

Міністерство освіти і науки України
Запорізький національний університет
Інженерний навчально-науковий інститут

Т.А. Шарапова

ХІМІЯ

методичні вказівки до лабораторних робіт
інженерних спеціальностей

Запоріжжя
2021

Зміст

	стор.
Вступ	4
Техніка безпеки	5
<i>Лабораторна робота № 1: Основні класи неорганічних сполук</i>	9
<i>Лабораторна робота № 2: Визначення еквівалентної маси металу</i>	18
<i>Лабораторна робота № 3: Визначення ентальпії нейтралізації</i>	24
<i>Лабораторна робота № 4: Хімічна кінетика. Хімічна рівновага</i>	31
<i>Лабораторна робота № 5: Концентрація розчинів</i>	38
<i>Лабораторна робота № 6: Електролітична дисоціація</i>	44
<i>Лабораторна робота № 7: Гідроліз солей</i>	48
<i>Лабораторна робота № 8: Окисно-відновні реакції</i>	53
<i>Лабораторна робота № 9: Електрохімічні процеси</i>	60
<i>Лабораторна робота № 10: Електроліз водних розчинів солей</i>	67
<i>Лабораторна робота № 11: Жорсткість води</i>	73
<i>Лабораторна робота № 12: Властивості неметалів</i>	80
<i>Лабораторна робота № 13: Властивості металів</i>	89
Додатки	103
Література	109

ВСТУП

Лабораторний практикум з хімії - одна з основних частин навчально-методичного комплексу по формуванню практичних навичок дослідницької діяльності студентів, аналізу спостережень та формулюванню висновків.

Методичні вказівки необхідні для забезпечення студентів матеріалами для проведення лабораторних робіт та ефективної самостійної підготовки до занять з метою успішного засвоєння ними програмного матеріалу в рамках кредитно – модульної системи.

Методичні вказівки містять теоретичну частину з основними поняттями та законами хімії, необхідними для якісного засвоєння відповідної теми та виконання лабораторних робіт. Наведено детальний опис дослідів, в кожному з яких студенти повинні записати свої спостереження, проаналізувати отримані результати та надати обґрунтовані висновки.

В кожній темі приведені контрольні питання, приклади розв'язання задач та завдання для самостійної підготовки. Контрольні завдання, що містяться після теоретичної частини, виконуються письмово в процесі підготовки до заняття з метою поглиблення знань і контролю засвоєння теми.

Довідковий матеріал методичних вказівок містить необхідну інформацію для аналізу отриманих під час лабораторних робіт даних та правила техніки безпеки у хімічних лабораторіях.

Формування аналітичного мислення фахівців при вирішенні виробничих завдань, пов'язаних з хімічними процесами, – є основною метою даних методичних вказівок.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ

Загальні правила роботи в лабораторії

1. Інструктаж з техніки безпеки і його реєстрація в спеціальному журналі проводиться на першому занятті викладачем, що веде лабораторні заняття.
2. До початку заняття необхідно уважно ознайомитися з темою роботи, використовуючи методичні посібники, підручник і конспект лекцій.
3. Для проведення робіт студенти поділяються на групи, чисельність і склад яких визначається умовами виконання лабораторних робіт.
4. В хімічній лабораторії варто працювати в халаті. В лабораторії забороняється знімати і розвішувати верхній одяг, голосно розмовляти, приймати їжу, курити, включати і виключати рубильники і торкати прилади, що не відносяться до даної роботи.
5. Предмети, що не відносяться до даної роботи, не повинні знаходитися на робочому столі, їх необхідно залишити в спеціально відведених місцях.
6. Кожен реактив, прилад і інші пристосування для роботи повинні мати своє постійне місце.
7. Не можна залишати навіть на короткий час хімічні реактиви, зразки, розчини без етикеток у місцях для них не призначених.
8. По закінченні роботи установку необхідно привести в початкове положення, вимити посуд, прибрати робоче місце, виключити електронагрівальні прилади, закрити воду і газ.
9. Категорично забороняється проводити досліди, що не відносяться до даної роботи, без дозволу викладача.

Техніка безпеки і запобіжні заходи

1. Усі досліді, пов'язані з застосуванням або утворенням отруйних речовин, а також шкідливої пари і газів, дозволяється проводити тільки у витяжній шафі, дверцята якої повинні бути опущені на третину.

2. Забороняється робити досліді з вибуховими і вогнебезпечними сумішами. Досліді з малими кількостями (1-2 мл) легко займистих речовин (наприклад, зі спиртовими розчинами) проводять тільки на відстані від вогню.

3. При нагріванні і кип'ятінні розчинів у пробірці необхідно користуватися утримувачами, стежити за тим, щоб отвір пробірки не був звернений убік самого працюючого або сусіда по робочому столі. Цього особливо важливо дотримуватись при нагріванні концентрованих розчинів кислот і лугів.

4. Не слід нахилятися над судиною, в якій відбувається нагрівання або кип'ятіння рідини, щоб уникнути попадання в обличчя і очі бризок.

5. При розведенні концентрованих кислот (особливо сульфатної) і лугів треба невеликими порціями вливати кислоту (або луг) у воду, а не навпаки, безупинно перемішуючи розчин.

6. Роботи, пов'язані з застосуванням солей хромової кислоти, концентрованих кислот і лугів, виконувати тільки у витяжній шафі.

7. Якщо склянка з легко займистою рідиною перекинеться або розіб'ється, треба негайно ж виключити всі пальники, що знаходяться поблизу, засипати розливу рідину піском, зібрати його і перенести в призначену для цього залізну шухляду.

Надання першої допомоги

1. **При заpalенні пальної рідини** на одязі працюючого необхідно негайно погасити полум'я на потерпілому, загорнувши його в азбестову або вовняну ковдру, яка повинна знаходитися в лабораторії на постійному, заздалегідь відомому місці.

2. **При опіках концентрованими розчинами кислот** обпалене місце промивають сильним струменем води протягом 2-3 хв, потім 2-3%-ним розчином соди, після чого накладають марлеву пов'язку, змочену 1-2%-ним розчином перманганату калію. При сильних опіках треба після надання першої допомоги звернутися до лікаря.

3. **При опіках концентрованими розчинами лугів** обпалене місце промивають великою кількістю води доти, доки шкіра не перестане здаватися слизькою, потім змочують 1-2%-ним розчином борної або оцтової кислоти, після чого накладають марлеву пов'язку, змочену спиртовим розчином таніну або 1-2%-ним розчином перманганату калію.

4. **При попаданні на шкіру хромового електроліту** необхідно промити дану ділянку водою. Якщо утворилися бурі плями, їх потрібно відмити розчином, що складається зі спирту, хлоридної кислоти і води (1:1:2).

5. **При опіках гарячим металом або склом** обпалене місце багаторазово змочують розчином перманганату калію і спиртом, а потім змазують маззю від опіків.

6. **При попаданні кислоти, лугу або якого-небудь іншого реактиву в очі** треба їх промити великою кількістю води і негайно направити потерпілого до лікаря.

7. **При отруєнні сірководнем, хлором, парами бромів або оксидом вуглецю** потерпілого треба вивести на свіже повітря, а потім направити до лікаря.

8. При отруєнні ціаністими сполуками, а також солями миш'яку або ртуті необхідно негайно звернутися до лікаря.

9. Щоб уникнути опіків, не можна брати незахищеними руками гарячі тиглі, зразки і т.п.

10. Про всі нещасні випадки необхідно відразу повідомити викладача.

Методичні вказівки до оформлення робіт

Студент допускається до виконання лабораторної роботи після перевірки викладачем рівня теоретичних знань по досліджуваній темі і методики виконання експерименту.

До початку роботи студент зобов'язаний підготувати звіт, що містить тему і ціль роботи, схему, короткий опис установки і ходу роботи, рівняння реакцій, таблицю для результатів експерименту.

Лабораторна робота №1

Тема. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета. Ознайомитись з методами отримання та властивостями деяких неорганічних сполук

1 Основні поняття

№	Поняття	Визначення
1.	Атом	- це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості: N ⁰ , Fe ⁰ , S ⁰
2.	Хімічний елемент	- це вид атомів, що мають однаковий заряд ядра: 7N, 26Fe, 16S - Періодична система елементів Д.І.Менделєєва є графічним зображенням відомостей про хімічні елементи. Кожний елемент має свій порядковий номер, символ, назву, атомну масу, належить до певного періоду та групи. Порядковий номер записується знизу зліва від символу елемента: 7N, 26Fe, 16S Наприклад, Фосфор 15P має <u>порядковий номер 15</u>, <u>атомну масу 30,974</u>; знаходиться в 3-му <u>періоді</u>, в V <u>групі</u>. період V група 15 P 30,974 Фосфор → → → → порядковий номер символ атомна маса назва
3.	Молекула	- це найменша частинка речовини, має постійний склад, електрично нейтральна, зберігає хімічні властивості цієї речовини. Молекули утворюються при сполученні атомів одного або декількох елементів хімічними зв'язками.
4.	Хімічна формула	- це зображення складу речовини (сполуки) за допомогою <u>символів елементів</u> і <u>числових індексів</u>, що вказують на кількість атомів кожного хімічного елемента в молекулі. Наприклад, молекула вуглекислого газу складається з одного атома карбону і 2-х атомів кисню: CO₂ - індекс. Молекули <u>простих</u> речовин складаються з двох і більше атомів одного виду: O₂, O₃, N₂, F₂, Cl₂; молекули <u>складних</u> речовин – з атомів різних елементів у певній кількості H₂O, HNO₃, BaSO₄.

Правило 2 Визначення зарядів складних іонів	Складні іони утворені атомами двох і більше елементів: $(\text{OH})^-$, $(\text{NH}_4)^+$. Заряд складного іона дорівнює алгебраїчній сумі ступенів окиснення атомів, з яких він складається. Приклад 1: заряд гідроксо-групи $(\text{OH})^-$ дорівнює сумі ступенів окиснення O^{2-} и H^+: $-2 + 1 = -1$. Приклад 2: молекула сульфатної кислоти $\text{H}_2^+(\text{SO}_4)^{2-}$ - складається з двох катіонів водню H^+ і кислотного залишку $(\text{SO}_4)^{2-}$, заряд якого можна визначити по кількості позитивних зарядів двох катіонів H^+ : $+2$, тоді, користуючись правилом 1, заряд кислотного залишку повинен складати -2.
--	--

Оксиди

Оксидами називають сполуки елементів з киснем ($\text{E}_2^{\text{n}+}\text{O}_n^{2-}$).

ОКСИДИ			
Несолетвірні	Солетвірні		
	K_2O , MgO , ZnO , Al_2O_3 , SO_3 , P_2O_5 , PbO_2 , PbO , Mn_2O_7		
N_2O , NO , CO , SiO	Основні K_2O , MgO , CuO	Амфотерні ZnO , Al_2O_3 , PbO	Кислотні SO_3 , P_2O_5 , Mn_2O_7
	Відповідають основи	Відповідають амфотерні гідроксиди	Відповідають кислоти
	KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ $\text{Al}(\text{OH})_3$ $\uparrow \downarrow$ $\downarrow \uparrow$ $\nearrow \text{H}_2\text{O}$ H_2ZnO_2 H_3AlO_3 $\searrow$ NaAlO_2	H_2SO_4 , H_3PO_4 , HMnO_4

Основи або гідроксиди

Основи – сполуки, до складу яких входять атоми металів (або NH_4^+) і гідроксогрупи $(\text{Me}^{\text{n}+}(\text{OH})_n^-)$, а також NH_4OH .

ОСНОВИ		
Розчинні у воді – луги	Амфотерні	Нерозчинні у воді
LiOH , KOH , NaOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ - гідроксид купрум(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гідроксид ферум(II) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гідроксид ферум(III)

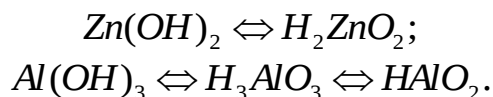
Кислоти

Кислотами називають сполуки, що містять атоми гідрогену та кислотний залишок ($H_n^+An^n$). Номенклатура кислот у додатку 2.

КИСЛОТИ		
Оксигеновмісні		Безоксигенові
HNO_3 , HNO_2 , $HClO_4$ – одноосновні, H_2CO_3 , H_2SO_4 – двоосновні, H_3PO_4 , H_3AsO_4 – триосновні	За основністю: одно-, дво-, три-, чотирьохосновні. Основність визначається кількістю атомів гідрогену в кислоті, здатних заміщуватися на атом металу	HCl , HBr , HF , HI – одноосновні H_2S , H_2Se , H_2Te двоосновні

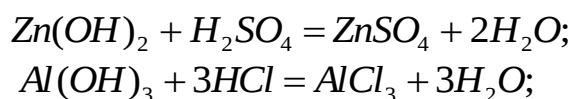
Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди можна розглядати як кислоти, і як основи, тобто це сполуки, в яких гідроген може заміщатися на атом металу, а гідроксильна група – на кислотний залишок :

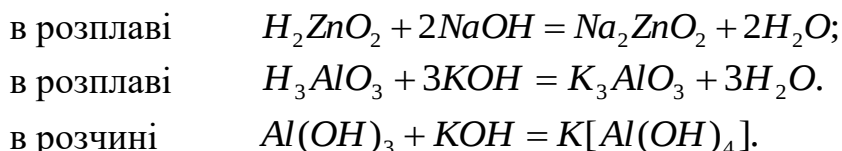


Амфотерні гідроксиди реагують

- з кислотами як основи:



- з основами – як кислоти:



Солі

Солі – сполуки, що складаються з атомів металів (або NH_4^+) і кислотних залишків.

СОЛІ			
Основні	Середні	Кислі	Подвійні
В основі не всі гідроксогрупи заміщені на кислотний залишок	Всі атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені атомами металу	В кислотному залишку не всі атоми гідрогену заміщені на метал	Атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені двома різними металами
$(CuOH)_2SO_4$ – сульфат гідроксокупруму (II)	$CaCO_3$ – карбонат кальцію	$BaHPO_4$ – гідрофосфат барію	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$ – алюмокалієвий галун

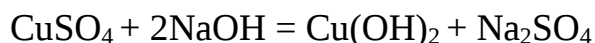
Номенклатура солей

середня сіль	Назва середньої солі походить від назви кислоти і металу, з яких утворена сіль: $MgSO_4$ - сульфат магнію, Na_3PO_4 - фосфат натрію .
кисла сіль	Кислі солі, як правило, утворюються при надлишку кислоти і можуть бути перетворені на середні солі дією основи : $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O.$ Назва кислої солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса гідро- або дигідро-: $Ca(HCO_3)_2$ – гідрокарбонат кальцію, NaH_2PO_4 – дигідро-фосфат натрію .
основна сіль	Основні солі утворюють тільки багато кислотні основи. Назва основної солі походить від назви середньої солі з додаванням приставки ди-, три- або тетрагідроксо-: $Cr(OH)Cl_2$ – хлорид гідроксохрому(III), $Al(OH)_2NO_3$ – нітрат дигідроксоалюмінію, $Ti(OH)_3Cl$ – хлорид тригідроксотитану(IV).

Правила складання хімічних рівнянь по зарядах іонів.

Хімічна реакція – процес взаємодії речовин, при якому утворюються нові речовини. Зв'язки між атомами вихідних речовин трансформуються, утворюючи інші речовини з тих самих атомів – таким чином діє закон збереження маси в хімічній реакції.

Хімічне рівняння – зображення хімічних реакції за допомогою хімічних формул і чисел. Хімічне рівняння показує, які речовини і в яких кількостях вступили в реакцію і утворилися в результаті реакції:



Цифра 2 перед NaOH – **стехіометричний коефіцієнт**, вказує скільки молекул NaOH вступило в реакцію.

Для складання обмінних реакцій використовують наступні правила:

1.Записуємо початкові реагенти реакції і вказуємо заряди іонів:	$\text{Ca}^{2+}(\text{OH})^{-}_2 + \text{H}^{+}\text{Cl}^{-} =$
2.Записуємо продукти реакції з урахуванням того, що катіони обмінюються аніонами, не змінюючи своїх зарядів:	$\text{Ca}^{2+}(\text{OH})^{-}_2 + \text{H}^{+}\text{Cl}^{-} = \text{Ca}^{2+}\text{Cl}^{-}_2 + \text{H}^{+}_2\text{O}^{2-}$
3.Зрівнюємо кількість атомів кожного елемента в обох частинах рівняння за допомогою коефіцієнтів:	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2 Контрольні питання і завдання

- 1.Розподіл елементів на метали і неметали в Періодичній системі елементів.
- 2.Правила складання хімічних формул за зарядом іонів.
- 3.Оксиди: основні, кислотні і амфотерні; їх властивості. Номенклатура.
- 4.Гідроксиди (основи): основні і амфотерні гідроксиди; їх властивості. Номенклатура.
5. Кислоти: оксигеновмісні і безоксигенові; їх властивості. Номенклатура.
6. Солі: середні, основні, кислі, подвійні; їх властивості. Номенклатура.
7. Складіть формули оксидів, гідроксидів і кислот елементів III періоду.
Визначте до якого типу вони відносяться.
8. Напишіть формули середніх, кислих і основних солей Zn^{2+} і Fe^{3+} , назвіть їх.
9. Складіть формули летких водневих сполук елементів II періоду.

3 Експериментальна частина



Дослід 1. Забарвлення індикаторів в різних середовищах.

Індикатор - речовина, яка змінює своє забарвлення залежно від кислотності середовища. Концентрація гідроген-іонів H^{+} в розчині визначає середовище: нейтральне ($\text{pH}=7$), лужне ($\text{pH}>7$) або кисле ($\text{pH}<7$).

pH набуває значень від 0 до 14.

1) Приготуйте по три пробірки з дистильованою водою (2- 3 мл) для кожного індикатора (див. табл.1):

- перша пробірка залишається без змін,
- у другу додайте 1-2 краплі розчину лугу (NaOH),
- у третю - 1-2 краплі розчину хлоридної кислоти (HCl).

2) Після цього додайте в три пробірки 1-2 краплі розчину відповідного індикатора.

3) Повторіть досліди в 3-х пробірках для кожного індикатора.

Спостереження	• запишіть в таблицю 1 забарвлення індикаторів в нейтральному, лужному і кислому середовищі
----------------------	---

Таблиця 1. Забарвлення індикаторів в різних середовищах.

№	Індикатор	Середовище		
		Нейтральне (pH=7) H ₂ O	Лужне (pH>7) OH ⁻	Кисле (pH<7) H ⁺
1.	Лакмус			
2.	Фенолфталеїн			
3.	Метиловий помаранчевий			



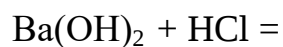
Дослід 2. Реакція нейтралізації.

Реакція нейтралізації - взаємодія кислоти з основою, в результаті якої утворюються сіль і вода, а також змінюється pH середовища.

- 1) В пробірку з 1-2 мл дистильованої води додайте кілька кристалів гідроксида барію Ba(OH)₂.
- 2) Внесіть в розчин краплю фенолфталеїну і за зміною його забарвлення визначте реакцію середовища (pH-?).

3) Додайте по краплях в пробірку розчин хлоридної кислоти HCl до зникнення забарвлення.

Запишіть рівняння обмінної реакції :



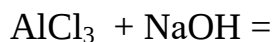
Спостереження	• як змінюється забарвлення індикатора під час реакції?
Висновки	• поясніть зміну забарвлення індикатора.



Дослід 3. Отримання малорозчинних гідроксидів.

- 1) Внесіть в пробірку 1-2 мл розчину хлориду алюмінію AlCl_3 .
- 2) Додайте такий же об'єм розчину лугу NaOH.

Запишіть рівняння обмінної реакції :



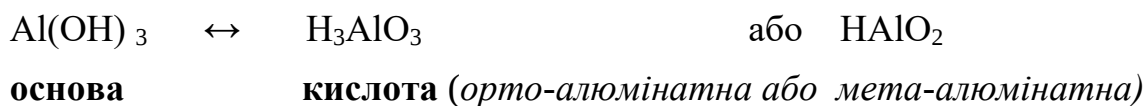
Спостереження	• вкажіть забарвлення утвореного осаду
----------------------	--

Осад збережіть для дослідів 4.



Дослід 4. Доказ амфотерності гідроксиду алюмінію Al(OH)_3 .

Формулу амфотерного гідроксиду можна записати двома способами:



Для доказу амфотерності гідроксиду необхідно дослідити його взаємодію з розчинами основи і кислоти. Якщо осад гідроксиду реагує (розчиняється) в обох випадках, то це свідчить про його амфотерні властивості.

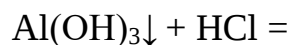
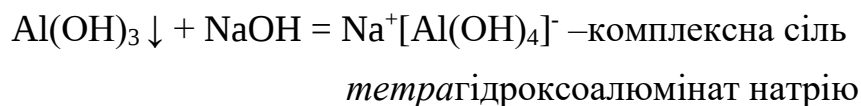
Розділіть осад гідроксиду алюмінію Al(OH)_3 , отриманий в досліді 3, на дві пробірки:

- 1) у першу - додайте по краплях розчин лугу NaOH до повного розчинення осаду;

2) у другу - додайте по краплях розчин хлоридної кислоти HCl.

Спостереження	• чи в обох випадках осад розчинився?
----------------------	---------------------------------------

Запишіть рівняння реакцій:

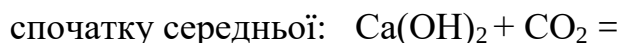


Дослід 5. Отримання середньої і кислої солей.

- 1) Налийте в пробірку водний розчин гідроксиду кальцію Ca(OH)_2 до 1/3 об'єму.
- 2) Пропустіть через розчин вуглекислий газ з апарату Кіппа, зануливши газовідвідну трубку в розчин до дна пробірки.

Спостереження	• утворення осаду (вказіть колір), а потім його розчинення.
Висновки	• вкажіть назву солей за міжнародною номенклатурою; • за яких умов середня сіль перетворюється на кислоту?

