

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ПРАКТИЧНИХ ТА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр

Одеса 2017

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ПРАКТИЧНИХ ТА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр

Затверджено
на засіданні кафедри хімії
навколишнього середовища
протокол № 10 від 29 травня 2017 р.

Одеса 2017

Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт з дисципліни «Загальна хімія» для студентів I року заочної форми навчання. Спеціальність: 103 «Науки про Землю». Рівень вищої освіти: бакалавр.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2017. – 101 с.;
укр. мова.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	с. 5
Рекомендована література.....	6
РОЗДІЛ ПРАКТИЧНІ РОБОТИ.....	7
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1.....	7
«Будова атома. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва».....	7
1.1 Будова атома.....	7
1.1.1 Теоретична частина.....	7
1.1.2 Запитання до самоперевірки.....	12
1.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	12
1.1.4 Індивідуальні завдання.....	14
1.2 Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва.....	14
1.2.1 Теоретична частина.....	14
1.2.2 Запитання до самоперевірки.....	19
1.2.3 Приклади розв'язання завдань.....	20
1.2.4 Індивідуальні завдання.....	21
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2.....	23
2.1 «Розчини. Визначення складу розчинів».....	23
2.1.1 Теоретична частина.....	23
2.1.2 Запитання до самоперевірки.....	27
2.1.3 Приклади розрахунків.....	27
2.1.4 Індивідуальні завдання.....	33
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3.....	34
3.1 «Електролітична дисоціація. Гідроліз солей».....	34
3.1.1 Теоретична частина.....	34
3.1.2 Запитання до самоперевірки.....	42
3.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	42
3.1.4 Індивідуальні завдання.....	45
ПРАКТИЧНА РОБОТА № 4.....	46
«Окисно-відновні процеси. Джерела струму».....	46
4.1 «Окисно-відновні процеси».....	46
4.1.1 Теоретична частина.....	46
4.1.2 Запитання до самоперевірки.....	49
4.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	50
4.1.4 Індивідуальні завдання.....	54

4.2 «Хімічні джерела струму».....	55
4.2.1 Теоретична частина.....	55
4.2.2 Запитання до самоперевірки.....	60
4.2.3 Індивідуальні завдання	60
РОЗДІЛ ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ.....	62
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.....	62
1.1 «Приготування розчинів певної концентрації та її визначення»....	62
1.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА.....	62
1.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА.....	65
1.1.3 Запитання до захисту лабораторної роботи.....	69
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2.....	70
2.1 «Дослідження закономірностей процесів гідролізу солей	70
в водних розчинах».....	70
2.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА.....	70
2.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА.....	72
2.1.3 Запитання до самоперевірки.....	74
2.1.4 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	74
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3.....	75
3.1 «Корозія металів та методи захисту від корозії».....	75
3.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА.....	75
3.1.1.1 Приклади розв'язання завдань.....	77
3.1.1.2 Запитання до самоперевірки.....	79
3.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА.....	79
3.1.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	82
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4.....	83
4.1 «Виготовлення золь та вивчення їх властивостей, коагуляція».	83
4.1.1 ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ.....	83
4.1.1.1 Приклади розв'язання завдань.....	87
4.1.1.2 Запитання до самоперевірки.....	89
4.2.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА.....	89
4.1.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	92
Додатки.....	93

ПЕРЕДМОВА

Хімія – одна з фундаментальних природознавчих дисциплін, знання якої необхідні для творчої діяльності сучасного фахівця.

Хімія вивчає форму існування речовин, їх властивості, склад і будову речовин, їх взаємні перетворення.

В збірнику розглянуто найважливіші питання сучасної системи знань про будову атомів і речовин, що дозволяє сформувати у студентів цілісну картину світу, набути навичок виявлення хімічної будови навколишнього середовища і закономірностей його трансформації, сформувати природничонауковий кругозір та сформувати сучасний світогляд.

Розуміння хімічних законів допомагає спеціалісту у вирішенні екологічних проблем.

Якість підготовки фахівця залежить, нарівні з іншими складовими, від організації та методики, самостійної роботи студента, що має особливе значення для ефективності процесу навчання. Особливо важливими при самостійній роботі є самоперевірка засвоєння програмного матеріалу.

Збірник методичних вказівок містить два розділа: практичні та лабораторні роботи.

Практичні роботи відображають певні розділи навчальної програми з дисципліни «Загальна хімія»:

- Будова атома. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва;
- Розчини. Визначення концентрацій;
- Електрохімічна дисоціація. Гідроліз солей;
- Окисно-відновні процеси. Джерела струму.

До теоретичного матеріалу практичних робіт додаються запитання до самоперевірки, приклади розв'язання завдань та індивідуальні завдання.

На аудиторних заняттях в залежності від складності засвоєння студентами певного теоретичного матеріалу розглядаються відповідні практичні роботи.

Другий розділ збірника містить лабораторні роботи, які дозволяють закріпити практичний матеріал експериментально. В залежності від умов та обставин виконуються ті чи інші роботи.

Лабораторні роботи «Корозія металів та методи захисту від корозії», «Виготовлення золів та вивчення їх властивостей» потребують, крім засвоєння теоретичного матеріалу наведеного в роботі, додаткової самопідготовки студентів за підручником.

Виконані досліди оформлюються протоколом лабораторної роботи та захищаються у вигляді відповіді на запитання індивідуальних завдань.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Л.: Химия, 2011. 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Л.: Химия, 1989. 272 с.
3. Хомченко Г.П., Хомченко Д.Г. Задачі з хімії для вступників до вузів. / К., 1991. 251 с.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. / Одеса, ТЕС, 2009. 304 с.
5. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. / Київ, 1997. 392 с.
6. Романова Н.В. Загальна хімія. / Київ: Перун, 1998. 480 с.
7. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія / К.: Центр учбової літератури, 2009. 311 с.

Додаткова

1. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. / М.: Химия, 1976. 654 с.
2. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник для студентів природничих факультетів пед. інститутів. / Київ: Вища шк., 1991. 284 с.
3. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. / М.: Химия, 1975. 512 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия: пособие для вузов. / М.: Высшая школа, 1998. 559 с.

РОЗДІЛ ПРАКТИЧНІ РОБОТИ

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

«Будова атома. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва»

1.1 Будова атома

1.1.1 Теоретична частина

Уявлення про те, що все навколишнє середовище складається з атомів, зародилося у глибокій давнині.

Філософська школа, наукові ідеї якої найбільш яскраво висловив Демокрит (460-370 рр. до н.е.), розвивала атомістичне вчення. Демокрит вчив, що межею подільності матерії є атоми. Атом у перекладі з грецької мови значить неподільний.

Дальтон склав першу таблицю відносних ваг елементів, прийняв масу атома водню за одиницю. «Постійність відносних ваг елементів у різних сполуках, – стверджував Дальтон, – є доказом існування атомів»».

Наприкінці ХІХ ст. було зроблено ряд відкриттів, які довели, що атом зовсім не є неподільною часткою, а складається з субатомних часток.

Електрон був першою з виявлених субатомних часток, негативно заряджених часток, які мають масу спокою у 1836 разів меншу, ніж маса атома водню. Томсон у 1897 р. назвав частки *електронами* (e^-). Величина заряду електрона дорівнює $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл, звичайно його приймають рівним “-1”. Маса електрона дуже мала і складає $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ г.

Другим був відкритий *протон* (p^+) – позитивно заряджена частка з масою, яка більш ніж у 1800 разів перевищує масу електрона. Заряд протона дорівнює за величиною заряду електрона, але є протилежним за знаком – “+1”. Маса протона p^+ дорівнює масі атома водня.

$m_{p^+} = 1.00728$ а.о.м.

Існування третьої елементарної частки – *нейтрона* (n^0) – було передбачено Резерфордом у 1920 р. Експериментально нейтрон було знайдено у 1932 р. Чедвіком. Ці частки були нейтральні, вони отримали назву нейтронів. Маса нейтрона дещо більша, ніж маса протона, $m_{n^0} = 1.00866$ а.о.м.

Квантова модель атома дає уявлення про корпускулярно-хвильову подвійність фотона на усі об’єкти мікросвіту і, перед усім, на електрони.

У 1924 р Луї Де-Бройль припустив, що двояка корпускулярно-хвильова природа належить будь-яким мікрочасткам, які рухаються з будь-якою швидкістю

$$\lambda = h/mv$$

З цього рівняння хвильової механіки виходить, що рух частки масою m зі швидкістю v відповідає рух хвилі довжиною λ . Таким чином, будь-якій частинці, в тому числі і електронам, відповідає хвильовий процес.

Ознайомившись із гіпотезою Де-Бройля, Шредінгер у 1926 р. прийшов до думки, що атом можна звільнити від уявлення про траєкторію руху електрона, якщо описати рух електрона за допомогою рівнянь хвильового процесу.

Рішення, що мають фізичний зміст, можна одержати при підстановці у рівняння не будь-яких, а цілком певних та взаємопов'язаних параметрів (квантових чисел), значення яких подано нижче:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$ - головне квантове число;

$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$ – побічне квантове число;

$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ – магнітне квантове число.

Підставляючи у рівняння Шредінгера квантові числа, фізики розраховують густину (розміри) електронної хмари, її форму та орієнтацію у просторі.

Головне квантове число n – характеризує густину електронної хмари. Чим більша густина електронної хмари, тим менші її розміри, тим міцнішим є зв'язок електрона з ядром. Величина числа n визначає можливі енергетичні стани електрона у атомі. Найменшу енергію електрон має при $n=1$; із збільшенням n енергія електрона зростає. **Стан електрона** з певним значенням головного квантового числа, прийнято називати **енергетичним рівнем** електрона у атомі. У реально існуючих атомах можливі сім енергетичних рівнів, тобто n змінюється у межах від 1 до 7.

Орбітальне (побічне) квантове число l характеризує форму електронної хмари та приймає значення ряду чисел у межах від 0 до $(n-1)$. Різним значенням n відповідає неоднакове число можливих значень l .

Стан електрона, який характеризується різноманітними значеннями l , прийнято називати **енергетичними підрівнями** електрона у атомі. Цим підрівням присвоєні такі позначення:

орбітальне квантове число l : 0; 1; 2; 3;

енергетичні підрівні s, p, d, f .

Значенню $l = 0$ відповідає s – підрівень у формі сфери; $l = 1$ – підрівень p – у формі гантелі; $l = 2$ – підрівень d – у формі 4-лепесткової об'ємної ромашки (рис. 1).



Рис. 1 – Форми s -, p - та d -орбіталей.

Магнітне квантове число m_l характеризує орієнтацію електронної хмари у просторі, дає проекцію орбітального моменту на напрямок зовнішнього магнітного поля.

Числові значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l$ до 0 та до $+l$ (табл. 1).

Таблиця 1.

l	l - літерне позначення	$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ магнітне квантове число	Кількість орієнтувань $m_l = 2l + 1$
0	s	0	1
1	p	-1, 0, +1	3
2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спінне квантове число m_s . Окрім орбітального моменту кількості руху, електрон має особистий момент кількості руху, який можна уявити як вертіння електрона навколо своєї вісі за годинниковою стрілкою або проти неї.

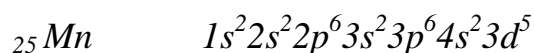
Цей рух носить назву “спіну”. Як і всякому іншому рухові, йому відповідає момент кількості руху. Спінний момент кількості руху електрона квантується і може набувати значення $+\frac{1}{2}$ та $-\frac{1}{2}$.

Отже, стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами, що характеризує:

- густину електронної хмари (розміри орбіти) – головне квантове число (n);
- форму електронної хмари – орбітальне (побічне) квантове число (l);
- орієнтацію в просторі – магнітне квантове число (m_l);
- рух електронів навколо власної вісі – спінне квантове число (m_s).

Електронні формули атомів. Електронні формули атомів вказують розташування електронів у атомі на енергетичних рівнях та підрівнях. Кількість електронів у атомі даного елемента, також як і заряд ядра атома (кількість протонів), вказує порядковий номер елемента у періодичній таблиці Д.І. Менделєєва. Знаючи порядковий номер елемента, за **правилом Клечковського** легко написати електронну формулу атома.

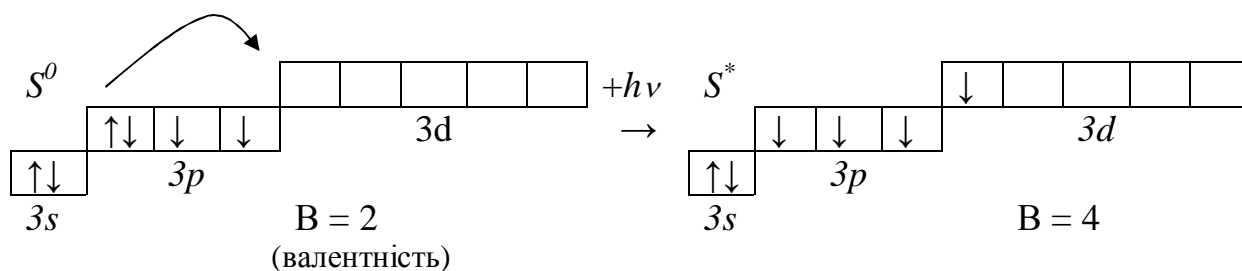
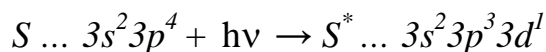
Наприклад, елемент № 25 (марганець) містить 25 електронів, його формула



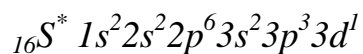
Атом броду мае 35 електронів: ${}_{35}\text{Br } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. У залежності від того, на орбіталь якого підрівня потрапляє останній електрон даного атома, розрізняють *s*-, *p*-, *d*- та *f*-елементи. Так, марганець є *d*-елементом, а бром - *p*-елементом, натрій (${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) – *s*-елементом.

Електронні формули атомів у збудженому стані. Реакційна здатність атомів зумовлена кількістю неспарених електронів на орбіталях зовнішнього та передостаннього енергетичних рівнів. Однак кількість неспарених електронів може бути збільшена, якщо перевести атом у збуджений стан. Збудження атома вимагає витрати енергії. При збудженні електрони, поглинаючи квант енергії, переходять на вакантні орбіталі, як правило, свого ж енергетичного рівня. При збудженні однієї орбіталі утворюються два неспарених електрони. Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі Сульфуру за правилом Клечковського відбивається у формулі ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

На третьому енергетичному рівні є вакантні *d*-орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з *p*- та *s*-підрівнів третього енергетичного рівня

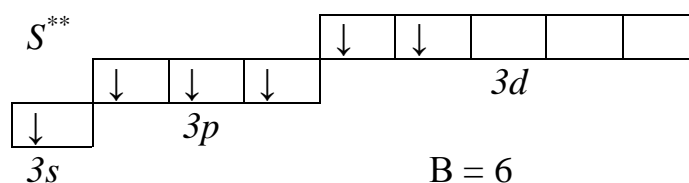


Електронна формула такого збудженого стану атома Сульфуру має вигляд:



Валентність (В) такого стану Сульфуру становить 4 (за кількістю неспарених електронів).

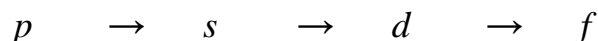
При поглинанні чергового кванта енергії можуть збудитися електрони, які знаходяться на *3s*-підрівні:



При двохкратному збудженні валентність дорівнює 6. Електронна формула ${}_{16}\text{S}^{**} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.

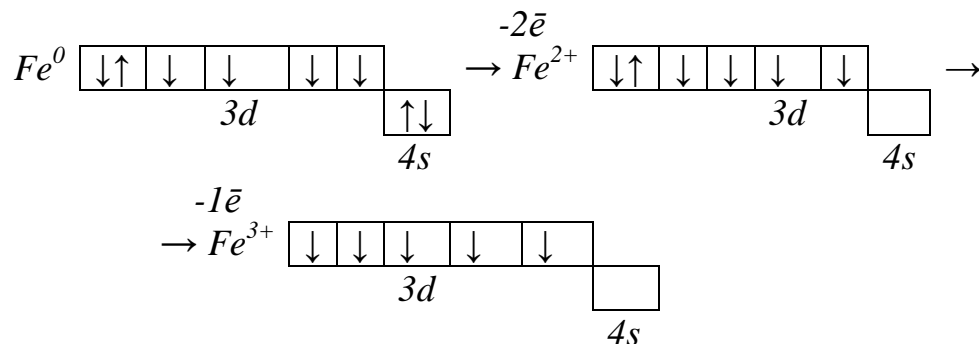
У наслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфур стали неспареними.

Електронні формули йонів. Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів кількістю електронів на зовнішньому та передостанньому енергетичних рівнях. У катіонів кількість електронів менша, їх заряд вказує, скільки електронів віддав цей атом, перетворюючись на йон. Треба також пам'ятати, що при утворенні позитивно заряджених йонів з атомів елементів електрони йдуть у такій послідовності



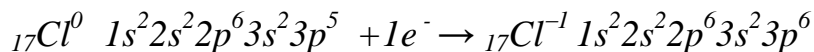
У d -елементах d -електрони потрапляють до атомів після s -електронів, але при йонізації першими завжди вириваються з атомів s -електрони зовнішнього рівня, потім d -електрони з комірок, у котрих знаходяться пари, і лише після цього самостійні електрони з d -комірок.

Наприклад, йонізація атома заліза йде таким чином



При утворенні позитивних йонів з атомів s - та p -елементів відривається останній прийнятий електрон з зовнішнього рівня p -підрівня.

Утворення негативно заряджених йонів приєднанням електронів проходить на неповністю заповнені зовнішні орбіталі атома. Наприклад, атом хлору, приймаючи електрон, перетворюється у негативно заряджений йон



Заряд йона хлору негативний, тому що у ядрі йона 17 протонів, а навколо ядра розташовано 18 електронів.

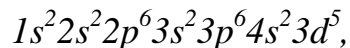
1.1.2 Запитання до самоперевірки

1. В чому сутність корпускулярно-хвильового дуалізму властивостей мікрочастинок, що рухаються?
2. Яка сутність принципу невизначеності Гейзенберга?
3. Що таке атомна орбіталь?
4. Як можна визначити найбільш ймовірне місце знаходження електрона?
5. Що характеризує головне квантове число « n » і які значення воно набирає?
6. Що характеризує орбітальне (побічне, азимутальне) квантове число і які значення воно набирає?
7. Що характеризує магнітне квантове число « m_l » і як його визначити?
8. Яке квантове число характеризує електрон як частинку, як воно позначається і які значення набирає?
9. Які електрони називаються електронами з паралельними і які з антипаралельними спінами?

1.1.3 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Записати електронну формулу атома Mn .

Розв'язання 1. Електронна формула атома Mn така:



де $1, 2, 3, 4, 3$ – рівні;
 s, p, d – підрівні.

Завдання 2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.

Розв'язання 2. Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії. Тому сума енергії на рівнях і підрівнях, які визначаються головним (n) та орбітальним (l) квантовими числами згідно з першим правилом Клечковського повинна послідовно зростати

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^5$
n	1	2	2	3	3	4	3
l	0	0	1	0	1	0	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5

тому що s -, p -, d -, f -підрівням відповідають чисельні значення $0, 1, 2, 3$.

За другим правилом Клечковського: при однакових значеннях сум ($n+l$) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n . Тому при однаковому значенні сум $n+l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

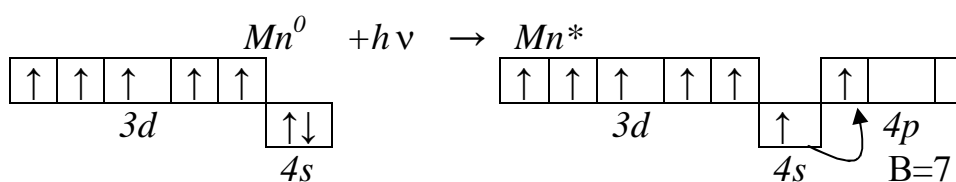
Завдання 3. Визначити валентні електрони елементів.

Розв'язання 3. Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, - **валентні**.



Завдання 4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання 4. Валентні електрони $Mn \dots 3d^5 4s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на $4s$ орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На наступному $4p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $4s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Mn^*

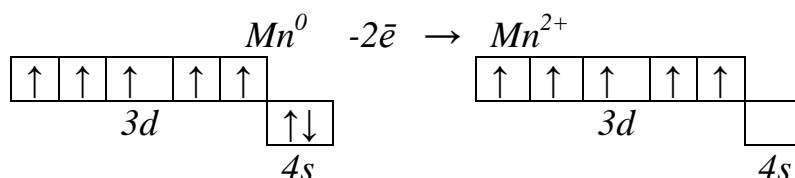


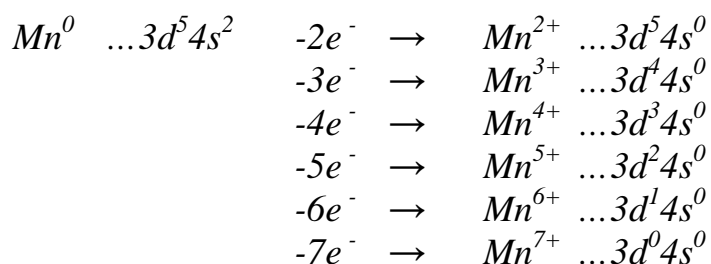
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Mn^* валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів у стаціонарному стані.

