступенем її дисоціації при додаванні сильної кислоти або сильної основи? Як це впливає на концентрацію іонів H^+ та OH^- ? Чи може у водному розчині концентрація іонів H^+ та OH^- дорівнювати нулю? Чому?
2. Знайти рН наступних розчинів, вважаючи, що HCl та NaOH дисоціюють повністю:
а) 0,1 н HCl; б) 0,05 н HCl; в) 0,01 н NaOH;
г) 0,2 н NaOH; д) 0,1 н HCN (ступінь дисоціації 0,01%);
е) 0,1 н розчин амоніаку $NH_3 \cdot H_2O$ (ступінь дисоціації 1%).
3. рН Одного розчину становить 2, а іншого 6. У літрі якого розчину концентрація іонів H^+ більша і у скільки разів?
4. Знайти концентрацію іонів H^+ та рН у розчинах, якщо концентрація OH^- іонів (моль/л) становить:
а) 10^{-8} ; б) 10^{-11} ; в) 10^{-2} ; г) $4 \cdot 10^{-3}$.
5. Яким буде ступінь дисоціації α етанової кислоти в 0,01 н розчині, якщо його рН=5?
6. Чому дорівнює рН в 0,1 н розчині CH_3COOH , якщо ступінь дисоціації кислоти (α) становить 0,01?
7. Знайти молярну концентрацію одноосновної кислоти HA у розчині, якщо:
а) рН=4, $\alpha=0,01$; б) рН=3, $\alpha=1\%$; в) рН=5,8, $\alpha=0,001$.
8. Зазначити реакцію середовища (кисла, нейтральна, лужна) та знайти концентрацію іонів H^+ та OH^- у розчинах, рН яких дорівнює:
а) 3; б) 9; в) 7; г) 1,6; д) 10,5.
9. Яку реакцію повинні виявити водні розчини амоній нітрату, калій нітрату, калій ціаніду, амоній ціаніду, амоній етаноату? Указати причину розглянутого явища, написати відповідні рівняння реакцій.
10. Які з наступних солей піддаються гідролізу і яка форма гідролізу (простий, ступінчастий, повний) матиме місце в кожному окремому випадку:
а) NaCl; б) K_3PO_4 ; в) Al_2S_3 ; г) NaClO; д) $Fe(NO_3)_3$?
11. Посилення або стримування гідролізу викличе додавання до розчину натрій ціаніду:
а) кислоти; б) лугу; в) амоній хлориду?
12. Написати молекулярні та іонні рівняння всіх ступенів гідролізу таких солей: а) натрій сульфід; б) алюміній хлориду; в) ферум(III) сульфату. Як можна посилити чи послабити гідроліз кожної із цих солей? Чому ступінь гідролізу зменшується на кожному наступному ступені?

13. Написати іонні рівняння першого ступеня гідролізу калій карбонату, натрій фосфату, амоній сульфату. В якому випадку ступінь гідролізу є найбільшим, в якому – найменшим?
14. У розчинах яких солей рН більше за 7?
а) $\text{Ca}(\text{CN})_2$; б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; в) NH_4Cl ; г) KCl ; д) Na_2CO_3 .
15. Продуктом гідролізу яких солей стануть наступні основні солі?
а) Na_3PO_4 ; б) K_2CO_3 ; в) ZnCl_2 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; д) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
16. Як можна зменшити ступінь гідролізу солі Na_2S :
а) підвищити температуру; б) знизити температуру; в) додати KOH ; г) додати HCl ; д) розбавити розчин?
17. Розчини яких солей мають нейтральну реакцію?
а) NaBr ; б) Na_2CO_3 ; в) NH_4Cl ; г) AlCl_3 ; д) KCl .
18. До гідролізу якої солі відноситься рівняння
 $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$:
а) K_2HPO_4 ; б) KH_2PO_4 ; в) Na_3PO_4 ; г) Na_3PO_3 ; д) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
19. Додаванням яких речовин можна зменшити ступінь гідролізу солі NH_4Cl :
а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; б) HCl ; в) NaCl ; г) NaOH ; д) H_2SO_4 ?

ТЕМА 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновними називають реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів в результаті переходу електронів від одних часток до інших.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в даній сполуці, знайдений за умов припущення, що спільні електронні пари повністю зміщені до атомів більш електронегативних елементів.

Або таке визначення: **ступінь окиснення** – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений за припущення, що вона складається тільки з іонів.

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій

Окисненням називається процес віддавання електронів атомом, молекулою або іоном. Під час окиснення ступінь окиснення підвищується.

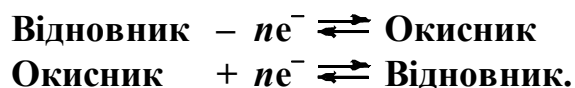
Відновленням називається процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном. Під час відновлення ступінь окиснення знижується.

Відновниками називаються атоми, молекули або іони, що віддають електрони. Під час реакції вони окиснюються.

Окисниками називаються атоми, молекули, або іони, що приєднують електрони. Під час реакції вони відновлюються.

Оскільки атоми, молекули та іони входять до складу певних речовин, то й ці речовини відповідно називають відновниками або окисниками.

Окиснення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисненням, що можна виразити схемою:



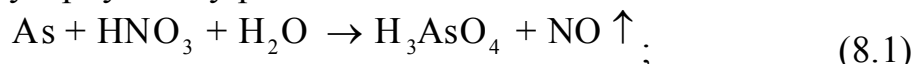
Тому окисно-відновні реакції становлять єдність двох протилежних процесів – окиснення і відновлення. **Число електронів, які віддає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.** Необхідною умовою перебігу окисно-відновної реакції є наявність у системі як окисника, так і відновника.

Застосовують два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу і метод напівреакцій (іонно-електронний баланс).

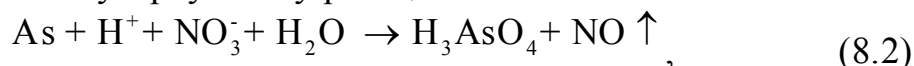
Метод напівреакцій ґрунтується на складанні іонних рівнянь для процесів окиснення і відновлення з подальшим складанням загального рівняння. Переваги цього методу порівняно з методом електронного балансу полягають в тому, що в ньому застосовуються реально існуючі іони. Написання окремих іонних рівнянь напівреакцій необхідне для розуміння конкретних хімічних процесів. У цьому методі видно роль середовища як активного учасника всього процесу. У разі застосування методу напівреакцій не обов'язково знати всі речовини, що утворюються – вони з'являються в рівнянні під час його виведення. Тому методу напівреакцій слід віддавати перевагу й застосовувати його під час складання рівнянь усіх окисно-відновних реакцій, що відбуваються у водних розчинах.