Запишіть рівняння реакцій утворення солей:



Лабораторна робота №2

Тема. ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ

Мета. Визначити еквівалентну масу даного металу

1 Основні поняття

Кількісні дослідження хімічних перетворень свідчать, що речовини реагують між собою у певних масових співвідношеннях. Для характеристики таких масових співвідношень речовин, що взаємодіють одна з одною або заміщують один елемент іншим без залишку, введено поняття «еквівалент».

Поняття	Фізична суть	Позначення, одиниці вимірювання
Хімічний еквівалент елемента	така кількість речовини, яка сполучається з 1 моль атомів гідрогену або заміщує цю кількість атомів Н в хімічних реакціях	моль
Мольна маса еквівалента	маса 1 еквівалента речовини: $M_{\text{екв}}(\text{H})=1 \text{ г/моль}$; $M_{\text{екв}}(\text{O})=8 \text{ г/моль}$	$M_{\text{екв}}$, г/моль
Кількість еквівалентів речовини	дорівнює відношенню маси речовини до мольної маси її еквівалента	$\nu_{\text{екв}}=m / M_{\text{екв}}$, моль
Мольний об'єм еквівалента	об'єм, який займає 1 еквівалент речовини в газоподібному стані $V_{\text{екв}}(\text{H}_2)=11,2 \text{ л/моль}$; $V_{\text{екв}}(\text{O}_2)=5,6 \text{ л/моль}$	$V_{\text{екв}}=V_m / \nu_{\text{екв}}$, л/моль
Фактор еквівалентності	відношення мольної маси еквівалента речовини $M_{\text{екв}}$ до мольної маси M речовини Фактор еквівалентності взаємно пов'язує кількість речовини (ν) і відповідну кількість еквівалентів цієї речовини ($\nu_{\text{екв}}$)	$f_{\text{екв}}=M_{\text{екв}}/M$ $=\nu / \nu_{\text{екв}}$ безрозмірна

Зв'язок між цими поняттями виражається такими співвідношеннями:

$$\nu_{\text{екв}} = m / M_{\text{екв}} = V_m / V_{\text{екв}} ; f = M_{\text{екв}} / M = \nu / \nu_{\text{екв}}$$

де M - мольна маса речовини, г/моль; m - маса речовини, г; V_m – мольний об'єм газу, що дорівнює **22,4 л/моль** при нормальних умовах.

Визначення мольної маси еквівалентів ($M_{\text{екв}}$) простих і складних речовин

Розрахункова формула	Приклади
$M_{\text{екв}}(\text{елемента}) = M/z_{\text{ел.}}$, де M - мольна маса елемента; $z_{\text{ел.}}$ - ступінь окиснення елемента* $V_{\text{екв}}(\text{газоподібної реч.}) = V_m / \nu_{\text{екв}}$	$M_{\text{екв}}(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9 \text{ г / моль.}$ $V_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{22.4}{4} = 5.6 \text{ л / моль}$
$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = M / (n_{\text{ел.}} \times z_{\text{ел.}})$, де M - мольна маса оксиду; $n_{\text{ел.}}$ - кількість атомів елемента; $z_{\text{ел.}}$ - ступінь окиснення елемента	$M_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{102}{2 \cdot 3} = 17 \text{ г / моль.}$
$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = M / n_{\text{H}^+}$, де M - мольна маса кислоти; n_{H^+} - кількість катіонів гідрогену	$M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г / моль.}$
$M_{\text{екв}}(\text{основи}) = M / n_{\text{OH}^-}$, де M - мольна маса основи; n_{OH^-} - кількість аніонів гідроксо-груп	$M_{\text{екв}}(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ г / моль}$
$M_{\text{екв}}(\text{солі}) = M / (n_{\text{Me}} \times z_{\text{Me}})$, де M - мольна маса солі; $z_{\text{ел.}}$ - ступінь окиснення металу	$M_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г / моль}$

* ступінь окиснення елемента за модулем.

Мольна маса еквівалента складної речовини дорівнює сумі мольних мас еквівалентів її складових частин:

$$M_{\text{екв}}(\text{XY}) = M_{\text{екв}}(\text{X}) + M_{\text{екв}}(\text{Y})$$

$$M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = M_{\text{екв}}(\text{елемента}) + M_{\text{екв}}(\text{O}) = M_{\text{екв}}(\text{елемента}) + 8$$

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = M_{\text{екв}}(\text{H}^+) + M_{\text{екв}}(\text{кисл. залишку}) = 1 + M_{\text{екв}}(\text{кисл. залишку})$$

$$M_{\text{екв}}(\text{основи}) = M_{\text{екв}}(\text{Me}) + M_{\text{екв}}(\text{OH}^-) = M_{\text{екв}}(\text{Me}) + 17$$

$$M_{\text{екв}}(\text{солі}) = M_{\text{екв}}(\text{Me}) + M_{\text{екв}}(\text{кисл. залишку})$$

Закон еквівалентів (І.В. Ріхтер, 1792): маси реагуючих і утворених речовин відносяться між собою, як їх мольні маси (або об'єми) еквівалентів.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{екв1}}{M_{екв2}} = \frac{V_{екв1}}{V_{екв2}} \quad \text{або} \quad \nu_{екв1} = \nu_{екв2}, \quad \frac{m_1}{M_{екв1}} = \frac{m_2}{M_{екв2}}$$

Газові закони

Закон	Фізична суть
Закон Авогадро	В рівних об'ємах будь-яких газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул. <u>Наслідок: 1 моль</u> будь-якого газу при нормальних умовах (н.у.) займає об'єм 22,4 л. $V_m = 22,4$ л/моль
Об'єднаний закон газового стану <i>Бойля-Маріотта і Гей-Люссака</i>	$(p_0 V_0)/T_0 = (p_1 V_1)/T_1$ встановлює функціональну залежність трьох вимірюваних змінних: p , V і T (параметрів стану) при постійній кількості газу. p_0 , V_0 і T_0 — параметри, що відповідають н. у.: $p_0 = 1,01325 \cdot 10^5$ Па, $T_0 = 273$ К
Загальне рівняння стану ідеального газу <i>Рівняння Клапейрона—Менделєєва</i>	$pV = \nu RT = \frac{m}{M} RT$ встановлює функціональну залежність параметрів стану та кількості речовини газу ν , моль; де p — тиск газу, Па; V — об'єм газу, м ³ ; ν — кількість речовини газу, моль; m — маса газу, кг; M — мольна маса газу, г/моль; T — температура, К; $R=8,31$ — універсальна газова стала, Дж/(К • моль).

2 Контрольні питання та завдання

- Надайте визначення поняттям: речовина, атом, хімічний елемент, молекула.
- Відносна атомна та молекулярна маси. Кількість речовини. Моль. Мольна маса. Еквівалент. Кількість еквівалентів. Еквівалентна маса.
- Стехіометричні закони: а) закон збереження маси речовини; б) закон сталості складу; в) закон еквівалентів.
- Газові закони. Рівняння Клапейрона—Менделєєва. Число Авогадро. Мольний об'єм.
- Обчислити мольну масу і масу еквівалента речовин: CaO ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; H_2SO_4 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- Які еквівалентні маси H_2SO_4 та $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакціях:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

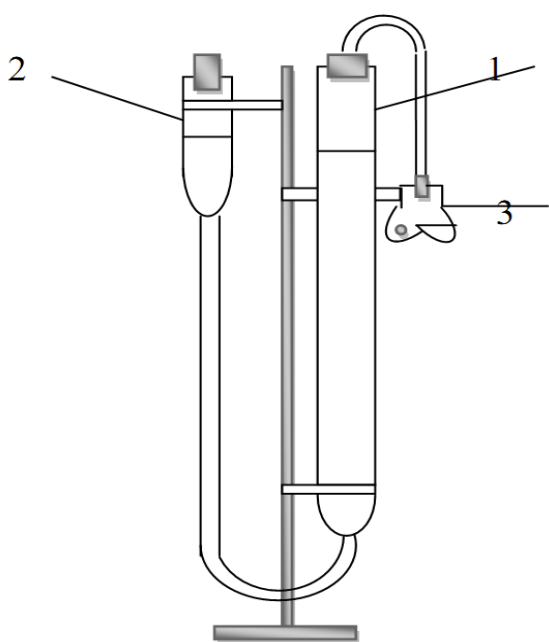
7. Яка маса еквівалента металу, якщо 2,8 г його витісняють з кислоти 1,12 дм³ водню?
8. Який об'єм (н.у.) займають 2г хлору Cl₂?

3 Експериментальна частина

Реакція, що досліджується: $\text{Me} + n\text{HCl} \rightarrow \text{MeCl}_n + \text{H}_2\uparrow$

в результаті реакції даного металу з кислотою можна визначити масу еквівалента даного металу, якщо виміряти об'єм гідрогену, що утворився.

Обладнання та реактиви:



Прилад для вимірювання об'єму газу, що виділяється в результаті реакції: герметично з'єднані між собою за допомогою гумових трубок

1 - бюретка з водою місткістю 25мл;

2 - зрівнювальна склянка – ділильна воронка;

3 - склянка Оствальда;

Реактиви:

- наважка металу;

- розчин 2н. HCl

Порядок виконання роботи:

- 1) Попередньо зважений шматочок металу (**m**, г) помістити в одне коліно склянки Оствальда. В інше коліно налити 8 - 10 мл 2н. хлоридної кислоти HCl мірним циліндром.
- 2) Закріпити склянку Оствальда в затиску штатива і приєднати за допомогою гумової трубки до бюретки, щільно закривши пробки.
- 3) Довести рівень води в бюретці точно до мітки «0», піднімаючи і опускаючи відкриту ділильну воронку (нижній рівень меніска води і нульове ділення бюретки повинні збігатися і бути на рівні ока).

- 4) Закрити ділильну воронку і випробувати прилад на герметичність, для чого опустити ділильну воронку так, щоб рівень води в ній був нижче рівня води в бюретці. При опусканні ділильної воронки рівень води в бюретці дещо знизиться. Якщо через 1 - 2 хв. подальшого зниження не буде, прилад можна вважати герметичним.
- 5) Нахилити склянку Оствальда і перелити кислоту в коліно, де знаходиться метал. Спостерігати виділення водню та витіснення води з бюретки в ділильну воронку.
- 6) Зачекати 10 - 15 хв, щоб газ в приладі прийняв температуру навколишнього повітря. Привести воду в бюретці і зрівнювальній склянці до одного рівня і визначити об'єм виділеного водню від нуля до даного рівня – V , мл.

4 Оформлення результатів

Результати вимірювання	Маса металу	m , г	
	Об'єм водню H_2	V , мл $\rightarrow V \times 10^{-6}$, м ³	
	Температура повітря	t , °C $T=(t+273)$, К	
	Атмосферний тиск	$p_{\text{атм}}$, Па	
	Тиск насиченої водяної пари (додаток 3)	p_{H_2O} , Па	
	Парціальний тиск водню	$p_{H_2} = p_{\text{атм}} - p_{H_2O}$, Па	

Користуючись законом еквівалентів та газовими законами, обчислити $M_{\text{екв}(Me)}$ двома способами:

- 1) за рівнянням *Клапейрона—Менделєєва*:

$$pV_{H_2} = \frac{m}{M} RT \quad \text{знаходимо } m_{H_2};$$

за **законом еквівалентів**:

$$\frac{m_{Me}}{m_{H_2}} = \frac{M_{\text{екв}Me}}{M_{\text{екв}H}} \quad \text{знаходимо } M_{\text{екв}(Me)}$$

2) за рівнянням *Бойля-Маріотта і Гей-Люссака*

$(p_0V_0)/T_0=(p_1V_1)/T_1$ знаходимо об'єм гідрогену при н.у. V_0 ;

за **законом еквівалентів**:

$$\frac{m_{Me}}{V_0} = \frac{M_{еквMe}}{V_{еквH_2}} \quad \text{знаходимо } M_{екв(Me)}$$

Висновки	за розрахованою масою еквівалента металу встановити, який це метал. Для цього визначити мольну масу металу $M_{(Me)}$, виходячи з того, що валентність металу дорівнює 2 або 3.
-----------------	--

Лабораторна робота №3

Тема. ВИЗНАЧЕННЯ ЕНТАЛЬПІЇ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ

Мета. Визначити зміну ентальпії реакції нейтралізації
сильної кислоти сильною основою.

1 Основні поняття

Термодинаміка – це наука, яка встановлює закони взаємних перетворень різних видів енергії, обміну енергією між системою, що вивчається, і зовнішнім середовищем, а також визначає можливість та напрям самовільного перебігу хімічних і фізико-хімічних процесів за певних умов.

Величини, які характеризують енергетичний стан системи і зміни, що відбуваються в ній, називають **функціями стану**: внутрішня енергія (U), ентальпія (H), ентропія (S), енергія Гіббса (G).

Хімічна термодинаміка - наука, яка вивчає перетворення енергії під час протікання хімічних реакцій, базується на основних законах термодинаміки.

I закон термодинаміки: енергія не зникає і не створюється знову, а тільки перетворюється з одного виду на інший. Закон дозволяє оцінити зміну енергії реакцій за допомогою термодинамічних функцій U и H.

Термодинамічні функції стану, одиниці вимірювання	Фізична суть
U- внутрішня енергія, кДж	загальна енергія системи, яка складається з кінетичної енергії (енергії поступального, коливального та обертального рухів) і потенційної енергії (енергії притягання та відштовхування) всіх частинок системи, за винятком потенціальної і кінетичної енергій системи як цілого. <u>Розраховують:</u> $\Delta U = U_2 - U_1$ за умови $V = \text{const}$
H- ентальпія утворення, кДж	повний тепловміст системи (речовини), міра впорядкованості системи, або міра енергії, яка накопичується речовиною при її утворенні (енергія хімічних зв'язків у речовині). <u>Розраховують:</u> $\Delta H = H_2 - H_1$ за умови $p = \text{const}$

Для сполук: ΔH_{298}^0 -стандартна ентальпія утворення, кДж/моль	ентальпія утворення 1 моль складної речовини з простих речовин (її стійкість) в стандартних умовах $p_0 = 101325$ Па, $T_0 = 298$ К (значення ΔH_{298}^0 приведені в довідковій літературі) Хімічна стійкість сполуки зростає із збільшенням ΔH_{298}^0
Для процесів: ΔH_{xp} - ентальпія хімічної реакції, кДж	тепловий ефект хімічної реакції за умови $p, T = \text{const}$: - якщо $\Delta H_{x.p.} < 0$, реакція екзотермічна (+Q - теплота виділяється системою в середовище); - якщо $\Delta H_{x.p.} > 0$, реакція ендотермічна (-Q - теплота поглинається системою з середовища). Q – кількість теплоти як еквівалент обміну енергією між системою та зовнішнім середовищем.

Термохімія - вчення про теплові ефекти хімічних реакцій (ТЕР). Рівняння хімічних реакцій, в яких вказано теплові ефекти, називають **термохімічними рівняннями**.

Теплові ефекти розраховують за **законом Гесса**: *тепловий ефект реакції ΔH не залежить від шляху проведення процесу, а залежить від початкового і кінцевого стану системи*. Із закону Гесса випливає:

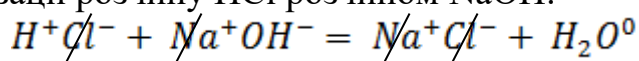
$$\Delta H_{xp} = \sum \nu \Delta H_{298}^0(\text{продуктів реакції}) - \sum \nu \Delta H_{298}^0(\text{вихідних речовин}),$$

де ν – кількість речовини, що дорівнює стехіометричним коефіцієнтам реакції.

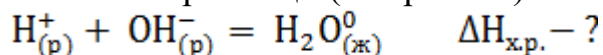
Приклад 1. Розрахувати стандартну ентальпію нейтралізації хлоридної кислоти гідроксидом натрію.

Розв'язок

Рівняння нейтралізації розчину HCl розчином NaOH:



Термодинамічне рівняння нейтралізації (скорочене)



Розрахунок **теоретичного значення $\Delta H_{x.p.}$** по довідковим даним за **законом Гесса**:

$$\Delta H_{x.p.}^{\text{теор.}} = \Delta H_{298}^0(H_2O_{ж}) - [\Delta H_{298}^0(H_{(p)}^+) + \Delta H_{298}^0(OH_{(p)}^-)]$$

$$\Delta H_{x.p.}^{\text{теор.}} = -285,84 - (0 - 228,62) = -57,22 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{x.p.}^{\text{теор.}} = -57,22 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} < 0$$

- $\Delta H_{x.p.}^{\text{теор.}} = +Q$ - реакція нейтралізації – **екзотермічний процес**.

II закон термодинаміки – в ізольованій системі самовільно протікають тільки ті процеси, які супроводжуються збільшенням ентропії.
Закон дозволяє оцінити напрямок реакцій за допомогою термодинамічних функцій S і G.

S - ентропія, Дж/моль·К	міра хаотичності, неупорядкованості системи: нагрівання, плавлення, випаровування, утворення розчинів збільшують неупорядкованість систем (ентропія зростає).
Для сполук: S_{298}^0 - стандартна ентропія утворення, Дж/моль·К	ентропія утворення одного моль речовини (міра неупорядкованості у речовині в кількості 1 моль) за стандартних умов. Ентропія ідеального кристалу при $T = 0 \text{ K}$ дорівнює 0. (значення S_{298}^0 приведені в довідковій літературі)
Для процесів: $\Delta S_{x.p.}$ – зміна ентропії в хімічній реакції, Дж/К.	<u>розрахунок $\Delta S_{x.p.}$ за законом Гесса:</u> $\Delta S_{x.p.} = \sum \nu S_{298}^0(\text{прод. реакції}) - \sum \nu S_{298}^0(\text{вих. речовин})$
G - енергія Гіббса, кДж	критерій напрямленості процесів, рушійна сила хімічної реакції, яка враховує ентальпійний та ентропійний фактори. <u>Розраховують:</u> $\Delta G = G_2 - G_1$ за умови $p = \text{const}$
Для сполук: ΔG_{298}^0 - стандартна вільна енергія Гіббса, кДж/моль	зміна енергії Гіббса при утворенні 1 моль складної речовини з простих речовин в стандартних умовах (значення ΔG_{298}^0 приведені в довідковій літературі)
Для процесів: $\Delta G_{x.p.}$ - вільна енергія Гіббса хімічної реакції, кДж	<u>розрахунок $\Delta G_{x.p.}$ за законом Гесса:</u> $\Delta G_{x.p.} = \sum \nu \Delta G_{298}^0(\text{прод. реакції}) - \sum \nu \Delta G_{298}^0(\text{вих. речовин})$ якщо $\Delta G_{x.p.} < 0$, реакція відбувається самовільно в прямому напрямку; якщо $\Delta G_{x.p.} > 0$ реакція не відбувається самовільно, а протікає в зворотному напрямку; якщо $\Delta G_{x.p.} = 0$, система знаходиться в стані хімічної рівноваги. <u>Основне рівняння термодинаміки</u> враховує ентальпійний $\Delta H_{x.p.}$ та ентропійний $T\Delta S_{x.p.}$ фактори: $\Delta G_{x.p.} = \Delta H_{x.p.} - T\Delta S_{x.p.}$ Якщо $\Delta G = 0$, то температура рівноваги дорівнює $T_{\text{равн}} = \Delta H_{x.p.} / \Delta S_{x.p.}$

2 Контрольні питання і завдання

1. Термохімія. Тепловий ефект реакції (ТЕР). Екзо- і ендотермічні реакції.
Закон Г.І.Гесса , висновки з нього.
2. Перший закон термодинаміки. Енергетика хімічних процесів.
Термодинамічні функції: внутрішня енергія - U і ентальпія - H , їх фізична суть.
3. Другий закон термодинаміки. Напрямок хімічних процесів. Термодинамічні функції: енергія Гіббса - G і ентропія - S , їх фізична суть.
4. Стандартні значення величин утворення ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 і S_{298}^0 , розмірність.
Визначення ΔH_{xp} , ΔG_{xp} і ΔS_{xp} хімічних реакцій за допомогою закону Гесса.
5. Умови проведення експеримента по визначенню ентальпії нейтралізації: устрій калориметра, розрахунок ТЕР за графіком та експериментальними даними.
6. Для реакцій (1-3) скласти термохімічні рівняння, визначити $\Delta H_{x.p.}$, $\Delta G_{x.p.}$ і $\Delta S_{x.p.}$ процесів та зробити висновки щодо зміни енергії, напрямку процесу і температури рівноваги:
 1. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
 2. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

3 Експериментальна частина

Реактиви та обладнання:

1. Розчини HCl , HNO_3 , NaOH - 1н.
2. Калориметр.
3. Мірні циліндри на 50 мл - 2 шт.

Дослідним шляхом тепловий ефект реакції нейтралізації визначають за допомогою калориметра (рис. 1).

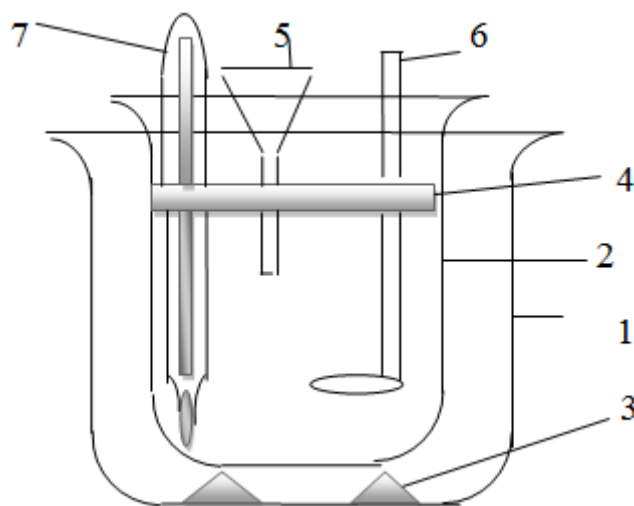


Рис. 1. Устрій калориметра:

1 – зовнішній стакан; 2 – реакційний стакан; 3 – підставка; 4 – кришка;
5 – воронка; 6 – мішалка; 7 – термометр

Виконання роботи:

- 1) У внутрішній стакан калориметра налити циліндром 50мл 1н розчину досліджуваної кислоти і, витримавши розчин протягом 3 хв. , визначити температуру. Ця величина є початковою температурою процесу - $t_{\text{поч.}}$
- 2) Іншим циліндром відміряти 50мл 1н розчину лугу і влити її через лійку в розчин кислоти, одночасно включивши секундомір і мішалку для перемішування розчину. Провести вимірювання температури через кожні 30 секунд протягом 4,5 хвилин.