Завдання 5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів.

Розв'язання 5. Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом Mn не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень $4s$ у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній $3d$ підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закрит – «екранований» зовнішньому $4s$ електронами. Тому атом Mn може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі та завжди їх повністю звільнюють





Звідси зрозуміло, що у *Mn* можуть бути 7 ступеней окиснення: Mn^0 , Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+5} , Mn^{+6} , Mn^{+7} , але тільки 6 йонів зі ступенями окиснення *Mn*: Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+5} , Mn^{+6} , Mn^{+7} .

1.1.4 Індивідуальні завдання

1. Записати електронні формули атомів.
2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.
3. Визначити валентні електрони елементів.
4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх валентність.
5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів.

Варіант:

- | | |
|-------------|--------------|
| 1. Si та Y | 6. Ca та Re |
| 2. Sc та Cl | 7. Sn та P |
| 3. Zn та S | 8. Sb та N |
| 4. Al та I | 9. Tl та Ar |
| 5. Cu та C | 10. Te та Fe |

1.2 Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва

1.2.1 Теоретична частина

Найважливішим законом природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. Періодичний закон Менделєєв сформулював так:

Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Менделєєв показав, що зміна властивостей хімічних елементів у міру зростання їхньої атомної маси не відбувається безперервно в одному і тому самому напрямі, а має періодичний характер. Через певне число елементів відбувається ніби повернення назад, до вихідних властивостей, після чого

певною мірою знову повторюються властивості попередніх елементів у такій самій послідовності, але з деякими якісними і кількісними відмінностями.

Закон Мозлі, порядковий номер елемента.

Англійський вчений Г. Мозлі в 1914 р. встановив простий зв'язок між довжинами хвиль певних ліній рентгенівського спектра елемента і його порядковим номером

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(z-b),$$

де λ – довжина хвилі певної лінії рентгенівського спектра будь-якого елемента, m^{-1} ;

a, b – коефіцієнти;

z – порядковий номер заряду ядра атома елемента у періодичній системі.

Закон Мозлі обґрунтував фізичне значення порядкового номера елемента у періодичній системі, що визначає позитивний заряд ядра його атома.

Отже, заряд атомного ядра є тою основною величиною, від якої залежать властивості елемента і його розміщення в періодичній системі. **Сучасне формулювання періодичного закону Менделєєва та його фізичний зміст:**

Властивості елементів і утворюваних ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів елементів.

Ряди елементів, у межах яких властивості змінюються послідовно, Менделєєв назвав періодами. Наприклад, ряди із елементів від лужних металів Li, Na, K і т.д. до інертних газів Ne, Ar, Kr і т.д.

Менделєєв склав таблицю, яку він назвав періодичною системою елементів, за групами і рядами. Вона складається з семи періодів і восьми вертикальних стовпчиків або груп, у яких один під одним розміщені схожі між собою елементи.

Усі елементи одного періоду мають одне й те ж значення головного квантового числа n для зовнішніх s - і p -електронів, яке відповідає номеру періоду.

У вертикальних стовпчиках таблиці, або в групах, розміщено елементи, що мають схожі властивості. Тому кожна вертикальна група являє собою ніби природну родину елементів. Усього в таблиці таких груп вісім. Кожна група розподілена на дві підгрупи – головну та побічну. Головні підгрупи починаються з другого періоду і містять s - і p -елементи, побічні підгрупи починаються з четвертого періоду і складаються з d - та f -елементів. Таким чином, наприклад, у третій групі в головній підгрупі розміщуються B, Al, Ga, In, Tl , у побічній – Sc, Y, La, Ac .

Властивості елементів залежать в основному від числа електронів на зовнішньому рівні їхніх атомів, то вони також періодично повторюються. У цьому фізичний зміст періодичного закону.

Періодична зміна властивостей хімічних елементів відповідно електронної будови атома.

У періодичній системі властивості елементів, їхні валентність, атомні об'єми, енергія йонізації (потенціал йонізації), радіуси атомів, температура плавлення речовин та багато інших хімічних та фізичних властивостей змінюються періодично, коли розглядати їх як функції атомної маси або заряду ядра атомів. Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості.

У малих періодах із збільшенням позитивного заряду ядер атомів збільшується число електронів на зовнішньому рівні (від 1 до 2 – у I періоді і від 1 до 8 у II і III періодах), чим пояснюється зміна властивостей елементів: на початку періоду (крім I періоду) знаходиться лужний метал, далі металеві властивості поступово слабшають і підсилюються властивості неметалів. Тобто зовнішній шар має електронну конфігурацію ns^2np^6 .

У великих періодах заповнення електронами підрівнів відбувається по іншому.

У парних рядах великих періодів на зовнішньому рівні залишається 2 або 1 електрон (s -підрівень) і відбувається заповнення електронами d -підрівня другого ззовні рівня. Властивості елементів в цих рядах змінюються надзвичайно повільно, бо d -елементи завжди метали. Після заповнення d -підрівня з ростом заряду ядра починає заповнюватися p -підрівень даного електронного шара до np^6 . Тому властивості елементів починають змінюватися так само, як у типових.

У VI та VII періодах з ростом заряду ядра атомів зміни властивостей елементів відбуваються повільніше, бо там крім елементів d -родин з'являються елементи f -родин (третьій ззовні шар), які теж належать до металів. Лише в непарних рядах після заповнення f та d -підрівнів йде заповнення p -підрівня.

У світлі вчення про будову атомів набуває обґрунтованості поділ всіх елементів на сім періодів. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами (у першому періоді один рівень, у VII періоді – сім енергетичних рівнів).

Легко пояснюється і поділ груп на підгрупи, який ґрунтується на різному заповненні електронами енергетичних рівнів.

У елементів головних підгруп заповнюються або *s*-підрівні (це *s*-елементи), або *p*-підрівні (це *p*-елементи). У елементів побічних підгруп заповнюються *d*- та *f*-підрівні (*d*-, *f*- елементи). У лантанідів та актинідів заповнюються відповідно *4f*- та *5f*- підрівні.

В кожній підгрупі об'єднані елементи, атоми яких мають подібну будову. Атоми елементів головних підгруп містять на зовнішніх рівнях число електронів, що дорівнює номеру групи. У побічні підгрупи входять елементи, атоми яких містять на зовнішньому рівні по два або одному електрону. Відмінність у будові зумовлює й відмінність властивостей елементів підгруп однієї групи. Так у 7-ій групі відрізняємо підгрупу галогенів – типові неметали, які містять по сім електронів на зовнішньому рівні (головна підгрупа) та підгрупу марганцю (побічна підгрупа) – метали, у яких на зовнішньому рівні по два електрони і 5 електронів на передостанньому *d*-підрівні.

Елементи цих підгруп мають і загальні властивості. В хімічних реакціях всі вони (за винятком фтору) здатні віддавати по 7 електронів на утворення хімічних зв'язків. Тобто, валентні електрони елементів побічних підгруп – це електрони зовнішніх та передостанніх підрівнів.

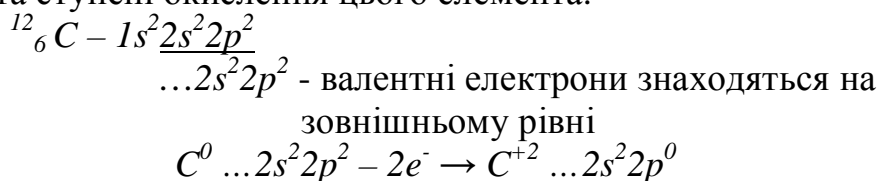
Звідси випливає фізичний зміст номеру групи. *Номер групи, як правило, вказує на число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.*

Будова атомів зумовлює дві закономірності:

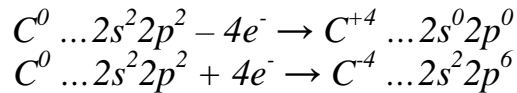
1. зміна властивостей елементів по горизонталі в періоді – зліва направо послаблюються металеві і посилюються неметалеві властивості; – послаблюються відновні та посилюються окислювальні властивості;
2. зміна властивостей елементів по вертикалі – у підгрупі з ростом порядкового номера елемента посилюються металеві властивості і послаблюються неметалеві; – посилюються відновні та зменшуються окислювальні властивості.

Визначив період, в якому знаходиться елемент, групу, підгрупу можна описати властивості цього елемента та його сполук. Уявлення про місце елемента в системі, яке визначається за номерами періоду і групи, вперше введено Д.І. Менделєєвим.

Приклад: За електронною формулою елемента визначаємо валентні електрони та ступені окислення цього елемента.



Крім двох електронів, атом вуглецю може віддати 4 електрони, або прийняти чотири, щоб завершити *p*-підрівень.



Ступеням окислення відповідають кисневі та водневі (для неметалів) сполуки:

C^{+2} ,	C^{+4} ,	C^{-4} ;
CO ,	CO_2 ,	CH_4 .

Оксиди неметалів – кислотні оксиди: CO_2 - кислотний оксид.

Оксиди металів – основні оксиди, за винятком сполук *Be, Zn, Al, Cr*, які мають амфотерний характер.

Основні, кислотні та амфотерні оксиди є солетворними, тобто здатні утворювати солі. Є невелика група оксидів, які не виявляють ні кислотних, ні основних властивостей і не утворюють солей. Такі оксиди називаються байдужими, або індиферентними. До них належать CO, SO, NO .

Властивості сполук d-елементів залежать від ступеня окислення:

Ступень окислення:	+1, +2, +3	+4	+5, +6, +7
Властивості:	основні, крім сполук <i>Be, Zn, Al, Cr</i>	амфотерні, та сполуки <i>Be, Zn, Al, Cr</i>	кислотні

Гідроксиди неметалів та металів зі ступеню окислення +5, +6, +7 мають кислотні властивості – кислоти, а гідроксиди металів – основні властивості – основи.

Наприклад: Які властивості оксидів та гідроксидів сірки та марганцю?

$S^0 \dots 3s^2 3p^4$	$S^{+4} \dots 3s^2 3p^0$	$S^{+6} \dots 3s^0 3p^0$
Оксиди,	SO_2	SO_3
характер	кислотний	кислотний
Гідроксиди,	H_2SO_3	H_2SO_4
характер	кислота	кислота

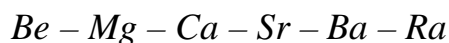
$Mn^0 \dots 4s^2 3d^5$	$Mn^{+2} \dots 4s^0 3d^5$	$Mn^{+4} \dots 4s^0 3d^3$	$Mn^{+7} \dots 4s^0 3d^0$
Оксиди,	MnO	MnO_2	Mn_2O_7
характер	основний	амфотерний	кислотний
Гідроксиди,	$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_4 = H_2MnO_3$	$HMnO_4$
характер	основа	амфотерний	кислота

Енергія йонізації. Енергія спорідненості з електроном. Електронегативність.

Найхарактернішою хімічною властивістю металів є здатність їхніх атомів легко віддавати зовнішні електрони і перетворюватися в позитивно заряджені йони; а неметали, навпаки, характеризуються здатністю приєднувати електрони з утворенням негативних йонів. Робота, яка необхідна для того, щоб від нейтрального газоподібного атома елемента в його основному стані повністю відірвати електрон і перетворити його в

позитивний йон, називається енергією йонізації J , або потенціалом йонізації (йонізаційним потенціалом), який виражають в електронвольтах (eV) або у вольтах (V).

У кожному з періодів потенціал йонізації зростає зі збільшенням порядкового номера від лужного металу до інертного газу. Найвищі йонізаційні потенціали мають благородні гази, що, природно, характеризують їх інертність. Чим менший потенціал йонізації, тим легше відірвати електрон від атома, тим більше мають бути металеві (відновні) властивості елемента. При розгляді величин потенціалів йонізації із збільшенням заряду ядра в атомах однієї й тієї ж самої підгрупи періодичної системи (наприклад, другої групи головної підгрупи) видно, що йонізаційні потенціали зменшуються. Це свідчить про посилення металічних (відновних) і, відповідно, послаблення неметалічних (окислювальних) властивостей у ряді



Атоми можуть не тільки віддавати, а й приєднувати електрони. Енергія, що виділяється у разі приєднання електрона до вільного атома, називається спорідненістю атома з електроном (E) і звичайно виражається в електронвольтах (eV).

Так, наприклад, $E_H = 0,75 eV$, $E_O = 1,47 eV$, $E_F = 3,52 eV$.

Для оцінки здатності атома даного елемента притягувати до себе спільну електронну пару, тобто виявляти окислювальні властивості, користуються величиною електронегативності (E_H), яка дорівнює півсумі енергії йонізації та спорідненості з електроном

$$E_H = \frac{1}{2} (J + E).$$

На практиці зручно користуватись відносним значенням електронегативності, а саме по відношенню до літію. Шкала відносної електронегативності елементів (E) має діапазон від 0,8 для Cs до 4 для F .

1.2.2 Запитання до самоперевірки

1. Занотуйте формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва в сучасній редакції та редакції Д.І. Менделєєва.
2. Вкажіть фізичний зміст номера періода.
3. Що таке група, чому вона поділяється на підгрупи?
4. Вкажіть фізичний зміст номера групи.
5. Який фізичний зміст порядкового номера елемента?
6. Як змінюються металеві та неметалеві властивості елементів у групах?
7. Чим відрізняються елементи головних та побічних підгруп?
8. Де розміщуються валентні електрони у елементів головних підгруп та елементів побічних підгруп? Що об'єднує елементи головних та побічних підгруп?

1.2.3 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 3p^6 3d^5 4s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання 1. Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$. Тобто останній електрон заповнює d -підрівень. Тому цей елемент відноситься до d -родини. Якщо елемент належить до s -, f -, d -родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Завдання 2. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві.

Розв'язання 2. Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^3$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^3$. Останній електрон заповнює третій p -підрівень. Елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$ або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він неметал.

Завдання 3. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва по його електронній формулі $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

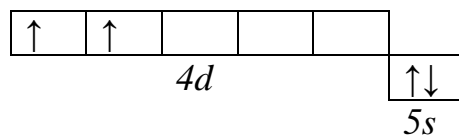
Розв'язання 3. Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до d -родини. Елементи s - і p -родин належать до головних підгруп, а елементи d - і f -родин – до побічних підгруп.

Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^2 4d^6$, валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи

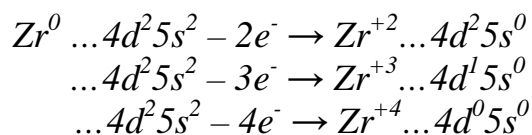
Д.І. Менделєєва. Цей елемент – Ru – рутеній.

Завдання 4. Визначити, які ступені окислення характерні для цирконія, та характер його сполук, які відповідають ступеням окислення.

Розв'язок 4. Валентні електрони цирконія – $\dots 5s^2 4d^2$. Графічне розташування електронів по енергетичним коміркам відповідає:



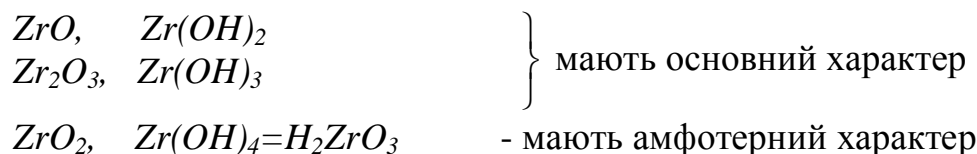
Електрони приймати не може, бо це *d*-метал. Він їх тільки віддає, звільнюючи повністю комірки.



Характер сполук *d*-елементів зі ступеням окислення:

+1, +2, +3	+4	+5, +6, +7
основний	амфотерний	кислотний

Тому сполуки:



1.2.4 Індивідуальні завдання

Варіант	Завдання 1.	Завдання 2.	Завдання 3.
	Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (<i>Me</i> чи <i>неMe</i>)	За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі	Записати валентні електрони елементів, їх ступені окислення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук
1	2	3	4
1	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\dots 5p^6 6s^2 5d^1$	<i>As</i>
2	$\dots 2p^6 3s^2 3p^5$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$	<i>Zn</i>
3	$\dots 4p^6 5s^2 4d^3$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^2$	<i>Ga</i>
4	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	<i>Ti</i>
5	$\dots 2p^6 3s^2 3p^6$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	<i>Br</i>
6	$\dots 4p^6 5s^2 4d^4$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	<i>Mn</i>
7	$\dots 3p^6 4s^2 3d^2$	$\dots 4s^2 3d^3$	<i>Hg</i>
8	$\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^1$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^1$	<i>Ag</i>
9	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^1$	<i>Se</i>
10	$\dots 2p^6 3s^2 3p^3$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^1$	<i>Bi</i>

Таблиця 2 – Відносна електронегативність елементів.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<i>H</i> 2,1										<i>He</i> -
2	<i>Li</i> 0,97	<i>Be</i> 1,47	<i>B</i> 2,01	<i>C</i> 2,50	<i>N</i> 3,07	<i>O</i> 3,5	<i>F</i> 4,10				<i>Ne</i> -
3	<i>Na</i> 1,01	<i>Mg</i> 1,23	<i>Al</i> 1,47	<i>Si</i> 1,74	<i>P</i> 2,1	<i>S</i> 2,6	<i>Cl</i> 2,83				<i>Ar</i> -
4	<i>K</i> 0,91	<i>Ca</i> 1,04	<i>Sc</i> 1,20	<i>Ti</i> 1,32	<i>V</i> 1,45	<i>Cr</i> 1,56	<i>Mn</i> 1,60	<i>Fe</i> 1,64	<i>Co</i> 1,70	<i>Ni</i> 1,75	
	<i>Cu</i> 1,75	<i>Zn</i> 1,66	<i>Ga</i> 1,82	<i>Ge</i> 2,02	<i>As</i> 2,20	<i>Se</i> 2,48	<i>Br</i> 2,74				<i>Kr</i> -
5	<i>Rb</i> 0,89	<i>Sr</i> 0,99	<i>Y</i> 1,11	<i>Zr</i> 1,22	<i>Nb</i> 1,23	<i>Mo</i> 1,30	<i>Tc</i> 1,36	<i>Ru</i> 1,42	<i>Rh</i> 1,45	<i>Pd</i> 1,35	
	<i>Ag</i> 1,42	<i>Cd</i> 1,46	<i>In</i> 1,49	<i>Sn</i> 1,72	<i>Sb</i> 1,82	<i>Te</i> 2,01	<i>I</i> 2,21				<i>Xe</i> -
6	<i>Cs</i> 0,86	<i>Ba</i> 0,97	<i>La*</i> 1,08	<i>Hf</i> 1,23	<i>Ta</i> 1,33	<i>W</i> 1,40	<i>Re</i> 1,46	<i>Os</i> 1,52	<i>Ir</i> 1,55	<i>Pt</i> 1,44	
	<i>Au</i> 1,42	<i>Hg</i> 1,44	<i>Tl</i> 1,44	<i>Pb</i> 1,55	<i>Bi</i> 1,67	<i>Po</i> 1,76	<i>At</i> 1,90				<i>Rn</i> -
7	<i>Fr</i> 0,86	<i>Ra</i> 0,97	<i>Ac**</i> 1,00								

*Лантаніди 1,08 – 1,14

**Актиноіди 1,11 – 1,2

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

2.1 «Розчини. Визначення складу розчинів»

2.1.1 Теоретична частина

Розчин – гомогенна термодинамічна стійка система, співвідношення компонентів у якій може змінюватися в широких межах.

Основною одиницею кількості речовини є **моль**. **Моль** – кількість речовини, що містить стільки певних структурних елементів (молекул, атомів, йонів, електронів і т. і.) скільки атомів утримується у 0,012 кг ізотопу вуглецю-12 (^{12}C) – атомів вуглецю $6,02 \cdot 10^{23}$ (стала Авогадро).

Молярна маса речовини B (M_B) – це маса речовини B (m_B), яка поділена на кількість речовини (n_B)

$$M_B = \frac{m_B}{n_B}. \quad (1)$$

Одиниця молярної маси – **кг/моль**, а на практиці – **г/моль**.

Термін „молярна маса” ставиться не тільки до маси моль молекул, але й до маси моль атомів, йонів, електронів й інших частинок.

Наприклад, $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$ г/моль, $M_{\text{Na}^+} = 23$ г/моль, $M_e = 0,5486 \cdot 10^{-3}$ г/моль.