Алгоритм складання рівнянь ОВР методом напівреакцій
на прикладі окиснення миш'яку нітратною кислотою

1. Записати молекулярну схему реакції:



2. Скласти іонно-молекулярну схему реакції:

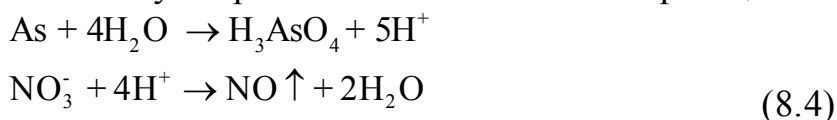


пам'ятати, що сильні електроліти позначаються іонами, а неелектроліти, слабкі електроліти, гази та осадки — молекулами; іони, які не змінюються в результаті реакції у скорочену іонну схему не включаються.

3. Знайти відновник (As) та окисник (NO_3^-), окремо записати схеми окиснення відновника та відновлення окисника:



4. Забезпечити виконання закону збереження маси в обох напівреакціях:



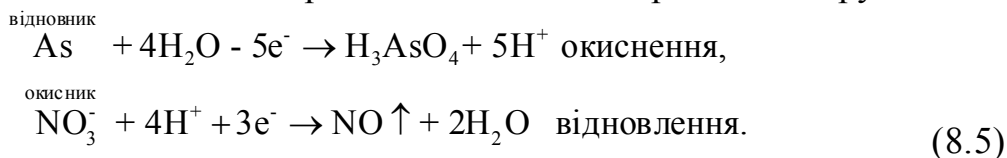
Іони H^+ та OH^- , молекули H_2O є учасниками більшості реакцій у водних розчинах. Вони вводяться в (8.4) за правилами:

ліворуч у напівреакції за необхідністю та залежно від кислотності розчину можна додавати:

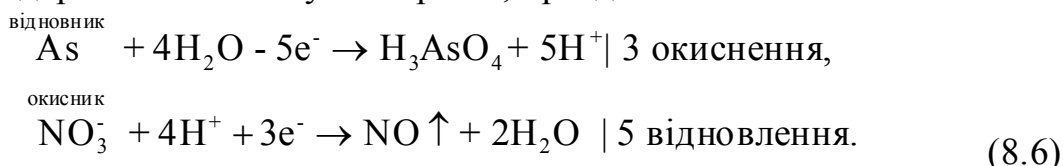
- а) іони H^+ та молекули H_2O в кислому середовищі;
- б) молекули H_2O в нейтральному середовищі;
- в) іони OH^- та молекули H_2O в лужному середовищі;

під час визначення кислотності розчинів необхідно враховувати не тільки наявність кислот або основ у вихідних речовинах, але й у продуктах реакції.

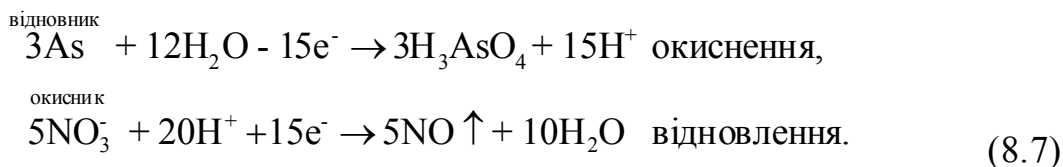
5. Зробити підрахунок суми зарядів у правих та лівих частинах обох напівреакцій, забезпечити виконання закону збереження заряду шляхом віднімання або додавання необхідної кількості електронів до частини напівреакцій ліворуч.



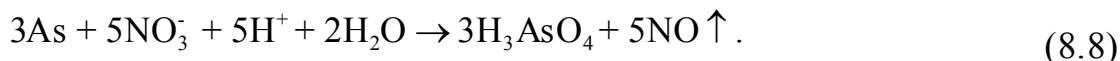
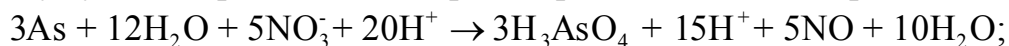
6. Забезпечити баланс електронів – число електронів, відданих відновником, повинно дорівнювати числу електронів, приєднаних окисником:



Помножити коефіцієнти у напівреакціях на відповідні множники (3 і 5), які визначаються знаходженням найменшого кратного:

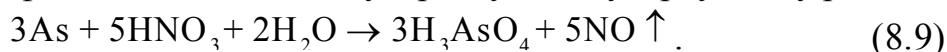


7. Підсумувати окремо ліві та окремо праві частини напівреакцій:



8. Перевірити баланс атомів та зарядів в отриманій іонно-молекулярній схемі.

9. Перенести коефіцієнти з іонно-молекулярної у молекулярну схему реакції:



10. Зробити остаточну перевірку правильності отриманого рівняння шляхом порівняння числа атомів Гідрогену та Оксигену праворуч та ліворуч у рівнянні.

Напрямок окисно-відновної реакції залежить від багатьох факторів: концентрації, температури, реакції середовища, порівняльної активності відновника та окисника та інших. Але не завжди речовина з властивостями окисника буде реагувати з речовиною, яка має властивості відновника. Для кількісної характеристики окисно-відновної активності речовин необхідно знати величини їх окисно-відновних потенціалів, які розраховують за рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Ок./Відн.}} = E_{\text{Ок./Відн.}}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[\text{Ок.}]^x [\text{H}^+]^z}{[\text{Відн.}]^y}, \quad (8.10)$$

де $E_{\text{Ок./Відн.}}$ – окисно-відновний потенціал даної пари, В;

$E_{\text{Ок./Відн.}}^0$ – стандартний окисно-відновний потенціал даної пари, В;

R – універсальна газова стала ($8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$);

T – абсолютна температура К;

n – число електронів, які приєднуються або віддаються;

F – число Фарадея ($96500 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$);

x, y, z – відповідні коефіцієнти;

[Ок.], [Відн.] – концентрації окисненої та відновленої форми, $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

Під окисненою формою слід розуміти стан атома в найвищому ступені окиснення. Наприклад, іон Fe^{3+} – окиснена форма, а іон Fe^{2+} – відновлена.

Для температури 298єК рівняння (7.8) приймає вигляд:

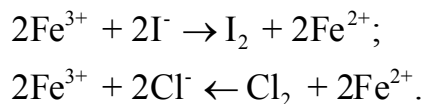
$$E_{\text{Ок./Відн.}} = E_{\text{Ок./Відн.}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[\text{Ок.}]^x [\text{H}^+]^z}{[\text{Відн.}]^y}. \quad (8.11)$$

Якщо $[\text{Ок.}] = [\text{Відн.}]$, то $E_{\text{Ок./Відн.}} = E_{\text{Ок./Відн.}}^0$.

Чим більше алгебраїчне значення потенціалу даної окисно-відновної пари, тим більш активним окисником вона є. Тому співставлення значень стандартних окисно-відновних потенціалів дає відповідь на питання «Чи перебігає окисно-відновна реакція?».