Результати записати в таблицю:

Час від початку досліду, хв	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5
Температура, $^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{поч}}$									

4 Обробка результатів

1. Побудувати на міліметровому папері графік у координатах "час – температура". Провести екстраполяцію лінійного ходу температури по осі "час". Ця величина є кінцевою температурою процесу - $t_{\text{кін}}$. Δt реакції визначають графічно по різниці ($t_{\text{кін}} - t_{\text{поч}}$).
2. Обчислити кількість теплоти Q_M на 1 моль кислоти за формулою (2), визначити знак ентальпії $\Delta H_{\text{х.р.}}$ за формулою (3), вказати екзо- чи ендотермічною є дана реакція.

Експериментальне значення загальної кількості теплоти розраховують за формулою:

$$q = (t_{\text{кон}}^0 - t_{\text{нач}}^0) \cdot C_{\text{уд.тепл.}} \cdot m_{\text{р-ра}} = \Delta t^0 \cdot C_{\text{уд.тепл.}} \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}, \quad (1)$$

q	кількість теплоти, що припадає на нейтралізацію ν моль кислоти
Δt^0	зміна температури, знаходять графічно $\Delta t^0 = (t_2^0 - t_1^0)$
C	питома теплоємність скляного калориметра, $C = 4,2 \frac{\text{кДж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$;
m	маса розчину кислоти і основи, $m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}$
$V_{\text{р-ра}}$	об'єм розчину кислоти и основи: $V_{\text{р-ра}} = (50+50) = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л.}$
$\rho_{\text{р-ра}}$	густина розчину, прийнята рівною густині води, $\rho_{\text{р-ра}} = 1,00 \frac{\text{кг}}{\text{л}}$.
Q_M	кількість теплоти на 1 моль кислоти $Q_M = q / \nu_M$ (2)
ν_M	кількість моль кислоти і, відповідно, ν_M води, що утворилася: $\nu_M = \frac{C_{\text{к-ти}} \cdot V_{\text{к-ти}}}{1000},$
$C_{\text{к-ти}}$	молярна концентрація кислоти, $C_{\text{к-ти}} = 1$ моль/л
$V_{\text{к-ти}}$	об'єм розчину кислоти, $V_{\text{к-ти}} = 50$ мл
$\Delta H_{\text{х.р.}}$	тепловий ефект (ентальпія) реакції: $\Delta H_{\text{х.р.}} = - Q_M$ (3)

3. Розрахувати похибку експерименту, якщо

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\text{теор.}} = -57,22 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} < 0 ;$$

абсолютна похибка:

$$\Delta_{\text{абс.}} = |\Delta H_{\text{х.р.}}^{\text{теор.}} - \Delta H_{\text{х.р.}}^{\text{експ.}}|$$

відносна похибка:

$$\delta_{\text{отн.}} = \frac{\Delta_{\text{абс.}}}{\Delta H_{\text{х.р.}}^{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

4. Зробити **висновки** щодо ентальпії реакції. Пояснити протилежність знаків $\Delta H_{\text{х.р.}}$ і Q ; обґрунтувати чому ентальпії нейтралізації будь-яких сильних кислот і основ мають однакові значення.

Лабораторна робота №4

Тема. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета. Простежити вплив температури і концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції і на зміщення хімічної рівноваги.

1 Основні поняття

Швидкість хімічної реакції v вимірюють кількістю речовини, яка реагує або утворюється за одиницю часу в одиниці об'єму системи (гомогенна реакція) або на одиниці площі розділення фаз (гетерогенна реакція) [моль/л·с]

$$v = \pm \Delta C / \Delta \tau$$

Швидкість реакції залежить від природи речовин, концентрації, температури і наявності каталізатора.

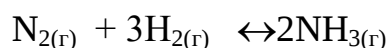
Чинник, що впливає на v реакції	Фізична суть
1. Природа реагуючих речовин	Швидкість реакції залежить від хімічної активності реагуючих речовин. <u>Наприклад</u> , цинк бурхливо реагує з хлоридною кислотою, а залізо досить повільно.
2. Площа поверхні реагуючих речовин	Швидкість гетерогенних реакцій збільшується зі збільшенням поверхні реагуючих речовин. Тверді речовини для цього зазвичай подрібнюють. <u>Наприклад</u> , щоб порошки заліза і сірки при нагріванні вступили в реакцію, залізо має бути у вигляді дрібної стружки.
3. Концентрація речовин	Закон дії мас: швидкість реакції при постійній температурі пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях їх стехіометричних коефіцієнтів : <u>Наприклад</u> , для реакції $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ швидкість прямої реакції : $v_{пр} = k_{пр} \cdot C_{N_2} \cdot C^3 H_2$; швидкість зворотної реакції : $v_{обр} = k_{обр} \cdot C^2 NH_3$ При встановленні рівноваги : $v_{пр} = k_{пр} \cdot [N_2] [H_2]^3$; $v_{обр} = k_{обр} \cdot [NH_3]^2$, де C_{N_2} , C_{H_2} , C_{NH_3} - концентрації реагуючих речовин;

	$[N_2]$, $[H_2]$, $[NH_3]$ - концентрації реагуючих речовин при рівновазі, моль/л; $k_{пр}$, $k_{обр}$ - константи швидкості прямої і зворотної реакції. У випадку гетерогенних реакцій вираз для швидкості реакції <u>не містить</u> концентрації твердих речовин: $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)} \quad v_{пр} = k_{пр} \cdot [O_2]$
4.Температура	Правило Вант-Гоффа: з підвищенням температури реакції на кожні $10^\circ C$ швидкість реакції збільшується в два-чотири рази: $v_{t_2}/v_{t_1} = \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$, де γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції.
5.Каталізатор	Каталізатор - речовина, яка прискорює швидкість реакції, але не входить до складу продуктів реакції. Каталізатор, знижуючи енергію активації реакції, однаково збільшує швидкість прямої та зворотної реакцій, а отже, пришвидшує процес досягнення рівноваги. Інгібітор — речовина, що сповільнює швидкість реакції.

Хімічна рівновага оборотних реакцій

Для оборотних процесів при однакових швидкостях прямої і зворотної реакцій ($v_{пр} = v_{обр.}$) при постійній температурі настає момент **хімічної рівноваги**.

Константа хімічної рівноваги K: відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій початкових речовин в ступенях, рівних їх стехіометричним коефіцієнтам. Наприклад, для оборотної хімічної реакції

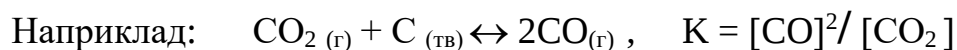


вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K = [N H_3]^2 / [N_2] [H_2]^3$$

Константа хімічної рівноваги залежить від температури процесу і природи речовин, які реагують, але не залежить від концентрації або тиску (якщо реакція відбувається в газоподібному стані). Для гетерогенних реакцій у вираз

для константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газоподібній або рідкій фазі.



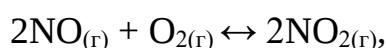
Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається згідно з **принципом Ле-Шательє**:

якщо на систему, що знаходиться в стані рівноваги, подіяти ззовні, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка послаблює цей вплив.

№	Зміна зовнішніх умов	Зміщення хімічної рівноваги
1.	Зміна температури	нагрівання сприяє ходу ендотермічної , а охолодження - екзотермічної реакцій;
2.	Зміна тиску	підвищення тиску зміщує рівновагу у бік утворення тих речовин, які займають менший об'єм;
3.	Зміна концентрації речовин	підвищення концентрації будь-якої з реагуючих речовин зміщує рівновагу в тому напрямі, в якому її концентрація зменшується.

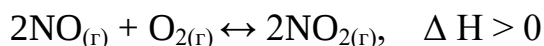
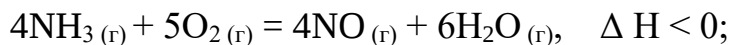
2 Контрольні питання і завдання

1. Швидкість хімічних реакцій. Вплив концентрації речовин на швидкість реакції. Закон дії мас.
2. Активні молекули. Енергія активації. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа.
3. Поняття про гомогенний і гетерогенний каталіз. Каталізатори і інгібітори.
4. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
5. У скільки разів змінюється швидкість реакції :



- а) якщо концентрацію оксиду Нітрогену (II) збільшити в 2 рази?
- б) якщо тиск в посудині зменшити в 3 рази?
- в) якщо температуру збільшити на 200?

6. У якому напрямі зміститься рівновага реакцій:



- а) при збільшенні тиску;
- б) при збільшенні температури;
- в) при збільшенні концентрації аміаку NH_3 ? Оксиду нітрогену(II) NO ?

3 Експериментальна частина



Дослід 1. Вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції в гомогенній системі.

Розглянемо зміну швидкості реакції на прикладі взаємодії тіосульфату натрію з сульфатною кислотою:



1) Спочатку проведемо якісний дослід:

у пробірку внести 2-3мл 1н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 3-5 крапель 2н. розчину H_2SO_4
Спостерігати появу слабкого блакитного світіння (опалесценція) і подальше помутніння розчину від утворення вільної сірки.

2) Приготувати три пробірки з різною концентрацією $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:

пробірка №1: 5 крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 10 крапель H_2O

пробірка №2: 10 крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 5 крапель H_2O

пробірка №3: 15 крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 0 крапель H_2O

3) У пробірку №1 додати одну краплю 2н. розчину H_2SO_4 і одночасно увімкнути секундомір. Відмітити час до моменту появи помітної опалесценції.

4) Повторити ті ж дії з пробірками №2 і №3 .

Дані занести в таблицю 1.

№ пробірки	Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, краплі	Час t , с	Швидкість $v = 1/t$

Накреслити графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації (вісь абсцис).

Висновки	• як залежить швидкість реакції від концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$?
-----------------	--



Дослід 2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції.

1) Приготувати три термостати в хімічних стаканах 200-250 мл:

№1 заповнити водою кімнатної температури;

№2 заповнити водою з температурою на 10°C вище, ніж в першому;

№3 заповнити водою з температурою на 20°C вище, чим в першому.

Кожен стакан покрити кришкою з трьома отворами.

2) В один з отворів вставити термометр, кінець якого занурити у воду;

у інший отвір - пробірку з 2н. розчином сульфатної кислоти H_2SO_4 і занурити в нього піпетку;

у третій отвір - пробірку з 10 краплями 1н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Через 3-5 хв. включити секундомір.

3) Не виймаючи пробірку з тіосульфатом з термостата №1, додати до неї одну краплю 2н. сульфатної кислоти з пробірки, що знаходиться в тому ж термостаті.

4) Виміряти час від моменту додавання кислоти до появи помітної опалесценції.

5) Повторити дослід з розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 в термостатах №2 і №3. Виміряти час, як і в першому випадку.

Отримані дані занести в таблицю:

№ пробірки	Температура °C	Час t, с	Швидкість $v = 1/t$

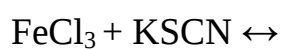
Накреслити графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від температури (вісь абсцис).

Висновки	• як залежить швидкість реакції від температури?
-----------------	--



Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги.

1) У чотири пробірки внести по 5-7 крапель 0,0025н. розчинів хлориду феруму(III) FeCl_3 і роданіду калію KSCN . Розчини розмішати скляною паличкою і поставити в штатив.



2) Одну пробірку з отриманим розчином зберегти в якості еталону для порівняння результатів дослідів.

3) У інші пробірки додати наступні реактиви:

- у першу - 1 краплю насиченого розчину хлориду феруму(III) FeCl_3 ,
- у другу - 1 краплю насиченого розчину роданіду калію KSCN ,
- у третю - декілька кристалів хлориду калію KCl .

Спостереження	• порівняти інтенсивність забарвлення отриманих розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону.
Висновки	• скласти рівняння швидкості оборотної реакції і написати вираз для константи рівноваги; • пояснити: - які речовини знаходяться в досліджуваному розчині при рівновазі?

	- яка речовина надає розчину червоне забарвлення? - як змінюється інтенсивність забарвлення розчину і в якому напрямі зміщується рівновага цієї системи при додаванні: а) FeCl_3; б) KSCN; в) KCl ?
--	--

Лабораторна робота №5

Тема. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Мета. Приготування розчинів певної концентрації

1 Основні поняття

Поняття	Фізична суть
Розчини	- це гомогенні фізико-хімічні системи змінного складу, що містять розчинник, розчинену речовину і продукти їх взаємодії. Наприклад, розчин H_2SO_4 містить молекули розчинника - H_2O, розчиненої речовини - H_2SO_4 і продукти їх взаємодії: іони H^+, HSO_4^-, SO_4^{2-}. Розрізняють <u>водні і неводні розчини</u>. Водні розчини найбільш поширені, в якості розчинника в них використовується вода. У воді можуть розчинятися тверді, рідкі і деякі газоподібні речовини.
Розчинність	– це здатність певної маси речовини розчинятися в 100 г розчинника при певній температурі. Із зростанням температури розчинність збільшується.
Концентрація розчину	- це вміст розчиненої речовини в певній масі або об'ємі розчину. Розрізняють масові і об'ємні концентрації.

Види вираження концентрації

№	Вид концентрації	Розрахункова формула
1.	Масова частка ω або процентна концентрація $C(\%) = \omega \times 100\%$	- це частка маси розчиненої речовини по відношенню до маси розчину, або маса розчиненої речовини, що міститься в 100 г розчину: $\omega = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{р-ну}}} \quad (\text{у долях від одиниці маси розчину});$ $\omega(\%) = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\% \quad (\text{у процентах від 100 г розчину})$ $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ка}} + m_{\text{реч.}},$ де: $m_{\text{реч.}}$ - маса розчиненої речовини, г; $m_{\text{р-ну}}$ - маса розчину, г;

		$m_{p-ка}$ - маса розчинника, г.
2.	Мольна частка речовини (молярність розчину) C_M або M (моль/л)	- кількість речовини (моль), що міститься в 1 л розчину: $C_M = \frac{V_{pеч.}}{V_{p-ну}}; \quad V_{pеч.} = \frac{m_{pеч.}}{M_{pеч.}}; \quad C_M = \frac{m_{pеч.}}{M_{pеч.} \cdot V_{p-ну}};$ $C_M = \frac{\omega(\%) \cdot \rho \cdot 1000}{100\% \cdot M_{pеч.}} = \frac{\varpi(\%) \cdot \rho \cdot 10}{M_{pеч.}}, \quad \rho = \frac{m_{p-ну}}{V_{p-ну}}$ де: $V_{pеч.}$ - кількість розчиненої речовини, моль; $V_{p-ну}$ - об'єм розчину, л; $M_{pеч.}$ - мольна маса розчиненої речовини, г/моль; ρ - густина розчину, г/мл
3.	Мольна частка еквівалента речовини (нормальність розчину) C_N або N (моль-екв/л)	- кількість еквівалентів розчиненої речовини (моль-екв), що містяться в 1л розчину, моль-екв/л: $C_N = \frac{V_{екв}}{V_{p-ну}}; \quad V_{екв.} = \frac{m_{pеч.}}{M_{екв. печ.}}; \quad C_N = \frac{m_{pеч.}}{M_{екв. печ.} \cdot V_{p-ну}};$ $C_N = C_M / f_{екв}; \quad C_N = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{100\% \cdot M_{екв. печ.}} = \frac{\varpi \cdot \rho \cdot 10}{M_{екв. печ.}}$ де: $V_{екв}$ - кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль-екв; $M_{екв. печ.}$ - мольна маса еквівалента розчиненої речовини, г/моль-екв;
4.	Титр T (г/мл)	це маса речовини (в грамах), що міститься в 1 мл розчину: $T = \frac{m_{pеч.}}{V_{p-ну}}$
5.	Мольна частка N_i (безрозмірна величина)	– це відношення кількості однієї речовини (моль) до суми кількості моль усіх компонентів розчину : $N_i = v_1 / (v_1 + v_2 + \dots + v_n)$

Розбавлення розчинів

При розбавленні розчинів (зменшенні їх концентрації) обчислення проводять, враховуючи, що **маса розчиненої речовини залишається постійною**, а концентрація початкового і приготованого розчинів може бути виражена будь-яким способом.

$$m_{\text{реч.}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{100\%}; \quad m_{\text{реч.}} = \frac{C_M M_{\text{реч.}} V'}{1000}; \quad m_{\text{реч.}} = \frac{C_n M_{\text{екв.реч.}} V''}{1000}.$$

Таким чином, маємо рівність:

$$\frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{100\%} = \frac{C_M M_{\text{реч.}} V'}{1000} = \frac{C_n M_{\text{екв.реч.}} V''}{1000}.$$

Перехід від одного способу вираження концентрації розчину до іншого

При переході від одного способу вираження концентрації до іншого **залишаються постійними** не лише **маса розчиненої речовини**, але і **об'єм**, тобто $V = V' = V''$. Тоді справедлива рівність:

$$\frac{\omega \rho}{100\%} = \frac{C_M M_{\text{реч.}}}{1000} = \frac{C_n M_{\text{екв.реч.}}}{1000}$$

2 Контрольні питання

1. Розчинність речовин. Вплив температури, тиску і природи речовини і розчинника на розчинність речовин.
2. Масова доля і процентна концентрація.
3. Перехід від маси розчину до об'єму. Густина розчинів.
4. Молярна концентрація і молярна концентрація еквівалента (нормальність), зв'язок між ними.
5. Мольна доля. Молярна концентрація. Титр розчину.
6. Формули переходу від одного виду концентрації до іншого.

3 Експериментальна частина

Варіанти завдань для приготування 100 г розчину(I) Na_2CO_3

Таблиця 1. (з довідника)

№ варіанту	ρ , г/см ³	ω , %	C_m , моль/л
1	1,010	1,14	0,109
2	1,020	2,10	0,202
3	1,030	3,05	0,296
4	1,040	4,03	0,395
5	1,050	4,98	0,493
6	1,060	5,95	0,595
7	1,070	6,90	0,696
8	1,080	7,85	0,800
9	1,090	8,80	0,905
10	1,100	9,76	1,012



Дослід 1. Приготування і визначення густини розчину I заданої процентної концентрації.

Обчисліть масу солі Na_2CO_3 і об'єм води ($\rho=1,00$ г/см³), які потрібні для приготування 100 г розчину з $\omega=3,05\%$.

- 1) Зважте необхідну порцію Na_2CO_3 , кількісно перенесіть її в хімічну склянку, додайте циліндром розрахований об'єм дистильованої води і ретельно розмішайте розчин I.
- 2) Частину розчину I перенесіть в циліндр об'ємом 50 мл, заповнивши його на 2/3.
- 3) Підберіть ареометр і виміряйте густину розчину.

Порівняйте експериментальне значення густини розчину з довідковим $\rho_{(3,05\%)}=1,030$ г/см³. Якщо практичне значення густини отриманого розчину не співпадає з довідковим, то визначте по таблиці 1 відповідне йому значення ω .

Збережіть розчин I для досліду 2.



Дослід 2. Приготування розчину II заданої процентної концентрації способом розбавлення розчину I

Обчисліть об'єм розчину I, який необхідно взяти для приготування 100 г розчину II з концентрацією солі Na_2CO_3 $\omega=0,2\%$ ($\rho \approx 1,00 \text{ г/см}^3$).

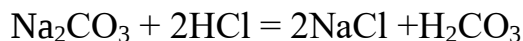
- 1) За допомогою мірної піпетки відберіть розрахований об'єм розчину I і перенесіть його в мірну колбу об'ємом 100 мл.
- 2) Доведіть об'єм розчину в колбі до мітки дистильованою водою, ретельно перемішайте розчин II і збережіть його для досліду 3.



Дослід 3. Аналітичне визначення нормальної концентрації розчину II способом титрування

Титрування - це спосіб визначення невідомої концентрації розчину певної речовини за точно відомою концентрацією розчину іншої речовини, з якою відбувається хімічна реакція. Титрування ґрунтується на спостереженні моменту еквівалентності в кількості реагентів за допомогою специфічного індикатора.

Концентрацію розчину Na_2CO_3 визначаємо по 0,1н. розчину HCl , взаємодія з яким відбувається згідно з рівнянням:



- 1) У три конічні колби для титрування внесіть по 20 мл розчину II (аліквота), відібраних піпеткою Мора.
- 2) У кожну колбу додайте циліндром по 25 мл дистильованої води і по 5 крапель індикатора метилового помаранчевого - розчини забарвлюються в **жовтий колір**.

3) Бюретку для титрування наповніть 0,1н. розчином HCl. Відтитруйте розчини по черзі в трьох колбах до переходу забарвлення з **жовтого в рожевий**.

4) Запишіть зачення об'ємів кислоти, що пішли на титрування: V' ; V'' ; V''' .

Обчисліть нормальну концентрацію розчину Na_2CO_3 за законом еквівалентів:

$$C_{\text{HNa}_2\text{CO}_3} \times V_{\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{алікв.})} = C_{\text{H HCl}} \times V_{\text{HCl}(\text{середн.})}$$

$$C_{\text{H Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{H HCl}} \times V_{\text{HCl}(\text{середн.})} / V_{\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{алікв.})},$$

де: $C_{\text{H HCl}} = 0,1 \text{ н}$; $V_{\text{HCl}(\text{середн.})} = (V' + V'' + V''') / 3$; $V_{\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{алікв.})} = 20 \text{ мл}$

Висновки	- порівняйте отримане значення $C_{\text{H Na}_2\text{CO}_3}$ з теоретично розрахованим: $C_{\text{н.теор.}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{100\% \cdot M_{\text{екв.реч.}}} = \frac{\varpi \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{екв.реч.}}} = \frac{0,2 \cdot 1 \cdot 10}{51,5} = 0,039 \text{ моль-екв/л}$ - обчисліть відносну похибку.
-----------------	---

Лабораторна робота №6

Тема. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Мета. Визначити характер дисоціації деяких гідроксидів.