Значення молярної маси речовини B чисельно дорівнює відносній молекулярній масі цієї речовини.

Хімічний еквівалент речовини – це деяка умовна або реальна частинка речовини, яка в даній реакції поєднується з 1 атомом водню (одним йоном H^+) або заміщує його.

Молярна маса еквівалента речовини ($M_{\text{екв}}$) – це маса 1 моль еквівалента речовини:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M. \quad (2)$$

де $f_{\text{екв}}$ – фактор еквівалентності; M – молярна маса речовини.

Молярний об'єм еквівалента газу

$$V_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot V_m, \quad (3)$$

де $V_m = 22,4$ дм³/моль – молярний об'єм газу.

Кількість речовини еквівалента (КРЕ):

$$\text{КРЕ} (n_{\text{екв}}) = \frac{m}{M_{\text{екв}}}. \quad (4)$$

Одиниця молярної маси еквівалентів – **кг/моль** або **г/моль**.

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то **закон еквівалентів** для розчинів приймає вигляд:

$$C_H(A) \cdot V(A) = C_H(B) \cdot V(B), \quad (5)$$

де $C_H(A)$ і $C_H(B)$ – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених A і B речовин; $V(A)$ і $V(B)$ – відповідні об'єми.

Способи визначення складу розчинів

Розчини – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Існують різні засоби чисельного визначення складу розчинів

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

Концентрація речовини – фізична величина (розмірна або безрозмірна), що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплаву.

Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масі чи об'ємі розчину або розчинника.

Масові концентрації

Масова частка розчиненої речовини (ω - *омега*) – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V} \quad (6)$$

де ω – масова частка розчиненої речовини; m_B – маса розчиненої речовини B ; m_{p-ny} – загальна маса розчину; m_S – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см³; V – об'єм розчину.

Масова частка розчиненої речовини ω – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – соди у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині соди масою 100 г міститься сода масою 5 г і вода масою 95 г.

Процентна концентрація (С%) – маса розчиненої речовини в 100 г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\%.$$

Молярна частка (N_i) – відношення кількості речовини (n_B) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad (7)$$

де n_1 і n_2 – число моль розчинника і розчиненої речовини, N_i – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

Моляльна концентрація – (моляльність, C_m) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси (1 кг = 1000 г) розчинника.

$$C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S}, \text{ (моль/кг)}, \quad (8)$$

де m і m_S – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса розчиненої речовини. Скорочене позначення одиниці моляльності **моль/кг**.

Масова концентрація речовини B – дорівнює масі розчиненої речовини B (m_B), поділеної на об'єм розчину (V):

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}, \text{ (г/дм}^3\text{)}. \quad (9)$$

Об'ємні концентрації

Об'ємна частка розчиненої речовини (φ_B) – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{p-ny}}; \quad \varphi_B = \frac{V_B}{V_B + V_S}, \quad (10)$$

де φ_B – об'ємна частка розчиненої речовини; V_B – об'єм розчиненої речовини; V_{p-ny} – об'єм (загальний) розчину; V_S – об'єм розчинника.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в долях від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%$$

Молярна концентрація (молярність, C_M або M) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль розчиненої речовини в дм^3 розчину (1 $\text{дм}^3 = 1$ л).

$$C_M(B) = \frac{n_B}{V_{p-n}}; \quad C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{p-n}}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}. \quad (11)$$

Основною одиницею молярної концентрації є **моль/дм³ або моль/л**.
Приклади запису молярної концентрації: $C_M(\text{HCl}) = 0,1$ моль/дм³;
 $C_M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 3$ моль/дм³ (0,1М; 3М відповідно).

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації **M** \equiv моль/л.

Молярна концентрація еквівалентів речовини B (еквівалентна концентрація C_H , нормальність або n) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1 дм³ розчину

$$C_H(B) = \frac{n_{екв}}{V_{p-n}}; \quad C_H(B) = \frac{m_B}{M_{екв(B)} \cdot V_{p-n}} \quad (12)$$

Основною одиницею молярної концентрації еквівалентів є моль/дм³ або моль/л. Приклади запису молярної концентрації еквівалентів:

$$C_H(H_2SO_4) = 1 \text{ моль/дм}^3; \quad C_H(Ca(OH)_2) = 0,5 \text{ моль/дм}^3.$$

або $1n \text{ H}_2\text{SO}_4$ $0,5n \text{ Ca(OH)}_2$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “ n ”, $n \equiv \text{моль/дм}^3$.

Добуток молярної концентрації еквівалентів речовини B на об'єм розчину V_B дорівнює кількості еквівалентів цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин A і B

$$C_H(B) \cdot V(B) = C_H(A) \cdot V(A).$$

Титр (T) – концентрація стандартного розчину, яка дорівнює масі речовини в грамах, що міститься в 1 см³ розчину (1 см³ = 1 мл).

$$T_B = \frac{m_B}{V_{p-n}}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \quad (\text{г/мл}; \quad \text{г/см}^3) \quad (13)$$

оскільки $m/M = n(v)$ – число моль, то $T \cdot V = m$; $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$ – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (KPE)

Звідси

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V}.$$

$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу

від одного виду виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину (ρ , г/см³).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3 \quad (14)$$

де ρ – густина розчину в г/см³; $\rho \cdot 1000$ – маса 1 дм³ розчину;
 $\rho \cdot 1000 \cdot \omega$ – маса розчиненої речовини в 1 дм³ розчину.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{\text{екв}} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}} \quad \text{моль/дм}^3 \quad (15)$$

2.1.2 Запитання до самоперевірки

1. Дати визначення розчину.
2. Що таке концентрація розчину?
3. Засоби визначення концентрації розчинів, їх математичні вирази.
4. На які дві групи ділять засоби виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
5. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
6. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
7. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
8. У чому сутність правила змішування (правило «хреста») при приготуванні розчину проміжної концентрації з більш розведених та більш концентрованих розчинів?
9. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
10. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об'ємні та навпаки?

2.1.3 Приклади розрахунків

Розрахунок маси компонентів розчину

Приклад 1.

Приготувати **120 г** водного розчину *KCl* з масовою часткою **0,04**.

Розв'язок.

Розрахуємо масу хлориду калію і води, які необхідні для приготування розчину за формулою:

$$\omega_{\text{р-ни}} = m_{\text{р-ни}}/m_{\text{р-ну}}$$

$$m(\text{KCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{KCl}) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{KCl}) = 120 - 4,8 = 115,2 \text{ г.}$$

Приклад 2.

Приготувати **50 г** розчину CuSO_4 з масовою часткою **0,03** з кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розв'язок.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі CuSO_4 (сухої речовини).

$$m(\text{CuSO}_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{CuSO}_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5 \text{ г}$$

Знаходимо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, відповідну масі безводної солі CuSO_4 .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ містить } 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 & & \\ 249,5 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 159,5 \text{ г } \text{CuSO}_4 \\ m \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 1,5 \text{ г } \text{CuSO}_4 \\ m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = (249,5 \cdot 1,5)/159,5 = 2,34 \text{ г} & & \end{array}$$

Маса кристалогідрату $m_{\text{К}} = m(\text{CuSO}_4) + m_{\text{ақ}}$
де $m_{\text{ақ}}$ – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{ақ}} = m_{\text{К}} - m(\text{CuSO}_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84 \text{ г.}$$

Маса розчину $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{К}} + m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{В}} + m_{\text{ақ}} + m(\text{H}_2\text{O})$,

де $m(\text{H}_2\text{O})$ – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням ω :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{К}} = 50,00 - 2,34 = 47,66 \text{ г.}$$

або

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4) - m_{\text{ақ}} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66 \text{ г.}$$

Розчини з масовою часткою готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування розчиняють у необхідній кількості води, відміряної циліндром.

Приклад 3.

Приготувати **300 см³ 0,2 М** розчину калію дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Розв'язок.

Маса $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необхідна для приготування 300 см³ 0,2 М розчину, розраховується за формулою:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

Оскільки C_M , моль/дм³, об'єм розчину 300 см³ визначаємо в дм³ – 0,3 дм³.

$$m(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6 \text{ г.}$$

Приклад 4.

Приготувати **250 см³ 0,2 н** розчину $CaCl_2$.

Розв'язок.

Маса $CaCl_2$, необхідна для приготування 250 см³ 0,2 н розчину, розраховується за формулою:

$$C_H = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

$$m(CaCl_2) = M_{екв}(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V = M(CaCl_2)/2 \cdot C_H \cdot V;$$

$$M_{екв}(CaCl_2) = M/2 = 111/2 = 55,5 \text{ г/моль}$$

$$m(CaCl_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78 \text{ г.}$$

Приклад 5.

Приготувати **200 см³ 0,4 н** розчину Na_2SO_4 з кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

Розв'язок.

Маса Na_2SO_4 , необхідна для приготування 200 см³ 0,4 н розчину:

$$m(Na_2SO_4) = M_{екв}(Na_2SO_4) \cdot C_H \cdot V = M(Na_2SO_4)/2 \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(Na_2SO_4) = 71 \cdot 0,4 \cdot 0,2 = 5,68 \text{ г}$$

$$M_{екв}(Na_2SO_4) = M/2 = 142/2 = 71 \text{ г/моль}$$

Знаходимо масу кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль } Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \text{ містить } 1 \text{ моль } Na_2SO_4 \\ 322 \text{ г } Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \quad - \quad 142 \text{ г } Na_2SO_4 \\ m \text{ г } Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \quad - \quad 5,68 \text{ г } Na_2SO_4 \\ m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = (5,68 \cdot 322)/142 = 12,88 \text{ г.} \end{array}$$

Розчини із заданою C_H готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування переносять в мірну колбу відповідного об'єму, розчиняють в половинному об'ємі дистильованої води, потім об'єм розчину доводять до мітки. Ретельно перемішують розчин.

Розрахунки при розведенні розчинів і змішуванні розчинів різних концентрацій

Дуже часто доводиться проводити розрахунки, пов'язані з розведенням розчинів. З розчинів з різною концентрацією розчиненої речовини можна приготувати розчин необхідної концентрації.

Для цього необхідно від відомої концентрації розчину перейти до маси розчиненої речовини, а від маси речовини до шуканої концентрації.

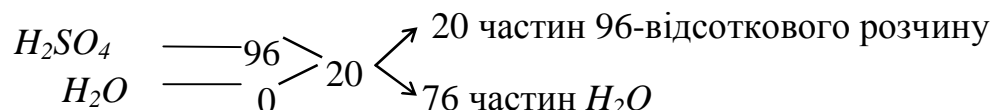
Розглянемо приклади.

Приклад 1.

Приготувати 200 г 20-відсоткового розчину H_2SO_4 з концентрованої сульфатної кислоти (96-відсоткового розчину). Визначити густину одержаного розчину ареометром.

Розв'язок.

Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або «правилом хреста». Якщо в лівий верхній кут помістити вищу концентрацію – 96, а в нижній лівий – меншу концентрацію – 0 (H_2O), в центрі – концентрацію шуканого розчину



і потім відняти по діагоналі від більшого числа менше, то відношення різниць $20 : 76 = 5 : 19$ покаже в якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду для отримання розчину заданої концентрації. Так, для отримання 200 г 20-відсоткової сульфатої кислоти треба змішати 41,65 г 96-відсоткової H_2SO_4 (5 частин) з 158,35 г H_2O (19 частин).

$$m(H_2SO_4) = 200 \cdot \frac{5}{5+19} = 41,65 \text{ г};$$

$$m(H_2O) = 200 \cdot 1 \frac{19}{5+19} = 158,35 \text{ г}$$

Визначивши по таблиці густину початкового розчину H_2SO_4 (1,84 г/см³), знаходимо об'єм сульфатної кислоти за формулою

$$m = \rho \cdot V$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{41,65}{1,84} \approx 23,2 \text{ см}^3 \text{ 96-відсоткової } H_2SO_4,$$

який необхідно змішати з $158,35 \text{ см}^3$ води, щоб одержати 200 г 20-відсоткового розчину H_2SO_4 . Слід пам'ятати, що сульфатну кислоту незначною кількістю додають до води.

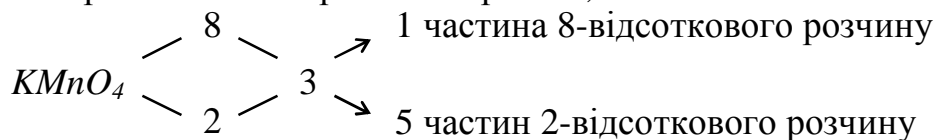
Одержаний розчин залишають на деякий час на робочому місці, щоб охолодити його до кімнатної температури, після чого перевіряють концентрацію розчину, вимірявши його густину за допомогою ареометра, порівнюють одержані дані з табличними (ρ 20-відсоткової $H_2SO_4 = 1,14 \text{ г/см}^3$).

Приклад 2.

Приготувати 300 г 3-відсоткового розчину $KMnO_4$, змішавши в певному масовому співвідношенні 8-відсотковий і 2-відсотковий розчини перманганату калію.

Рішення.

Скориставшись «правилом хреста»,



6 частин на 300 г розчину, тобто 1 частина = 50 г.

знаходимо, що для отримання 300 г 3-відсоткового розчину $KMnO_4$ необхідно змішати 50 г 8-відсоткового розчину $KMnO_4$ (1 частину) і 250 г 2-відсоткового розчину $KMnO_4$ (5 частин), тобто

$$m_1 = 300 \cdot \frac{1}{1+5} = 50 \text{ г 8-відсоткового розчину}$$

$$m_2 = 300 \cdot \frac{5}{1+5} = 250 \text{ г 2-відсоткового розчину}$$

Перерахунок концентрацій

Приклад

Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента ($C_{екв}$), молярну концентрацію (C_m) та титр (Т) 17-відсоткового розчину сульфатної кислоти, густина якої $1,12 \text{ г/см}^3$.

Розв'язок.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$$

Визначаємо *молярну концентрацію* розчину:

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3.$$

Визначаємо *молярну концентрацію еквівалента* розчину

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3.$$

Рахуємо *молярну концентрацію* розчину за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де m , m_s – маси речовини та розчинника

$$m_s = m_{\text{розч-ну}} - m_{\text{реч.}} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг.}$$

Титр визначаємо за формулою

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{екв}}}{1000} \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}.$$

$$T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь: $C_M(H_2SO_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(H_2SO_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$;

$$C_m = 2,09 \text{ моль/кг}; \quad T(H_2SO_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3.$$

2.1.4 Індивідуальні завдання

1. У якому співвідношенні мас потрібно взяти 28-відсотковий і 1-відсотковий розчини, щоб одержати 7-відсотковий розчин?
2. Яка молярна концентрація 20-відсоткового розчину хлороводневої кислоти, відносна густина якої $1,1 \text{ г/см}^3$?
3. У скільки разів потрібно розвести 2М розчин, щоб одержати 0,4М розчин?
4. Яка молярна концентрація еквівалента розчину, в 300 см^3 якого міститься $10,5 \text{ г}$ їдкого калію?
5. У якому співвідношенні треба змішати розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 50%, щоб одержати розчин масою 800 г , для якого $\omega = 25\%$?
6. Обчислити молярну (C_m) та нормальну концентрації (C_n) 8-відсоткового розчину K_2SO_4 , густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$.
7. Обчислити молярну (C_m) та нормальну концентрації (C_n) 30-відсоткового розчину HNO_3 , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$.
8. Обчислити молярну (C_m) та молярну (C_m) концентрації 12-відсоткового розчину HCl , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$.
9. Обчислити титр (T) та молярну (C_m) концентрацію 16-відсоткового розчину $NaOH$, густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$.
10. Яку масу солі і води треба узяти для приготування розчину з масовою часткою натрія сульфату 0,12 масою 40 кг ?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3

3.1 «Електролітична дисоціація. Гідроліз солей»

3.1.1 Теоретична частина

Електролітична дисоціація. С. Арреніус (1883 р.) довів, що розклад речовин в розчині на йони відбувається без дії електричного струму. Ідеї шведа С. Арреніуса склали основу теорії електролітичної дисоціації.

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

Механізм електролітичної дисоціації став зрозумілим пізніше. В основі цього механізму лежить **хімічна теорія розчинів Д.І. Менделєєва**, згідно з якою самодовільне розчинення речовини пояснюється хімічною взаємодією часток розчиненої речовини з молекулами розчинника внаслідок чого утворюються **сольвати (гідрати** – якщо розчинник вода). Як правило, сольвати менш стійки ніж звичайні хімічні сполуки. Розвиток теорія розчинів електролітів отримала в працях російських вчених І.А. Каблукова (1857 – 1942 рр.), В.А. Кистяковського (1865 – 1952 рр.).

Основні положення теорії електролітичної дисоціації:

- при розчиненні (розплавленні) електроліту у воді чи іншому полярному розчиннику відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на йони;
- дисоціація молекул речовин з йонним або полярним ковалентним зв'язком спричиняє полярність молекул розчинника;
- електролітична дисоціація відбувається доволно ($\Delta G < 0$). Зменшення енергії Гіббса обумовлено утворенням сольватованих (гідратованих) йонів. Енергія взаємодії молекул розчинника з розчиненою речовиною (**енергія сольватації**) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи йонних кристалах;
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них йонів;
- процес дисоціації – оборотний, оскільки встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на йони, та числом йонних асоціатів, що утворилися.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації Арреніусом було введено поняття **ступень електролітичної дисоціації**.

Ступень дисоціації (α) – це відношення числа молекул, дисоційованих на йони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}$$

Ступень дисоціації (α) електроліту величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках.

Ступень дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Усі електроліти за ступенем дисоціації поділяються на *сильні* і *слабкі* електроліти.

Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на йони, навіть в концентрованих розчинах α понад 30 %. До сильних електролітів належить **більшість солей, кислоти** $HClO_4$, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , **луги** $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють лише частково ($\alpha \leq 3\%$). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та йонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні – $HClO$, H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , нерозчинні гідроксиди металів, вода, NH_4OH амонія гідроксид.

Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більший 3% - H_3PO_4 , HNO_2 , $Mg(OH)_2$ – частіше відносять до слабких електролітів.

Ступень дисоціації слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів ступень дисоціації збільшується.

Ступень дисоціації пов'язана з ізотонічним коефіцієнтом співвідношенням:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

де n – кількість йонів, які утворила речовина під час дисоціації.

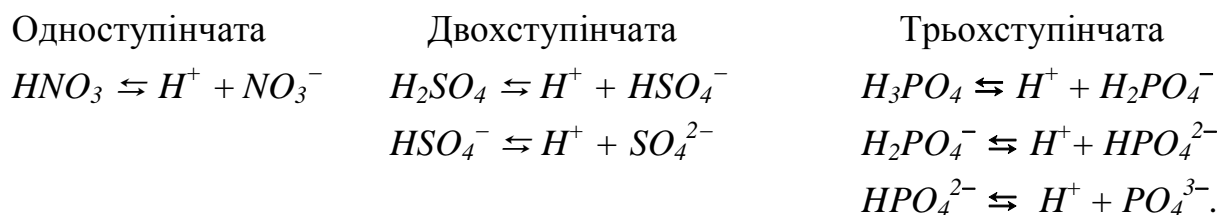
Дисоціація електролітів

Дисоціація відбувається не за будь-яким, а лише за найбільш полярним зв'язкам.

Дисоціація кислот.

Кислоти – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони водню – H^+ (інших катіонів не утворюють). Катіони водню у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді йонів гідроксонію – H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ . багато основні кислоти дисоціюють ступінчато:

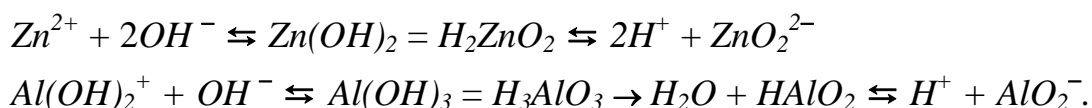
Дисоціація:



Дисоціація основ.

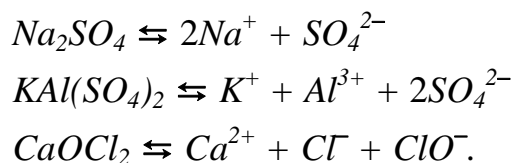
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-іона OH^- (інших аніонів не утворюють). Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.