Таким чином, **кількісним критерієм** оцінки можливості перебігу окисно-відновної реакції є **додатне значення різниці стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій окиснення та відновлення.**

Наприклад, відомо, що іони Cl^- та I^- відновники, а іон Fe^{3+} окисник. Проте виявляється, що тільки іон I^- відновлює іон Fe^{3+} , а між іонами Fe^{3+} та Cl^- окисно-відновна реакція не відбувається:



Пояснюється це співставленням окисно-відновних потенціалів:

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = +0,77\text{В} \quad (1)$$

$$E_{2\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = +0,54\text{В} \quad (2)$$

$$E_{2\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = +1,36 \quad (3)$$

Тому що $E_1^0 > E_2^0$ та $E_1^0 < E_3^0$, система (1) є окисником по відношенню до системи (2), проте відновником по відношенню до системи (3).

Якщо в системі має місце оборотна реакція:



то константа рівноваги дорівнює:

$$\ln K = \ln \frac{[\text{Відн.}_1] \cdot [\text{Ок.}_2]}{[\text{Ок.}_1] \cdot [\text{Відн.}_2]} = \frac{(E_1^0 - E_2^0)nF}{RT} \quad (8.13)$$

Константа рівноваги є кількісною та якісною характеристикою окисно-відновної реакції. Чим більше її значення, тим більш повно перебігає реакція.

РОБОТА 8.1. Окисні властивості простих та складних речовин

ДОСЛІД 1. Окисні властивості сульфатної кислоти

Проведення досліду

Мідну стружку обробити в пробірці 1–2 мл концентрованої сульфатної кислоти за умов нагрівання. Звернути увагу на виділення газу та колір розчину. Піднести до отвору пробірки фільтрувальний папір, змочений розчином калій перманганату. Що спостерігається? Чому?

Провести аналогічний дослід із цинком. Звернути увагу на виділення газу з характерним запахом і появу на стінках пробірки нальоту сірки.

Виконати дослід із цинком та розведеним 2 н розчином сульфатної кислоти. Який газ виділяється в цьому досліді?

Оформлення результатів досліду

- Написати рівняння всіх реакцій.
- Зробити загальний висновок про взаємодію розчинів сульфатної кислоти різних концентрацій із металами.
- Пояснити, чому в усіх трьох випадках утворюються різні продукти відновлення сульфатної кислоти. Для відповіді використати значення стандартних окисно-відновних потенціалів відповідних окисно-відновних пар.

ДОСЛІД 2. Окисні властивості нітратної кислоти

Проведення досліду

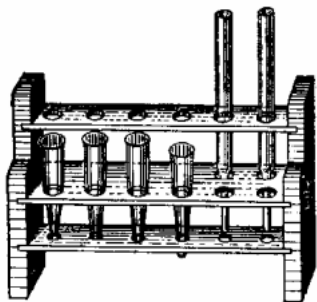


Рисунок 8.1 – Штатив із пробірками

У трьох пробірках, розташованих у штативі, метали обробити такими кислотами:

1. Cu – концентрованим розчином нітратної кислоти;
2. Cu – розведеним (1:3) розчином нітратної кислоти;
3. Zn – 0,1 М. розчином нітратної кислоти.

Оформлення результатів досліду

- Визначити основні продукти відновлення нітратної кислоти.
- Написати рівняння реакцій.
- Зробити загальний висновок про взаємодію розчинів нітратної кислоти різних концентрацій з металами.

ДОСЛІД 3. Відновні властивості металів

Проведення досліду

А. В одній пробірці обробити алюмінієві стружки 2 н розчином хлоридної кислоти, а в іншій – концентрованим розчином натрій гідроксиду.

Оформлення результатів досліду

- Написати рівняння реакцій.
- Пояснити, чому алюміній взаємодіє з кислотами та лугами.
- Навести приклади металів, які розчиняються в кислотах, лугах.

Проведення досліду

Б. Залізні стружки обробити 1–2 мл 2 н розчину хлоридної кислоти. Визначити, який іон Феруму з'явився в розчині? У другій пробірці залізні стружки обробити 1–2 мл концентрованої нітратної кислоти під час нагрівання.

Оформлення результатів досліду

- Визначити ступінь окиснення Феруму в кожному випадку.
- Написати рівняння реакцій.
- Пояснити, чому утворюються різні продукти окиснення Феруму.

ДОСЛІД 4. Окисно-відновна подвійність сполук із проміжними ступенями окиснення елементів

Проведення дослідів

До невеликого об'єму розчину калій перманганату додати такий же об'єм 2 н розчину сульфатної кислоти й потім розчин натрій нітриту до зникнення забарвлення перманганату.

До декількох крапель розчину калій йодиду додати такий же об'єм 2 н розчину сульфатної кислоти й декілька крапель розчину натрій нітриту.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакцій та пояснити роль натрій нітриту в проведених реакціях.

РОБОТА 8.2. Основні типи окисно-відновних реакцій

ДОСЛІД 1. Реакція диспропорціонування йоду

Проведення дослідів

Кристал йоду обробити невеликою кількістю концентрованого розчину натрій гідроксиду за умов слабого нагрівання. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину. Під час складання рівняння реакції мати на увазі, що одним із продуктів реакції є натрій йодит (NaIO).

Одержаний розчин підкислити розчином сульфатної кислоти. Що спостерігається? Чому в цьому випадку велике значення має кислотність розчину?

ДОСЛІД 2. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Розклад калій перманганату

Проведення дослідів

У сухій пробірці обережно нагріти декілька кристалів калій перманганату. Після того, як пробірка охолоне, вміст її розчинити у 4–5 мл води.

Звернути увагу на колір утвореного осаду і забарвлення розчину. Спостерігати за зміною забарвлення розчину упродовж часу.

Пам'ятати, що манган(IV) оксид (MnO_2) є бурим осадом, розчин калій перманганату має фіолетово-червоний колір, а калій манганату – зелений.

Оформлення результатів дослідів 1, 2

- Відзначити явища, що спостерігали, відповісти на питання.
- Написати рівняння реакцій.
- Зазначити, до якого типу окисно-відновних реакцій належить кожна з них.

РОБОТА 8.3. Вплив реакції розчину на перебіг окисно-відновних реакцій

ДОСЛІД 1. Вплив реакції рН на характер відновлення калій перманганату

Проведення досліду

У три пробірки налити по 1 мл 0,1 н розчину калій перманганату. В першу додати 1 мл 2 н розчину сульфатної кислоти, другу – 1 мл води, третю – 1 мл 2 н розчину натрій гідроксиду. У кожну з цих пробірок внести по одному мікрошпателю натрій сульфіту.

Оформлення результатів досліду

- Спостерігати за зміною забарвлення розчинів.
- Установити продукти відновлення перманганат-іону в кожному випадку. Написати рівняння всіх реакцій.
- Пояснити, чому утворюються різні продукти відновлення перманганат-іону. Для відповіді використати окисно-відновні потенціали відповідних пар.