1 Основні поняття

Поняття	Визначення
Електролітична дисоціація	- це процес розкладу електролітів на іони при розчиненні або розплавленні .
Електроліти	- речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Провідниками струму в електролітах є іони: катіони Kt^+ і аніони An^- .
Сильні електроліти	- речовини, які при розчиненні або розплавленні <u>повністю розпадаються на іони</u> . У розчинах сильних електролітів майже відсутні нейтральні молекули, в них містяться іони (ступінь дисоціації $\alpha > 30\%$).
Слабкі електроліти	- речовини, які при розчиненні або розплавленні <u>частково розпадаються на іони</u> . Розчини слабких електролітів містять більшість нейтральних молекул, в них практично відсутні іони($\alpha < 3\%$).

Сила електролітів

Сильні електроліти	Слабкі електроліти
1. деякі неорганічні кислоти: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄	1. практично всі органічні кислоти , більшість неорганічних кислот
2. всі розчинні* у воді основи металів I і IIA підгруп, а також Ca(OH)₂ (малорозч.)	2. всі нерозчинні у воді основи, а також NH₄OH (розчинний)
3. практично всі солі	3. вода

*Розчинність речовин наведена у додатку 4.

Приклади складання рівнянь дисоціації кислот, основ і солей

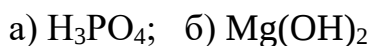
1. Сильні електроліти дисоціюють в один етап	$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$; $NaOH \leftrightarrow Na^+ + OH^-$; $ZnCl_2 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2Cl^-$; $Cr_2(SO_4)_3 \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-}$.
за виключенням <u>кислих</u> та <u>основних солей</u> , які дисоціюють ступінчасто	$NaHCO_3 \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^-$ - перший ступінь; $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$ - другий ступінь; $CuOHCl \rightarrow CuOH^+ + Cl^-$ - перший ступінь; $CuOH^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$ - другий ступінь;
2. Слабкі електроліти дисоціюють ступінчасто	$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ - перший ступінь; $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ - другий ступінь; $HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ - третій ступінь; $Cu(OH)_2 \leftrightarrow OH^- + CuOH^+$ - перший ступінь; $CuOH^+ \leftrightarrow OH^- + Cu^{2+}$ - другий ступінь.

Правила складання йонних рівнянь

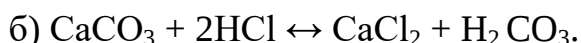
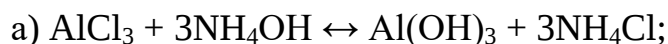
1. Записати рівняння реакції в молекулярній формі і визначити силу електролітів:	сильн. сильн. слабкий сильн. $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl.$
2. Переписати це рівняння з урахуванням того, що сильні електроліти записують у вигляді йонів, а речовини, які виходять зі сфери реакції (осад, газ) і слабкі електроліти - у вигляді молекул:	$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- =$ $= Fe(OH)_3 \downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-$
3. Скоротити в обох частинах рівняння однакові йони:	$Fe^{3+} + \underline{3Cl^-} + \underline{3Na^+} + 3OH^- =$ $= Fe(OH)_3 \downarrow + \underline{3Na^+} + \underline{3Cl^-}$
4. Записати рівняння реакції в скороченій йонній формі:	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$

2 Контрольні питання і завдання

1. Неелектроліти і електроліти. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Ступінь дисоціації, константа дисоціації. Сила електролітів.
3. Кислоти, основи, солі. Їх визначення згідно з теорією електролітичної дисоціації.
4. Дисоціація води. Водневий показник.
5. Реакції обміну в розчинах електролітів. Іонні рівняння.
6. Напишіть рівняння дисоціації і константи дисоціації речовин :



7. Напишіть повні і скорочені іонні рівняння реакцій :



8. Обчисліть: а) рН 0,01 М розчину HCl ; б) концентрацію іонів водню при рН = 6.

3 Експериментальна частина



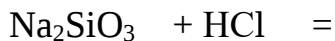
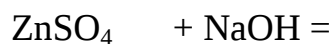
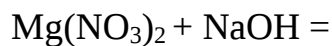
Дослід 1. Визначення характеру дисоціації деяких гідроксидів.

► Отримати осаді досліджуваних гідроксидів :

- 1) У три пробірки внести по 1-2 мл 0,5 н. розчинів солей
 1. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
 2. ZnSO_4
 3. Na_2SiO_3 .
- 2) У пробірки 1 і 2 додати декілька крапель (до появи осаду) 0,5 н. розчину лугу NaOH , а в пробірку 3 - декілька крапель 2н. розчину HCl .

Спостереження	• вкажіть забарвлення осадів, що утворилися.
---------------	--

Напишіть відповідні рівняння реакцій в молекулярному (див.лаб.роб.1) і йонному вигляді:



► **Визначити хімічний характер (основний, амфотерний, кислотний)**

отриманих гідроксидів.

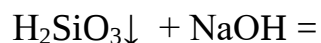
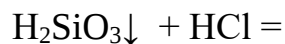
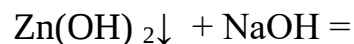
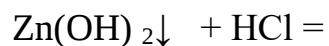
1) Кожен з отриманих осадів розділити на дві пробірки:

- в одну додати 1-2 мл 2н. розчину HCl ;
- в іншу - 1-2 мл 0,5 н. розчину лугу NaOH.

Спостереження	• чи розчинився осад в обох пробірках?
Висновки	• який характер досліджуваних гідроксидів?

- Якщо осад розчинився в обох пробірках, то гідроксид має **амфотерний характер**.
- Якщо осад розчинився в розчині HCl, то гідроксид має **основний характер**.
- Якщо осад розчинився в розчині лугу NaOH, то гідроксид має **кислотний характер** (тобто це - кислота).

Написати відповідні рівняння реакцій в молекулярному(див. лаб. роб.1) та йонному вигляді:



Лабораторна робота №7

Тема. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета. Визначити рН середовища при гідролізі солей.

1 Основні поняття

Гідроліз - це обмінна реакція взаємодії солі з водою, яка супроводжується зміною рН розчину. При гідролізі між відповідним іоном солі і молекулою води виникає взаємодія, в результаті якої в розчині солі утворюється слабкий електроліт і з'являються вільні йони H^+ або OH^- , які змінюють рН середовища.

Розрізняють **оборотний і необоротний** гідроліз солей.

Правила складання рівнянь гідролізу солей

1. Гідроліз солі, утвореної **сильною основою і слабкою кислотою**
(гідроліз по аніону):

1) записуємо дисоціацію солі	$K_2SO_3 \leftrightarrow 2K^+ + SO_3^{2-}$
2) записуємо скорочене іонне рівняння гідролізу по 1-ому ступеню	оскільки SO_3^{2-} - аніон слабкої кислоти, то він приєднує з води катіон H^+ $SO_3^{2-} + HON \leftrightarrow OH^- + HSO_3^-$
3) записуємо повне йонне рівняння	приписуємо в ліву і праву частини отриманого скороченого рівняння іони протилежного знаку $2K^+ + SO_3^{2-} + HON \leftrightarrow K^+ + OH^- + K^+ + HSO_3^-$
4) записуємо повне рівняння гідролізу в молекулярній формі	об'єднуємо йони протилежних знаків в молекули: $K_2SO_3 + HON \leftrightarrow KOH + KHSO_3$, рН >7 Розчин має слаболужне середовище, реакція протікає <u>оборотно</u> , гідроліз по <u>другому ступеню протікає в незначній мірі</u> .
5) записуємо скорочене йонне рівняння гідролізу по 2-ому ступеню, використовуючи ті ж правила	$HSO_3^- + HON \leftrightarrow OH^- + H_2SO_3$ $K^+ + HSO_3^- + HON \leftrightarrow K^+ + OH^- + H_2SO_3$ $KHSO_3 + HON \leftrightarrow KOH + H_2SO_3$, рН >7

2. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою
(гідроліз по катіону):

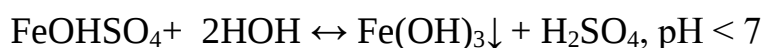
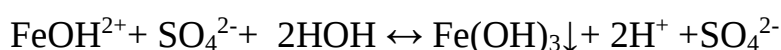
рівняння дисоціації солі : $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

1-ий ступінь : $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{HON} \leftrightarrow 2\text{FeOH}^{2+} + 2\text{H}^+$



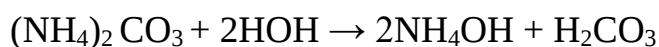
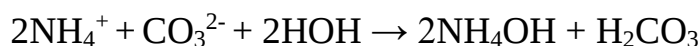
Розчин утворює слабокисле середовище, реакція протікає оборотно, гідроліз по другому ступеню протікає в незначній мірі.

2-ий ступінь : $\text{FeOH}^{2+} + 2\text{HON} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{H}^+$



3. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою

(гідроліз по катіону і аніону):



середовище приблизно нейтральне, $\text{pH} \sim 7$.

У цьому випадку характер середовища залежить від співвідношення констант дисоціації продуктів гідролізу - слабкої кислоти і слабкої основи.

Гідроліз деяких солей протікає практично повністю (необоротно), якщо обидва продукти реакції є слабкими електролітами та виходять із сфери реакції:



4. Сіль сильної кислоти і сильної основи не піддається гідролізу і розчин - нейтральний.

Зміщення рівноваги в розчинах солей при їх гідролізі

Оскільки гідроліз - оборотний процес, реакцію гідролізу можна змістити в прямому або зворотному напрямі за допомогою зміни умов процесу.

Чинники, які підсилюють гідроліз	а) підвищення температури розчину; б) збільшення розбавлення розчину водою, тобто зменшення концентрації солі; в) зв'язування йонів гідрогена H^+ або гідроксиду OH^- , що утворюються при гідролізі.
Чинники, які пригнічують гідроліз	а) зниження температури розчину; б) збільшення концентрації солі; в) додавання до розчину солі йонів гідрогену H^+ (у складі сильної кислоти), або гідроксиду OH^- , що утворюються при гідролізі.
Ступінь гідролізу, α	показує, яка частина від загальної кількості молекул солі в розчині піддається гідролізу: $\alpha = (n/N) \times 100\%$ де n - кількість гідролізованих молекул, N загальна кількість молекул в цьому розчині. Ступінь гідролізу залежить від температури, концентрації розчину і природи розчиненої речовини. Ступінь гідролізу солі тим більший, чим слабкіша кислота або основа, що утворили цю сіль.

Ряди аніонів і катіонів, що відповідають зменшенню сили кислот і основ, які вони утворюють (ряд А.В.Метельского)

Аніони	Катіони
$F^- > NO_2^- > CH_3COO^- > HCO_3^- > HS^- > SO_3^{2-} > HPO_4^{2-} > CO_3^{2-} > S^{2-} > SiO_3^{2-}$	$Cd^{2+} > Mg^{2+} > Mn^{2+} > Fe^{2+} > Co^{2+} > Ni^{2+} > Cu^{2+} > Pb^{2+} > Zn^{2+} > Al^{3+} > Cr^{2+} > Fe^{3+}$

Чим правіше в цих рядах розташований йон, тим з більшою силою йде гідроліз утвореної ним солі, тобто його основа або кислота слабша, ніж у тих, що стоять зліва від нього. Особливо сильно йде гідроліз солей, утворених одночасно слабкою основою і кислотою.

2 Контрольні питання і завдання

1. Гідроліз солей, ступінчастий гідроліз. Типи гідролізу.
2. Ступінь і константа гідролізу.

3. Напишіть йонні і молекулярні рівняння усіх ступенів гідролізу солей :
а) сульфід натрію; б) ацетату алюмінію; в) сульфату заліза(III).



Дослід 1. Гідроліз солей.

- 1) У чотири пробірки налити 2-3 мл нейтрального розчину лакмусу.
- 2) Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в інші додати по одному мікрошпателю кристалів таких солей :
 - $AlCl_3$ - хлорид алюмінію;
 - Na_2CO_3 , - карбонат натрію;
 - CH_3COONH_4 - ацетат амонію.
- 3) Розчини розмішати скляними паличками.

Отримані результати занести в таблицю:

№	Формула солі	Забарвлення лакмусу	Реакція середовища	pH розчину

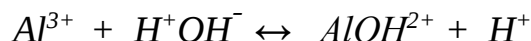
Складіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу солей.

1) Розглянемо гідроліз хлориду алюмінію:

► дисоціація солі : $AlCl_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$

- це випадок **гідролізу солі по катіону**: Al^{3+} - катіон слабкої основи, який відбирає у молекули води аніон гідроксилу;

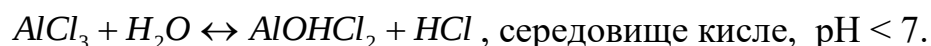
► скорочене йонне рівняння гідролізу по 1-ому ступеню:



► повне йонне рівняння:



► повне рівняння гідролізу в молекулярній формі:



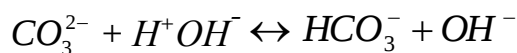
Другий і третій ступені гідролізу можуть протікати тільки при нагріванні або розбавленні розчину.

2) Розглянемо гідроліз карбонату натрію:

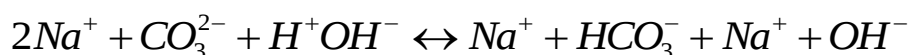


- це випадок **гідролізу солі по аніону**. CO_3^{2-} - аніон слабкої кислоти, відбирає у молекули води катіон H^+ ;

► скорочене йонне рівняння гідролізу по 1-ому ступеню:



► повне йонне рівняння гідролізу :



► рівняння реакції гідролізу в молекулярній формі:



Ми розглянули тільки перший ступінь гідролізу, на якому він в звичайних умовах зупиняється. Дисоціація іонів HCO_3^- відбувається важче, ніж молекул H_2CO_3 . Тільки при сильному розбавленні розчину і нагріванні пройде гідроліз по другому ступеню.

3) Розглянемо гідроліз ацетату амонію:

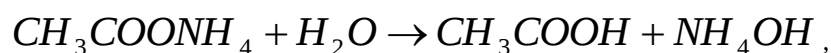


- це випадок гідролізу солі **по катіону і по аніону**. Обидва іони взаємодіють з водою і утворюють слабкі електроліти: аніон CH_3COO^- - слабку оцтову кислоту, а катіон NH_4^+ - слабку основу гідроксид амонію;

► повне йонне рівняння гідролізу :



► рівняння реакції гідролізу в молекулярній формі:



середовище приблизно нейтральне, $pH \sim 7$

Для перших двох солей напишіть рівняння реакцій для 2-го і 3-го ступенів гідролізу.

Лабораторна робота №8

Тема. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета. Оцінити окисно-відновні властивості деяких простих і складних речовин, а також вплив рН на перебіг ОВР

1 Основні поняття

Окисно-відновні реакції (ОВР) широко поширені в природі і використовуються в техніці. В основі життя лежать окисно-відновні реакції, що відбуваються при фотосинтезі, диханні, транспортуванні електронів. Вони забезпечують основну частину добування енергії людством за рахунок спалювання органічного палива. Добування металів також засноване на окисно-відновних реакціях.

Поняття	Фізична суть
Окисно-відновні реакції	- це реакції, що супроводжуються переміщенням електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших, при цьому змінюються ступені окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.
Відновлення	- процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном. В процесі відновлення окисник відновлюється . Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони є окисниками : $S^0 + 2e^- = S^{2-}; \quad Cl^0_2 + 2e^- = 2Cl^-; \quad N^{5+} + 3e^- = N^{2+}$
Окиснення	- процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном. В процесі окиснення відновник окиснюється . Атоми, молекули або іони, що віддають електрони, є відновниками : $Al^0 - 3e^- = Al^{3+}; \quad H^0_2 - 2e^- = 2H^+; \quad S^{4+} - 2e^- = S^{6+}$

• Правила визначення ступеня окиснення елемента

Ступінь окиснення (с.о.) - кількість електронів, зміщених від одного атома до іншого; с.о. - умовна величина, яка показує заряд атома в сполучі за умови, що всі зв'язки - іонні.

Для обчислення с.о. елемента в сполуці виходять з таких положень:

1. Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю:			
метали: Na^0 , Mg^0 , Zn^0 ;		неметали: H_2^0 , O_2^0 , Cl_2^0 , S^0 , As^0	
2. Постійний с.о. виявляють:			
метали: +1	I А підгр.: Li^+ - Fr^+ і Ag^+	неметали: +1	H^+ (окрім K^+H^-)
+2	II А підгр.: Be^{2+} - Ra^{2+} також Zn^{2+} ; Cd^{2+}	-1	F^- Cl^- , Br^- , I^- (окрім їхніх сполук з O^{2-} : Cl^+O^{2-})
+3	B^{3+} , Al^{3+} , In^{3+}	-2	O^{2-} (окрім O^{+2}F_2 и H_2O^{2-})
3. Сума с.о. (або зарядів) всіх атомів у молекулі дорівнює нулю			
$\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_5$, $\text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2$, $\text{H}^+\text{Cl}^+\text{O}^{-2}$, $\text{K}^+\text{S}^{+4}\text{O}^{-2}_3$			
4. Сума ступенів окиснення атомів в складному іоні дорівнює заряду іона			
$(\text{N}^{-3}\text{H}^+_4)^+$, $(\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}_4)^{2-}$			

• **Правила складання рівнянь ОВР методом електронного балансу**

1.Записати схему хімічної реакції	$\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
2.Визначити елементи, атоми яких змінюють с.о. в ході реакції	$\text{Al}^0 + \text{H}^+\text{Cl} \rightarrow \text{Al}^{+3}\text{Cl}_3 + \text{H}^0_2$
3.Скласти рівняння електронного балансу:	
а) зрівняти кількість елементів і зарядів зліва і справа в рівняннях електронного балансу	$\text{Al}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{+3}$ $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}^0_2$
б) зрівняти кількість електронів , відданих відновником, і кількість електронів, приєднаних окисником, за допомогою коефіцієнтів	$\text{Al}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{+3} \quad \quad 2 \text{ (відновник)}$ $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}^0_2 \quad \quad 3 \text{ (окисник)}$
в) вказати окисник і відновник	
4.Перенести коефіцієнти в рівняння реакції. Записати остаточне рівняння	$2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

● Окисно-відновні властивості речовин

Відновники	Окисники
<i>віддають електрони, с.о. підвищується↑</i>	<i>приймають електрони, с.о. знижується↓</i>
Метали (активність зменшується згідно з електрохімічним рядом напруг металів →)	Неметали (активність збільшується зі збільшенням електронегативності: ...→Br ₂ →Cl ₂ →O ₂ →F ₂)
Речовини, що містять елементи в нижчому с.о.: сульфур -2 (H ₂ S і сульфіді), нітроген -3 (NH ₃ і його похідні), галогеніди -1 (HJ, NaBr).	Речовини, що містять елементи у вищому с.о.: сульфур +6 (H ₂ SO ₄), нітроген +5 (HNO ₃), манган +7 (перманганати), хром +6 (хромати і дихромати), плюмбум +4 (PbO ₂)
Речовини, що містять елементи у проміжних с.о., виявляють окисно-відновну подвійність	

2 Контрольні питання та завдання

1. Визначення ступеня окиснення (с.о.).
2. Основні положення теорії окисно-відновних реакцій.
3. Закономірності зміни окисно-відновних властивостей елементів у періодах і групах Періодичної системи елементів.
4. Послідовність складання рівнянь ОВР.
5. Визначте ступені окиснення елементів у наведених сполуках. Вкажіть, які з них є тільки окисником, тільки відновником і які проявляють як окисні, так і відновні властивості. Чому?



6. Розставте коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій методом електронного балансу (та методом іонно-електронного балансу – для спеціальностей МЕТ і ОНС), вкажіть окисник і відновник:



3 Експериментальна частина



Дослід 1. Відновні властивості металів.

В пробірку внести 10 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти HCl і гранулу металічного цинку Zn .

Скласти рівняння ОВР методом електронного балансу:



Спостереження	• який газ виділяється?
Висновки	• які властивості проявляє цинк в ОВР?



Дослід 2. Окисно-відновні властивості неметалів:

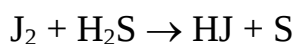
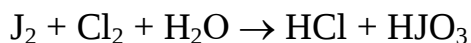
а) окисно-відновна подвійність галогенів.

Галогени Cl , Br , J , At (р-елементи, формула валентних електронів ns^2p^5) виявляють окисно-відновну подвійність:

-1	0	+1	+3	+5	+7
HCl	Cl_2	Cl_2O	HClO_2	KClO_3	Cl_2O_7
HBr	J_2	KClO	NaBrO_2	HJO_3	KClO_4
тільки відновник	ОВ подвійність				тільки окисник

- 1) Внести у дві пробірки по 5-7 крапель йодної води J_2 (розчин йоду у воді).
- 2) В першу додати кілька крапель хлорної води Cl_2 , в другу – сульфідної кислоти H_2S .

Скласти рівняння ОВР:



Спостереження	• як змінюється забарвлення розчинів в обох пробірках?
Висновки	• які властивості проявляє молекулярний хлор в ОВР?

б) реакція диспропорціонування.

- 1) Внести в пробірку 5-7 крапель бромної води Br_2
- 2) Додати кілька крапель розчину NaOH .

Скласти рівняння ОВР:



Спостереження	• як змінюється забарвлення розчину?
Висновки	• які властивості проявляє молекулярний бром в ОВР?



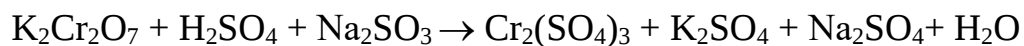
Дослід 3. Зміна окисно-відновних властивостей елементів зі зміною ступеня їх окиснення. Сполуки сульфуру (+4) в ОВР.

Сульфур (р-елемент, формула валентних електронів $3s^2p^4$) в сполуках

має с.о.:	-2	0	+4	+6
	Na_2S	S	Na_2SO_3	H_2SO_4
властивості:	тільки відновник	ОВ подвійність		тільки окисник

- 1) В першу пробірку з розчином дихромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (помаранчового кольору) внести по кілька крапель 2 н розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і по 2 - 3 мікрошпателя сульфїта натрію Na_2SO_3 .
- 2) В другу пробірку з розчином сульфїду натрію Na_2S (безбарвний) внести по кілька крапель 2 н розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і по 2 - 3 мікрошпателя сульфїта натрію Na_2SO_3 .