У лугах метали та гідроксид-іони зв'язані йонним зв'язком. Зі зменшенням радіуса атома металу йонний характер зв'язку змінюється на ковалентний і сила основ послаблюється. Вразі близьких значень полярності зв'язків $Me-O$ та $O-H$ гідроксиди таких металів (амфоліти) виявляють *амфотерні властивості*, залежно від умов дисоціації за основним чи кислотним типом

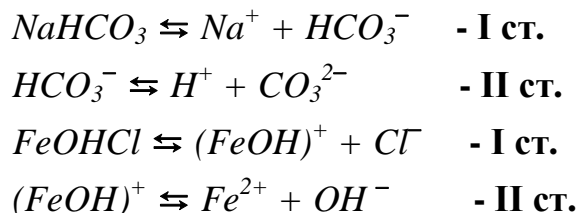


До *амфолітів* належать – $Be(OH)_2$, $Ga(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Ge(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_4$. Вода також відноситься до амфолітів $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

Дисоціація солей. Середні солі (прості, змішані та подвійні) – сполуки з йонним зв'язком – є сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на йони за першим ступенем



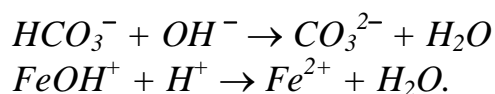
Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто



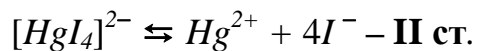
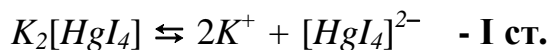
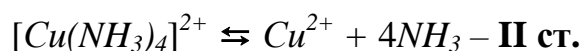
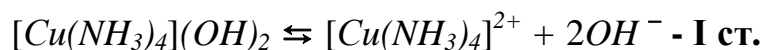
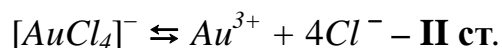
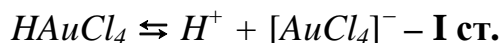
Тому розчини кислих солей містять незначну кількість йонів водню H^+ й мають слабкі кислотні властивості.

Розчини основних солей мають слабкі основні властивості.

Для того, щоб дисоціація відбулася до кінця, треба зв'язати йони водню в кислих солях доданням лугів, а гідроксид-іони в основних солях доданням кислот



Дисоціація комплексних сполук – кислот, основ, солей відбувається подібно дисоціації відповідних сполук



Комплексні сполуки є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації. Комплексні йони дисоціюють лише частково й поводять себе як слабкі електроліти.

Гідроліз солей

Реакція обміну між речовиною та водою зветься **гідролізом**. Гідролізу піддаються солі, вуглеводи, білки, естери, жири тощо.

В неорганічній хімії найчастіше мають справу з гідролізом солей. **Хімічна взаємодія солей з водою призводить до утворення слабого електроліту або слаботорозчинного електроліту.**

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії йонів солі з їх гідратною оболонкою.

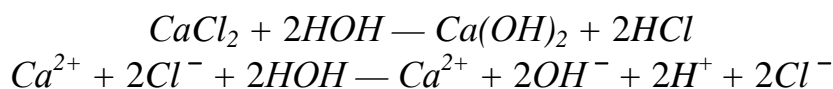
Розглянемо 4 типа гідролізу солей:

1. Сіль утворена сильною основою та сильною кислотою.

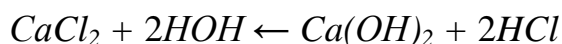
До сильних основ належать луки – **розчинні основи лужних металів** та основи **Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.**

Сильні кислоти – HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄.

При взаємодії солі **CaCl₂**, утвореної сильною основою **Ca(OH)₂** та сильною кислотою **HCl**, з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав йони води (**H⁺** чи **OH⁻**)



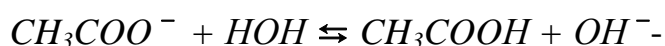
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини – H_2O :



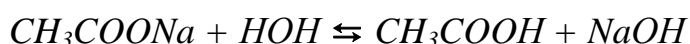
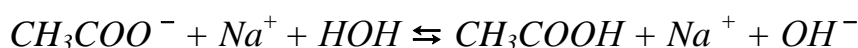
Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами **не гідролізують**. А розчини таких солей нейтральні – $pH = 7$.

2. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами (H_2S , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , CN^- , CNS^- , CH_3COO^- та ін.). Відбувається **гідроліз за аніоном** (йоном слабого електроліту). Внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію – $pH > 7$.

Наприклад, сіль $CH_3COONa \rightleftharpoons CH_3COO^- + Na^+$

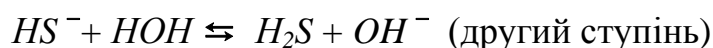
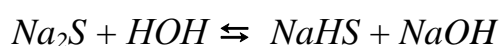


- реакція розчину лужна, $pH > 7$

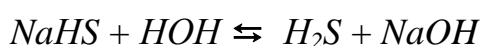
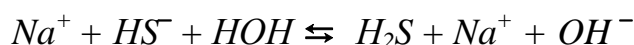


Внаслідок гідролізу солі йони водню води (H^+) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок OH^- -іонів. Тому розчин солі, що утворений сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію - $pH > 7$.

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто



реакція розчину лужна, $pH > 7$

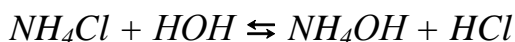
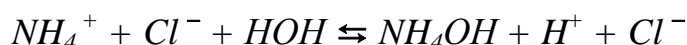
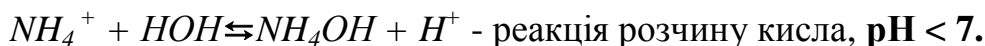


В разі багатоосновних кислот солі, що утворені з них та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей. Розчин таких солей теж має лужну реакцію - $pH > 7$.

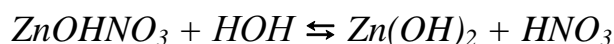
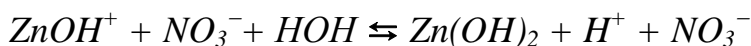
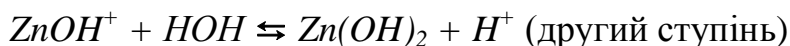
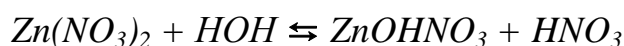
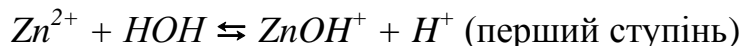
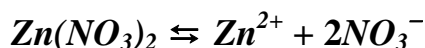
Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабкіша кислота.

3. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами
(Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ та ін.).

Відбувається **гідроліз за катіоном**. Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок водневих іонів H^+ . реакція розчину – кисла – $pH < 7$.



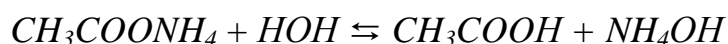
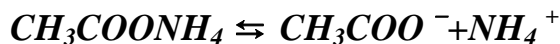
Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто



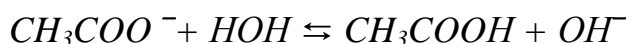
Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла – $pH < 7$.

Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

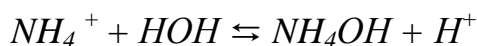
4. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою.
Гідроліз йде за катіоном та аніоном.



Одночасно йдуть обидва процеси:



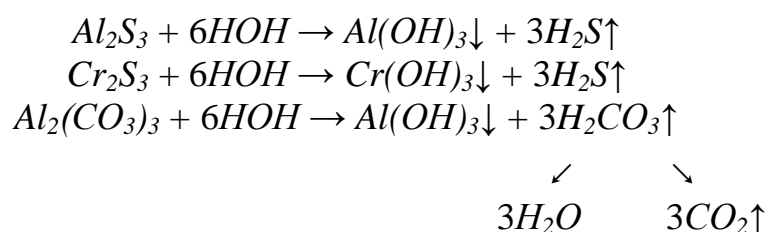
$$K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Реакція розчину залежить від співвідношення констант йонізації речовин, що утворюються, – слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною – $\text{pH} \approx 7$. В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ($\text{pH} = 7$).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія алюміній та хрому сульфідів, алюміній карбонату з водою:



Такі солі неможливо добути з водних розчинів внаслідок їх повного гідролізу.

Ступінь гідролізу. Константа гідролізу

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу - α_2 , та константою гідролізу – K_2 .

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул

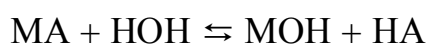
$$\alpha_2 = \frac{C_2}{C},$$

де C_2 – концентрація гідролізованої частини речовини,

C – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від концентрації та температури.

Гідроліз солі MA можна записати в загальному вигляді



Константа рівноваги K_p

$$K_p = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [H_2O]}$$

Але $[H_2O]$ в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/дм³, тоді

$$K_p \cdot [H_2O] = \text{const}$$

та називається **константою гідролізу K_2**

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Для гідролізу за аніоном

$$K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

де K_{H_2O} - йонний добуток води; $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$.

Для гідролізу за катіоном

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}$$

Для гідролізу за катіоном та аніоном

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої піддається гідролізу, тим повніше йде гідроліз.

Взаємозв'язок ступеня гідролізу (α_2) з константою гідролізу (K_2) такий самий, як для ступеня та константи йонізації (дисоціації) – **закон розведення Оствальда**.

$$K_2 = \frac{\alpha_2^2 \cdot C_m}{1 - \alpha_2}$$

Якщо $\alpha_2 \ll 1$,

$$K_2 = \alpha_2^2 \cdot C_m$$

$$\alpha_2 = \sqrt{\frac{K_2}{C_m}}$$

При розведенні розчину солі, яка підверглась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

Ступінь гідролізу - α_2 – зростає з ростом температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Усі реакції нейтралізації екзотермічні, то зворотні – реакції гідролізу – ендотермічні. Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

3.1.2 Запитання до самоперевірки

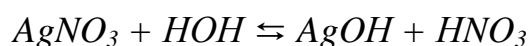
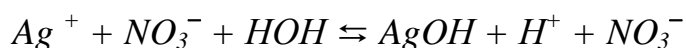
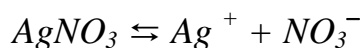
1. Вказати основні положення теорії електролітичної дисоціації. Хто її автор?
2. Механізм електролітичної дисоціації. Розвиток теорії відбувся в працях яких вчених?
3. Хімічна теорія розчинів.
4. Як дисоціюють електроліти? Які сполуки можна віднести до електролітів?
5. Дисоціація амфолітів, її принцип.
6. Як відбувається дисоціація кислих та основних солей?
7. Що таке ступінь дисоціації? Як визначається сила електролітів?
8. Які фактори впливають на ступінь дисоціації?
9. Як визначити константу дисоціації?
10. Яким чином зв'язані ступінь дисоціації та константа дисоціації?
11. Як визначити реакції розчину, за допомогою яких речовин?
12. Які кислотно-основні індикатори ви знаєте, та як змінюється їх колір в різних середовищах?
13. Що таке гідроліз? Які типи солей взаємодіють з водою?
14. Коли відбувається ступінчастий гідроліз?
15. Охарактеризувати ступінь гідролізу та константу гідролізу, вказати, як вони пов'язані.

3.1.3 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі $AgNO_3$, вказати реакцію розчину (pH), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

Розв'язання:

$AgNO_3$ – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи – гідроліз по катіону. Йони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а йони водню будуть накопичуватися. Надлишок йонів водню в розчині відповідає кислому середовищу – $pH < 7$.



Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за виразом

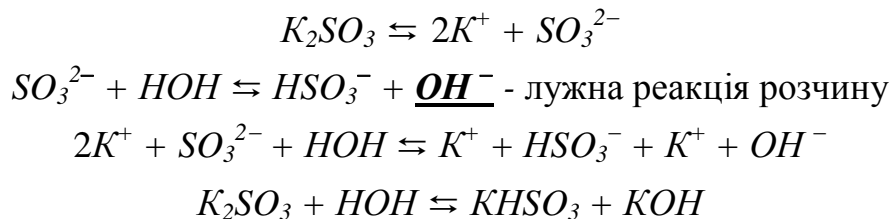
$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Константа йонізації $AgOH$ становить $5,0 \cdot 10^{-3}$ (див. Табл. 2).

Відповідь: гідроліз по катіону йде з утворенням слабкої основи $AgOH$, реакція розчину кисла ($pH < 7$), на що вказує червоне забарвлення розчину при доданні лакмусу. Константа гідролізу становить $2,0 \cdot 10^{-12}$.

Приклад 2. *Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі K_2SO_3 , вказати реакцію розчину (pH), як її визначити (індикатор) та записати константи гідролізу.*

Розв'язання: K_2SO_3 – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти – H_2SO_3 . Сірчиста кислота – двохосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватися кисла сіль:



Аніони сірчистої кислоти SO_3^{2-} зв'язуються йонами водню води та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів (OH^-), які вказують на лужну реакцію розчину ($pH > 7$). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора фенолфталеїну, який забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

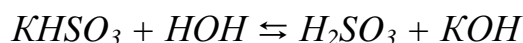
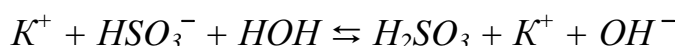
$$K_{r1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \text{ або } K_{z1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа йонізації H_2SO_3 за першим ступенем становить:

$$\begin{aligned} K_1(H_2SO_3) &= 1,4 \cdot 10^{-2} \\ K_{z1} &= \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12} \end{aligned}$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем

$HSO_3^- + HOH \rightleftharpoons H_2SO_3 + \underline{OH^-}$ - лужна реакція розчину, $pH > 7$



Додавання фенолфталеїну забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за другим ступенем:

$$K_{22} = \frac{[H_2SO_3] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} \text{ або } K_{22} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа йонізації H_2SO_3 за другим ступенем становить

$$K_1(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

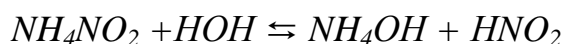
$$K_{21} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}$$

Відповідь: Гідроліз за аніоном йде з утворенням кислої солі (за першим ступенем) та слабкої кислоти (за другим ступенем). Реакція розчину лужна ($pH > 7$). Константи гідролізу дорівнюють $K_1 = 0,71 \cdot 10^{-12}$; $K_2 = 0,16 \cdot 10^{-6}$.

Приклад 8. Гідроліз за катіоном та аніоном солі NH_4NO_3

Розв'язання:

NH_4NO_2 – сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою. Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



Оскільки йони води зв'язуються з утворенням основи та кислоти, то реакція розчину приблизно нейтральна ($pH \approx 7$). Але більш повну відповідь одержимо, якщо порівняємо константи йонізації основи та кислоти

$$K(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5} \quad K(HNO_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}$$

Нітритна кислота дисоціює краще. Тобто реакція розчину слабо кисла ($pH \leq 7$).

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант йонізації кислоти та основи

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: Гідроліз за катіоном та аніоном дає реакцію слабкокислої або слабколужної в залежності від констант йонізації кислоти та основи.

3.1.4 Індивідуальні завдання

варіант	Завдання 1	
	Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гидр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір	
1	$SnCl_2, Na_2S$	$NaNO_3, FeCl_2$
2	$AlCl_3, CH_3COOK$	$NH_4Br, CuCl_2$
3	$Li_2CO_3, MgSO_4$	$CaCl_2, NaNO_2$
4	$RbCl, CuSO_4$	$SnCl_2, Na_2SO_4$
5	$NiSO_4, NaH_2PO_4$	$Na_3PO_4, CrCl_2$
6	$K_2SO_3, TiCl_3$	$MgSO_4, Na_2S$
7	$K_2SnO_3, FeCl_3$	$NaNO_3, KCNS$
8	$Mg(HCO_3)_2, NiCl_2$	$Zn(NO_3)_2, CaCO_3$
9	$Ca_3(PO_4)_3, CrCl_2$	$NaCN, NH_4NO_2$
10	$CoCl_2, K_2S$	$K_2CO_3, Cr(NO_3)_2$

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 4 «Окисно-відновні процеси. Джерела струму»

4.1 «Окисно-відновні процеси»

4.1.1 Теоретична частина

Ступені окиснення. Окиснення та відновлення. Усі хімічні реакції можна віднести до 2 груп: реакції, в яких ступінь окиснення елементів не змінюється, та реакції, в яких ступінь окиснення (ст.ок.) елементів змінюється.

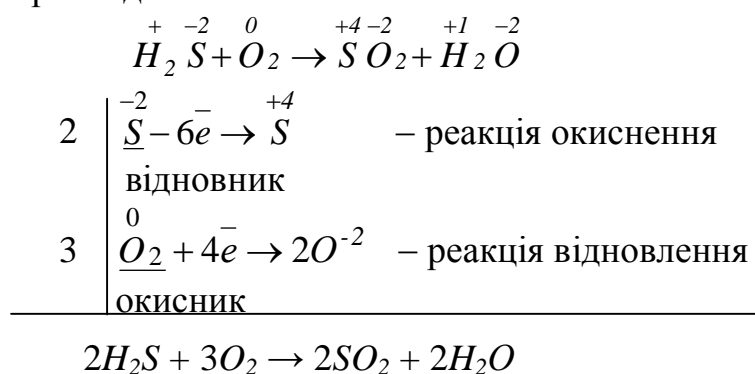
Окисно-відновні реакції (ОВР) перебігають зі зміною ступеня окиснення реагуючих речовин або зі зміною стану йонів, якщо реакції відбуваються в розчинах. Для опису ОВР і розрахунку стехіометричних коефіцієнтів в рівняннях реакції використовують поняття ступеня окиснення (ступінь окисненості, окисне число).

Ступінь окиснення елемента в сполучі визначається як число електронів, які змістилися від одного атома („+” ст.ок.) до іншого („-” ст.ок.).

При визначенні ступеня окиснення мають на увазі:

1. молекула електронейтральна, ступінь окиснення кисню в сполуках „-2”, водню „+1”.
2. ступінь окиснення простих речовин дорівнює нулю.
3. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю.
4. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в йоні дорівнює заряду йона.

Розглянемо приклад ОВР:



*Процес втрати електронів називається **окисненням**. Ступінь окиснення при цьому збільшується. Атом чи йон, який віддає електрони називається **відновником**. При цьому він окиснюється, а ступінь окиснення його підвищується.*

*Процес приєднання електронів називається **відновленням**. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує*

електрони, називається **окисником**. При цьому він відновлюється, а ступінь окиснення його зменшується.

Відновник \rightleftharpoons електрон + окисник

Окиснення-відновлення – це єдність двох протилежних процесів.

Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник окиснює іншу речовину під впливом відновника, сам при цьому відновлюється.

Методи розрахунку коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій

Щоб записати рівняння ОВР треба знати:

- у вихідних речовинах та продуктах реакції повинна бути однакова кількість одних і тих самих атомів.
- сума зарядів йонів продуктів реакції дорівнює сумі зарядів йонів вихідних речовин, тобто кількість електронів, які віддав відновник дорівнює сумі електронів, прийнятих окисником.

Правильно написані рівняння відображають закон збереження маси речовин.

Для розрахунку коефіцієнтів в ОВР існує два методи:

- 1) метод електронного балансу;
- 2) метод електронно-іонного балансу.

Метод електронного балансу ґрунтується на визначенні ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення.

Метод електронно-іонного балансу ґрунтується на зміні стану йонів в розчині та застосовано для процесів, які відбуваються в розчинах чи розплавах.

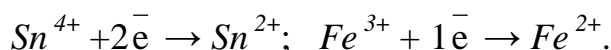
Типові окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість

Реакції, в яких змінюються ступені окиснення елементів, – окисно-відновні. Елемент, який втрачає електрони, називається *відновником*; при цьому він окиснюється, а *ступінь окиснення його підвищується*. Елемент, який приймає електрони, називається *окисником*; при цьому він відновлюється, а *ступінь окиснення його зменшується*.

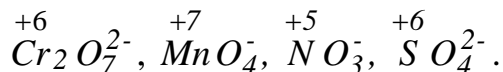
Найважливіші окисники:

1. Прості речовини – неметали VI та VII груп: $Br_2^0 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$
 $S^0 + 2e^- \rightarrow S^{-2}$

2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення –

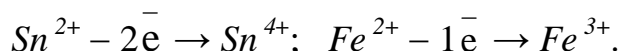


4. Пероксиди металів – Na_2O_2, BaO_2 .

Найважливіші відновники:

1. Метали – $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$.

2. Катіони, в яких ступень окиснення може зростати



3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення – $Cl^-, S^{2-}, SO_3^{2-}, NO_2^-$ тощо.

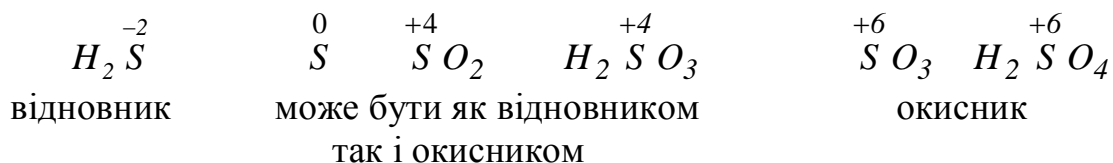
4. Гідриди – CaH_2, NaH, SiH_4, CH_4 .