Контрольні запитання і задачі

1. Підібрати коефіцієнти в наступних окисно-відновних реакціях:

- а) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$;
- б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AsH}_3 \rightarrow \text{As} + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- в) $\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- ж) $\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{KCl}$;
- з) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- і) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- й) $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- к) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- л) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{COOH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2. Підібрати коефіцієнти в рівняннях диспропорціонування:

- а) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{TiCl}_3 \rightarrow \text{TiCl}_2 + \text{TiCl}_4$;
- в) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$;
- г) $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
- д) $\text{Se} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SeO}_3 + \text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

3. Зазначити окисник та відновник. Підібрати коефіцієнти до рівнянь реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:
- а) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 - в) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$;
 - г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 - д) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Підібрати коефіцієнти в рівняннях, де окисник або відновник одночасно є середовищем:
- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \text{ (конц)} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \text{ (конц)} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
5. Закінчити рівняння та підібрати коефіцієнти в реакціях відновлення речовин органічними відновниками:
- а) $\text{CuO} + \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{CHO} + \text{H}_2\text{O} + \dots$;
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \dots$;
 - в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{COOH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$.
6. Знайти еквіваленти окисника та відновника в реакціях, що перебігають за схемами:
- а) $\text{PbO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3$;
 - в) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
7. Як змінюється під час окисно-відновного процесу ступінь окиснення окисника, відновника? Навести приклад.

ТЕМА 9. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Комплексні сполуки – найбільш численний клас неорганічних сполук. За кількістю окремих речовин вони можуть змагатися з органічними речовинами. У хімії комплексних сполук стикаються неорганічна й органічна хімія, тому що вони можуть містити як неорганічні, так і органічні складові частини.

Термін «комплексні сполуки» включає настільки різноманітні речовини, що дати загальне вичерпне визначення його дуже важко.

Комплексною можна назвати будь-яку сполуку, яка містить складові частини, здатні до самостійного існування.

У лабораторній практиці хіміки частіше всього мають справу зі сполуками у твердому чи розчиненому стані. Для цих умов можна дати наступне визначення комплексних сполук: **комплексними називають сполуки**, у вузлах кристалів яких знаходяться комплекси, здатні до самостійного існування у розчині.

Серед комплексних сполук виділяють особливо важливий клас **координаційних сполук**.

Утворення комплексів може здійснюватися за рахунок чи донорно-акцепторної, чи електростатичної взаємодії, чи у загальному випадку тою та іншою одночасно.

Назва комплексних сполук – координаційні сполуки – характеризує їх найважливішу структурну особливість – наявність у них **координаційної (внутрішньої) сфери**. До складу координаційної сфери входять **комплексоутворювач** (центральний атом чи іон) та **ліганди** (молекули чи іони, безпосередньо пов'язані з комплексоутворювачем).

Під час написання формул координаційну сферу (комплекс) замикають у квадратні скобки. Заряд координаційної сфери дорівнює сумі зарядів комплексоутворювача та лігандів і може бути додатнім або від'ємним, або нульовим. Іони, які знаходяться за межами координаційної сфери, утворюють **зовнішню сферу** комплексної сполуки.

Сума зарядів зовнішньосферних іонів дорівнює за абсолютним значенням заряду внутрішньої координаційної сфери і протилежна йому за знаком заряду.

Для побудови назв за **номенклатурою координаційних сполук** відразу слід виділити координаційні сфери – комплексні іони або нейтральні комплекси. Під час написання формул комплексів символ центрального атома (комплексоутворювач) вказують першим, за ним спочатку іонні, а далі нейтральні ліганди в алфавітному порядку відповідно. Комплексну частинку виділяють квадратними дужками. Назву комплексів починають із переліку лігандів за алфавітом (українським), потім вказують центральний атом (комплексоутворювач):



Катіонні та нейтральні комплекси не містять у назвах спеціальні закінчення, назви аніонних мають суфікс **-ат**, що додається до кореня назви центрального

атома. У разі необхідності вказують ступінь окиснення центрального атома або заряд іона.

Назви катіонних та нейтральних лігандів не відрізняються від назв відповідних катіонів та молекул (за деякими винятками). Назви аніонних лігандів утворюють додаванням до назв аніонів закінчення **-о**. Взагалі, якщо назва аніона закінчується на **-ід, -ид, -ат** (в окремих випадках **-іт, -ит**), то після додавання закінчення **-о** утворюються відповідно **-ідо, -идо, -ато (-іто, -ито)**:

SO_4^{2-}	– сульфат	→ сульфато-;
PO_3S^{3-}	– тіофосфат	→ тіофосфато-;
NO_3^{1-}	– нітрат	→ ніtrato- ;
N^{3-}	– нітрид	→ нітридо-;
N_3^{1-}	– азид	→ азидо-.

Для деяких поширених аніонних ліганд поряд із систематичними можна застосовувати традиційні назви (табл. 9.1).

Нижче наведено приклади назв координаційних сполук, що містять аніонні ліганди. Назви ліганд перелічуються в алфавітному порядку, причому назва ліганду вважається єдиним цілим:

$\text{Na}_3[\text{FeCN}_6]$ – натрій гексаціаноферат(III);
 $\text{K}[\text{AlH}_4]$ – калій тетрагідрідоалюмінат.

Таблиця 9.1 – Назви аніонів і ліганд

Формула	Аніон	Ліганд
F ⁻	флуорид	флуоро-
Cl ⁻	хлорид	хлоро-
Br ⁻	бромід	бromo-
I ⁻	йодид	йодо-
O ²⁻	оксид	оксо-
H ⁻	гідрид	гідридо-
OH ⁻	гідроксид	гідроксо-
O ₂ ²⁻	пероксид	пероксо-
S ²⁻	сульфід	тіо-
CN ⁻	ціанід	ціано-

Назви координованих молекул (нейтральні ліганди) застосовуються без змін та беруться у дужки. Лише координовані вода, амоніак, нітроген(II) оксид та карбон(II) оксид мають свої специфічні традиційні назви *аква, амін, нітрозил, карбоніл*, які входять до назви комплексу без дужок.

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – діамінаргентум(I) хлорид, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}$ – гексаамінкобальт(III) бромід, $[\text{CrOH}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3]\text{I}_2$ – діакватриамінгідроксохром(III) йодид.

Для підкреслення способу координації ліганд атоми (групи атомів), через які вона здійснюється, вказують після назви лігандів через дефіс за допомогою символів елементів:

$K_2[Hg(SCN)_4]$ – калій тетра(тіоціанато-S)-меркурат(II);

$K_2[V(NCS)_6]$ – калій гекса(тіоціанато-N) ванадат(IV).

Дуже важлива властивість комплексних сполук – здатність розчинятися у воді та інших розчинниках. Розчинення супроводжується дисоціацією зовнішньосферних іонів за типом сильних електролітів, гідратацією та значними тепловими ефектами. Координаційна сфера повністю або частково зберігається під час розчинення й часто навіть під час розплавлення.

Саме в розчинах найчастіше виявляється основна хімічна властивість комплексних сполук – здатність до різноманітних хімічних перетворень за участю і зміною координаційної сфери.

Комплексні сполуки широко застосовуються в аналітичній хімії, для добування золота, срібла, міді та металів платинової групи, для відокремлення лантаногідридів та актиногідридів. До комплексних сполук відносяться і речовини, які відіграють важливу роль у життєдіяльності – гемоглобін, хлорофіл, ензими та інші.