Скласти рівняння ОВР:



Спостереження	• як змінюється забарвлення розчинів в обох пробірках ?
Висновки	• які властивості проявляє S^{+4} і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2S в ОВР?



Дослід 4. Вплив рН середовища на характер відновлення перманганату калію.

Манган (d-елемент, формула валентних електронів $3d^5 4s^2$) в сполуках

мас с.о.:	0	+2	+4	+6	+7
	Mn	MnCl ₂	MnO ₂	K ₂ MnO ₄	KMnO ₄
властивості:	тільки відновник	О - В подвійність			тільки окисник

Сполуки мангану в різних ступенях його окиснення мають характерне забарвлення:

йон MnO_4^- – фіолетове

йон Mn^{2+} – слабко-рожеве

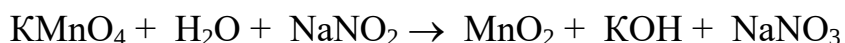
йон MnO_4^{2-} – зелене

MnO_2 – осад бурого кольору

- 1) В три пробірки внести по 1-2 мл розчину перманганату калію $KMnO_4$.
- 2) В одну пробірку додати 2-3 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти, в другу - стільки ж води, в третю - таку ж кількість розчину лугу.
- 3) У всі пробірки внести по два мікрошпателі кристалічного нітриту натрію $NaNO_2$ і перемішати розчини до повного розчинення кристалів.
- 4) Через 1-2 хв. відзначити зміну забарвлення розчинів у всіх трьох випадках.

Скласти рівняння ОВР методом електронного балансу(або йонно-електронним методом):

► нейтральне середовище



► кисле середовище



► лужне середовище



Заповнити таблицю:

Окисник, забарвлення розчину	рН середовища	Кількість електронів, приєднаних окисником, n_{e-}	Продукт відновлення і забарвлення розчину	Маса еквівалента KMnO_4 в кожній реакції $M_{\text{еквKMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} / n_{e-}$
MnO_4^- фіолетовий				

Лабораторна робота №9

Тема. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Мета. Ознайомитись з принципом роботи мідно-цинкового гальванічного елемента, з процесами корозії лудженого і оцинкованого заліза

1 Основні поняття

№	Поняття	Фізична суть
1.	Електродний потенціал, E, В	- це різниця потенціалів між металом і розчином його солі, в який він занурений. Металеву пластину в водному розчині солі, кислоти або лугу називають <u>електродом</u> . Величина електродного потенціалу характеризує активність металу у водних розчинах.
2.	Стандартний електродний потенціал, E^0, В	- це різниця потенціалів між металом, зануреним у розчин його солі з концентрацією 1 моль/л, і стандартним водневим електродом (тиск H_2 101,3 кПа, температура 298 К). Значення E^0 наведені в додатку 5.
3.	Ряд стандартних електродних потенціалів (ряд напруг)	всі метали в ряду розташовані в порядку збільшення стандартних електродних потенціалів; ряд служить для порівняльної характеристики властивостей атомів і іонів металів у розчині.
4.	Рівняння Нернста	виражає залежність електродного потенціалу від концентрації катіонів металу в розчині: $E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + (0,059/n) \times \lg C_{Me^{n+}}$ де $C_{Me^{n+}}$ - концентрація (активність) катіонів металу в розчині, моль/л; n - заряд катіона;
5.	Гальванічний елемент (Г.Е.)	це пристрій, який перетворює хімічну енергію ОВР в електричну. Гальванічні елементи складаються з <i>двох електродів</i> , електродні потенціали яких відрізняються за величиною або за знаком.
6.	Електрорушійна сила (ЕРС)	- максимально можлива напруга в ланцюзі Г.Е. $ЕРС = E_K - E_A, \quad \text{де } E_K > E_A$

Мідно-цинковий гальванічний елемент

Гальванічний елемент складається з двох металевих електродів, з'єднаних металевим провідником (зовнішній ланцюг) і занурених в розчини власних солей (рис. 1). Розчини з'єднані електролітичним містком (або розділені напівпроникною перегородкою). Розчини і електролітичний місток є внутрішнім ланцюгом елемента.

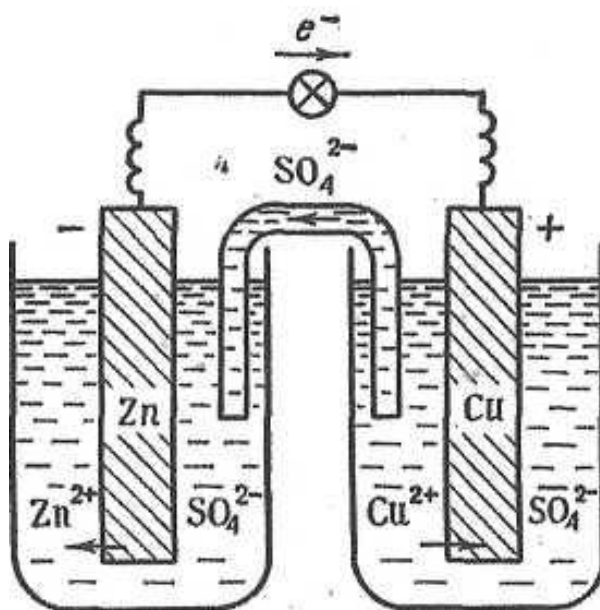
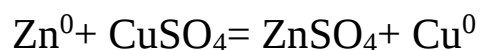
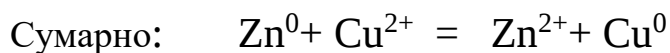
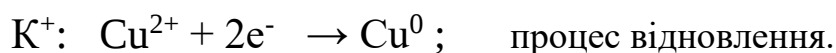
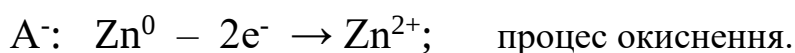


Рис. 1 Схема мідно-цинкового гальванічного елемента.

Схема мідно-цинкового гальванічного елемента може бути представлена наступним чином:



Потенціал цинкового електрода має більш негативне значення ($E^0 = -0,76 \text{ В}$), ніж потенціал мідного електрода ($E^0 = 0,34 \text{ В}$), тому по зовнішньому провіднику електрони будуть переходити від цинку до міді. Таким чином, процеси на електродах гальванічного елемента будуть мати вигляд:



Концентрація катіонів цинку в розчині буде збільшуватися, а катіонів міді — зменшуватися, що викличе рух аніонів SO_4^{2-} з розчину CuSO_4 в розчин ZnSO_4 . Отже, по зовнішньому ланцюгу гальванічного елемента переміщуються електрони, а по внутрішньому — йони. Цинковий електрод поступово розчиняється, а на мідному виділяється металічна мідь.

Електрохімічна корозія металів

1.	Електрохімічна корозія (ЕХК)	- це самовільне руйнування металів в середовищі електролітів, при якому протікають два незалежних, але сполучених процеси: анодний - окиснення металу, катодний – відновлення окисників. Електрохімічна корозія на неоднорідній (гетерогенній) поверхні металу аналогічна роботі гальванічного елемента .
2.	Причина ЕХК	- термодинамічна нестійкість металу в середовищі електроліту.
3.	Анодний процес	Анод є донором електронів і на його поверхні протікає реакція окиснення металу: $\text{Me}^0 - n\text{e}^- = \text{Me}^{n+}$ Йони металу, що утворюються на анодних ділянках металу, переходять в розчин у вигляді гідратованих (або сольватованих) катіонів $[\text{Me} \cdot n\text{H}_2\text{O}]^{n+}$, а електрони переміщуються по металу до катодної ділянки його поверхні і поляризують (заряджають) її.
4.	Поляризація	- це зміна потенціалів електродних реакцій в результаті протікання корозійного струму. Значення E_A під час корозії зростає, а значення E_K – зменшується.
5.	Катодний процес	Катод є провідником для електронів. На його поверхні відбувається відновлення окисників (деполяризаторів), які є акцепторами електронів. Основними окисниками є: а) <u>катіони гідрогену</u> : $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{г})$ (гідрогенна деполяризація $E(2\text{H}^+/\text{H}_2) = - 0,059 \text{ рН}$); б) <u>молекули кисню</u> : $\text{O}_2(\text{г}) + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{OH}^-$ (кисленна деполяризація $E(\text{O}_2/\text{OH}^-) = 1,23 - 0,059 \text{ рН}$).

2 Контрольні питання та завдання

1. Електродні потенціали та електрохімічні процеси в розчинах.
2. Принцип роботи гальванічного елемента.

3. Корозія металів: хімічна, електрохімічна.
4. Захист металів від корозії.
5. Чому дорівнює потенціал мідного електроду в 0,01н. розчині його солі при 25°C?
6. Який процес відбувається на катоді при роботі мідно–цинкового гальванічного елемента (елемент Вольта), якщо в ньому в якості електроліту біля катода використовували розбавлену H_2SO_4 ?
7. Алюміній знаходиться в контакті з залізом. Який з металів буде окиснюватися при корозії, якщо ця пара металів потрапить: а) в кисле середовище (HCl); б) в нейтральне середовище ($\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$) ? Складіть схему мікрогальванічного елемента, що утворюється при цьому.

3 Експериментальна частина



Дослід 1. Складання гальванічних елементів.

► Мідно-цинковий гальванічний елемент.

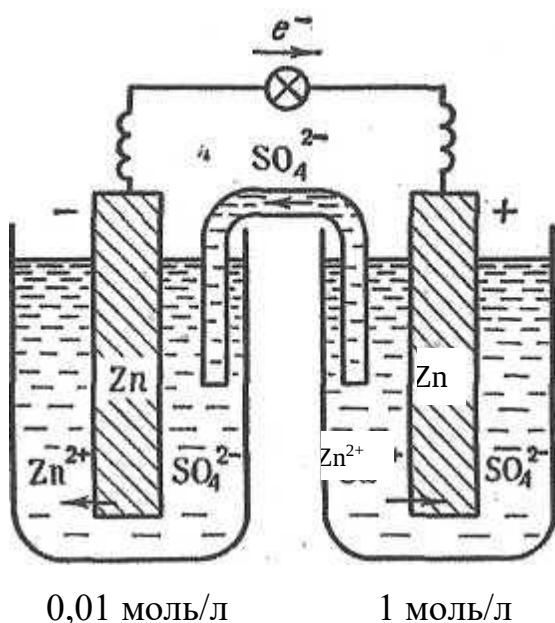
- 1) В один стакан наливаємо 1М розчин сульфату цинку ZnSO_4 , в другий -1М розчин сульфату купруму CuSO_4 .
- 2) Стаканчики з'єднуємо електролітичним містком (насичений розчин KCl з агар-агаром).
- 3) Занурюємо в розчин ZnSO_4 цинкову пластинку, а в розчин CuSO_4 – мідну.
- 4) З'єднуємо пластинки провідниками з гальванометром.

Спостереження	• відхилення стрілки гальванометра в результаті протікання струму – спрямованого руху електронів.
Висновки	• скласти рівняння анодної, катодної та струмоутворюючої реакцій; • скласти скорочену форму запису гальванічного елемента; • розрахувати значення ЕРС для стандартних умов.

► Концентраційний гальванічний елемент:

- 1) Наповнити стаканчики розчинами сульфату цинку різної концентрації - перший стаканчик 1M ZnSO_4 , другий – 0,01M ZnSO_4 .
- 2) Занурити в розчини цинкові пластинки, з'єднати пластинки провідником з гальванометром.

Спостереження	• чи відхиляється стрілка гальванометра?
Висновки	• скласти рівняння анодної, катодної та струмоутворюючої реакцій; • скласти скорочену форму запису гальванічного елемента; • розрахувати значення ЕРС для стандартних умов.



$A^- : \text{Zn}^0 \dots\dots$
 $K^+ : \text{Zn}^{2+} \dots\dots$

Σ
 ЕРС=



Дослід 2. Корозія оцинкованого і лудженого заліза.

- 1) В дві пробірки налити 2-3 мл дистильованої води і додати по 2-3 краплі 2н. розчину сульфатної кислоти і гексаціаноферату калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, який є індикатором і з іонами Fe^{2+} утворює синє забарвлення.

- 2) В першу пробірку занурити пластинку оцинкованого заліза з ушкодженнями захисного покриття, у другу - лудженого (покритого шаром олова) заліза з пошкодженнями покриття.

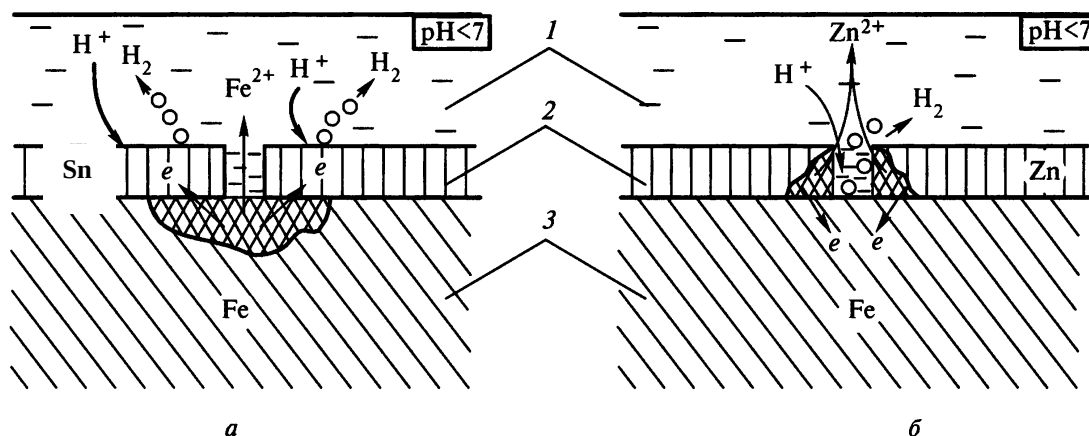
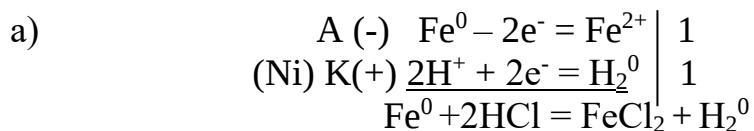


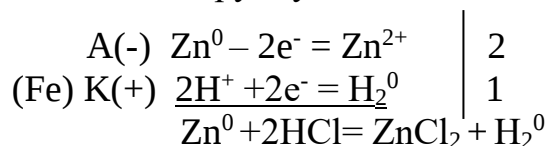
Рис.1 Електрохімічна корозія виробу з заліза

з катодним (а) і анодним (б) покриттям в кислому розчині при порушенні цілісності покриття: 1- розчин електроліту, 2- захисне покриття, 3- основний метал.



При пошкодженні катодне покриття втрачає свої захисні функції і є **небезпечним покриттям**.

- б) В розчині електроліту цинк окиснюється, на залізі відбувається відновлення окисника, і саме воно не руйнується:



Таким чином, анодне покриття у разі порушення продовжує виконувати захисну роль по відношенню до основного металу, тому анодне покриття ще називають **безпечним покриттям**.

Спостереження	• в якому випадку відбувається посиніння розчину, що свідчить про іржавіння заліза? Складіть відповідне рівняння.
Висновки	• скласти схеми і хімічні рівняння процесів корозії. • чому лудження менш ефективний метод захисту заліза від корозії, ніж цинкування? • що відбувається при порушенні цілісності захисного шару в першому і в другому випадках?

Лабораторна робота № 10

Тема. ЕЛЕКТРОЛІЗ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

Мета. Простежити процес електролізу водних розчинів деяких солей з інертними і активними електродами

1 Основні поняття

№	Поняття	Фізична суть
1.	Електроліз	це окисно-відновний процес, який протікає під дією електричного струму на електродах, занурених в розчин або розплав електроліту.
2.	Катодний процес	– <u>відновлення катіонів металів або молекул H_2O</u>. Відновлюватися на катоді будуть ті метали, потенціали яких є значно більшими, ніж потенціали розрядки води як окисника (- 0,41 В) : а) метали, розташовані у ряду напруг до алюмінію $[Li^+ - Al^{3+}]$ не відновлюються, замість цього відбувається відновлення води : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$ <u>катіони цих металів залишаються в розчині</u>; б) метали, розташовані у ряду напруг після алюмінію $[Mn^{2+} - Au^{3+}]$ відновлюються на катоді (ті, що знаходяться до водню, відновлюються одночасно з H_2O): $Me^{n+} + ne^- \rightarrow Me^0$
3.	Анодний процес з інертним анодом	– <u>окиснення аніонів кислотних залишків або молекул H_2O</u>. Якщо електрохімічна система, в якій здійснюється електроліз, містить різні аніони, то на аноді окислюватиметься в першу чергу той з них, потенціал якого є меншим, ніж потенціал розрядки води (1,23 В, рН=7), за винятком хлорид- іонів (1,26 В) : а) безкисневі аніони S^{2-}, I^-, Br^-, Cl^- (окрім F^-) окиснюються на аноді : $S^{2-} - 2e^- \rightarrow S^0$ $2Br^- - 2e^- \rightarrow Br_2^0$ б) кисневмісні: $SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, NO_3^-, NO_2^-, \dots, OH^-$ и F^- не окиснюються на аноді, а замість цього відбувається окиснення води : $2H_2O - 4e^- \rightarrow 4H^+ + O_2$ <u>У розчині залишаються аніони кислотних залишків.</u>

4.	Анодний процес з активним анодом	- це окиснення металу анода . Аноди, виготовлені з якого-небудь металу (окрім Au і Pt), називають активними . У разі активного аноду при електролізі відбувається процес розчинення (окиснення) матеріалу анода : $(A)^+ : Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$.
5.	Первинні процеси	- це окисно-відновні реакції, які протікають на електродах і приводять, як правило, до утворення електронейтральних молекул або атомів : H_2^0, Cl_2, Me^0 . $(K)^- : H_2^0$ или Me^0 $(A)^+ : O_2$ або Γ_2 (галогени)
6.	Вторинні процеси	- це обмінні процеси, які протікають в розчині в приелектродному просторі між частинками, що утворились в первинних процесах. При цьому біля катоду утворюються католіти (луги) $Me(OH)_n$, біля аноду – аноліти (кислоти) $H^+ An^-$.

Приклад 1. Скласти рівняння реакцій електролізу водного розчину NaCl.

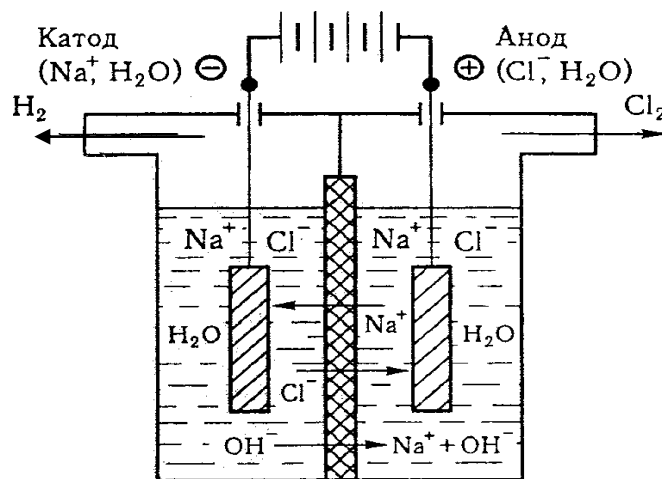
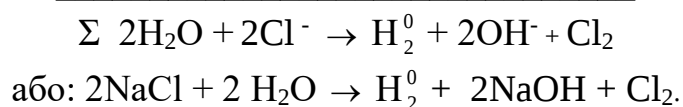
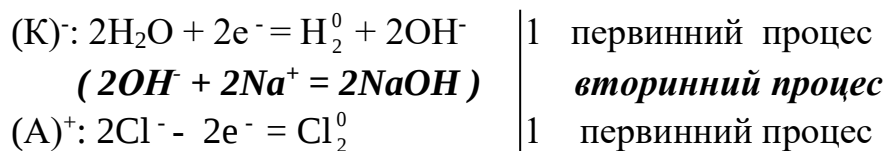


Рис. 1. Схема електролізера для електролізу водного розчину NaCl.

У водному розчині сіль дисоціює: $NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$

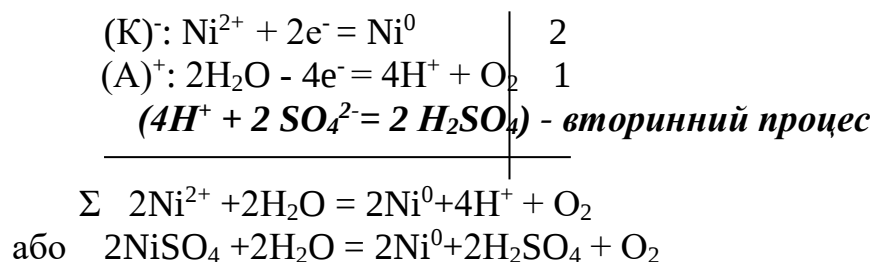
На електродах протікають реакції:



Приклад 2. Скласти рівняння реакцій електролізу водного розчину NiSO_4 .

У водному розчині сіль дисоціює: $\text{NiSO}_4 \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

На електродах протікають реакції:



2 Контрольні питання і завдання

1. Електроліз. Суть електролізу. Первинні і вторинні процеси при електролізі.
2. Послідовність розрядження іонів на електродах при електролізі (катодні та анодні процеси).
3. Закони електролізу.
4. Вкажіть речовину, яка утворюється на аноді при електролізі розчину хлориду заліза(II) з вугільними електродами:
а) Cl_2 ; б) O_2 ; в) H_2O ?
5. Яка речовина виділяється на катоді при електролізі водного розчину хлориду кальцію і чому дорівнює рН середовища у катодному просторі:
а) Ca , рН = 7; б) H_2 , рН > 7; в) O_2 , рН < 7?
6. Який об'єм газів виділиться на електродах (н.у.), якщо електроліз розчину KCl проводили протягом 1 години при силі струму 10 А ?

3 Експериментальна частина



Дослід 1. Електроліз водних розчинів солей з інертними електродами.