5. Водень, вуглець, монооксид вуглецю, сірка – H_2, C, CO, S – при високих температурах.

Окисно-відновна двоїстість характерна для сполук, йонів, в яких елемент знаходиться в проміжній ступені окиснення, та в залежності від умов може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

Сполуки елемента з вищим ступенем окиснення завжди окисники, а з нижчим ступенем окиснення – відновники.

Здатність сполуки вступати в реакції з окисниками та відновниками називається **окисно-відновною двоїстістю**.



Еквіваленти окисників та відновників

Еквівалентом називається така кількість речовини, що взаємодіє з 1 моль атомів водню.

1 моль атомів водню приєднує (віддає) 1 моль електронів:



Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

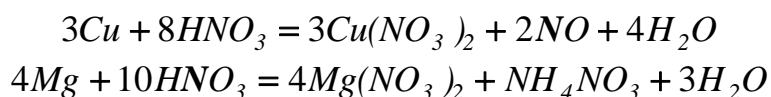
Молярна маса еквівалента окисника (відновника) дорівнює його мольній масі M , помноженій на фактор еквівалентності:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділений на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).

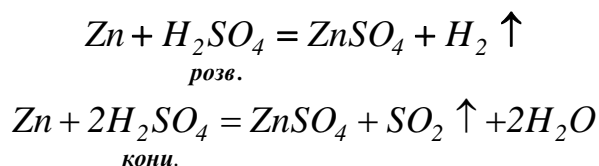
Чинники, що впливають на характер перебігу окисно-відновних реакцій:

а) природа реагуючих речовин

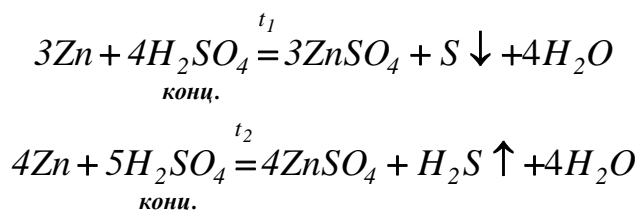


Mg – більш активний відновник.

б) концентрація окиснювача



в) температура ($t_2^0 > t_1^0$)



г) водневий показник (*pH*) середовища

На прикладі відновлення окисника *KMnO₄* в кислому, нейтральному та лужному середовищі ми з'ясували, що найповніше відновлення окисника відбувається в кислому середовищі.

4.1.2 Запитання до самоперевірки

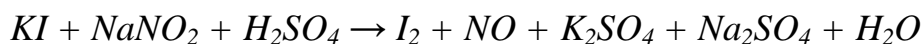
1. Чим відрізняються реакції окиснення-відновлення від інших хімічних реакцій?
2. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
3. Що відбувається з окисником та відновником під час окисно-відновних реакцій? Як змінюється їх ступінь окиснення?
4. Яку роль відіграє середовище при окисно-відновних процесах?
5. Що зветься окисно-відновним процесом?
6. Назвіть окисники, що мають найбільше значення в техніці і лабораторній практиці?
7. Вкажіть найважливіші відновники?
8. Які речовини можуть бути тільки окисниками, а які тільки відновниками?

9. Коли можна очікувати від сполуки окисно-відновну двоїстість?
10. За яких умов для визначення коефіцієнтів в ОВР використовують метод електронного балансу, а коли метод електронно-іонного балансу?
11. Як визначаються молярні маси еквівалентів окисника та відновника? Які чинники впливають на характер перебігу ОВР?

4.1.3 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Методом електронно-іонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

Приклад 1. **Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі та молярні маси еквівалентів окисника та відновника. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.**



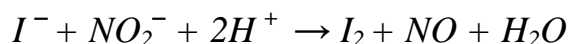
Розв'язок.

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



I_2 – проста речовина, NO – оксид, вони в розчині не дисоціюють, H_2O – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

2) Записуємо спрощене рівняння: однакові йони незалежно від кількості не записуємо ні в лівій частині рівняння, ні в правій.



3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні йони водню H^+ – **середовище кисле**. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні йони – йони водню H^+ .

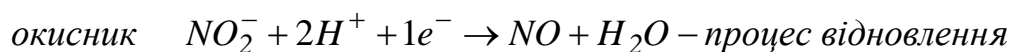
4) Записуємо схеми напівреакцій:



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



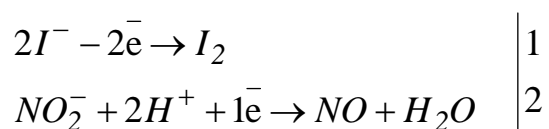
б) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



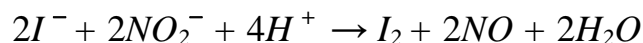
Йони йоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

Йон NO_2^- за допомогою двох йонів водню H^+ перетвориться в молекули NO та H_2O , прийнявши один електрон, тобто NO_2^- – окисник.

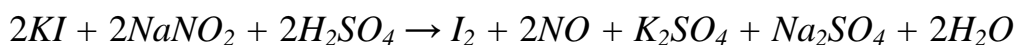
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2e^-$ та $1e^-$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



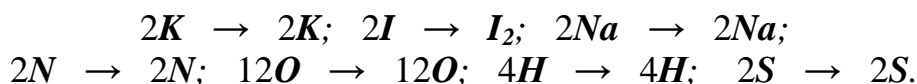
8) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



9) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами



За законом збереження матерії перевіряємо кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частині рівняння



10) Визначаємо молярні маси еквівалентів окисника та відновника за формулою:

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

де $f_{екв}$ – фактор еквівалентності, $f_{екв} = \frac{1}{n}$;

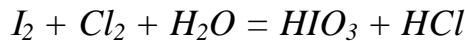
n – кількість електронів, що приймає участь в реакціях окиснення та відновлення.

$$M_{екв}(KI) = \frac{1}{2} \cdot 166 = 83 \text{ г/моль}$$

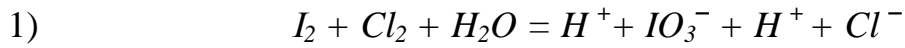
$$M_{екв}(NaNO_2) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами I^- електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону NO_2^- – процес відновлення; йон I^- – відновник; йон NO_2^- – окисник. $M_{екв}(KI) = 83 \text{ г/моль}$, $M_{екв}(NaNO_2) = 69 \text{ г/моль}$.

Приклад 2. *Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.*

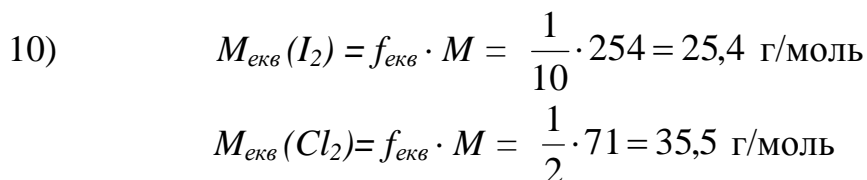
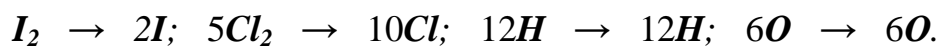
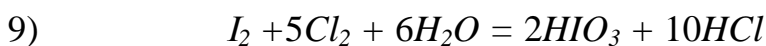
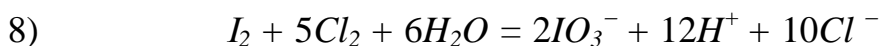
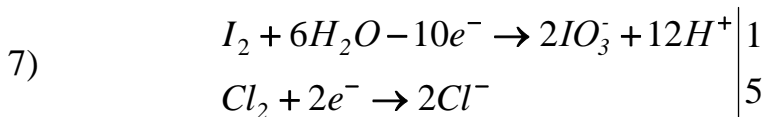
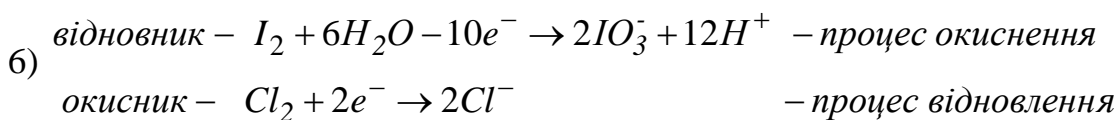
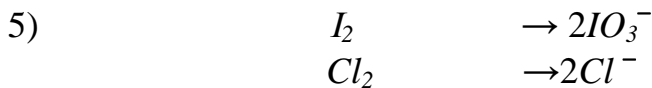
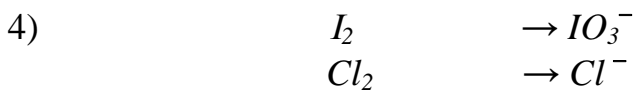


Розв'язок:



2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле



Відповідь: Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник – Cl_2^0 , відновник – I_2^0 .
 $M_{екв}(I_2) = 25,4 \text{ г/моль}$, $M_{екв}(Cl_2) = 35,5 \text{ г/моль}$.

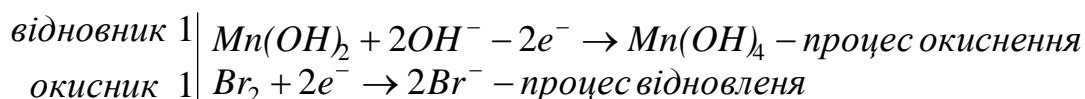
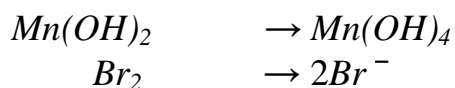
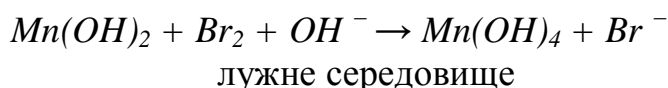
Приклад 3. **Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника**



Розв'язок:



$\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – слабкі електроліти, Br_2 – неелектроліт.



$$M_{\text{екв}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 89 = 44,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Br}_2) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 160 = 80 \text{ г/моль}$$

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник – Br_2 , відновник – $\text{Mn}(\text{OH})_2$.
 $M_{\text{екв}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 44,5 \text{ г/моль}$, $M_{\text{екв}}(\text{Br}_2) = 80 \text{ г/моль}$

4.1.4 Індивідуальні завдання

Варіант: Методом електронно-іонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника

1. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O$
2. $Pb + KNO_3 \rightarrow KNO_2 + PbO$
3. $H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
4. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
5. $Fe + H_2SO_4 \text{ (розб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$
6. $C + Na_2CrO_4 + NaOH \rightarrow CO + Na_3CrO_3 + H_2O$
7. $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
8. $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$
9. $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$
10. $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$

4.2 «Хімічні джерела струму»

4.2.1 Теоретична частина

Електрохімічні процеси. Електрохімія вивчає окисно-відновні реакції, які супроводжуються перетворенням хімічної енергії в електричну і навпаки.

Окисно-відновні реакції можуть відбуватися при безпосередньому контакті окисника та відновника або, коли окисник та відновник відокремлені один від одного, а перехід електронів відбувається по зовнішньому провіднику.

Гетерогенні окисно-відновні процеси використовують в гальванічних елементах для отримання електричного струму.

Процеси прямого перетворення хімічної енергії в електричну і навпаки називаються **електрохімічними процесами**.

Електрохімічні процеси можна поділити на 2 основні групи:

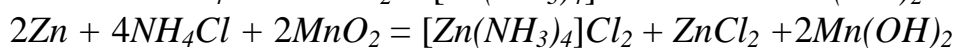
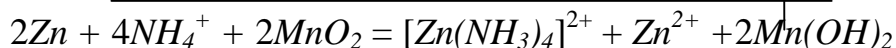
- 1) процеси перетворення хімічної енергії в електричну (в гальванічних та паливних елементах);
- 2) процеси перетворення електричної енергії в хімічну (при електролізі).

До **хімічних джерел струму** належать:

1. гальванічні елементи – елементи одноразової дії, в них відбуваються незворотні хімічні процеси.
2. акумулятори – елементи, працездатність яких може бути поновлена шляхом їх зарядження.
3. паливні елементи – електрохімічні генератори.

Елементи одноразової дії використовують в вигляді сухих герметичних батарей або наливних, в які перед роботою заливають воду або електроліт. Ці елементи працюють в різних вимірювальних приладах, в установках зв'язку тощо.

Розглянемо як працює сухий **цинково-марганцевий елемент Лекранше**. У вугільний електрод цього елемента запресовується окисник – MnO_2 .

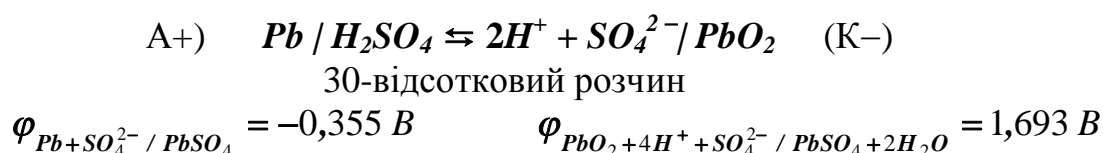


Напруга цього елемента – 1,4 – 1,6 В.

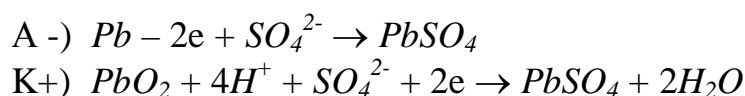
Акумулятори – це гальванічні елементи, які можна регенерувати, пропускаючи крізь них сталий електричний струм зарядки, підключивши «+» до «+», а «-» до «-».

В залежності від характеру електроліта розрізняють кислотні та лужні акумулятори.

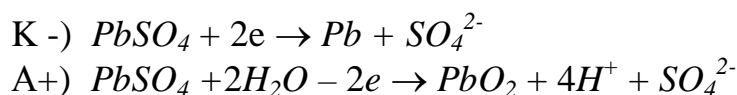
Кислотні свинцеві акумулятори найбільш поширені, їх використовують як джерела струму для стартерів двигунів внутрішнього згорання, для освітлення тощо. Платівки акумулятора виготовлено зі свинцю з сурмою, в комірці яких запресовано діоксид свинцю. Платівки занурюють в 30% розчин сірчаної кислоти (H_2SO_4), який має максимальну електропровідність. Потім заряджають, пропускаючи електричний струм. При розрядженні акумулятор працює як гальванічний елемент, при зарядженні відбуваються процеси як при електролізі.



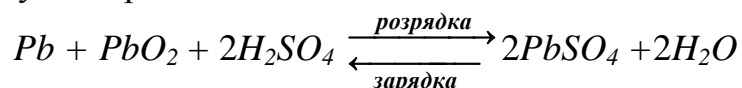
Розрядка – гальванічний елемент



Зарядка – електроліз



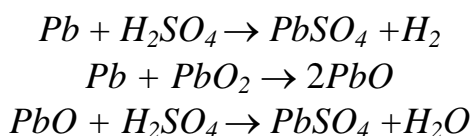
Підсумовуємо процеси:



Різниця потенціалів становить 2,1 В.

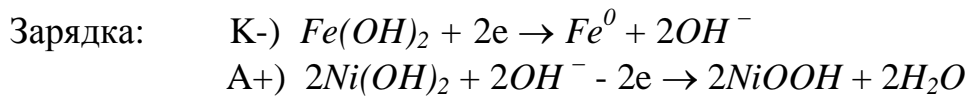
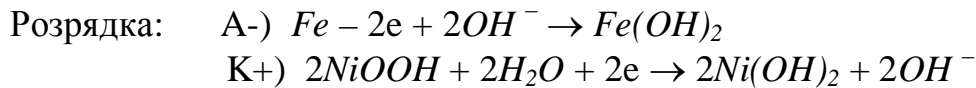
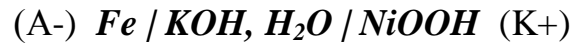
Перевага свинцевого акумулятора – велика електрична ємність, надійність в роботі, витримує велику кількість циклів зарядка-розрядка, недорогий.

Недоліки – велика вага, мала питома ємність, негерметичний, виділяє водень при розрядженні.

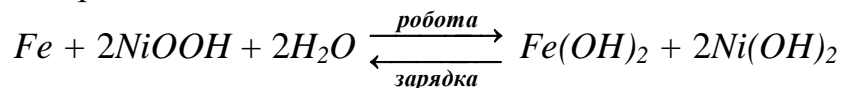


Лужні акумулятори мають більший строк роботи, вони герметичні та застосовуються в апаратурі зв'язку, в радіоприймачах, магнітофонах, електронній апаратурі. Лужні акумулятори мають велику питому ємність (А·год/кг), високу різницю потенціалів, яка мало змінюється в процесі роботи.

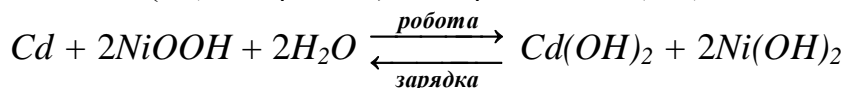
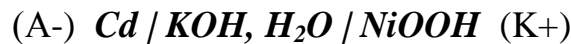
Розглянемо роботу **залізо-нікелевого** та **кадмій-нікелевого** акумуляторів



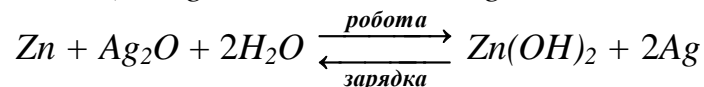
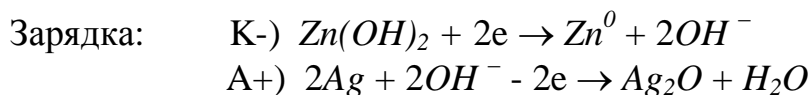
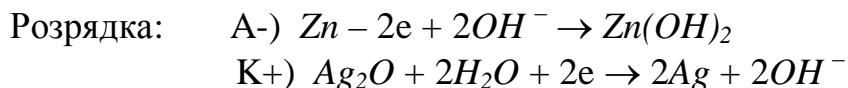
Підсумовуємо процеси:



Аналогічно працює **кадмій-нікелевий акумулятор**



Срібно-цинковий акумулятор легкий, застосовується в авіації, у космосі.



Паливні елементи. В електрохімічних елементах хімічна енергія металів безпосередньо перетворюється в електричну енергію. Якщо замість металів взяти звичайно паливо, горючі матеріали та перетворити їх потенційну енергію в електричну, то отримуємо **паливні елементи** – прилади, в яких окисник та відновник зберігаються окремо від елемента та подаються безпосередньо до електродів. Продукти горіння безперервно відводяться. В паливних елементах електроди не приймають участь в процесі здобуття енергії, вони графітові чи нікелеві, з металокераміки, пористі з додатками благородних металів (*Pt, Pd, Ag*) – каталізаторів. Вони не змінюються при роботі елемента та не мають обмежень в строках

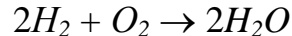
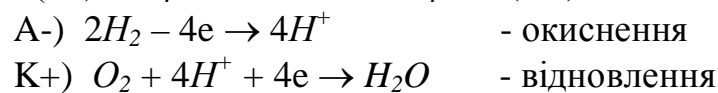
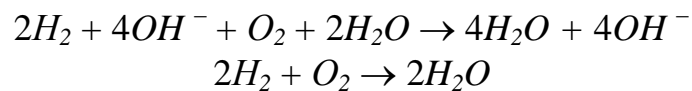
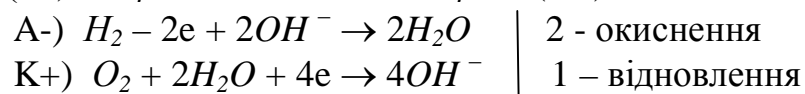
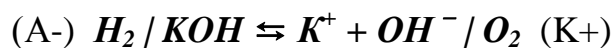
роботи. В якості електроліта застосовують кислотні або лужні розчини, розплави солей.

Електрохімічна реакція протікає на межі трьох фаз: газ-електроліт-електрод. Подача окисника та відновника відбувається безперервно, продовж тривалого часу.

В якості відновника застосовують водень, гідразін (N_2H_4), метанол (CH_3OH), вуглеводи, паливо (вугілля), кокс, оксид вуглецю (II), етилен. Окисник – це повітря, кисень, пероксиди.

Розглянемо роботу воднево-кисневого паливного елемента з лужним та кислотним електролітами.

Воднево-кисневий паливний елемент



Внаслідок роботи утворюється екологічно чиста вода.

Перевага паливних елементів:- необмежений час дії; високий ККД (> 80%); великий інтервал температур (25 ÷ 2000 °C), тиску (101,3–5067 кПа); економічно дешеві відновники, окисники; малогабаритні, безшумні в роботі; відсутність шкідливих продуктів реакції – екологічно чисті.

Паливні елементи характеризуються напругою (ϵ), потужністю та коефіцієнтом корисної дії (**ККД**).