РОБОТА 9.1. Одержання комплексних сполук

ДОСЛІД 1. Одержання комплексної сполуки тетраамінкупрум(II) сульфату

Проведення дослідів

У дві пробірки внести по 10 крапель 1 н розчину купрум(II) сульфату та додати в одну з них 2 краплі барій хлориду. На присутність якого іону вказує утворений осад? В іншу пробірку внести шматочок гранульованого олова й спостерігати виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Одержати комплексну сполуку Купруму, для чого внести в пробірку 15–16 крапель розчину купрум(II) сульфату та додати по краплях 25% розчин амоніаку (аміаку). Спостерігати розчинення утвореного спочатку осаду дикупрум(II) дигідроксид сульфату і зміну кольору розчину після утворення комплексу тетраамінкупрум(II) сульфату.

Одержаний розчин розлити у дві пробірки й провести реакції, аналогічні здійсненим перетворенням з розчином купрум(II) сульфату (мідного купоросу).

Чи випадає осад після додавання барій хлориду? Чи виділяється мідь на гранулі олова?

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння всіх проведених реакцій.
- Написати координаційну формулу комплексної сполуки та рівняння її електролітичної дисоціації.
- Відповісти на поставлені запитання.

ДОСЛІД 2. Аніонні комплекси

А. Одержання калій тетраїodobісмутату(III)

Проведення досліду

У пробірку з 3–4 краплями розчину бісмут(III) нітрату додати по краплях розчин калій йодиду до випадіння темно-бурого осаду бісмут(III) йодиду. Розчинити цей осад у надлишку розчину калій йодиду.

Якого кольору одержаний розчин? Чи може цей колір обумовлюватися присутністю іонів K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Який із цих іонів може бути комплексоутворювачем? З якими лігандами він може утворювати в даному розчині складний іон?

Оформлення результатів досліду

- Склад одержаної сполуки виражається емпіричною формулою $KI \cdot BiI_3$, написати його координаційну формулу.
- Написати рівняння реакцій утворення бісмут(III) йодиду, взаємодії BiI_3 з надлишком калій йодиду.
- Написати рівняння електролітичної дисоціації одержаної комплексної сполуки.

Б. Одержання гідросокомплексів з іонами $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Cr(OH)_4]^-$, $[Al(OH)_4]^-$

Проведення досліду

У три пробірки помістити окремо розчини солей Цинку, Хрому(III) та Алюмінію і в кожному з них додати по краплях розчин лугу. Спостерігати спочатку випадіння осадів, а потім їх розчинення в надлишку лугу.

Оформлення результатів досліду

- Написати рівняння проведених реакцій.
- Пам'ятаючи, що цинк-, хром(III)-, алюміній- гідроксиди також розчиняються в кислотах, зазначити до якого класу вони відносяться.

ДОСЛІД 3. Катіонні комплекси

А. Одержання комплексної основи Ніколу

Проведення досліду

У пробірку з 3–4 краплями розчину нікол(II) сульфату внести таку ж кількість натрій гідроксиду.

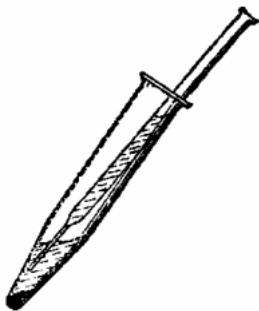


Рисунок 9.1 – Вилучення піпеткою рідкої фази

Вилучити піпеткою рідку фазу (рис. 9.1). Додати до осаду 5–6 крапель 25% розчину амоніаку. Що відбувається? Порівняти забарвлення іонів Ni^{2+} у розчині нікол(II) сульфату з забарвленням добутого розчину. Присутністю яких іонів обумовлено забарвлення розчину?

Оформлення результатів дослідів

- Відповісти на поставлені запитання.
Написати рівняння реакцій утворення нікол(II) гідроксиду; взаємодії нікол(II) гідроксиду з амоніаком; рівняння електролітичної дисоціації комплексної основи, що утворилася (прийняти, що координаційне число Ніколу дорівнює шести).

Б. Одержання комплексної основи Кадмію

Проведення дослідів

У пробірці одержати осад кадмій(II) гідроксиду, додаючи до розчину солі Кадмію такий же об'єм натрій гідроксиду. На одержаний осад подіяти 25% розчином амоніаку до повного його розчинення.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакцій одержання та електролітичної дисоціації тетраамінкадмій(II) гідроксиду

РОБОТА 9.2. Дослідження властивостей комплексних сполук

ДОСЛІД 1. Комплексні сполуки в реакціях обміну

А. Взаємодія амоній тетратіоціаномеркурату(II) із сіллю Кобальту(II)

Проведення дослідів

Приготувати розчин амоній тетратіоціаномеркурату(II). Для цього в пробірці внести 3–4 краплі розчину меркурій(II) нітрату й додати насичений розчин амоній тіоціаніду до повного розчинення утвореного спочатку осаду меркурій(II) тіоціаніду.

В іншу пробірку внести 4–5 крапель розчину кобальт(II) нітрату й додати такий самий об'єм одержаного розчину амоній тетратіоціаномеркурату(II). Для прискорення утворення осаду злегка струшуйте пробірку (рис. 9.2). Відзначити колір утвореного осаду кобальт(II) тетратіоціаномеркурату(II).

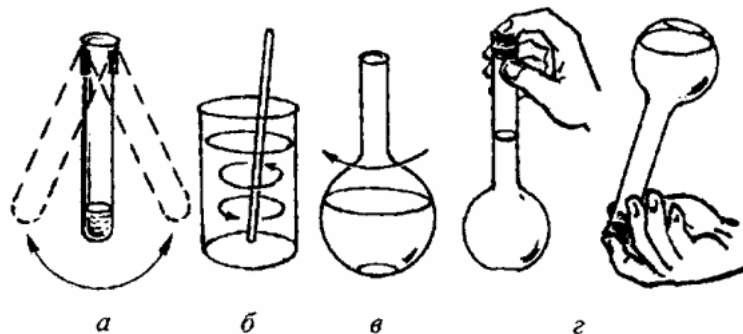


Рисунок 9.2 – Способи збовтування рідин: а – у пробірці; б – перемішування у хімічному стакані; в, г – у колбі

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакцій: утворення меркурій(II) тіоціанату; взаємодії меркурій(II) тіоціанату з надлишком амоній тіоціанату (прийняти, що координаційне число Меркурія дорівнює 4); утворення кобальт(II) тетратіоціаномеркурату(II) у молекулярному та іонному вигляді.

Б. Взаємодія калій гексаціаноферату(II) з купрум(II) сульфатом

Проведення дослідів

У пробірку до 4–5 крапель розчину купрум(II) сульфату додати такий самий об'єм розчину комплексної солі $K_4[Fe(CN)_6]$.

Оформлення результатів дослідів

- Відмітити колір осаду утвореного купрум(II) гексаціаноферату(II).
- Написати молекулярне та іонне рівняння реакції.