Електроліз проводять в приладі, представленому на рис. 1. В усіх дослідах електролізер заповнюють електролітом на $\frac{1}{2}$ його об'єму. Електроди перед кожним дослідом ретельно промивають дистильованою водою і осушують фільтрувальним папером.

а) Електроліз розчину хлориду олова(II) SnCl_2 .

- 1) Заповнити електролізер розчином хлориду олова(II).
- 2) В обидва коліна електролізера опустити графітові електроди і з'єднати їх провідниками з джерелом струму і пропустити через розчин електричний струм.
- 3) Додати в анодний простір 3-4 краплі розчинів йодиду калію і крохмалю.

Спостереження	• на катоді з'являються блискучі кристали металевого олова, на аноді - бульбашки газу– хлору; • чи з'являється в анодному просторі синє забарвлення?
Висновки	• написати рівняння катодного і анодного процесів; • чому з'являється синє забарвлення ?

У водному розчині сіль дисоціює:



(К)⁻: $\text{Sn}^{2+} + \dots$

(А)⁺: $2\text{Cl}^- + \dots$

Σ

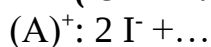
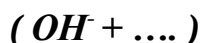
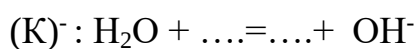
б) Електроліз розчину йодиду калію KI

- 1) У конічну пробірку налити на $\frac{3}{4}$ її об'єму розчину йодиду калію і додати по 5-6 крапель фенолфталеїну і крохмалю.
- 2) Розчин перемішати і вилити в електролізер.
- 3) Опустити в нього графітові електроди і приєднати їх до джерела струму.

Спостереження	• як змінюється колір розчину біля катоду і аноду?
----------------------	--

Висновки	• написати рівняння катодного і анодного процесів, вказати вторинні процеси; • чому забарвилися розчини в катодному і анодному просторах? • окиснення або відновлення йоду сталося на аноді?
-----------------	--

У водному розчині сіль дисоціює:



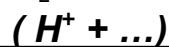
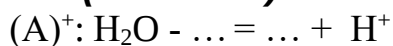
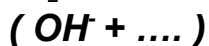
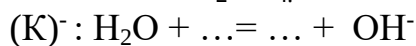
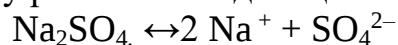
Σ

в) Електроліз розчину сульфату натрію Na_2SO_4 .

- 1) В конічній колбі змішати приблизно $\frac{1}{2}$ об'єму колби розчину сульфату натрію з 1-2 мл нейтрального розчину лакмусу і вилити отриманий розчин в електролізер.
- 2) Пропустити через розчин електричний струм і відмітити зміну забарвлення в обох колінах електролізера.

Спостереження	• поява рожевого забарвлення біля аноду і синього - біля катоду.
Висновки	• написати рівняння катодного і анодного процесів; • пояснити зміну забарвлення лакмусу в катодному і анодному просторах.

У водному розчині сіль дисоціює:



Σ

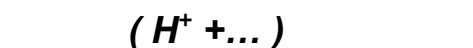
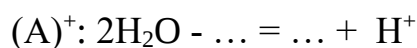
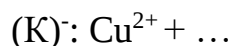
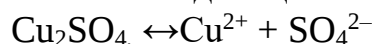


Дослід 2. Електроліз водних розчинів з розчинним анодом.

- 1) Налити в електролізер 0,5 н. розчин сульфату міді CuSO_4 , занурити в нього графітові електроди і пропустити через розчин електричний струм.
- 2) Через декілька хвилин припинити електроліз, відмітити на катоді виділення міді.

Спостереження	• поява на катоді червоного нальоту міді.
Висновки	• написати рівняння катодного і анодного процесів.

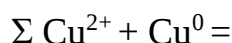
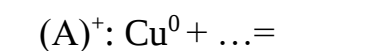
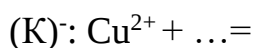
У водному розчині сіль дисоціює:



Σ

- 3) Поміняти підключення електродів до блоку живлення (змінити полюсність електродів), внаслідок чого електрод, що покритися спочатку міддю, виявиться **анодом**.
- 4) Знову пропустити електричний струм.

Спостереження	• розчинення нальоту міді на аноді і поява на катоді червоного нальоту.
Висновки	• що відбувається з міддю на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? • написати рівняння катодного і анодного процесів з мідним анодом.



Лабораторна робота №11
Тема. ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ

Мета. Визначення тимчасової, загальної та постійної жорсткості води

1 Основні поняття

Жорсткістю називають сукупність властивостей води з розчиненими в ній солями кальцію, магнію (іноді заліза).

№	Види жорсткості	Солі, що обумовлюють жорсткість води
1	Карбонатна (тимчасова) J_K	- обумовлена присутністю у воді гідрокарбонатів - $Me(HCO_3)_2$; при кип'ятинні води вміст гідрокарбонатів зменшується внаслідок їх розкладання, тому карбонатну жорсткість називають тимчасовою .
2	Некарбонатна (постійна) J_{II}	- обумовлена присутністю у воді розчинних сульфатів, нітратів, хлоридів, силікатів кальцію та магнію ; вміст цих солей не змінюється при кип'ятинні води, тому таку жорсткість називають постійною .
3	Загальна J_3	- обумовлена присутністю у воді будь яких солей кальцію та магнію , тому загальна жорсткість складається з суми концентрацій цих солей, тобто суми тимчасової та постійної жорсткості : $J_3 = J_K + J_{II}$

Одиниця вимірювання жорсткості води (згідно ГОСТ 6055-86) - **ммоль-екв/л**, в скороченому вигляді **мекв/л**.

Один **мекв/л** відповідає вмісту в **одному літрі** води **одного ммоль-еквіваленту суми іонів кальцію та магнію**, або відповідних їм розчинних солей.

Жорсткість води, в розрахунку на один літр, визначають за формулою:

$$Ж = \frac{m_1}{M_{екв.1} \cdot V} + \frac{m_2}{M_{екв.2} \cdot V} + \dots, \text{ ммоль-екв/л, або мекв/л}$$

де: $m_1, m_2 \dots$ - маси двозарядних катіонів металів, або відповідних їм солей, мг;
 $M_{екв.1}, M_{екв.2} \dots$ - мольні маси еквівалентів двозарядних катіонів металів або відповідних їм солей, ммоль-екв або мекв; V - об'єм води, л.

Наприклад, $M_{екв}(Ca^{2+}) = \frac{M(Ca^{2+})}{2} = \frac{40,08}{2} = 20,04 \text{ мг/ммоль-екв.}$

$$M_{екв}(Mg^{2+}) = \frac{M(Mg^{2+})}{2} = \frac{24,30}{2} = 12,15 \text{ мг/ммоль-екв.}$$

В залежності від загальної жорсткості природні води ділять на групи :

Загальна жорсткість $Ж_z$, мекв/л	<1,5	1,5-3,0	3,0-6,0	6,0-9,0	>9,0
Група	Дуже м'яка	М'яка	Середньої жорсткості	Жорстка	Дуже жорстка

Усунення або зменшення жорсткості називають **пом'якшенням** води.

Загальний принцип усунення жорсткості – перетворення розчинних солей Ca^{2+}, Mg^{2+} в малорозчинні.

Усунення солей жорсткості можна проводити **термічним або хімічним (реагентним)** методами.

Термічний метод усунення тимчасової жорсткості

Солі тимчасової жорсткості	Рівняння реакцій розкладання гідрокарбонатів
$Ca(HCO_3)_2$	$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$
$Mg(HCO_3)_2$	$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + 2CO_2 \uparrow$
$Mg(HCO_3)_2$	$2Mg(HCO_3)_2 \rightarrow (MgOH)_2CO_3 \downarrow + 3CO_2 \uparrow + H_2O$

Термічною обробкою усувають тільки карбонатну жорсткість. При кип'ятінні води (нагріванні до температури 70-80°C) катіони Ca^{2+} та Mg^{2+} створюють малорозчинні осад $CaCO_3 \downarrow, Mg(OH)_2 \downarrow$ або $(MgOH)_2CO_3 \downarrow$.

Реагентні методи усунення жорсткості

Метод	Реагент	Вид Ж	Рівняння реакцій утворення осадів
Вапняний	Ca(OH)_2	Ж _к	$\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg(HCO}_3)_2 + 2\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Лужний	NaOH	Ж _к	$\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg(HCO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + \text{NaHCO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
		Ж _п	$\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Содовий	Na_2CO_3	Ж _к	$\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ $\text{Mg(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaHCO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
		Ж _п	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$
Фосфатний	Na_3PO_4	Ж _к	$3\text{Me(HCO}_3)_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Me}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{NaHCO}_3$
		Ж _п	$3\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{NaCl}$ $3\text{MgSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$

Хімічна обробка води **вапняним** методом дозволяє усунути тільки **карбонатну** жорсткість; **лужним** методом - **тимчасову** та **постійну** магнієву жорсткість. **Содовим** та **фосфатним** методами усуваються всі види жорсткості води.

Кількісне визначення жорсткості проводять за результатами титрування. Тимчасову жорсткість - Ж_к визначають шляхом титрування аліквотної частини зразка води розчином хлоридної кислоти, а загальну – Ж_з розчином трилона Б, тобто ЕДТА; постійну жорсткість визначають за формулою:

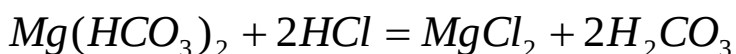
$$Ж_{п} = Ж_{з} - Ж_{т}.$$

Приклад 1. Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води за результатами титрування аліквотної частини її зразка хлоридною кислотою.

Знайдіть тимчасову жорсткість води, що містить гідрокарбонат магнію, якщо на титрування 100 мл зразка води витрачено 7,2 мл 0,13 н HCl. Яка це жорсткість?

Розв'язок

HCl кількісно реагує з гідрокарбонатами двовалентних металів, тому при її використанні можна визначати як кальцієву, так і магнієву карбонатну жорсткість. При титруванні даного зразка води хлоридною кислотою відбувається хімічна реакція:



Відповідно до закону еквівалентів, якщо на титрування 100 мл води витрачається $n(\text{еквівалентів})$ HCl, то і кількість $n(\text{еквівалентів})$ іонів магнію буде такою ж:

$$N_{HCl} \cdot V_{HCl} = N_{Mg^{2+}} \cdot V_{H_2O}^{алікв},$$

звідси знаходимо мольну концентрацію еквіваленту Mg^{2+} у воді:

$$N_{Mg^{2+}} = \frac{N_{HCl} \cdot V_{HCl}}{V_{H_2O}^{алікв}} = \frac{0,13 \cdot 7,2 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} = 0,936 \cdot 10^{-2} \text{ моль-екв/л},$$

тоді жорсткість води визначаємо за формулою:

$$Ж_k = 1000 \cdot N_{Mg^{2+}} = 1000 \cdot 0,936 \cdot 10^{-2} = 9,36 \text{ ммоль-екв/л}.$$

Відповідь: зразок води має карбонатну (тимчасову) магнієву жорсткість.

Оскільки $Ж_k$ дорівнює 9,36 мекв/л, що $>9,0$, то вода є дуже жорсткою.

2 Контрольні питання та завдання

1. Що називається жорсткістю води? Чим шкідлива жорсткість?
2. Якими солями обумовлена карбонатна та некарбонатна жорсткість?
3. Які одиниці виміру жорсткості води?
4. На які групи поділяють природні води?
5. В чому загальний принцип усунення карбонатної та загальної жорсткості?

6. Що таке пом'якшення води? Напишіть реакції термічного та хімічного методів пом'якшення води.
7. В літрі води міститься 0,24 г сульфату магнію і 0,0111 г хлориду кальцію. Розрахуйте загальну жорсткість води та визначьте масу соди Na_2CO_3 , яка необхідна для пом'якшення 100 літрів цієї води?
8. Кальцієва жорсткість води склала 3,5 мекв / л. Розрахуйте масу Ca^{2+} , яка міститься в 200 мл такої води.

3 Експериментальна частина

Обладнання: бюретки ємн. 25 мл, лійки для бюретонок, піпетки Мора ємн. 50 мл, конічні колби для титрування ємн. 250 мл,.

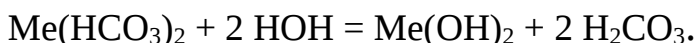
Реактиви: індикатори: метиловий помаранчевий, еріохром чорний;
розчини: хлоридної кислоти (0,1 н), буферний розчин, ЕДТА (0,002 н), водопровідна вода для аналізу.



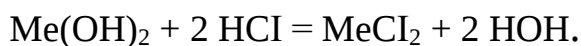
Дослід 1. Визначення тимчасової жорсткості

Визначення карбонатної жорсткості проводиться титруванням зразка води хлоридною кислотою HCl в присутності індикатора – метилового помаранчового.

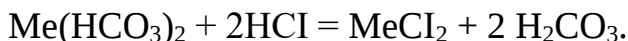
Вода, що містить розчинні гідрокарбонати кальцію та магнію, внаслідок гідролізу цих солей по аніону має лужне середовище:



Гідроксид металу, що утворюється при гідролізі, взаємодіє з HCl за схемою:



Сумарне рівняння реакції титрування зразка води хлоридною кислотою має вигляд:



Послідовність виконання:

- 1) Відміряти піпеткою Мора аліквотний об'єм досліджуваної води 50 мл і перенести воду в конічну колбу для титрування.

- 2) В колбу додати 2 - 3 краплі індикатора метилового помаранчового, розчин забарвиться в жовтий колір.
- 3) В бюретку налити 0,1 н. розчин хлоридної кислоти і встановити рівень кислоти на нульовий рівень по нижньому меніску.
- 4) Відтитрувати розчин , додаючи в колбу хлоридну кислоту повільно, по краплях, при постійному перемішуванні, до зміни забарвлення розчину від жовтого до рожевого, що не змінюється протягом 30 сек.
- 5) Визначити об'єм витраченої на титрування хлоридної кислоти і записати дані в таблицю.
- 6) Титрування повторити ще два рази, кожен раз доливаючи в бюретку кислоту до нульової відмітки . Розбіжність в об'ємах кислоти при титруванні не повинна перевищувати 0,1 мл.

Результати дослідів записати в таблицю:

№ титрування	Об'єм досліджуваної води, $V_{H_2O}^{алікв}$, мл	Об'єм HCl , який пішов на титрування, V , мл	Середній об'єм розчину HCl , V_{HCl} , мл	Нормальність розчину HCl , N_{HCl} , моль-екв/л
1	50	пробний	-	-
2	50	V_2	$V_{HCl} = (V_2 + V_3) / 2$	0,1
3	50	V_3		

Тимчасову (карбонатну) жорсткість розраховують за формулою:

$$Ж_K = \frac{V_{HCl} \cdot N_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}^{алікв}}, \text{ ммоль-екв/л.}$$



Дослід 2. Визначення загальної жорсткості.

Загальну жорсткість води визначають методом комплексонометричного титрування із застосуванням у якості титранту реактиву ЕДТА - двонатрієвої солі етилендіамінтетрауксусної кислоти -Трилону Б.

Послідовність виконання:

- 1) Заповнити бюретку титрованим розчином ЕДТА (0,02 н).

- 2) Відміряти піпеткою Мора 50 мл досліджуваної води і перенести її в конічну колбу для титрування.
- 3) В колбу долити дистильованої води до загального об'єму 100 мл (воду відміряти мензуркою).
- 4) В колбу додати 5 мл буферного розчину ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$) для підтримки рН в інтервалі (9 - 10) та індикатор - еріохром чорний Т, розчин забарвиться в червоний колір.
- 5) Перемішати розчин і відразу відтитрувати з бюретки розчином ЕДТА до переходу червоного забарвлення в синє.
- 6) Титрування повторити три рази.

Результати титрування записати в таблицю.

№ титрування	Об'єм досліджуваної води, $V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{алікв}}$, мл	Об'єм ЕДТА, який пішов на титрування, V , мл	Середній об'єм розчину ЕДТА, $V_{\text{ЕДТА}}$, мл	Нормальність розчину ЕДТА $N_{\text{ЕДТА}}$, моль-екв/л
1	50	пробне	-	-
2	50	V_2	$V_{\text{ЕДТА}} = (V_2 + V_3) / 2$	0,02
3	50	V_3		

Загальну жорсткість води розраховують за формулою:

$$J_K = \frac{V_{\text{ЕДТА}} \cdot N_{\text{ЕДТА}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{алікв}}}, \text{ ммоль-екв/л.}$$

Постійну жорсткість визначають за різницею:

$$J_n = J_3 - J_K, \text{ ммоль-екв/л.}$$

Висновки	- до якої групи жорсткості відноситься вода, що аналізується, - яка кількість еквівалентів солей може випасти в осад при кип'ятінні 1 літра води і скільки еквівалентів карбонату натрію піде на пом'якшення 1 літра такої води.
----------	---

Лабораторна робота №12

Тема. ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ

Мета. Оцінити загальні властивості деяких неметалів та їх сполук

1 Основні поняття

1.1 Положення неметалів у періодичній системі

Неметали знаходяться в кінці малих і великих періодів в головних підгрупах періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва.

До них належать два **s- елементи** - водень $H1s^1$ і гелій $He1s^2$. Водень розташований в *IA* і *VII A* підгрупах одночасно внаслідок того, що здатен як віддавати валентний e^- (відновні властивості), як лужний метал *IA* групи, так і приєднувати один e^- (окисні властивості), як галогени *VII A* групи. Решта неметалів (20 елементів) - **p-елементи**, вони знаходяться в *IIIA* - *VIII A* підгрупах.

Період	Групи елементів					
	<i>IIIA</i>	<i>IVA</i>	<i>VA</i>	<i>VI A</i>	<i>VII A</i>	<i>VIII A</i>
Валентні електрони	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
<i>I</i>	-	-	-	-	${}_1H$	${}_2He$
<i>II</i>	${}_5B$	${}_6C$	${}_7N$	${}_8O$	${}_9F$	${}_{10}Ne$
<i>III</i>	-	${}_{14}Si$	${}_{15}P$	${}_{16}S$	${}_{17}Cl$	${}_{18}Ar$
<i>IV</i>	-	-	${}_{33}As$	${}_{34}Se$	${}_{35}Br$	${}_{36}Kr$
<i>V</i>	-	-	-	${}_{52}Te$	${}_{53}I$	${}_{54}Xe$
<i>VI</i>	-	-	-	-	${}_{85}At$	${}_{86}Rn$
<i>VII</i>	-	-	-	-	-	-
Форми вищих оксидів	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Вищий позитивний ступінь окиснення	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Форми летючих водневих сполук	-	RH_4	RH_3	H_2R	HR	-
Негативний ступінь окиснення	-	-4	-3	-2	-1	-

Характерною особливістю вільних атомів неметалів є їх **здатність приєднувати електрони** і проявляти при цьому негативний ступінь окиснення та утворювати, наприклад з воднем, леткі водневі сполуки. Неметали здатні

також **віддавати електрони** і проявляти позитивний ступінь окиснення та утворювати, наприклад з киснем, оксиди (див. таблицю 1).

Неметали мають такі загальні назви:

VIII A підгрупа - **інертні** (благородні) гази, їх молекули одноатомні;

VII A підгрупа - **галогени** (солетвірні), молекули двоатомні;

VI A підгрупа - **халькогени** (рудотвірні), молекули одно- і багатоатомні;

VA підгрупа - **пніктогени** (задушливі, названі за запахом водневих сполук)
молекули одно- і багатоатомні;

IVA підгрупа – елементи не мають загальної назви, їх молекули одноатомні.

1.2 Загальні властивості неметалів

► Атомні радіуси

В періоді зліва направо радіуси атомів незначно зменшуються внаслідок того, що кількість енергетичних рівнів однакова, але номер елемента і кількість зовнішніх електронів збільшується і електростатичне кулонівське тяжіння позитивно зарядженого ядра до валентних електронів посилюється.

У групі зверху вниз радіус атомів збільшується внаслідок того, що з ростом номера періоду збільшується кількість енергетичних рівнів, тому тяжіння валентних електронів до ядра слабшає. Кількість валентних електронів на зовнішньому рівні елементів у групі залишається постійною.

Найменший радіус з неметалів (за виключенням гідрогену) має атом фтору.

► Окисні властивості

Неметали мають значне число електронів на зовнішньому рівні, тому вони легко *приймають електрони (окисні властивості)*, прагнучи побудувати електронну структуру до октету електронів (до 8 e^-), тобто до структури благородного газу.

Неметали *виступають в ролі окисників* та проявляють *негативну ступінь окиснення*, що дорівнює різниці: 8 - № групи.

Найсильнішим окисником з вільних неметалів є **атом фтору**, який має найменший радіус атому і найбільше число валентних електронів на зовнішньому рівні. Фтор ніколи не віддає електрони, а тільки приймає їх.

В якості окисників, неметали насамперед **взаємодіють із гідрогеном** та утворюють **леткі водневі сполуки**. При **взаємодії з металами** неметали утворюють похідні водневих сполук - сполуки сольового складу з іонним характером зв'язку.

В періоді зліва направо окисні властивості вільних атомів неметалів посилюються, а в групі зверху вниз убувають.

► **Відновні властивості**

Неметали здатні віддавати електрони і виступати в *ролі відновників* та проявляти *позитивний ступінь окиснення*.

Вищий позитивний ступінь окиснення неметалів відповідає *№ групи* (крім *He, O, F і N*). Він, як правило, характерний для неметалів, які знаходяться у збудженому стані. Оксиди або гідроксиди, тобто оксигеновмісні кислоти, утворюють виключно збуджені атоми.

Неметали 3- 6 періодів переходять в збуджений стан з використанням *d* - орбіталей предзовнішнього рівня, вони проявляють змінні ступені окиснення. Взагалі, крім нітрогену *N* , неметали парних груп проявляють парні ступені окиснення, неметали непарних груп - непарні.

В періоді зліва направо відновні властивості вільних атомів убувають, внаслідок зменшення їх радіусів, а в групі зверху вниз відновні властивості посилюються, так як атомні радіуси збільшуються.