Напруга киснево-водневого паливного елемента за стандартних умов дорівнює 1,23 В.

Система з батареєю паливних елементів, приладів для підвода палива та окисника; відводу з елемента продуктів реакції; підтримки та регулювання температури одержала назву **електрохімічного генератора**. Потужність електрохімічних генераторів від 10 Вт до 1000 кВт.

Киснево-водневі генератори застосовуються на космічних апаратах, в ракетній техніці, медицині.

Таблиця 4.1 – Стандартні електродні потенціали в водних розчинах при $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$

Електрод	Електродна реакція	φ° , В	Електрод	Електродна реакція	φ° , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e = Li	-3,045	Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e = Rb	-2,925	Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,126
K ⁺ /K	K ⁺ + e = K	-2,925	W ³⁺ /W	W ³⁺ + 3e = W	-0,05
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e = Cs	-2,923	Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,036
Ra ²⁺ /Ra	Ra ²⁺ + 2e = Ra	-2,916	H ⁺ /H ₂	H ⁺ + e = 1/2H ₂	+0,00
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2,906	Ge ²⁺ /Ge	Ge ²⁺ + 2e = Ge	+0,01
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866	Sb ³⁺ /Sb	Sb ³⁺ + 3e = Sb	+0,20
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714	Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e = Bi	+0,23
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3e = La	-2,522	Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,337
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363	O ₂ /OH ⁻	1/2O ₂ + H ₂ O + 2e = 2OH ⁻	+0,401
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847	Te ²⁺ /Te	Te ²⁺ + 2e = Te	+0,402
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1,662	Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0,521
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,628	I ₂ /I ⁻	1/2I ₂ + e = I ⁻	+0,535
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e = V	-1,186	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e = 2Hg	+0,798
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,180	Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913	Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,854
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763	Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e = Pd	+0,987
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744	Br ₂ /Br ⁻	1/2Br ₂ + e = Br ⁻	+1,065
S ⁰ /S ²⁻	S ⁰ + 2e = S ²⁻	-0,51	Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1,2
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,440	Cl ₂ /Cl ⁻	1/2Cl ₂ + e = Cl ⁻	+1,359
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403	Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1,498
Tl ⁺ /Tl	Tl ⁺ + e = Tl	-0,336	Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e = Au	+1,691
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277	H ₂ /H ⁻	1/2H ₂ + e = H ⁻	+2,2
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,250	F ₂ /F ⁻	1/2F ₂ + e = F ⁻	+2,87
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3e = Mo	-0,20			

4.2.2 Запитання до самоперевірки

1. Як визначається електрорушійна сила в гальванічному елементі?
2. Чому відповідає електрорушійна сила при електролізі?
3. Як визначається напрямок перебігу електронів в гальванічному елементі: від анода до катода чи від катода до анода?
4. Коли відбувається поляризація електрода (який електрод не окиснюється) при електролізі?
5. Які процеси відбуваються при електролізі на інертних та металевих електродах?

Користуючись таблицею 4.1 стандартних електродних потенціалів (φ^0) вказати:

6. Які метали витискають водень з води.
7. Які метали можуть витискати інші метали з розчинів їх солей.
8. Які метали витискають водень з кислот.
9. Які метали ніколи не витиснуть водень з води та кислот?
10. Порівнюючи пари металів, визначити який метал (за φ^0) буде виступати в якості анода, а який – в якості катода?
А) $Fe - Zn$; Б) $Cu - Cr$; В) $Ni - Pb$.

4.2.3 Індивідуальні завдання

1. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $Zn(NO_3)_2 + Pb$; б) $AlCl_3 + Mg$;
2. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $Pb(NO_3)_2 + Ag$; б) H_2SO_4 (розб) + Ni ;
3. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $Zn(NO_3)_2 + Cu$; б) $Bi(NO_3)_3 + Fe$;
4. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $Al_2(SO_4)_3 + Mn$; б) HNO_3 (розб) + V ;
5. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $AgNO_3 + Cu$; б) $FeSO_4 + Zn$.

6. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) HCl (розб) + Cu ; б) $Na_2SO_4 + Al$.
7. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $CdSO_4 + Ti$; б) $Ni(NO_3)_2 + Fe$.
8. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $ZnSO_4 + Ti$; б) $MoCl_3 + Cr$.
9. Хімічно чистий цинк майже не реагує з хлороводновою кислотою. При доданні до кислоти нітрату плюмбуму ($Pb(NO_3)_2$) відбувається енергійне виділення водню. Поясніть це явище. Запишіть рівняння реакцій.
10. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перебіг електронів
а) $AgNO_3 + Sn$; б) $CuSO_4 + Mn$.

РОЗДІЛ ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

1.1 «Приготування розчинів певної концентрації та її визначення»

Мета роботи – оволодіння навичками приготування розчинів різної концентрації з сухої солі, з кристалогідрату або більш концентрованого розчину;

– методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації;

– навичками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

1.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Способи визначення складу розчинів

Розчини – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Концентрація речовини – фізична величина (розмірна або безрозмірна), що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплаву.

Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масовій чи об'ємній кількості розчину або розчинника.

Масові концентрації

Масова частка розчиненої речовини (ω - *омега*) – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V}$$

де ω – масова частка розчиненої речовини;

m_B – маса розчиненої речовини B ;

m_{p-ny} – загальна маса розчину;

m_S – маса розчинника;

ρ – густина розчину, г/см³;

V – об'єм розчину.

Масова частка розчиненої речовини ω – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Процентна концентрація (С%) – маса розчиненої речовини в 100 г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\%.$$

Молярна частка (N_i) – відношення кількості речовини (n_B) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де n_1 і n_2 – число моль розчинника і розчиненої речовини,

N_i – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

Моляльна концентрація – (моляльність, C_m) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси (1 кг = 1000 г) розчинника.

$$C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S}, \text{ (моль/кг),}$$

де m і m_S – маса розчиненої речовини і розчинника;

M – молярна маса розчиненої речовини.

Скорочене позначення одиниці моляльності **моль/кг**.

Масова концентрація речовини B – дорівнює масі розчиненої речовини B (m_B), поділеної на об'єм розчину (V):

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}, \text{ (г/дм}^3\text{)}.$$

Об'ємні концентрації

Об'ємна частка розчиненої речовини (φ_B) – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{p-ny}}; \quad \varphi_B = \frac{V_B}{V_B + V_S},$$

де φ – об'ємна частка розчиненої речовини;

V_B – об'єм розчиненої речовини;

V_{p-ny} – об'єм (загальний) розчину;

V_S – об'єм розчинника.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в долях від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%.$$

Молярна концентрація (молярність, C_M або M) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль розчиненої речовини в дм^3 розчину (1 дм^3 = 1 л).

$$C_M(B) = \frac{n_B}{V_B}; \quad C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_B}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}.$$

Молярна концентрація еквівалентів речовини B (еквівалентна концентрація, нормальність, C_H або n) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1 дм³ розчину

$$C_H(B) = \frac{n_{екв}}{V_B}; \quad C_H(B) = \frac{m_B}{M_{екв(B)} \cdot V_B}. \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}$$

Титр (T) – концентрація стандартного розчину, яка дорівнює масі речовини в грамах, що міститься в 1 см³ розчину (1 см³ = 1 мл).

$$T_B = \frac{m_B}{V_B}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \text{ (г/мл; г/см}^3\text{)}$$

оскільки $m/M = n(\nu)$ – число моль, то $T \cdot V = m$; $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$ – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (КРЕ)

Звідси

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V}.$$

$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3,$$

де ρ – густина розчину в г/см³;

$\rho \cdot 1000$ – маса 1 дм³ розчину;

$\rho \cdot 1000 \cdot \omega$ – маса розчиненої речовини в 1 дм³ розчину.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{екв} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}} \quad \text{моль/дм}^3$$

1.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Посуд і реактиви: колби місткістю 200-250 см³, мірні колби на 100, 200, 250 см³; сухі солі: натрія хлорид, калія хлорид, амонія хлорид, калія сульфат, калія біхромат; кристалогідрати: міді сульфат, магнія сульфат, натрія сульфат, натрія карбонат.

Для приготування розчинів заданої концентрації необхідно розрахувати навішування речовини і зважити його на технохімічних терезах з точністю до 0,01 г.

Правила зважування

Зважуванням називають порівняння маси даного тіла з масою гир.

Для зважування на технохімічних терезах застосовують стограмовий важок, що є набором грамових і міліграмових гир – важків, розташованих в певному порядку в кублах спеціального ящика.

Пристаючи до зважування, потрібно переконатися, що терези правильно встановлені. Для цього ручку аретира поволі повертають управо і спостерігають за відхиленням стрілки. Якщо терези встановлені правильно, то стрілка відхиляється від нульової позначки шкали управо і вліво на однакову кількість позначок. Якщо відхилення від нульової позначки шкали в один бік більше, ніж в іншу, то терези потрібно аретирувати і звернутися з проханням їх відрегулювати.

Речовини зважують охолодженими до кімнатної температури. Речовину, яку зважують, поміщають на ліву чашку терезів, на праву – важки в низхідному порядку, починаючи з найбільших. Знімати і класти на чашки терезів речовину, яку зважують, і важки слідє тільки при аретируванні вагах.

Коли зважування закінчене, не знімати важки з чашки терезів до того, як маса тіла буде підрахована (по порожніх кублах в ящику). Поміщаючи важки назад в ящик, цю масу перевірити. Масу записати з точністю до 0,01 г.

Правила користування ареометром

Ареометр є пустотілий скляний поплавець, у верхній частині якого знаходиться шкала відносної густини, а в нижній – вантаж, який підтримує ареометр у вертикальному положенні при зануренні його в рідину.

Ареометр калібрується при певній температурі. Ареометри, вживані для визначення відносної щільності рідин важче за воду, мають нуль вгорі, а для рідин легше за воду – внизу шкали.

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 см³

наливають випробовуваний розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра, і відзначають поділку шкали, співпадаючу з рівнем рідини в циліндрі (за верхнім меніском). Відлік поділок за шкалою проводять зверху вниз.

Користуючись спеціальними таблицями, за зміряною густиною визначають масову частку розчиненої речовини (%) в розчині. Якщо в таблиці немає цифри, точно співпадаючої з відліком за шкалою ареометра, а є близькі значення, то масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини по двом відомих крайніх).

Таблиця 1 - Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину ρ (г/см ³)							
	<i>NaCl</i>	<i>KCl</i>	<i>Na₂SO₄</i>	<i>K₂SO₄</i>	<i>K₂Cr₂O₇</i>	<i>CuSO₄</i>	<i>MgSO₄</i>	<i>NH₄Cl</i>
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	1,029	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

* Насичений розчин

Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою солі (%)

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Приготувати:

1. 160 г 3-відсоткового розчину *NaCl*
2. 120 г 40-відсоткового розчину *CuSO₄* з кристалогідрату *CuSO₄·5H₂O*
3. 130 г 6-відсоткового розчину *K₂SO₄*
4. 165 г 3-відсоткового розчину *K₂Cr₂O₇*
5. 140 г 5-відсоткового розчину *Na₂SO₄* з кристалогідрату *Na₂SO₄·10H₂O*
6. 205 г 5-відсоткового розчину *KCl*
7. 90 г 8-відсоткового розчину *NH₄Cl*

Відповідно до завдання розрахувати масу солі (у перерахунку на суху речовину), необхідної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахувати масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірити у викладача.

Зважити на технохімічних терезах масу солі і перенести її в конічну колбу на 300 см³. Розрахувати необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$, відміряти циліндром необхідний об'єм води і розчинити сіль в приблизно половинному об'ємі води при перемішуванні. Після розчинення солі додати воду, що залишилася, і ретельно перемішати розчин. Визначити відносну густину приготованого розчину. Для чого розчин з колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму і зміряти ареометром його густину.

Порівняти одержану відносну густину з табличними даними і розрахувати похибку досліду.

$$\Pi, \% = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}})/\rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%;$$

$$\Pi, \% = [(\omega_{\text{табл}} - \omega_{\text{експ}})/\omega_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

Результати досліду внести в таблицю.

Таблиця 2 - Експериментальні і розрахункові дані

Масова частка	Маса безводної солі, г	Маса кристалогідрату, г	Маса води, г	$\rho_{\text{р-ну}}$, г/см ³		Концентрація приготовленого розчину		
				табл.	експ.	C_M	C_N	T

Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалентів (C_N), титр (T) приготованого розчину.

Зробити висновок про те, з якою точністю приготований розчин.

Дослід 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою (%) з більш концентрованого розчину

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Використовуючи одержаний в Досліді 1 розчин, **приготувати:**

1. 240 г 1-відсоткового розчину $K_2Cr_2O_7$
2. 70 г 3-відсоткового розчину $CuSO_4$
3. 175 г 2-відсоткового розчину $NaCl$
4. 150 г 4-відсоткового розчину NH_4Cl

Знайдіть відносну густину запропонованого розчину за таблицею.

Визначте густину концентрованого розчину солі за допомогою ареометра і по ній знайдіть масову частку (%) концентрованого розчину солі (див. таблицю).

Знаючи ρ , розрахуйте об'єм концентрованого розчину солі (V), необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Розрахунок перевірити у викладача.

Відміряйте маленьким циліндром розрахований об'єм концентрованого розчину, перенесіть його в циліндр більшого об'єму і долийте водою до потрібного об'єму.

Приготований розчин ретельно перемішайте (переливаючи з циліндра в циліндр) і поміряйте ареометром його густину ρ .

Результати досвіду внесіть в таблицю.

Таблиця 3 - Експериментальні і розрахункові дані

$\rho_{p-ну}$		ω (%)		$V_{p-ну},$ $см^3$	$\rho,$ $г/см^3$	$V_{H_2O},$ $см^3$	Концентрація приготовленого розчину		
вих.	задан.	вих.	задан.				C_M	C_H	T

Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалентів (C_H) і титр (T) приготовленого розчину.

Дослід 3. Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалентів

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Приготувати:

1. 100 см^3 0,05 н розчину $K_2Cr_2O_7$
2. 200 см^3 0,2 М розчину $NaCl$
3. 100 см^3 0,2 н розчину K_2SO_4

Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину. Розрахунок перевірити у викладача.

Зважити масу солі на технохімічних терезах, розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води, потім розчин перенести із стакана в мірну колбу відповідного об'єму. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчинили сіль, злити цю воду в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою за нижнім меніском. Розчин в колбі ретельно перемішати. Відносну густину приготовленого розчину визначити за допомогою ареометра. Перерахувати молярну концентрацію в C_H , T , ω (%), а C_H - в C_M , T (%)

Результати досвіду внести в таблицю.

Таблиця 4 - Експериментальні і розрахункові дані

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для приготування розчину, г		Маса води, г	V_{p-ny} , см ³	ρ , г/см ³	Концентрація приготовленого розчину		
	безвод.	кристалогідр.				T	$C_M, (C_H)$	$\omega(\%)$

Зробити висновок про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

1.1.3 Запитання до захисту лабораторної роботи

1. Що визначає концентрація розчинів?
2. Які концентрації відносяться до масових?
3. Які об'ємні концентрації ви знаєте?
4. Яка розмірні сит об'ємних концентрацій (C_M, C_H, C_m, T)?
5. З якою точністю визначається маса речовини та технохімічних та аналітичних терезах?
6. За якими формулами перераховуються масові концентрації в об'ємні?
7. Яку величину необхідно визначити для перерахунку концентрацій?

Індивідуальні завдання виконуються при розрахунках по виготовленню розчинів певної концентрації.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

2.1 «Дослідження закономірностей процесів гідролізу солей в водних розчинах»

Мета роботи: Дослідити

- реакцію розчинів різних солей;
- утворення основних та кислих солей за ступінчастим гідролізом; випадки повного гідролізу;
- фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

2.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Вода слабкий електроліт, який дисоціює на йони водню та гідроксид-іони



Дисоціація води пояснює важливе явище – гідроліз солей. Водні розчини солей мають кислу або лужну реакцію.

Кислотний або лужний характер розчину обумовлено присутністю в розчині надлишку йонів водню або гідроксид-іонів, які утворюються за рахунок розчинника – води при взаємодії її йонів з йонами солі.

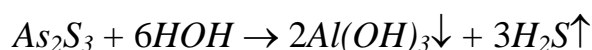
Взаємодія йонів солі з йонами води, яка супроводжується утворенням малодисоційованої сполуки та зміною концентрації йонів водню чи гідроксид-іонів, називається **гідролізом** солі.

Гідролізу підлягають солі, що утворені:

1. слабкими кислотами та сильними основами, наприклад Na_2CO_3 ;
2. сильними кислотами та слабкими основами, наприклад $Zn(NO_3)_2$;
3. слабкими кислотами та слабкими основами, наприклад $(NH_4)_2S$.

Солі утворені сильними кислотами та сильними основами (KCl , $NaNO_3$, K_2SO_4) гідролізу не підлягають.

Гідроліз – процес зворотній і тільки гідроліз солі, утвореною дуже слабкою кислотою та дуже слабкою основою може йти до кінця – до повного розкладу солі. Реакція стає незворотною

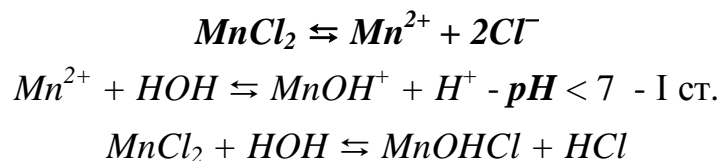


Ступінь гідролізу залежить:

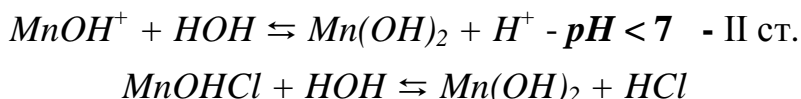
- від природи кислоти та основи, що утворюють сіль;
- від температури;
- від концентрації чи розведення розчину.

Гідроліз йде по різному в залежності від типу солей.

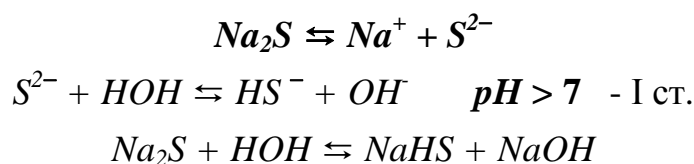
Гідроліз йде за катіоном, якщо сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою



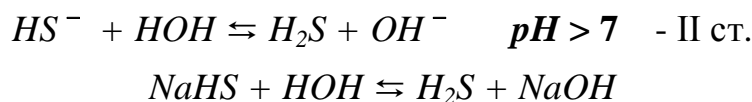
В такому випадку утворюється основна сіль (за I ступенем) або слабка основа (за II ступенем), а реакція розчину – кисла.



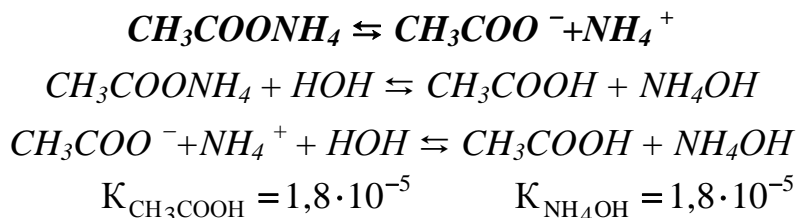
Гідроліз за аніоном йде в випадку солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою



За першим ступенем утворюється кисла сіль, за другим – слабка кислота. Реакція розчину – лужна, бо накопичується надлишок гідроксид-іонів



Гідроліз за катіоном та аніоном відбувається, коли сіль утворена слабкою кислотою та слабкою основою. Тоді утворюються слабкі електроліти – основа та кислота – реакція розчину приблизно нейтральна. Вона може бути більш кислою чи більш лужною в залежності від констант дисоціації основи та кислоти



Кількісно гідроліз характеризується ступеню гідролізу $\alpha_2 = \frac{C_2}{C}$, та константою гідролізу K_2 , яка для реакції $\text{MA} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{MOH} + \text{HA}$, дорівнює

$$K_2 = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{HA}]}{[\text{MA}]}$$

бо $[HOH]$ – стала та враховується в K_2 .

$$\text{Для гідролізу за катіоном: } K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^{n+}]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}.$$

$K_{H_2O} = 10^{-14}$ – йонний добуток води.

$$\text{Для гідролізу за аніоном: } K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^{n-}]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}.$$

$$\text{Для гідролізу за катіоном та аніоном: } K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

де K_{HA} та K_{MOH} – константи дисоціації кислоти та основи відповідно.