ДОСЛІД 2. Комплексні сполуки в окисно-відновних реакціях

А. Відновлення калій гексаціаноферриту(III)

Проведення дослідів

У пробірку внести 8–10 крапель 0,1 н розчину калій йодиду, 6–8 крапель 2 н розчину хлоридної кислоти та 5–6 крапель бензену (бензолу). Відмітити, що бензен залишився безбарвним. Додати декілька кристалів комплексної солі Феруму(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ і перемішати розчин скляною паличкою. Зміна забарвлення бензену свідчить про виділення вільного йоду.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакції взаємодії калій гексаціаноферриту(III) із калій йодидом, враховуючи, що $K_3[Fe(CN)_6]$ переходить на $K_4[Fe(CN)_6]$ (хлоридну кислоту до рівняння реакції не вводити). Зазначити окисник та відновник.

Б. Окиснення калій гексаціаноферату(II)

Проведення дослідів

У пробірку помістити 4–5 крапель розчину калій перманганату, підкислити 2 н сульфатною кислотою та додати по краплях розчин калій гексаціаноферату(II) до знебарвлення розчину.

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакції, враховуючи, що комплекс Феруму(II) переходить на комплекс Феруму(III) із таким самим координаційним числом, а калій перманганат у кислому середовищі відновлюється до манган(II) сульфату.

РОБОТА 9.3. Стійкість комплексних іонів

ДОСЛІД 1. Порівняльна стійкість тіоціанатного комплексу Кобальту у воді та спирті

Проведення дослідів

У пробірку помістити 7–8 крапель насиченого розчину кобальт(II) хлориду і такий же об'єм насиченого розчину амоній тіоціанату. Спостерігати яскравосинє забарвлення амоній тетратіоціанокобальтату(II). Розділити розчин на дві пробірки; в одну з них додати аміловий спирт, в іншу – 10 крапель води. Як зміниться забарвлення в кожній пробірці?

Оформлення результатів дослідів

- Написати рівняння реакції утворення і дисоціації комплексної сполуки та дисоціації комплексного іона.
- У воді чи в спирті дисоціація комплексного іона відбуватиметься повніше? Чим це пояснюється?

ДОСЛІД 2. Руйнування комплексу під час осадження комплексоутворювача

Проведення дослідів

В одну з двох пробірок з розчином купрум(II) сульфату додати розчин амоній етандіоату (оксалату), в іншу – діамоній сульфід. Написати рівняння реакцій та відзначити кольори осадів, що випали.

У двох інших пробірках одержати комплексну сполуку Купруму, додавши до 4–5 крапель 1 н розчину CuSO_4 розчин амоніаку до розчинення утвореного спочатку осаду основної солі Купруму. Відзначити колір одержаної комплексної сполуки. Написати рівняння реакції взаємодії купрум(II) сульфату з амоніаком, враховуючи, що координаційне число Купруму дорівнює чотирьом.

Перевірити дію розчинів амоній етандіоату та діамоній сульфід на одержаний розчин комплексної солі Купруму. Від дії якого реактиву випадає осад? На присутність яких іонів у розчині комплексної солі вказує утворення цього осаду?

Оформлення результатів дослідів

- Відповісти на поставлені питання.
- Написати рівняння проведених реакцій, рівняння електролітичної дисоціації комплексної солі Купруму та її комплексного іона.

ДОСЛІД 3. Подвійні солі

Проведення дослідів

У трьох пробірках приготувати розчин подвійної солі – солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Для цього внести в кожну 6–8 крапель води та декілька кристалів солі. В одну пробірку до розчину солі Мора додати 5–6 крапель розчину діамоній сульфід, в іншу – стільки ж розчину барій хлориду. Утворений чорний осад являє собою ферум(II) сульфід. Відзначити колір осадів і написати

іонні рівняння реакцій їх утворення. На присутність яких іонів у розчині подвійної солі вказують ці реакції?

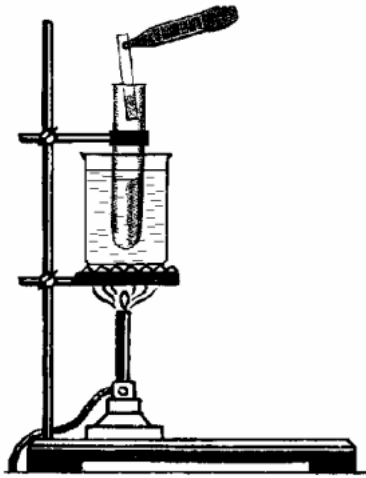


Рисунок 9.3 – Нагрівання на водяній бані

У третю пробірку додати 7–8 крапель 2 н розчину натрій гідроксиду, закріпити у штативі, опустити до водяної бані, нагрітої практично до кипіння (рис. 9.3). Потримати над пробіркою червоний лакмусовий папір, змочений у воді. За зміною кольору лакмусу і за запахом визначити, який газ виділяється з пробірки. Написати іонне рівняння реакції його утворення. На присутність яких іонів у розчині подвійної солі вказує ця реакція?

Ураховуючи результати досліду, написати рівняння електролітичної дисоціації солі Мора.

Перевірити дією розчину діамоній сульфіді, чи є іони Fe^{2+} у розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? Чи спостерігається випадіння чорного осаду FeS ?

Оформлення результатів досліду

- Описати явища, які спостерігали.
- Відповісти на запитання, поставлені в ході роботи, написати рівняння відповідних реакцій.
- Написати рівняння електролітичної дисоціації $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- Чим відрізняється електролітична дисоціація подвійної солі від дисоціації солі, яка містить стійкий комплексний іон?


Контрольні запитання і задачі

- Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача в наступних комплексних сполуках та назвати їх:
 - $\text{K}[\text{AuBr}_4]$;
 - $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$;
 - $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$;
 - $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$;
 - $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$;
 - $\text{K}[\text{PtNH}_3\text{Cl}_5]$;
 - $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$;
 - $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$;
 - $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$;
 - $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2]$.
- Написати координаційні формули наступних комплексних сполук, назвати їх. Обґрунтувати вибір комплексоутворювача.