► **Окисно-відновна двоїстість**

Характерною особливістю вільних атомів неметалів є їх здатність як *віддавати* (крім атомів фтору, гелію і неону), так і *приймати* електрони (крім атомів благородних газів), тобто виявляти *двоїсту природу*, що характерно також і для сполук неметалів з деяким проміжним ступенем окиснення. Неметали з негативним ступенем окиснення *тільки віддають* електрони та виступають *в*

якості відновників, це леткі водневі сполуки , та їх похідні. Неметали з вищим позитивним ступенем окиснення **тільки приймають** електрони та виступають **в якості окисників**.

1.3 Хімічні властивості неметалів

Взаємодія неметалів з простими речовинами

Взаємодія з гідрогеном H_2	З гідрогеном неметали утворюють леткі водневі сполуки, приєднують електрони та проявляють максимальний негативний ступінь окиснення, що дорівнює: 8-№ групи (крім бору) : $неМе + \frac{n}{2} H_2 = неМеH_n$ ІІА група: $(BH_3)_n$- борани , где ($n = 2 - 4$); похідні - бориди. ІІІА група: CH_4- метан и SiH_4- силан, їх сполуки не розчинні у воді і не проявляють кислотно-основних властивостей; похідні - карбіди і силіциди відповідно. ІVА група: NH_3- амоніак, PH_3 - фосфін, AsH_3 - арсін: NH_3 дуже добре розчиняється у воді та утворює слабку основу $NH_3 + H_2O = NH_4OH \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$, PH_3 слабо розчиняється у воді, його основа нестійка, а AsH_3 зовсім не розчиняється у воді ; похідні <i>ІVА</i> групи: <u>нітриди, фосфіди і арсеніди</u> відповідно. ІVІА група: H_2S - сульфід гідрогену, H_2Se - селенід гідрогену, H_2Te - телурид гідрогену (або халькогеноводні) дуже добре розчиняються у воді та утворюють слабкі двоосновні кислоти, які дисоціюють ступінчасто; назви похідних - <u>сульфіди, селеніди, телуриди</u>. ІVІІА група: HF- фторид гідрогену, HCl - хлорид гідрогену, HBr - бромід гідрогену, HI - йодид гідрогену (або галогеноводні) дуже добре розчиняються у воді та утворюють кислоти: <u>слабку фторидну HF (плавикову) и сильні хлоридну (соляну), бромідну и йодидну</u>. <u>Кислотні властивості водневих сполук та їх розчинів</u> в періоді зліва направо и в групі зверху вниз посилюються, а основні властивості слабшають. В окисно - відновних реакціях неметали водневих сполук тільки віддають електрони та проявляють <u>відновні властивості</u>: $N^{3-}H_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow N_2^0 + MnO_2 + KOH$, $HCl^- + KMnO_4 \rightarrow Cl_2^0 + MnCl_2 + KCl + H_2O$.
---	--

Взаємодія з металами	З металами неметали утворюють сполуки сольового складу з іонним характером зв'язку, тобто похідні летких водневих сполук: $4Me + nC(Si) = Me_4C_n (Me_4Si_n)$ $3Me + \frac{n}{2} N_2(P, As) = Me_3N_n (Me_3P_n, Me_3As_n)$ $2Me + nS(Se, Te) = Me_2S_n (Me_2Se_n, Me_2Te_n)$ $Me + \frac{n}{2} Cl_2(Br_2, I_2) = MeCl_n (MeBr_n, MeI_n)$ В окисно - відновних реакціях неметали похідних водневих сполук проявляють тільки відновні властивості: $K_3N^{3-} + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow N_2^0 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ $KI^- + KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + I_2^0 + MnCl_2 + H_2O$
Взаємодія з киснем O_2	З киснем неметали (крім галогенів) утворюють несолетвірні або солетвірні оксиди $2R + \frac{n}{2} O_2 = R_2O_n.$ Несолетвірні оксиди, наприклад: CO, SiO, N₂O, NO не взаємодіють з водою і не утворюють кислот і солей. Солетвірні оксиди отримують при окисненні простих речовин, з можливим утворенням сполук змінного складу, наприклад: SO₂, SO₃, P₂O₃, P₂O₅, CO₂, N₂O₃, N₂O₅. Їх оксиди розчиняються у воді і утворюють кислотні, наприклад: H₂SO₃, H₂SO₄, H₃PO₃, H₃PO₄, H₂CO₃, HNO₂, HNO₃. Оксиди галогенів отримують побічно - шляхом розкладання солей. Кислотні властивості оксидів і гідроксидів посилюються в <u>періоді зліва направо</u> і слабшають в <u>групі зверху вниз</u>. Кислотні властивості оксидів і гідроксидів залежать від ступеня окиснення неметалу і посилюються з його підвищенням. Так, H₂S⁶⁺O₄ сильніша, ніж H₂S⁴⁺O₃, а HN⁵⁺O₃ сильніше, ніж HN³⁺O₂.

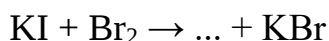
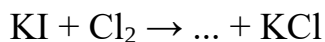
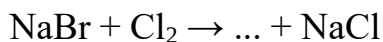
3 Експериментальна частина



Дослід 1. Порівняння окисних властивостей галогенів.

- 1) В одну пробірку внести 1 - 2 мл розчину броміду натрію NaBr .
- 2) У дві інші - по 1 - 2 мл розчину йодиду калію KI .
- 3) У всі три пробірки додати по 2 - 3 краплі органічного розчинника.
- 4) В пробірки з розчином NaBr і KI внести по 3 - 4 краплі хлорної води, в останню пробірку з розчином KI - стільки ж бромної води.
- 5) Вміст пробірок перемішати скляною паличкою.

Допишіть відповідні реакції, вкажіть окисник та відновник:



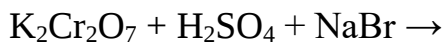
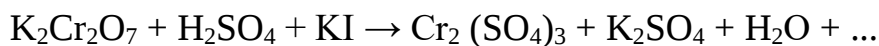
Спостереження	• за забарвленням отриманого шару органічного розчинника встановити, який галоген виділяється у вільному вигляді в кожній з пробірок.
Висновки	• розташувати галогени в ряд за зменшенням їх окисної активності, пояснити послідовність їх розташування; • чи можуть молекулярні галогени проявляти відновні властивості?



Дослід 2. Порівняння відновних властивостей галогенідів.

- 1) В три пробірки внести по 1 - 2 мл дихромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, підкисленого 2н. сульфатною кислотою H_2SO_4 (1 - 2 краплі).
- 2) Додати по 2 - 3 краплі:
 - в першу пробірку розчину йодиду калію KI ,
 - в другу - стільки ж броміду натрію NaBr ,
 - у третю – хлориду натрію NaCl .
- 3) Розчини перемішати скляною паличкою.

Допишіть продукти реакцій, складіть їх рівняння методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



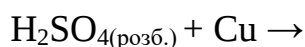
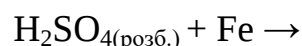
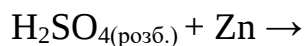
Спостереження	• в якій з пробірок відбулася зміна забарвлення розчину?
Висновки	• пояснити, в якому випадку відновлення дихромату не відбулося?



Дослід 3. Взаємодія розбавленої сульфатної кислоти H_2SO_4 з металами

- В три пробірки внести 1 - 2 мл 2 н. розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і по 2 - 3 шматочки металів: в першу - цинку, у другу - заліза, у третю - міді.
- Підігріти пробірки над невеликим полум'ям пальника.

Допишіть реакції і розставте коефіцієнти методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



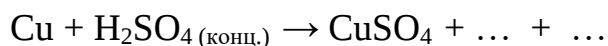
Спостереження	• в яких пробірках виділяється газ? Який це газ?
Висновки	• який елемент в цих реакціях є окисником? • пояснити, в якому випадку реакція не протікає?



Дослід 4. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з міддю.

- В тигель помістити 1 - 2 шматочки мідної стружки і прилити 1 - 2 мл **концентрованої** H_2SO_4 .
- Тигель нагріти над невеликим полум'ям.
- Вологий синій лакмусовий папір піднести до тиглю, де виділяється газ.
- Вміст тигля випарити, охолодити і розчинити, додавши у тигель 1 - 2 мл дистильованої води. Перенести піпеткою деяку кількість розчину в чисту пробірку.

Допишіть відповідну реакцію і розставте коефіцієнти методом електронного балансу (або методом напівреакцій), вкажіть окисник:

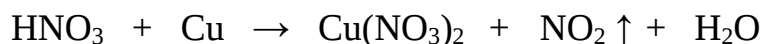


Спостереження	• відзначити зміну забарвлення лакмусового папірця. • по запаху (обережно!) визначити, який газ виділяється? • відзначити забарвлення розчину в тиглі.
Висновки	• вказати, який елемент в сульфатній кислоті є окисником? • визначити, для якого іона характерне забарвлення розчину в тиглі?

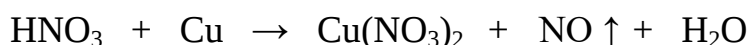


Дослід 5. Окисні властивості нітратної кислоти.

- 1) В пробірку внести 1-2 мл **концентрованого** розчину нітратної кислоти HNO_3 та додати шматочок купруму (міді).



- 2) В пробірку внести 1-2 мл **розведеного** 2н розчину нітратної кислоти HNO_3 та додати шматочок купруму (міді).



- 3) В пробірку внести 1-2 мл **концентрованого** розчину нітратної кислоти HNO_3 та додати шматочок червоного фосфору.



Складіть рівняння відповідних реакцій методом електронного балансу (або методом напівреакцій), вкажіть окисник.

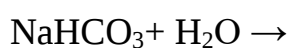
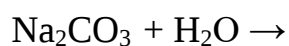
Спостереження	• якого кольору газ виділяється в кожній з пробірок? • як змінюється забарвлення розчину в першій і в другій пробірках? Чому?
Висновки	• вказати, який елемент в концентрованій нітратній кислоті є окисником?



Дослід 6. Гідроліз карбоната і гідрокарбоната натрію.

- 1) В одну пробірку внести 1 мл розчину карбоната натрію Na_2CO_3 ,
- 2) В іншу - таку ж кількість розчину гідрокарбоната натрію NaHCO_3 .
- 3) В обидві пробірки додати по 3 - 4 краплі розчину нейтрального лакмусу.

Записати рівняння **гідролізу солей** в молекулярному та іонному вигляді (див. правила в л/раб. №)



Спостереження	• відзначити відмінність у забарвленні лакмусу.
Висновки	• в якому випадку гідроліз протікає слабкіше? Чому?

Лабораторна робота №13

Тема. ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Мета. Оцінити загальні властивості деяких металів та їх сполук

1 Основні поняття

1.1 Загальні властивості металів

За схожістю хімічних властивостей метали мають такі традиційні назви:

лужні	метали <i>IA</i> підгрупи- (<i>s</i> - елементи)
лужноземельні	метали <i>II A</i> підгрупи (окрім Be і Mg) - (<i>s</i> - елементи)
металоїди	метали <i>IIIA - VIA</i> підгруп - (<i>p</i> - елементи)
перехідні	метали <i>IB - VIIIB</i> підгруп - (<i>d</i> - елементи) - 10 підгруп
рідкоземельні	метали <i>IIIB</i> підгрупи -(<i>d</i> - елементи)
лантаноїди	метали <i>IIIB</i> підгрупи -(<i>f</i> - елементи)- окремий ряд
актиноїди	метали <i>IIIB</i> підгрупи -(<i>f</i> - елементи) -окремий ряд
платинові	метали <i>VIII B</i> підгрупи (<i>Ru , Rh , Pd , Os , Ir, Pt</i>)
благородні (хімічно стійкі метали)	метали <i>IB підгрупи (Ag, Au)</i> та платинові метали <i>VIII B</i> підгрупи (<i>Ru , Rh , Pd , Os , Ir, Pt</i>).
кольорові	всі метали, крім (<i>Mn і Fe</i>)
чорні	метали <i>Mn і Fe</i>

За валентністю метали можуть проявляти основні ($B=I- IV$), амфотерні ($B= II - IV$) або кислотні властивості ($B= II - VIII$).

Наприклад, хром Cr метал зі змінним ступенем окиснення, в залежності від валентності утворює основний, амфотерний і кислотний оксиди, яким відповідають наступні гідроксиди:

	Ступінь окиснення	Оксиди	Гідроксиди		
			основний	амфотерний	кислотний
Cr	+2	CrO;	Cr(OH) ₂		
	+3	Cr ₂ O ₃		Cr(OH) ₃ ↔ H ₃ CrO ₃	H ₃ CrO ₃
	+6	CrO ₃			H ₂ CrO ₄

					або $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
--	--	--	--	--	--

За електронною будовою метали поділяють на чотири типи - тобто чотири сімейства електронних аналогів: *s*-,*p*-,*d*-, *f*- метали.

Типи металів	Загальна характеристика типів металів
s-метали , елементи <i>IA</i> і <i>IIA</i> підгруп	У металів <i>IA</i> і <i>IIA</i>-підгруп останнім заповнюється зовнішній <i>ns</i>-підрівень, на ньому знаходяться 1 або 2 валентних електрона. Оскільки <i>s-метали</i> мають найбільші атомні радіуси і найменші значення енергії іонізації, вони легко віддають зовнішні електрони, тому <i>s-метали</i> є найбільш сильними відновниками серед металів. Метали <i>I A</i> групи проявляють постійну валентність (I) і ступінь окиснення (+1); для підгрупи <i>II A</i> характерні валентність (II), а ступінь окиснення (+2), <u>оксиди і гідроксиди <i>s-металів</i> мають тільки основні властивості</u>. В підгрупах зверху вниз радіуси атомів зростають, <u>металеві властивості і відновна здатність елементів посилюються, основні властивості оксидів і гідроксидів також посилюються</u>. Характерною рисою металів <i>IA</i> і <i>IIA</i> - груп (крім Be і Mg) є їх здатність утворювати розчинні у воді гідроксиди - луги.
p-метали металеві елементи <i>IIIA—VIA</i> підгруп	У атомів <i>p</i> -металів (<i>IIIA—VIA</i> - підгрупи) останнім заповнюється електронами зовнішній <i>n p</i>-підрівень. <u>Металеві властивості</u> цих елементів виражені набагато слабкіше, ніж у <i>s</i>-металів. Вони - типові напівпровідники. <i>p</i>-Метали проявляють змінну валентність (від <i>III</i> до <i>VI</i>) і змінні ступені окиснення (від +3 до +6), крім елементів <i>IIIA</i> групи $_{49}\text{In}$ (+1, +2, +3) і $_{81}\text{Tl}$ (+ 1, + 3). Характерна риса для металевих <i>p</i>- елементів - утворення амфотерних гідроксидів.
d-метали <i>перехідні метали</i> <i>побічних IB—VIIIB</i>	У <i>d</i>-металів останнім заповнюється електронами пред-зовнішній $(n-1)d$-підрівень атома. На зовнішньому шарі у атомів <i>d</i> - елементів перебувають від 1 до 2 <i>ns</i> електронів, інші електрони розташовані на $(n-1)$ <i>d</i>-підрівні. Це визначає ряд загальних властивостей <i>d</i>-металів: так, в підгрупах зверху вниз

<i>підгруп</i>	значення радіусів атомів і енергії іонізації взагалі збільшуються. Ступені окиснення <i>d</i>-металів змінні, окрім Sc^{3+} і Zn^{2+}. Всі перехідні метали можуть мати кілька ступенів окиснення від +1 до +8. Максимально можливий ступінь окиснення <i>d</i>-металів + 8 у осмію (OsO_4). З ростом порядкового номера максимальний ступінь окиснення зростає від III групи до першого елемента VIII групи, а потім убуває. Загальним закономірностям в хімії <i>d</i>-елементів не підкоряються підгрупи <u>скандію і цинку</u>. Перші за своїми властивостями нагадують лужно-земельні метали і проявляють закономірності, характерні для <i>s</i>-металів. Підгрупа цинку розташована поруч з підгрупою галію і є ніби перехідною. У ній помітно проявляються закономірності, характерні для <i>p</i>-елементів. Характерною особливістю <i>d</i>-елементів являються їх окисно-відновна здатність та надзвичай висока здатність до комплексоутворення. Цим перехідні метали різко відрізняються від неперехідних елементів.
<i>f</i>–метали лантаноїди і актиноїди III В підгрупа	<i>f</i>-Метали в періодичній системі займають два горизонтальних ряда окремо, по 14 елементів в кожному. Ці елементи входять в підгрупу скандію, тобто в побічну III В групу. У <i>f</i>-металів останнім заповнюється електронами третій зовнішній підрівень: <i>4f</i>-у сімейства лантаноїдів і <i>5f</i>- в сімействі актиноїдів. Лантаноїдами називають рідкоземельні метали через малу їх поширеність і розсіяність в природі і високу тугоплавкість оксидів, які раніше називали землями. <i>4f</i>-електрони не роблять істотного впливу на хімічні властивості лантаноїдів. Їх властивості в основному визначають $5d^1 6s^2$- електрони, тому простежується схожість лантаноїдів з <i>d</i>-металами III В групи. За хімічними властивостями та активністю металевих елементів лантаноїди також дуже близькі до лужно-земельних металів II А групи. В основному лантаноїди проявляють змінні ступені окиснення (+3, +4). У хімічному відношенні <i>4f</i>-метали надзвичайно схожі між собою і можуть бути розділені з дуже великими труднощами. <i>5f</i>-елементи утворюють сімейство актиноїдів, всі вони радіоактивні елементи. Нептуній ${}_{93}\text{Np}$ починає групу трансуранів; наступні за ним елементи не мають стабільних ізотопів, їх отримують штучним шляхом. Актиноїди здатні проявляти декілька ступенів окиснення і іноді розглядаються, як аналоги <i>5d</i>-елементів, це обумовлено енергетичною близькістю <i>5f</i>-, <i>6d</i>- і <i>7s</i>- орбіталей. Ступені окис-

нення актиноїдів змінні і можуть приймати значення від +3 до +7.

1.2 Ряд напруг металів

Відновна здатність різних металів неоднакова, вона визначається положенням металу в ряді напруг, активністю його іонів в розчині і характеризується значенням стандартного електродного потенціалу $E^0, В$.

Ряд напруг має вигляд:

← **Посилення відновної здатності атомів металів**

Li^0	K^0	Ca^0	Na^0	Mg^0	Al^0	Mn^0	Zn^0	Fe^0
-3,02	-2,92	-2,84	-2,71	-2,38	-1,66	-1,05	-0,76	-0,44
Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}

Посилення окисної здатності іонів металів →

продовження

← **Посилення відновної здатності атомів металів**

Ni^0	Sn^0	Pb^0	H_2^0	Cu^0	Ag^0	Hg^0	Au^0
- 0,23	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,80	+0,80	+1,50
Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	$2H^+$	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Au^{3+}

Посилення окисної здатності іонів металів →

Висновки з ряду напруг

1. *Чим менше значення потенціалу металу, тим він активніше*, тим легше вільний атом металу окиснюється та перетворюється у водному розчині в стан іону, тим важче його іони відновлюються із розчину.

2. *Метали, що розташовані до гідрогена - активні*, вони здатні витіснити гідроген із кислот: $HCl_{розв, конц}$ і $H_2SO_{4 розв}$.

Метали, що стоять після гідрогена - неактивні, вони не здатні витіснити гідроген із кислот.

3. Кожен *більш активний метал витісняє (відновлює) менш активний метал* із розчину його солі.

4. При складанні біметалічного гальванічного елементу *більш активний метал виконує роль анода, менш активний метал стає катодом.*

Анод окиснюється і заряджається негативно, на позитивно зарядженому катоді відбувається відновлення іонів середовища.

1.3 Хімічні властивості металів

Реагенти	Схеми реакцій	Примітки
З простими речовинами		
Неметали	$4 \text{ Me} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ Me}_2\text{O}$ $(\text{Li}, \text{Na}, \text{K}, \text{Ca}, \text{Ba}) \quad (\text{Li}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}, \text{CaO}, \text{BaO})$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{CuO},$ $2\text{Na} + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NaH}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CaH}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t^0} \text{Al}_4\text{C}_3$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^0} \text{Mg}_3\text{N}_2,$ $\text{Ca} + 2\text{P} \longrightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2,$ $\text{Zn} + \text{S} \xrightarrow{t^0} \text{ZnS},$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{FeCl}_3$	Li, Na, K, Ca, Ba окиснюються за звичайних умов; Cu, Hg окиснюються при нагріванні; Ag, Pt, Au не окиснюються зовсім
Зі складними речовинами		
1. З водою		
H₂O	Найбільш активні метали І А і ІІА групи (Ca, Sr, Ba) витісняють водень навіть з води (де дуже мала концентрація іонів водню), утворюючи сильні основи - луги і водень: $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^0} \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$ Na, Sr реагують з H₂O <u>за звичайних умов</u>; Mg, Ni реагують <u>з парою H₂O</u>; Sn, Pb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au <u>не реагують</u> з H₂O навіть при нагріванні	При наявності на поверхні металу нерозчинних у воді плівок оксидних і гідроксидних, взаємодія металу з водою <i>не відбувається.</i>

2. З неокисними кислотами $\text{HCl}_{(\text{розв})}$, $\text{HCl}_{(\text{конц})}$, $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})}$		
$\text{HCl}_{(\text{розв, конц.})}$	В кислотах $\text{HCl}_{(\text{розв})}$, $\text{HCl}_{(\text{конц})}$ і $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})}$ окисником є атом H^+ . Тому всі метали, що стоять у ряді напруг до гідрогену (крім Pb), можуть витіснити водень з цих кислот: $\text{Zn} + 2 \text{HCl}_{(\text{розв})} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, $\text{Pb} + 2 \text{HCl}_{(\text{розв})} \not\longrightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + \text{H}_2$ (реакція не йде, тому що утворюється сольова плівка).	Метали, які в ряді напруг стоять після гідрогену Cu, Hg та інші не взаємодіють з даними кислотами.
$\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})}$	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$. $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})} \not\longrightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + \text{H}_2$ (реакція не йде, тому що утворюється сольова плівка). $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{розв})} \longrightarrow \text{не взаємодіє}$	
3. З окисними кислотами $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц})}$, $\text{HNO}_3_{(\text{конц})}$, $\text{HNO}_3_{(\text{розв})}$		
$\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц})}$	В <i>сульфатній</i> $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц})}$ окисником є атом S^{6+} , Ця кислота являється дуже сильним окисником (см. лаб. роб. «Неметали») S^{6+} може відновлятися до різних ступенів окиснення за схемою: $\text{H}_2\text{S}^{6+}\text{O}_4 \rightarrow \text{S}^{4+}\text{O}_2 \rightarrow \text{S}^0 \rightarrow \text{H}_2\text{S}^{2-}$ - з <u>активними</u> металами: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ - с <u>неактивними</u> металами: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Fe, Al, Cr пасивуються в концентрованій сульфатній кислоті
$\text{HNO}_3_{(\text{конц})}$	В <i>нітратній</i> HNO_3 окисником завжди є атом N^{5+} ; в залежності від концентрації кислоти і характеру відновника N^{5+} може відновлятися за схемою: $\text{HN}^{5+}\text{O}_3 \rightarrow \text{N}^{4+}\text{O}_2 \rightarrow \text{HN}^{3+}\text{O}_2 \rightarrow \text{N}^{2+}\text{O} \rightarrow \text{N}^{+}\text{O} \rightarrow \text{N}^0 \rightarrow \text{N}^3\text{-H}_3$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{(\text{конц})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Fe, Al, Cr пасивуються в концентрованій азотній кислоті $\text{HNO}_3_{(\text{конц})}$ майже завжди відновлюється до NO_2 .
$\text{HNO}_3_{(\text{розв})}$	Взаємодія металів з $\text{HNO}_3_{(\text{розв})}$ залежить від їх активності. $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3(\text{p}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{Mg} + 12\text{HNO}_3(\text{p}) \rightarrow 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3_{(\text{o.p.})} \rightarrow 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{(\text{розв})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_3_{(\text{розв.})}$ відновлюється до NO , а при дії більш активних металів до N_2O , N_2 , або навіть до NH_3 або NH_4NO_3 .