2.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: Дослідити

- реакцію розчинів різних солей;
- утворення основних та кислих солей за ступінчастим гідролізом;
- випадки повного гідролізу;
- фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

Реактиви та устаткування:

- солі: натрія ацетат CH_3COONa , алюмінія хлорид $AlCl_3$, натрія силікат Na_2SiO_3 , калія хлорид KCl , натрія карбонат Na_2CO_3 , натрія сульфат Na_2SO_3 ;

- розчини: алюмінія сульфат, натрія ацетат, натрія або амонія сульфат, натрія карбонату, заліза (III) хлорид, хрома (III) сульфат, амонія сульфід, розведена хлороводневої кислоти;

- індикатори: нейтральний розчин лакмусу; спиртовий розчин фенолфталеїну;

- устаткування: штатив з пробірками, стакани, мікрошпателі, скляні палички.

Порядок виконання роботи

1. Дослідження зовнішнього прояву гідролізу

Додати нейтральний розчин лакмусу в 5 пробірок. Одну з пробірок залишити контрольною. Внести в пробірки солі: CH_3COONa , $AlCl_3$, Na_2SiO_3 , KCl , перемішати та порівняти колір розчинів у пробірках з контрольною. Ефекти, які спостерігаються, внести в протокол.

Записати рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та йонній формах.

2. Дослідження гідролізу алюмінія ацетату.

Внести в пробірку розчини алюмінія сульфату та натрія ацетату, перемішати. Пробірки підігріти в стакані з гарячою водою та спостерігати проявлення гідролізу – утворення основної солі алюмінію – $Al(OH)_2CH_3COO$.

Скласти рівняння утворення алюмінія ацетату в розчині. Записати рівняння гідролізу солі в молекулярній та йонній формах.

3. Дослідження гідролізу натрія карбонату.

В пробірку налити нейтральний розчин лакмусу та додати на кінчику шпателя натрія карбонат, перемішати. Спостерігати проявлення гідролізу – зміну кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі.

4. Дослідження повного гідролізу солей.

У три пробірки налити по 1-2 см³ розчинів заліза (II) хлорид, алюмінія сульфат, хрому сульфату. В першу та другу пробірки додати розчин натрія карбонат, у третю – розчин амонія сульфід – $(NH_4)_2S$. Трохи підігріти пробірки. У всіх пробірках випадає осад гідроксидів металів та виділяється газ. Записати рівняння утворення відповідних солей та їх гідроліз в молекулярній та йонній формі.

5. Дослідження факторів, впливаючих на ступінь гідролізу солей.

а) вплив сили кислоти та основи, утворюючих сіль

Налити в 2 пробірки дистильованої вода. В одну пробірку внести натрія карбонат – Na_2CO_3 , в іншу натрія сульфід – Na_2SO_3 . В кожену пробірку додати фенолфталеїн. Спостерігати проявлення гідролізу – різну інтенсивність кольору розчину. Записати рівняння гідролізу солей та порівняти константи дисоціації K_1 кислот H_2CO_3 та H_2SO_3 . зробити висновок в якому випадку ступінь гідролізу більше.

б) вплив температури на ступінь гідролізу.

В пробірку налити дистильованої води та додати натрія ацетат, перемішати та внести 1-2 краплі індикатору – фенолфталеїну. Поставити пробірку в стакан з гарячою водою та довести її до кип'ятіння. Спостерігати проявлення гідролізу – підсилення кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу та вказати в який бік зсунулась рівновага гідролізу.

в) вплив розведення розчину на ступінь гідролізу.

Налити в пробірку 1-2 см³ розчину азотнокислого вісмуту та розвести розчин в 4-5 разів дистильованою водою. Спостерігати появу осаду. Скласти рівняння реакції, враховуючи, що в осад випала основна сіль $Bi(OH)_2NO_3$.

Якщо після розведення розчину солі водою осад не випадає, то додати розчину трохи розчину хлориду натрію; випадає основний хлорид вісмуту $Bi(OH)_2Cl$, розчинність якого менша ніж $Bi(OH)_2NO_3$.

г) вплив зміни рН середовища на гідроліз.

Додати до осаду $Bi(OH)_2NO_3$ ($Bi(OH)_2Cl$) розведену (1:1) хлороводневу кислоту HCl . Вказати на зовнішнє проявлення впливу кислоти на гідроліз солі. Скласти рівняння гідролізу солі та вказати напрямок зміщення рівноваги під впливом збільшення концентрації йонів водню (H^+).

Висновок. Вказати:

- яку реакцію середовища дослідили при гідролізі певного типу солей;
- Випадки повного гідролізу;
- Ступінчастість гідролізу;
- Чинники, що впливають на ступінь гідролізу.

2.1.3 Запитання до самоперевірки

1. Що зветься гідролізом та його причина?
2. Які чинники впливають на гідроліз солей?
3. За яким йоном солі відбувається гідроліз?
4. Як кількісно характеризується гідроліз?
5. Як розраховується ступень гідролізу?
6. Як визначається константа гідролізу?

2.1.4 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

варіант	Завдання 1	
	Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір	
1	$(NH_4)_2CO_3$,	KCl
2	$FeSO_4$,	Na_2SO_3
3	$Hg(NO_3)_2$,	$NaNO_3$
4	$NaHCO_3$,	$NiCl_2$
5	$ZnCl_2$,	CaS
6	$NaNO_3$,	$FeCl_2$
7	NH_4Br ,	$CuCl_2$
8	$CaCl_2$,	$NaNO_2$
9	Na_3PO_4 ,	$CrCl_2$
10	$MgSO_4$,	Na_2S

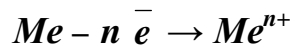
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

3.1 «Корозія металів та методи захисту від корозії»

- Мета роботи:**
- спостерігати в лабораторних умовах процеси електрохімічної корозії металів;
 - застосувати методи захисту металів від корозійного руйнування;

3.1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Корозія – це довільне руйнування металів під впливом хімічної, електрохімічної дії навколишнього середовища. Внаслідок корозії метали з вільного стану перетворюються в хімічнозв'язаний стан. При цьому метали окиснюються та відновлюються йони, молекули навколишнього середовища. Корозія – самовільний процес, який перебігає зі зменшенням енергії Гіббса, $\Delta G < 0$.



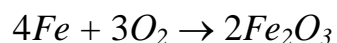
За механізмом перебігу корозійного процесу, який залежить від характеру зовнішнього середовища, з яким взаємодіє метал, розглядають: **хімічну, електрохімічну** корозію та **електрокорозію** – корозію під дією блукаючого струму, **біокорозію**.

Хімічна корозія характерна для середовищ, які не проводять електричний струм. Розрізняють **газову корозію** та **корозію в неелектролітах** – агресивних органічних рідинах (сірчиста нафта, бензин, мастильні матеріали, дизельне пальне тощо).

Газова корозія відбувається в газах та парах у відсутності вологи, при високотемпературній обробці металів, в двигунах внутрішнього згорання, в ракетних двигунах.

При хімічній корозії відбуваються окисно-відновні реакції, в яких електрони металу безпосередньо перебігають до окисника (кисню, галогенам і т.і.) – складовим компонентам навколишнього середовища.

Основне рівняння газової корозії заліза



Продуктами корозії є оксиди, гідроксиди, нерозчинні солі. Швидкість корозії залежить від характеру продуктів корозії.

Електрохімічна корозія спостерігається в агресивних середовищах, які проводять електричний струм (електролітах) тобто руйнуються метали при контакті з електролітами.

Різновиди електрохімічної корозії: контактна, атмосферна, ґрунтова.

Електрохімічна корозія супроводжується переносом електронів з однієї ділянки металу на іншу. Електрони при корозії не виходять з корозійного металу.

Електрохімічна корозія пояснюється виникненням багатьох гальванічних мікропар за рахунок різних домішок металів та неметалів.

Умови, що сприяють електрохімічній корозії:

- наявність окисника, електроліта;
- наявність контакту різнорідних металів;
- розчинність продуктів корозії;
- наявність активаторів корозії, температури, вологи, середовища з певним pH , випромінювання та ін.

При нерівномірній аерації відбувається різний доступ кисню до різних ділянок поверхні металу. Та ділянка, де кисню менше, стає анодом і окиснюється.

- 1) при контактній корозії окиснюється більш активний метал;
- 2) на катоді відновлюються молекули, йони навколишнього середовища;
- 3) менш активний метал піддається поляризації, тобто не окиснюється.
- 4) в кислому середовищі деполаризатором є йони водню H^+ , а в нейтральному – розчинений у воді кисень.

Корозія під дією блукаючого струму – електрокорозія – виникає коли блукаючий електричний струм попадає до ґрунту при заземленні, роботі електротранспорту. Особливо енергійно при цьому руйнуються різні трубопроводи, кабелі, металеві конструкції. ***Місто входження електричного струму – катодна ділянка, місто виходу його – анодна ділянка.*** На анодній ділянці окиснюється метал, на катодній – в кислих ґрунтах відновлюються йони водню:



Піщані ґрунти заважають корозії, бо мають великий електричний опір.

Біохімічна корозія, біокорозія викликана життєдіяльністю різних мікроорганізмів, які споживають метал або виділяють продукти, які руйнують метал. Вона, звичайно, розвивається в ґрунтах, застійних водах, в деяких біоорганічних середовищах.

Методи захисту від корозії. Існують 2 групи методів:

- відділення шкідливих домішок (активаторів) з навколишнього середовища;

- ізолювання металів від впливу навколишнього середовища.

Перша група методів застосовується до обмеженого простору.

Сюди можна віднести і зміну властивостей середовища шляхом додання *уповільнювачів – інгібіторів* корозії.

В якості інгібіторів можна використовувати різні неорганічні та органічні сполуки: хромати, нітрати, уротропін, формалін, амінополікарбонові кислоти тощо.

До другої групи належать методи ізолювання металів від навколишнього середовища. Це нанесення різного покриття на метали:

- неметалевого – лаків, емалей, фарб, резини, полімерних плівок, епоксидних смол;
- захисних плівок: оксидних, нітридних, фосфатних.
- легірування – отримання корозійностійких сплавів при введенні у сталь легіруючих елементів – *Cr, Mo, Ti, Ni*. Наприклад, неіржавіюча сталь містить: *Cr – 18%, Ni – 8%*.
- нанесення металевого покриття: з металів, які мають захисну оксидну плівку – *Al, Zn, Cr, Ni, Sn* або хімічно пасивних – *Cu, Ag, Au, Pt*.
- електрохімічний захист полягає в тому, що конструкція, яку захищають, підключається до катоду зовнішнього джерела струму і вона стає катодом. Анодом стає металевий брухт, який піддається корозії та захищає споруду. Електрохімічний захист застосовується для металевих конструкцій у воді, ґрунтах.

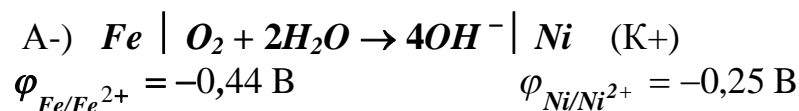
3.1.1.1 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів при атмосферній корозії, якщо існує контакт двох металів *Fe – Ni*.

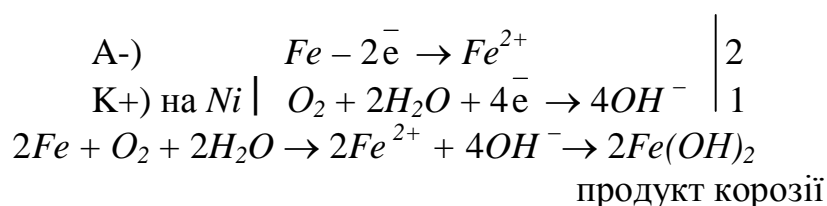
Розв'язок.

При атмосферній корозії окисник кисень, тому можна записати схему гальванічного елементу, який виникає при контакті металів



Випишемо стандартні електродні потенціали металів та визначаємо анод (менша величина) та катод.

Запишемо електродні процеси



Відповідь.

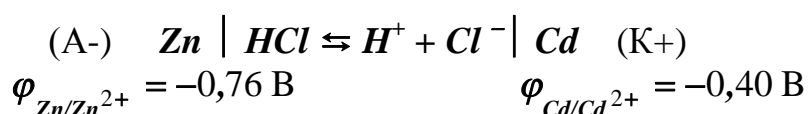
На нікелі відбувається киснева деполяризація, тобто він не окиснюється, а окиснюється метал на аноді – *Fe*.

Приклад 2.

У розчин хлороводневої кислоти занурена пара металів *Zn – Cd*. Вказати, який метал є анодом та скласти рівняння процесів, які відбуваються на електродах.

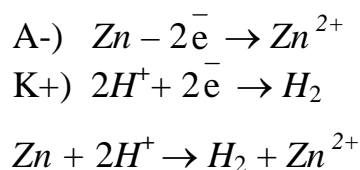
Розв'язок.

Записуємо схему гальванічного елемента, який виникає при контактній корозії:



Випишемо значення електродних потенціалів та визначимо анод (*Zn*) та катод (*Cd*).

Записуємо електродні процеси:



Молекулярне рівняння: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$

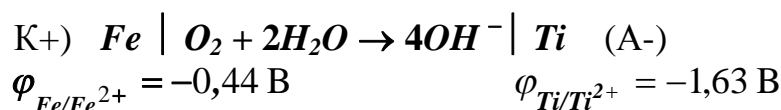
Відповідь: на аноді окиснюється більш активний метал – *Zn*, на кадмії відбувається воднева поляризація і він не окиснюється, а окиснюються йони водню хлороводневої кислоти.

Приклад 3.

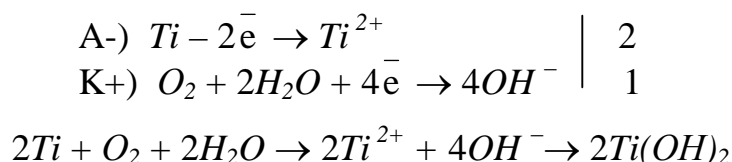
За допомогою електронних рівнянь **пояснити сутність протекторного захисту** та з'ясувати, **який метал** в парі залізо-титан **буде протектором**.

Розв'язок:

Записуємо схему гальванічного елемента, яка виникає при контакті заліза з титаном:



Знаходимо електродні потенціали металів та визначимо анод (*Ti*) та катод (*Fe*). Записуємо електродні процеси:



Відповідь: Залізо вкрито титаном, більш активним металом. Анод (Ti) окиснюється – руйнується. Це анодне покриття, яке захищає основний метал (Fe), зветься **протекторним**, а **Ti є протектором**.

3.1.1.2 Запитання до самоперевірки

1. Що таке корозія металів? Які види корозії ви знаєте?
2. Як буде перебігати в кислому середовищі корозія заліза: **а)** вкритого міддю; **б)** покритого марганцем (у випадку порушення цілісності покриття?). Відповідь обґрунтуйте.
3. Які існують методи захисту металів від корозії?
4. Які хімічні способи захисту металів від корозії вам відомі?
5. Який процес називається протекторним захистом? Навести приклади.
6. Які покриття називаються катодними?, анодним? Навести приклади.
7. В чому полягає сутність застосування інгібіторів? Які речовини використовують в якості інгібіторів?
8. Які речовини належать до активаторів корозії?

3.1.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: - спостерігати в лабораторних умовах процеси електрохімічної корозії металів;
- застосувати методи захисту металів від корозійного руйнування;

Прибори та реактиви: Мідний, залізний та алюмінієвий дроти. Цинк (платівка, гранули); олово (гранули); свинець (платівки); алюміній (платівки); оцинковане залізо (платівка); луджене залізо (платівка); сталльні гвіздки. Наждачний папір, фільтрувальний папір.

Розчини: натрія ацетату CH_3COONa (0,5 н); кадмія сульфату CdSO_4 (0,5 н); калія гексаціаноферат(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; сульфатної кислоти H_2SO_4 (0,2 н, 2 н, 10 %); оцтової кислоти CH_3COOH (10 %); ртуті(II) нітраті $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 н); купрум(II) сульфату CuSO_4 (0,5 н); формальдегіду (10 %); хлоридної кислоти HCl (2 н); уротропіну (40 %); калія йодид KI (0,5 н); натрія гідроксиду NaOH (10 %).

Утворення гальванічних пар

Дослід 1. Корозія оцинкованого та лудженого заліза.

В 2 пробірки налити на $\frac{1}{2}$ об'єму дистильованої води та додати по 2-3 краплі розчину 2 н сульфатної кислоти H_2SO_4 та гексаціаноферату (III) калія $K_3[Fe(CN)_6]$, який є чутливим реагентом на йони заліза (II), що утворює в їх присутності сполуку синього забарвлення «турнбулеву синь» - $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Два залізних дрота зачистити наждачним папером. Одним дротом щільно обмотати гранулу цинка, іншою – гранулу олова. Опустити їх в пробірки з підготовленими розчинами.

Через декілька хвилин спостерігати сине забарвлення розчину, в який занурено залізний дріт з оловом. Пояснити появу йонів Fe^{2+} в розчині. Чому в розчині заліза з цинком забарвлення відсутнє?

Запис даних дослідю. Записати схему утворених гальванічних елементів при корозії оцинкованого та лудженого заліза, визначити анод та катод, записати процеси, що відбуваються на електродах. В якому випадку при місцевому руйнуванні захисного покриття буде відбуватися іржавіння заліза під залишеним незмінним захисним шаром?

В якому випадку буде руйнуватися захисне покриття при відносній незмінності залізного виробу?

Застосування інгібіторів

Дослід 2. Дія інгібіторів на корозію цинку.

В 2 пробірки внести по 5-7 крапель 2 н розчину хлоридної (соляної) кислоти HCl та по гранулі цинку. Коли виділення водню стане достатньо інтенсивним (якщо треба, то підігріти пробірки), додати в одну з пробірок 2-3 cm^3 формальдегіду (чи уротропіну). Відзначити як змінилась інтенсивність виділення водню.

Дослід 3. Дія інгібітору на корозію заліза.

В 3 пробірки внести по 5-7 крапель 0,2 н хлоридної кислоти HCl та по одній краплі розчину калія гексаціаноферат (III) $K_3[Fe(CN)_6]$. Взяти 3 залізних гвіздка, два з яких протравлені попередньо хлоридної кислотою, а третій – вкритий іржею. В першу пробірку додати мікрошпатель сухого уротропіну (2-3 cm^3 40 % розчину) чи 2-3 cm^3 формальдегіду.

Чисті залізні гвіздки занурити в першу та другу пробірки, а вкритий іржею – в 3 пробірку.

Відмітити час та інтенсивність синього забарвлення в кожній пробірці. Чому вони різні? Яку роль відіграє формальдегід (уротропін) та іржа?

Протекторний захист

Дослід 4. Протекторний захист.

В дві пробірки з розбавленою оцтовою кислотою CH_3COOH (10 %) додати декілька крапель 0,5 н розчину калія йодид KI .

В першу пробірку опустити платівку цинку та свинцю в контакті одна з одною. В іншу пробірку занурити тільки свинець. Йодид-йони I^- відіграють роль індикатора на йони Pb^{2+} , утворюючи з ними малорозчинну сполуку PbI_2 жовтого кольору.

В якому випадку швидше утворюється PbI_2 . Скласти схему корозійної гальванопари та вказати процеси, що відбуваються при корозії пари $Pb - Zn$. Який метал відіграє роль протектора?

Пасивація металів та роль захисних плівок в процесі корозії

Дослід 5. Пасивація заліза.

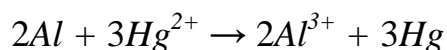
Зачистити наждачним папером 2 сталєних гвіздка. Один гвіздок пасивувати, зануривши його в пробірку з концентрованою розчином нітратної кислоти. Дістати, ополоснути водою та знов занурити в нітратну кислоту. Промити пасивований гвіздок та опустити його в пробірку з розведеним розчином сірчаної кислоти. Для порівняння інший необроблений гвіздок опустити також в розчин розведеної сірчаної кислоти H_2SO_4 .

На якому зразку швидше виділяється водень? Яку роль відіграє оксидна плівка, що утворилася на поверхні металу при обробці концентрованою нітратною кислотою, по відношенню до корозії. Записати рівняння реакції пасивації заліза нітратною кислотою.

Дослід 6. Дослідження хімічної активності алюмінію після видалення захисної оксидної плівки.

Алюміній виявляє високу хімічну активність ($\varphi_{Al/Al^{3+}} = -1,66$ В) після видалення з його поверхні щільної захисної оксидної плівки.

Для цього алюмінієвий дріт треба занурити в розчин луку, промити водою та осушити фільтрувальним папером. Потім занурити його на 1 хвилину в розчин солі ртуті (II) і знову промити дріт водою. При цьому відбувається реакція:



та на поверхні алюмінію утворюється амальгама – його розчин в металевій ртуті. На амальгированому алюмінії оксидна плівка не тримається і поверхня металу на повітрі швидко вкривається пластівцями. Фільтрувальним папером зняти пластівці та занурити дріт в пробірку з водою. Записати рівняння відповідних реакції. Прискорюючий вплив на

корозію алюмінію виявляє також виникаюча корозійна гальванопара $Al - Hg$. Записати схему корозійної гальванопари та процеси, що при цьому відбуваються.