ДОДАТКИ

Додаток А
Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ									
	a I б	a II б	a III б	a IV б	a V б	a VI б	a VII б	a VIII б	b	
I	(H)							H 1,0079 1 <i>Гідроген</i> <i>Водень</i>	He 4,0026 2 <i>Гелій</i>	
II	Li 6,941 3 <i>Літій</i>	Be 9,012 4 <i>Берилій</i>	B 10,81 5 <i>Бор</i>	C 12,011 6 <i>Карбон</i> <i>Вуглець</i>	N 14,0067 7 <i>Нітроген</i> <i>Азот</i>	O 15,999 8 <i>Кисень</i>	F 18,998 9 <i>Флуор</i> <i>Фтор</i>	Ne 20,179 10 <i>Неон</i>	Ar 39,948 18 <i>Аргон</i>	Ni 58,70 2 <i>Нікел</i> <i>Нікель</i>
III	Na 22,990 11 <i>Натрій</i>	Mg 24,305 12 <i>Магній</i>	Al 26,981 13 <i>Алюміній</i>	Si 28,086 14 <i>Силіцій</i> <i>Кремній</i>	P 30,973 15 <i>Фосфор</i>	S 32,06 16 <i>Сульфур</i> <i>Сірка</i>	Cl 35,453 17 <i>Хлор</i>	Ar 39,948 18 <i>Аргон</i>	Co 58,93 2 <i>Кобальт</i>	Ni 58,70 2 <i>Нікел</i> <i>Нікель</i>
IV	K 39,098 19 <i>Калій</i>	Ca 40,08 20 <i>Кальцій</i>	Sc 44,956 21 <i>Скандій</i>	Ti 47,88 22 <i>Титан</i>	V 50,941 23 <i>Ванадій</i>	Cr 51,996 24 <i>Хром</i>	Mn 54,938 25 <i>Манган</i> <i>Марганець</i>	Fe 55,847 26 <i>Залізо</i>	Co 58,93 2 <i>Кобальт</i>	Ni 58,70 2 <i>Нікел</i> <i>Нікель</i>
V	Cu 63,546 29 <i>Купрум</i> <i>Мідь</i>	Zn 65,38 30 <i>Цинк</i>	Ga 69,72 31 <i>Галій</i>	Ge 72,59 32 <i>Германій</i>	As 74,921 33 <i>Арсен</i> <i>Мідій_як</i>	Se 78,96 34 <i>Селен</i>	Br 79,904 35 <i>Бром</i>	Kr 83,80 36 <i>Криптон</i>	Rh 102,905 45 <i>Родій</i>	Pd 106,4 46 <i>Паладій</i>
VI	Ag 107,868 47 <i>Аргентум</i> <i>Срібло</i>	Cd 112,40 48 <i>Кадмій</i>	In 114,82 49 <i>Індій</i>	Sn 118,69 50 <i>Станум</i> <i>Олово</i>	Sb 121,75 51 <i>Стібій</i> <i>Сурма</i>	Mo 95,94 42 <i>Молібден</i>	Tc 98,906 43 <i>Техній</i>	Ru 101,07 44 <i>Рутеній</i>	Rh 102,905 45 <i>Родій</i>	Pd 106,4 46 <i>Паладій</i>
VII	Cs 132,905 55 <i>Цезій</i>	Ba 137,34 56 <i>Барій</i>	La 138,905 57 <i>Лантан</i>	Hf 178,49 72 <i>Гафній</i>	Ta 180,948 73 <i>Тантал</i>	W 183,85 74 <i>Вольфрам</i>	Re 186,207 75 <i>Реній</i>	Os 190,2 76 <i>Осмій</i>	Ir 192,22 77 <i>Ірідій</i>	Pt 195,09 78 <i>Платина</i>
VIII	Au 196,967 79 <i>Аурум</i> <i>Золото</i>	Hg 200,59 80 <i>Меркурій</i> <i>Ртуть</i>	Tl 204,3781 81 <i>Талій</i>	Pb 207,2 82 <i>Свинець</i>	Bi 208,980 83 <i>Бісмут</i> <i>Вісмут</i>	Po 209 84 <i>Полоній</i>	At 210 85 <i>Астат</i>	Rn 222 86 <i>Радон</i>	Mt 268 109 <i>Мейтнерій</i>	Ds 271 110 <i>Дармштадтій</i>
IX	Fr 223 87 <i>Францій</i>	Ra 226,025 88 <i>Радій</i>	Ac 227 89 <i>Актиній</i>	Rf 261 104 <i>Резерфордій</i>	Db 262 105 <i>Дубній</i>	Sg 263 106 <i>Сиборгій</i>	Bh 264 107 <i>Борій</i>	Hn 271 108 <i>Хасій</i>	Mt 268 109 <i>Мейтнерій</i>	Ds 271 110 <i>Дармштадтій</i>
X	R2O	RO	R2O3	RO2	R2O5	RO3	RO7	RO4	RO4	
XI	RH4	RH4	RH3	H2R	HR					

* Лантаноїди

58 Ce 140,12 <i>Церій</i>	59 Pr 140,908 <i>Прозаксидій</i>	60 Nd 144,24 <i>Неодим</i>	61 Pm 145 <i>Прометій</i>	62 Sm 150,4 <i>Самарій</i>	63 Eu 151,96 <i>Європій</i>	64 Gd 157,25 <i>Гадоліній</i>	65 Tb 158,925 <i>Тербій</i>	66 Dy 162,50 <i>Диспрозій</i>	67 Ho 164,93 <i>Гольмій</i>	68 Er 167,26 <i>Ербій</i>	69 Tm 173,04 <i>Тулій</i>	70 Yb 173,04 <i>Ітербій</i>	71 Lu 174,97 <i>Лютецій</i>
-------------------------------------	--	--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	---	---------------------------------------	---	---------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------

** Актиноїди

90 Th 232,038 <i>Торій</i>	91 Pa 231 <i>Протактиній</i>	92 U 238,029 <i>Уран</i>	93 Np 237 <i>Нептуній</i>	94 Pu 244 <i>Плутоній</i>	95 Am 243 <i>Америцій</i>	96 Cm 247 <i>Кюрій</i>	97 Bk 247 <i>Берклій</i>	98 Cf 251 <i>Каліфорній</i>	99 Es 254 <i>Ейнштейній</i>	100 Fm 257 <i>Фермій</i>	101 Md 258 <i>Менделєєвій</i>	102 No 259 <i>Нобелій</i>	103 Lr 262 <i>Лоренцій</i>
--------------------------------------	--	------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	---	-------------------------------------	--------------------------------------

Додаток Б

Таблиця Б.1 – Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою

Температура, °С	Тиск пари, Па (мм рт.ст.)	Температура, °С	Тиск пари, Па (мм рт.ст.)
0	$0,61 \cdot 10^3$ (4,58)	19	$2,20 \cdot 10^3$ (16,48)
5	$0,87 \cdot 10^3$ (6,54)	20	$2,33 \cdot 10^3$ (17,53)
10	$1,22 \cdot 10^3$ (9,20)	21	$2,48 \cdot 10^3$ (18,65)
15	$1,70 \cdot 10^3$ (12,79)	22	$2,64 \cdot 10^3$ (19,83)
16	$1,81 \cdot 10^3$ (13,63)	23	$2,80 \cdot 10^3$ (21,09)
17	$1,93 \cdot 10^3$ (14,53)	24	$2,97 \cdot 10^3$ (22,38)
18	$2,06 \cdot 10^3$ (15,48)	25	$3,16 \cdot 10^3$ (23,75)