4. З лугами		
Розчини і розплави луг	Метали, що утворюють амфотерні гідроксиди (Zn, Al, Sn, Pb і ін.), розчинюються в лугах з виділенням H₂: $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2.$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2.$	В лугах спочатку розчинюється оксидна плівка, і тільки потім із води витісняється водень.
5. Із солями		
Розчини солей	Більш активні метали витісняють менш активні з розчинів їх солей. $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu} \downarrow$ Ba + CuCl₂ (розчин) → реакція протікає за схемою: а) $\text{Ba} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$ б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Ba} + \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2 \uparrow + \text{BaCl}_2$	

2 Контрольні питання і завдання

1. Які з елементів періодичної системи належать до металів? Вкажіть їх загальні ознаки та фізичні властивості.
2. Положення в періодичній системі і особливості будови s -, p -, d -, f - металів.
3. Фізична суть ряду стандартних електродних потенціалів металів.
4. Розрахунок значення потенціалу за формулою Нернста.
5. Кислотно - основні властивості оксидів і гідроксидів металів їх характер залежно від ступеня окиснення, амфотерність.
6. Чому змінюється реакція середовища в розчинах деяких солей металів?
7. Які окисно - відновні властивості характерні для наведених іонів металів в нижчому, проміжному та найвищому ступенях окиснення:
 - а) Cr²⁺, Cr³⁺, Cr⁶⁺;
 - б) Mn²⁺, Mn⁴⁺, Mn⁶⁺, Mn⁷⁺;
 - в) Fe²⁺, Fe³⁺, Fe⁶⁺.
8. Особливості утворення комплексів металів: гідроксо -, аква -, амін -, ацидо-
9. Згідно варіанту описати властивості металу за планом (9.1 - 9.9):

№ вариант а	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Me ⁰	Na	K	Mg	Ca	Al	Sn	Pb	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn

9.1 Охарактеризувати метал за його положенням в періодичній системі, вказати період, групу, підгрупу, тип елементу, валентні можливості, ступені окиснення.

9.2 Привести форми оксиду та гідроксиду, їх відношення до H₂O, HCl, NaOH.

9.3 Описати взаємодію металу з простими речовинами (O₂, H₂, Cl₂, S, N₂, P, C, Si), вказати назви продуктів.

9.4 Визначити положення металу в ряді напруг, його ставлення до H₂O, концентрованих і розведених кислот HCl, H₂SO₄, HNO₃ і NaOH.

9.5 Описати можливість гідролізу солі MeNO₃ по катіону.

9.6 З'ясувати схильність катіону металу Meⁿ⁺ до комплексоутворення.

9.7 Описати контактну електрохімічну корозію металу в середовищі:

а) Me⁰ / Be⁰, (H₂O + O₂); б) Me⁰ / Ag⁰, (H₂O + CO₂).

9.8 Привести можливі способи отримання металу в промисловості.

9.9 Охарактеризувати фізіологічну дію металу та його колообіг в природі.

3 Експериментальна частина



Дослід 1. Витіснення металів з розчинів їх солей іншими металами.

1) Приготувати по три пробірки кожної із зазначених в табл.1 солей:

ZnSO₄, FeSO₄, Pb(NO₃)₂, CuSO₄;

2) Внести в кожну пробірку невеликі шматочки відповідних металів.

Таблиця 1.

Розчини солей	Метали			
	Zn E ⁰ _{Zn²⁺/Zn⁰} =	Fe E ⁰ _{Fe²⁺/Fe⁰} =	Pb E ⁰ _{Pb²⁺/Pb⁰} =	Cu E ⁰ _{Cu²⁺/Cu⁰} =
ZnSO ₄	-			
FeSO ₄		-		

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$			-	
CuSO_4				-

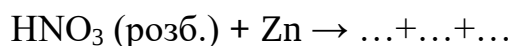
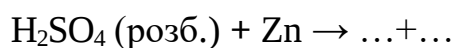
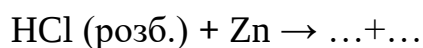
Спостереження	записати в таблицю зміни, які відбуваються з металами в розчинах.
Висновки	- користуючись рядом напруг (додат.4), вказати потенціали металів і зробити висновок про їх активність; - обґрунтувати можливість протікання реакцій між металами і розчинами, зазначеними у таблиці 1, скласти відповідні рівняння реакцій.



Дослід 2. Взаємодія цинку з кислотами.

1) В три пробірки помістити по шматочку цинку і додати по 1 - 2 мл 2 н. розчину розбавлених кислот: в першу - хлоридної HCl , в другу - сульфатної H_2SO_4 , в третю - нітратної HNO_3 .

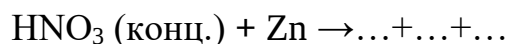
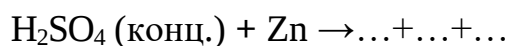
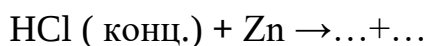
Записати рівняння реакцій методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



Спостереження	- який газ виділяється в разі HCl (розв.) і H_2SO_4 (розв.)? - у разі HNO_3 (розв.) виділяється безбарвний оксид азоту (II) NO, який, з'єднуючись з киснем повітря, переходить в NO_2, утворюючи слабе побуріння в верхній частині пробірки.
Висновки	вказати, який елемент є окисником в кожному випадку?

1) Виконати аналогічний дослід з *концентрованими* кислотами - хлоридною, сульфатною і нітратною без нагрівання і при нагріванні (проводити під тягою).

Скласти рівняння реакцій методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



Спостереження	• з <i>HCl (конц.)</i> виділяється газ без кольору и запаху; • з <i>H₂SO₄ (конц.)</i> виділяється безбарвний газ з характерним запахом; • чи виділяється червоно-бурий газ диоксиду нітрогену <i>NO₂</i> в разі <i>HNO₃ (конц.)</i>?
Висновки	• вказати, чи є відмінність у дії на цинк хлоридної кислоти <i>HCl (розв. та конц.)</i>?

Результати дослідів занести в таблицю 2.

Таблиця 2.

Кислота	Формула газу	Схема реакції
HCl (розв.)		
HCl (конц.)		
H ₂ SO ₄ (розв.)		
H ₂ SO ₄ (конц.)		
HNO ₃ (розв.)		
HNO ₃ (конц.)		

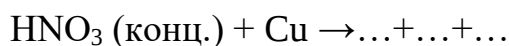
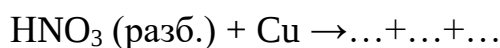
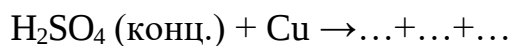


Дослід 3. Взаємодія міді з кислотами

- 1) В три пробірки помістити по шматочку міді і додати по 1 - 2 мл 2 н. розчину розбавлених кислот: в першу - хлоридної HCl , в другу - сульфатної H_2SO_4 , в третю - нітратної HNO_3 .

Спостереження	• в якому випадку виділяється газ? • чи забарвився розчин в пробірках в синьо - блакитний колір, характерний для іона Cu^{2+}?
----------------------	--

- 2) Провести аналогічний дослід з концентрованими кислотами - хлоридною, сульфатною і нітратною без підігріву і при нагріванні (проводити під тягою). Скласти рівняння реакцій методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



Спостереження	• які гази виділяються при взаємодії міді з конц. кислотами?
Висновки	• пояснити, чому мідь не взаємодіє з $HCl(\text{конц.})$?

Результати дослідів занести в таблицю 3.

Таблиця 3.

Кислота	Формула газу	Схема реакції
HCl (розв.)		
HCl (конц.)		
H_2SO_4 (розв.)		
H_2SO_4 (конц.)		
HNO_3 (розв.)		
HNO_3 (конц.)		



Дослід 4. Взаємодія алюмінію з лугами.

- 1) Налити в пробірку 1-2 мл розчину їдкого натру NaOH і внести в нього декілька шматочків алюмінієвих стружок (пробірку злегка підігріти).

Скласти рівняння ОВР методом електронного балансу (або методом напівреакцій): $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \dots$

Спостереження	• який газ виділяється ?
Висновки	• вказати назву отриманої комплексної солі алюмінію.



Дослід 5. Відновлення перманганату калію хлоридом олова (II).

- 1) В пробірку з розчином перманганату калію KMnO_4 (1 - 2 мл) додати 1 - 2 краплі 2н. розчину HCl і 3 - 4 краплі розчину солі олова SnCl_2 .

Записати рівняння ОВР методом електронного балансу (або методом напівреакцій):



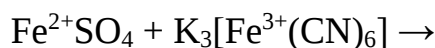
Спостереження:	• відзначити початкове забарвлення розчину KMnO_4 , як змінилося забарвлення розчину у процесі реакції?
Висновки:	• яку роль виконує SnCl_2 в ОВР ?



Дослід 6. Взаємодія гексацианоферрату (III) калію з солями заліза(II).

- 1) Приготувати в пробірці 1-2 мл розчину солі Мора.
- 2) Додати 1 краплю розчину гексацианоферрату (III) калію («червоної кров'яної солі» $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).

Дана реакція є характерною на іон Fe^{2+} . Скласти молекулярне та іонне рівняння реакції:



Спостереження	• утворюється осад з традиційною назвою «Турнбулева синь».
----------------------	--

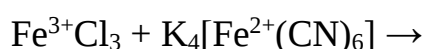
Висновки	• вказати хімічну назву отриманої комплексної солі.
-----------------	---



Дослід 7. Взаємодія гексацианоферрату(II) калію з солями заліза(III).

- 1) Помістити в пробірку 1-2 мл розчину хлориду заліза (III) $FeCl_3$
- 2) Додати 1 краплю розчину гексацианоферрата(II) калію («жовтої кров'яної солі» $K_4[Fe(CN)_6]$).

Дана реакція є характерною на іон Fe^{3+} . Скласти молекулярне та іонне рівняння реакції:



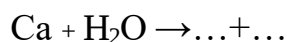
Спостереження	• утворюється осад з традиційною назвою «Берлінська блакить».
Висновки	• вказати хімічну назву отриманої комплексної солі.



Дослід 8. Взаємодія кальцію з водою.

- 1) Налити в пробірку до 1/3 її об'єму дистильованої води і внести в неї маленький шматочок металевого кальцію (пробірку злегка підігріти).
- 2) Додати 5-7 крапель індикатора фенолфталеїну.

Записати рівняння ОВР методом електронного балансу:

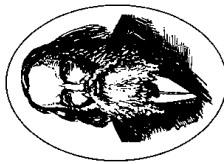


Спостереження	• який газ виділяється, чому вода стала каламутною? • як змінилося забарвлення індикатора?
Висновки	• пояснити зміну забарвлення розчину в присутності індикатора фенолфталеїну.

ДОДАТКИ

Додаток 1. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

37

1

8

2

37

1

8

2

85,468

←

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

РУБИДИЙ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	
1	1 H водород 1,008														2 He гелий 4,003		
2	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,0122		5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,999	9 F фтор 18,998							10 Ne неон 20,179		
3	11 Na натрий 22,99	12 Mg магний 24,312	13 Al алюминий 26,982	14 Si кремний 28,086	15 P фосфор 30,974	16 S сера 32,064	17 Cl хлор 35,453								18 Ar аргон 39,948		
4	19 K калий 39,102	20 Ca кальций 40,08	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,941	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,849	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,7							
5	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,37	31 Ga галлий 69,72	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904								36 Kr криптон 83,8		
6	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,22	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [99]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,906	46 Pd палладий 106,4							
7	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,69	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,6	53 I йод 126,905								54 Xe ксенон 131,3		
8	55 Cs цезий 132,905	56 Ba барий 137,34	57–71 лантаноиды			72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,948	74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,09					
9	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,37	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,98	84 Po полоний [210]	85 At астат [210]								86 Rn радон [222]		
10	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89–103 актиноиды			104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сигборгтий [263]	107 Bh борий [262]	108 Hn ханий [265]	109 Mt мейтнерий [265]	110					
Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄									
Летучие водородные соединения				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										

ЛАНАТАНОИДЫ

57 La Лантан 138,906	58 Ce Церий 140,12	59 Pr Празеодимий 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометий [145]	62 Sm Самарий 150,4	63 Eu Европий 151,96	64 Gd Гадолиний 157,25	65 Tb Тербий 158,926	66 Dy Диспрозий 162,5	67 Ho Гольмий 164,93	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,97
----------------------------	--------------------------	---------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac Актиний [227]	90 Th Торий 232,038	91 Pa Протактиний [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуний [237]	94 Pu Плутоний [244]	95 Am Америций [243]	96 Cm Кюрий [247]	97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделеев [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------

Додаток 2. Номенклатура кислот

Кислота

Кислотный залишок

Формула	Назва		Формула	назва залишку і солі по кислотному залишку
	традиційна	системна		
1	2	3	4	5
HF	Фтороводнева (плавікова)	Фторидна	F⁻	Фторид
HCl	Хлороводнева (соляна)	Хлоридна	Cl⁻	Хлорид
HBr	Бромоводнева	Бромідна	Br⁻	Бромід
HI	Йодоводнева	Йодидна	I⁻	Иодид
HCN	Циановоднева	Цианідна	CN⁻	Цианід
HSCN	Родановоднева	Роданідна	SCN⁻	Роданід
H₂S	Сірководнева	Сульфідна	HS⁻ S²⁻	Гідросульфід Сульфід
H₂SO₄	Сірчана	Сульфатна	HSO₄⁻ SO₄²⁻	Гідросульфат Сульфат
H₂SO₃	Сірчиста	Сульфітна	HSO₃⁻ SO₃²⁻	Гідросульфит Сульфит
H₂S₂O₇	Дисірчана	Дисульфатна	HS₂O₇⁻ S₂O₇²⁻	Гідродисульфат Дисульфат
H₂S₂O₃	Тіосірчана	Тіодисульфатна	HS₂O₃⁻ S₂O₃²⁻	Гідротіодисульфат Тіодисульфат
HNO₃	Азотна	Нітратна	NO₃⁻	Нітрат
HNO₂	Азотиста	Нітритна	NO₂⁻	Нітрит
HPO₃	(Мета)-фосфорна	(Мета)-фосфатна	PO₃⁻	Метафосфат
H₃PO₄	(Орто)-фосфорна	(Орто)-фосфатна	H₂PO₄⁻ HPO₄²⁻ PO₄³⁻	Дигідрофосфат Гідрофосфат Фосфат
1	2	3	4	5

H₄P₂O₇	Двофосфорна (пірофосфорна)	Дифосфатна	H₃P₂O₇⁻ H₂P₂O₇²⁻ HP₂O₇³⁻ P₂O₇⁴⁻	Тригідродифосфат Дигідродифосфат Гідродифосфат Дифосфат
H₃AsO₄	(Орто)- Миш'якова	(Орто)- Арсенатна	H₂AsO₄⁻ HAsO₄²⁻ AsO₄³⁻	Дигідроарсенат Гідроарсенат Арсенат
H₃AsO₃	(Орто)- Миш'яковиста	(Орто)- Арсенітна	H₂AsO₃⁻ HAsO₃²⁻ AsO₃³⁻	Дигідроарсеніт Гідроарсеніт Арсеніт
HMnO₄	Марганцева	Перманганатна	MnO₄⁻	Перманганат
H₂MnO₄	Марганцевиста	Манганатна	HMnO₄⁻ MnO₄²⁻	Гідроманганат Манганат
HClO₄	Хлорна	Перхлоратна	ClO₄⁻	Перхлорат
HClO₃	Хлорнувата	Хлоратна	ClO₃⁻	Хлорат
HClO₂	Хлориста	Хлоритна	ClO₂⁻	Хлорит
HClO	Хлорнуватиста	Гіпохлоритна	ClO⁻	Гіпохлорит
H₂CrO₄	Хромова	Хроматна	HCrO₄⁻ CrO₄²⁻	Гідрохромат Хромат
H₂Cr₂O₇	Двохромова	Дихроматна	HCr₂O₇⁻ Cr₂O₇²⁻	Гідродихромат Дихромат
H₃BO₃	Борна	Боратна	H₂BO₃⁻ HBO₃²⁻ BO₃³⁻	Дигідроборат Гідроборат Борат
H₂CO₃	Вугільна	Карбонатна	HCO₃⁻ CO₃²⁻	Гідрокарбонат Карбонат
H₂SiO₃	Кремнієва	Силікатна	HSiO₃⁻ SiO₃²⁻	Гідросилікат Силікат
CH₃COOH	Оцтова	Ацетатна	CH₃COO⁻	Ацетат

Додаток 3 .Тиск насиченої водяної пари при температурах від 17 до 38 °С.

t, °C	p H ₂ O мм. рт. ст.	t, °C	p H ₂ O мм. рт. ст.
17	14,5	28	28,3
18	15,5	29	30,0
19	16,5	30	31,8
20	17,5	31	33,7
21	18,7	32	35,7
22	19,8	33	37,7
23	21,1	34	39,9
24	22,4	35	42,2
25	23,8	36	44,6
26	25,2	37	47,1
27	26,7	38	49,7

Додаток 4. Розчинність речовин у воді при кімнатній температурі.

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Str^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F^-	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl^-	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br^-	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
I^-	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	H	P	-	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S^{2-}	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO_3^-	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	P	P	P	P	P	H	M	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO_4^-	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	P
NO_2^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO_4^{3-}	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO_4^{2-}	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H
$H_2PO_4^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO_3^{2-}	P	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	-	-	-	-	-	H	-	-	-	-
HCO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO_3^{2-}	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P – добре розчинна речовина.
 M – малорозчинна речовина.
 H – практично нерозчинна речовина.
 - – не існує.
 ? – відсутні дані про розчинність.

Додато
к 5.
Ряд
станда
ртних
електр
одних
потенц
іалів.

$\text{Li}^+ / \text{Li}^0$	-3,05	$\text{Co}^{2+} / \text{Co}^0$	-0,28
K^+ / K^0	-2,93	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}^0$	-0,25
$\text{Rb}^{1+} / \text{Rb}^0$	-2,93	$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^0$	-0,14
$\text{Cs}^{1+} / \text{Cs}^0$	-2,93	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}^0$	-0,13
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}^0$	-2,91	$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^0$	-0,04
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}^0$	-2,87	$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	0
$\text{Na}^{1+} / \text{Na}^0$	-2,71	$\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^0$	+0,01
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}^0$	-2,36	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$	+0,34
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}^0$	-1,66	$\text{Ni}^{3+} / \text{Ni}^0$	+0,40
$\text{Ti}^{4+} / \text{Ti}^0$	-1,63	$\text{Co}^{3+} / \text{Co}^0$	+0,43
$\text{V}^{3+} / \text{V}^0$	-1,50	$\text{Cu}^{1+} / \text{Cu}^0$	+0,52
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}^0$	-1,18	$\text{Ag}^{1+} / \text{Ag}^0$	+0,80
$\text{Cr}^{2+} / \text{Cr}^0$	-0,86	$2\text{Hg}^{1+} / 2\text{Hg}^0$	+0,80
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$	-0,76	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}^0$	+0,85
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}^0$	-0,74	$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}^0$	+1,19
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^0$	-0,44	$\text{Au}^{3+} / \text{Au}^0$	+1,50
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}^0$	-0,40	$\text{Au}^{1+} / \text{Au}^0$	+1,68

ЛІТЕРАТУРА

а) Базова

1. Кириченко В.І. Загальна хімія. – Київ.: Вища школа, 2005. – 640с.
2. Хомченко Г.П. Загальна хімія. - Київ.: Вища школа, 1999. – 463 с.
3. Ахметов Н.С.Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. - М.: Высшая школа, 1988. -640с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для ВУЗов. Л.; Химия, 1988 - 704с.- 300 прим.
5. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. - Л.: Химия, 1986. -288 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1985. -264с.

б) Допоміжна

1. Некрасов Б.В. Учебник общей химии - М.: Химия, 1981. - 560с., ил.
2. Коттон Ф., Уилкинсон П. Основы неорганической химии. - М.: Мир, 1-3 т.1969.- 384с., ил.
3. Зубович И.А. Неорганическая химия: Учебник для техн. спец, вузов. - М.: Высшая школа, 1989. - 432 с.
4. Задачник по общей химии для металлургов под ред. Б.Г. Коршукова. -М.: Высшая школа, 1977. - 235 с.