Додаток В

Таблиця В.1 – Константи дисоціації деяких слабких електродитів

Речовина	K_d
НСООН	$1,77 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃	$K_I=4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_{II}=4,80 \cdot 10^{-11}$
HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$
HNO ₂	$4,00 \cdot 10^{-4}$
H ₂ SO ₃	$K_I=1,70 \cdot 10^{-2}$ $K_{II}=6,30 \cdot 10^{-8}$
H ₂ S	$K_I=1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_{II}=1 \cdot 10^{-14}$
H ₂ SiO ₃	$K_I=1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_{II}=2 \cdot 10^{-12}$
Fe(OH) ₂	$K_{II}=1,3 \cdot 10^{-4}$
Fe(OH) ₃	$K_{II}=1,82 \cdot 10^{-11}$ $K_{III}=1,35 \cdot 10^{-12}$
Cu(OH) ₂	$K_{II}=3,4 \cdot 10^{-7}$
Ni(OH) ₂	$K_{II}=2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₃ PO ₄	$K_I=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_{II}=6,31 \cdot 10^{-8}$ $K_{III}=1,3 \cdot 10^{-12}$
HAlO ₂	$6 \cdot 10^{-13}$
H ₃ BO ₄	$K_I=5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_{II}=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_{III}=1,6 \cdot 10^{-14}$
H ₂ O	$K_I=1,8 \cdot 10^{-16}$
NH ₃ ·H ₂ O	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$K_I=1,38 \cdot 10^{-9}$

Додаток Г

*Таблиця Г.1 – Густина розчинів деяких солей, кислот та основ
за температури 20°C*

Масова частка, %	Густина розчинів, г/см ³					
	NaCl	KCl	NH ₄ Cl	(NH ₄) ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄
1	1,007	1,005	1,001	1,004	1,009	1,007
2	1,014	1,011	1,004	1,010	1,019	1,016
3	1,022	1,017	1,008	1,016	1,029	1,026
4	1,029	1,024	1,011	1,022	1,040	1,035
5	1,036	1,030	1,014	1,028	1,050	1,044
6	1,044	1,037	1,017	1,034	1,061	1,053
7	1,051	1,043	1,020	1,040	1,72	1,063
8	1,058	1,050	1,023	1,046	1,083	1,072
9	1,065	1,056	1,026	1,051	1,094	1,082
10	1,073	1,063	1,029	1,057	1,105	1,091
11	1,081	1,070	1,031	1,063	1,117	1,101
12	1,089	1,077	1,034	1,060	1,129	1,111
13	1,096	1,083	1,037	1,075	1,140	1,121
14	1,104	1,090	1,040	1,081	1,152	1,131
16	1,119	1,104	1,046	1,092	1,176	1,141
18	1,135	1,113	1,051	1,104	1,201	□
19	1,143	1,126	1,054	1,109	1,213	□
20	1,151	1,133	1,057	1,115	1,226	□
21	1,159	1,140	1,059	1,121	1,239	□
22	□	□	1,062	1,127	1,252	□
24	□	□	1,067	□	1,257	□
26	□	□	1,073	□	1,306	□
28	□	□	□	□	1,333	□

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : навч. посібник / Н. В. Романова. – К. : Ірпінськ : ВТФ Перун, 1998. – 480 с.
2. Хомченко І. Г. Загальна хімія : навч. посібник / І. Г. Хомченко. – К. : Вища школа, 2004. – 420 с.
3. Телегус В. С. Основи загальної хімії : навч. посібник / В. С. Телегус. – Л. : Світ, 2000. – 422 с.
4. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Кириченко. – К. : Вища школа, 2005. – 639 с.
5. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії : навч. посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К. : Каравела, 2003 – 344 с.
6. Цветкова Л. Б. Загальна хімія: теорія і задачі : навч. посібник / Л. Б. Цветкова. – Л. : Магнолія – 2006, 2007 – 398 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия : учебник для ВУЗов / Д. А. Князев, С. Н. Смарьгин. – М. : Высшая школа, 1993. – 430 с.
8. Глинка Н. Л. Общая химия : учебник для ВУЗов / Н. Л. Глинка. – СПб. : Химия, 2007. – 702 с.

ЗМІСТ

1. Загальні вказівки.....	3
2. Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії.....	5
3. Лабораторний практикум.....	7
Тема 1. Очищення речовин.....	7
Робота 1.1. Очищення речовин.....	7
Контрольні запитання і задачі.....	14
Тема 2. Атомно-молекулярна теорія.....	15
Робота 2.1. Визначення еквівалента простої речовини.....	17
Робота 2.2. Визначення властивостей атомів та речовин, пов'язаних із їх будовою.....	19
Робота 2.3. Визначення молярної маси карбон(IV) оксиду.....	20
Контрольні запитання і задачі.....	22
Тема 3. Швидкість хімічних реакцій.....	23
Робота 3.1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.....	24
Робота 3.2. Залежність швидкості реакції від температури.....	27
Робота 3.3. З'ясування впливу каталізатора на швидкість хімічних реакцій.....	29
Контрольні запитання і задачі.....	30
Тема 4. Хімічна рівновага.....	32
Робота 4.1. Зміщення хімічної рівноваги.....	33
Контрольні запитання і задачі.....	35
Тема 5. Ентальпія хімічних реакцій.....	36
Робота 5.1. Визначення ентальпії нейтралізації.....	37
Робота 5.2. Визначення ентальпії гідратації.....	39
Робота 5.3. Визначення ентальпії осадження солі.....	40
Контрольні запитання і задачі.....	41
Тема 6. Розчини.....	42
Робота 6.1. Концентрація розчинів.....	43
Контрольні запитання і задачі.....	44
Тема 7. Електролітична дисоціація.....	45
Робота 7.1. Порівняння хімічної активності кислот. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів.....	45

Робота 7.2. Вивчення властивостей амфотерних гідроксидів.....	47
Робота 7.3. Водневий показник.....	50
Робота 7.4. Гідроліз солей.....	54
Контрольні запитання і задачі.....	56
Тема 8. Окисно-відновні реакції.....	58
Робота 8.1. Окисні властивості простих та складних речовин.....	61
Робота 8.2. Основні типи окисно-відновних реакцій.....	63
Робота 8.3. Вплив реакції розчину на перебіг окисно-відновних реакцій.....	64
Контрольні запитання і задачі.....	64
Тема 9. Комплексні сполуки.....	66
Робота 9.1. Одержання комплексних сполук.....	68
Робота 9.2. Дослідження властивостей комплексних сполук..	70
Робота 9.3. Стійкість комплексних іонів.....	72
Контрольні запитання і задачі.....	73
Додатки.....	75
Рекомендована література.....	80

Навчальне електронне видання
комбінованого використання
Можна використовувати в локальному та мережному режимах

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Навчальний посібник

Укладачі:
АКСЬОНОВА Олена Федорівна
МУРЛИКІНА Наталя Віталіївна

Відповідальна за випуск зав. кафедри хімії, мікробіології та гігієни харчування
проф. В. В. Євлаш

Видано в авторській редакції

План 2018 р., поз. 52

Підп. до друку 5.06.2018 р. Один електронний оптичний диск (CD-ROM);
супровідна документація. Об'єм даних 0,5 Мб. Тираж 20 прим.

Видавець і виготівник
Харківський державний університет харчування та торгівлі
вул. Клочківська, 333, Харків, 61051.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4417 від 10.10.2012 р.