3.1.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. Для запобігання корозії металу – ... його поверхня вкрита
Визначити тип захисту від корозії. Записати рівняння корозії в кислому та нейтральному середовищі.

Варіант

1. $Cd - Fe$
2. $Cr - Fe$
3. $Fe - Mn$
4. $Zn - Fe$
5. $Al - Mo$

Варіант

6. $Ag - Fe$
7. $Fe - Mg$
8. $Fe - Co$
9. $Cd - Zn$
10. $Mn - Cd$

2. При контактi основного $Me-...$ з наведеними далі ... визначити, в якому випадку швидкість корозії більш інтенсивна.

Варіант

1. Al з Zn, Sn, Cu
2. Mn з V, Sn, Bi
3. Ti з Zn, Co, Cu
4. Be з Cd, Sn, Cu
5. Zn з Cd, Fe, Ag

Варіант

6. Ni з Bi, Cu, Cd
7. Fe з Mo, Cd, Cu
8. Sn з Fe, Ni, Ag
9. Cu з Ni, Hg, Au
10. Fe з Bi, W, Co

3. У повітрі на металі утворюються оксидні плівки. Плівки яких металів здатні захистити метал від корозії, а які руйнують метал.

Варіант

1. Al, Cd, Cu, Co, Fe
2. Pb, Mg, Fe, Mo, Cr
3. Li, Pt, Bi, Ni, Zn
4. Be, Na, W, Pb, Fe
5. Co, Tl, Hg, Zn, Au

Варіант

6. Na, Mn, Cr, Sn, Ag
7. Pb, Fe, Co, Cr, V
8. Ni, Fe, Mn, V, Au
9. Ti, Mo, Mg, Al, Co
10. Ni, Zn, Pd, Mn, Fe

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

4.1 «Виготовлення золей та вивчення їх властивостей, коагуляція»

- Мета роботи:**
- засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування;
 - визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу;
 - вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

4.1.1 ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

Дисперсною (від лат. – *disperses*) називають систему, у якій дрібні частинки однієї або кількох речовин (дисперсної фази) рівномірно розподілені між частинками іншої (дисперсійного середовища). Подрібнення речовини називають **диспергуванням**.

Систему, в якій частинки диспергованої речовини мають розмір більший за $1 \cdot 10^{-9}$ м і складають окрему фазу щодо дисперсійного середовища, називають **гетерогенною**. Саме **гетерогенність** (багатофазовість) є однією із характерних ознак дисперсних систем.

Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або **ступінь дисперсності**.

Дисперсність (D) – це величина, обернена розміру частинки диспергованої речовини (d або l):

$$D = \frac{1}{d}, \quad D = \frac{1}{l} \quad (1)$$

де d – діаметр частинки сферичної форми,

l – довжина ребра частинки кубічної форми.

Отже, чим менший розмір частинок, тим більша дисперсність системи.

Колоїдний розчин (золь) – це ультрамікрогетерогенна система, у якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром 10^{-7} - 10^{-9} м.

Умовами утворення колоїдних розчинів є:

- а) мала розчинність речовини дисперсної фази у дисперсійному середовищі;
- б) відповідний ступінь дисперсності речовини ($d = 10^{-7}$ - 10^{-9} м);
- в) наявність стабілізатора, який надає частинкам дисперсної фази однойменного заряду, що перешкоджає їх об'єднанню (агрегації).

Колоїдні розчини за ступенем дисперсності займають проміжне місце між грубодисперсними системами та молекулярно-йонними системами (істинними розчинами). Тому золі можна одержати або шляхом подрібнення відносно великих частинок до колоїдних розмірів, або

внаслідок об'єднання окремих молекул чи атомів розчиненої речовини істинних розчинів. Відповідно до цього методи одержання колоїдно-дисперсних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні:

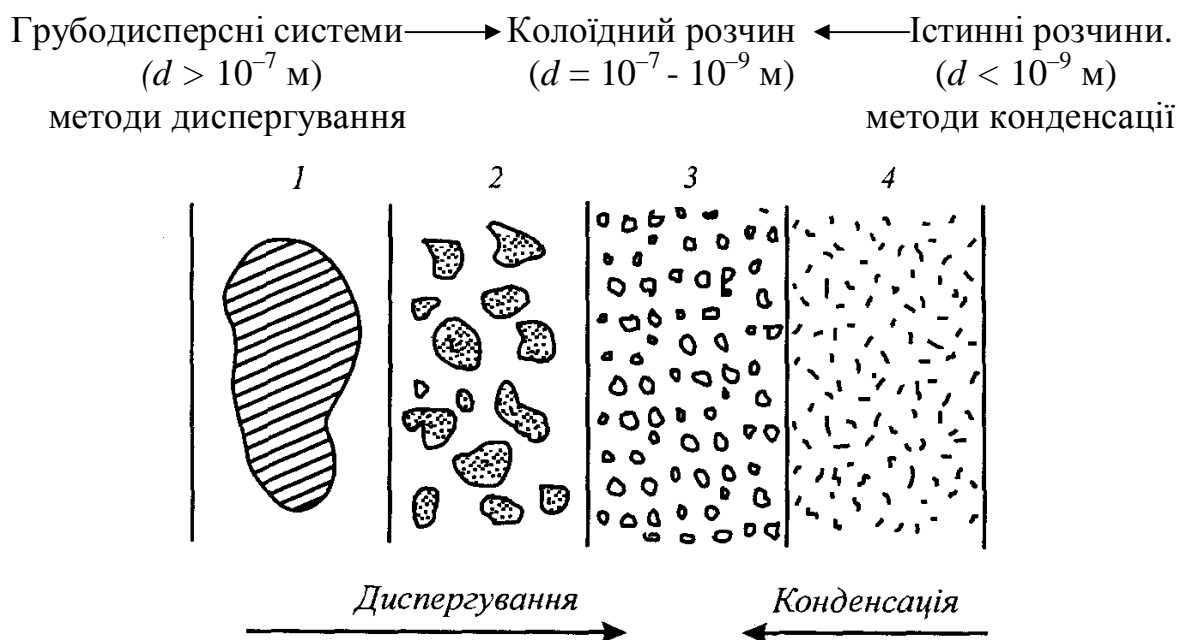


Рис. 1 – Диспергаційні та конденсаційні методи одержання колоїдних розчинів:

1- речовина; 2 - частинки грубої суспензії; 3 - міцели (колоїдний розчин);
4 - мікрочастинки молекули та йони (істинний розчин)

В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

Конденсаційні методи. Ця група методів вигідна з енергетичної точки зору, адже укрупнення мікрочастинок шляхом об'єднання атомів або молекул під дією ван-дер-ваальсових сил відбувається без витрати енергії ззовні.

Конденсаційні методи одержання колоїдних систем поділяють на фізичні та хімічні.

Методи фізичної конденсації ґрунтуються тільки на фізичних явищах, без перебігу хімічних реакцій (конденсація пари, заміна розчинника тощо).

Методи хімічної конденсації. В основі цих методів лежать хімічні реакції, що супроводжуються утворенням малорозчинних речовин. З цією метою використовують різні типи реакцій: подвійного обміну, відновлення, окиснення, гідролізу тощо. Високодисперсні системи одержують при додаванні до розведеного розчину одного реактиву невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву. Останній відіграє роль стабілізатора колоїдної системи.

Щоб одержати золь, необхідно виконати три умови:

- а) дисперсна фаза має бути нерозчинною у дисперсійному середовищі;
- б) у системі має бути стабілізатор, який надає їй стійкості;
- в) частинки дисперсної фази мають колоїдний ступінь дисперсності ($d = 10^{-7} - 10^{-9}$ м).

При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором* є одна з реагуючих речовин, що взята в надлишку, або ним може бути електроліт, що утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.

Диспергаційні методи. Крім конденсаційних, існують також диспергаційні методи одержання золів.

Суть методів зводиться до подрібнення крупніших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. При диспергуванні речовини витрачається робота на створення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії. Залежно від виду витраченої енергії, ці методи поділяють на механічні, електричні та акустичні.

Коагуляція гідрофобних золів

Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази. Спричинити коагуляцію гідрофобних золів може будь-який чинник, що порушує агрегативну стійкість системи. Усі чинники або зменшують сили відштовхування, або збільшують сили притягання між колоїдними частинками. Найважливішим чинником коагуляції золів є дія електролітів.

Правила коагуляції електролітами:

1. З помітною швидкістю коагуляція відбувається лише за певної кількості введеного електроліту. *Мінімальну концентрацію електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 дм³ золю, називають **порогом коагуляції** ($C_{пор}$) або **критичною концентрацією** (C_k).*

Початок *явної* коагуляції визначають за такими ознаками: зміною забарвлення системи, виникненням каламуті. Поріг коагуляції обчислюють за формулою:

$$C_{пор} = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}} \quad (2)$$

де V – об'єм електроліту (см³), що спричинив коагуляцію;

C – концентрація електроліту, ммоль/дм³;

$V_{золю}$ – об'єм золю, см³.

*Величину, обернену до порогу коагуляції, називають **коагулюючою здатністю** (V_k):*

$$V_k = \frac{1}{C_{пор}}, \quad (3)$$

Коагулююча здатність – це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту.

2. Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той його йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Ці йони електроліту називають *коагулюючими* або *йонами-коагуляторами*. Така закономірність була встановлена М. Гарді 1900 року.
3. *За правилом Шульце, коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд.* Тому найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядний йон-коагулятор.



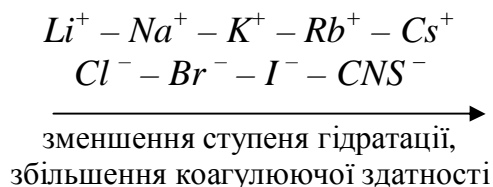
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона (z) в шостому ступені:

$$C_{\text{пор}} = \frac{1}{z^6} \quad (4)$$

Тому значення порогів коагуляції для одно-, дво- і тризарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

4. У неорганічних йонів (катіонів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.



Це пояснюється тим, що менш гідратований йон легше адсорбується і сильніше притягається зарядженою частинкою.

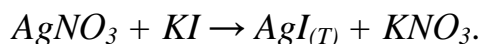
Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

5. Йони органічних сполук виявляють кращу коагулюючу активність порівняно з неорганічними. Це пояснюється тим, що органічні йони характеризуються великою специфічною адсорбційною здатністю і легше входять у внутрішню частину подвійного електричного шару колоїдних частинок. *За правилом Траубе, у гомологічних рядах електролітів з органічними йонами коагулююча здатність рівномірно збільшується із зростанням довжини вуглеводневого залишку.*

4.1.1.1 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Записати схему будови колоїдних частинок AgI зі стабілізатором $AgNO_3$.

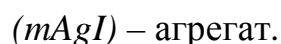
а) Нехай до розчину $AgNO_3$ краплями додають розчин KI . Отже, $AgNO_3$, взятий у надлишку, є стабілізатором. При цьому відбувається така хімічна реакція:



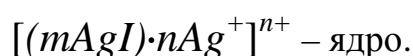
Будова колоїдних частинок. Згідно з міцелярною теорією будови колоїдних розчинів, золь складається із структурних частинок дисперсної фази – *міцел* і *міжміцелярної рідини*. У міжміцелярній рідині (дисперсійному середовищі) розчинені електроліти, неелектроліти, ПАР, які стабілізують колоїдну систему.

В структурі міцели можна виділити три основні частини: *ядро*, *адсорбційний* і *дифузний шари йонів*.

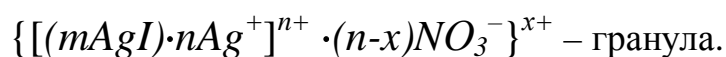
Основу колоїдних частинок золю аргентум йодиду складають молекули (мікрочастинки) малорозчинного AgI , сукупність яких (m молекул) утворює **агрегат**:



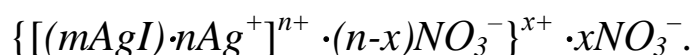
На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишку $AgNO_3$, то на поверхні агрегату ($mAgI$) виникає позитивно заряджений шар з n йонів Ag^+ (потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають **ядром**:



Під дією електростатичних сил до поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (у даному випадку, NO_3^-), які називають *протийонами*. Частина протийонів $(n-x)NO_3^-$, яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від нього і утворює **адсорбційний шар** протийонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протийонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:

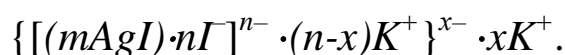


Решта x протийонів NO_3^- , яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром (діють тільки сили електростатичного притягання), поступово дифундує у напрямку розчину і утворює **дифузний шар**. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є $AgNO_3$, гранула має позитивний заряд і будова міцели має такий вигляд:



Приклад 2. Схема будови колоїдних частинок AgI зі стабілізатором KI .

Якщо стабілізатором цього золю є KI , то одержимо золь AgI з негативним зарядом гранули:



Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул. Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним і негативним зарядом гранул зображена на рис. 2.

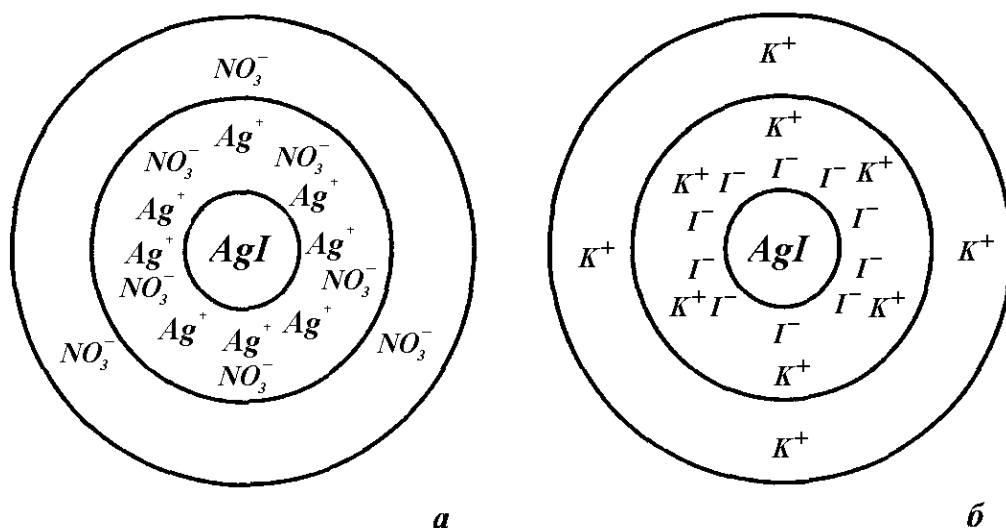


Рис. 2 – Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним (а) і негативним (б) зарядом гранул

4.1.1.2 Запитання до самоперевірки

1. Наведіть схеми класифікації дисперсних систем. Які дисперсні системи називають колоїдними? Який розмір колоїдних частинок? Які бувають типи колоїдно-дисперсних систем?
2. Які властивості колоїдів відрізняють їх від молекулярно-йонних систем; грубодисперсних систем? Якими способами можна відрізнити золі від істинних розчинів та грубодисперсних систем?
3. Якими методами одержують колоїдні системи? На чому ґрунтуються конденсаційні та диспергаційні методи? Дайте їх коротку характеристику.
4. Що називають дисперсністю системи та як вона визначається?
5. Яка система зветься дисперсною? Дати її визначення та вказати характерну ознаку.
6. Дати визначення колоїдним розчинам (золям) та вказати умови їх утворення.

4.2.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування;
 - визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу;
 - вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

Прибори та реактиви: пробірки, беззольний фільтрувальний папір, секундомір.

Розчини: лугу (20%); желатину (0,5%, насичений); натрія силікат Na_2SiO_3 (рідкого скла з $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$); заліза (III) хлорид $FeCl_3$ (2%); хлоридної кислоти HCl (конц. $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$; 1:5); аргентуму нітрат $AgNO_3$ (0,001 М, 0,05 М, 0,1 М); калія йодид KI (0,05 М); натрія хлорид $NaCl$ (0,5 М); натрія сульфат Na_2SO_4 (0,5 М); натрія фосфат Na_3PO_4 (0,5 М); нітратна кислота HNO_3 (2 н); калія хлорид KCl (0,1 н).

Одержання золей методом конденсації

Дослід 1. **Отримання золя гідроксиду заліза (III) гідролізом солі.**

Нагріти до кипіння в стакані 10-20 см³ дистильованої вод. В киплячу води повільно по краплям додати 2-відсотковий розчин заліза (III) хлорид $FeCl_3$ до утворення колоїдного розчину заліза (III) гідроксиду кольору міцного чаю.

Запис досліду. Скласти рівняння гідролізу заліза (III) хлориду, враховуючи, що висока температура сприяє зсуву рівноваги в бік утворення заліза (III) гідроксиду.

Записати схему міцели, враховуючи, що в надлишку знаходиться $FeCl_3$.

Отриманий колоїдний розчин зберігати для досліду 7.

Дослід 2. **Отримання золю йодиду срібла з різними зарядами колоїдних часток.**

Налити в пробірку 2-3 см³ 0,05 М розчину калія йодид KI та повільно додати 5-10 крапель 0,05 М розчину аргентуму нітрат $AgNO_3$, увесь час струшуючи розчин.

Записати рівняння реакції отримання аргентуму йодид та колір його золя.

Повторити дослід, налив в пробірку 1 см³ 0,05 М розчину аргентуму нітрат $AgNO_3$, та повільно додати при струшуванні 5-10 крапель 0,05 М розчину калія йодид KI .

Запис досліду. Записати схему будови колоїдних часток золю калія йодид, отриманих в умовах надлишку $AgNO_3$ та KI .

Зберегти колоїдні розчини для дослідів 3, 6.

Визначення знаку заряду колоїдних частинок

Дослід 3. **Визначення знаку заряду золя йодиду срібла методом капілярного та крапельного аналізу.**

а) Занурити смужки фільтрувального паперу в пробірки з золями йодиду срібла, що отримані в досліді 2 при надлишку $AgNO_3$ та KI , та залишити там на 1 годину.

Визначення знаку заряду колоїдних частинок засновано на тому, що деякі речовини (папір, шовк, скло, пісок та інш.) в разі занурення в воду заряджаються негативно. Якщо колоїдні частинки також заряджені негативно, то вони будуть відштовхуватися від фільтрувального паперу та разом з водою підніматимуться вгору (вверх).

Коли знак заряду колоїдних частинок позитивний, то вони притягуються до паперу та будуть осаджуватися на його кінцівки.

Записати, який заряд мають колоїдні частинки в цьому досліді.

б) Нанести на фільтрувальний папір по краплі тих самих розчинів йодиду срібла.

Визначити в кожному розчині знак заряду колоїдних частинок, виходячи з того, що при позитивному заряді частинок, крапля золю на папері розшаровується. Розчини зберегти для досліду 6.

Коагуляція гідрозолей. Вплив різних чинників

Дослід 4. Коагуляція золя при нагріванні.

Нагріти до кипіння золь силікатної кислоти, який був отриманий в досліді 1. Спостерігайте утворення *гелю* – студнеподібної маси, що не виливається з пробірки при перевертанні її догори дном.

Зв'язанодисперсні системи виникають при контакті частинок дисперсної фази та утворюють структури у вигляді каркасу або сітки. Вони здатні зберігати форму. Перехід золю в гель називають *гелеутворенням* або *желатинуванням*.

Дослід 5. Коагуляція золь електrolітами.

Поділити на 4 пробірки золь гідроксиду заліза (III), отриманий в досліді 2. В першу пробірку додати декілька крапель розчину $NaCl$, в другу – розчин Na_2SO_4 , в третю – розчин Na_3PO_4 .

В якому випадку коагуляція відбувається швидше? Пояснити.

Дослід 6. Взаємна коагуляція протилежно заряджених золів.

Змішати в пробірці рівні об'єми золь йодиду срібла (по 5-6 крапель), що отримані в досліді 3 при надлишку розчинів $AgNO_3$ та KI . Пробірку з розчинами струснути та спостерігати коагуляцію розчинів. Дати пояснення цьому явищу. Яка речовина складає тверду фазу?

Дослід 7. Захисний колоїд.

Налити дистильованої води майже повну пробірку, додати до води 2-3 краплі 0,1 н розчину нітрату срібла та підкислити розчин 2-3 краплями 2 н розчином нітратної кислоти. Перемішати розчин та розлити його в 2 пробірки. В одну з них додати 10 крапель 0,5% розчину желатину та ретельно збовтати. Потім в обидві пробірки додати по 2 краплі 0,1 н розчину хлориду калію. Записати зміни, що спостерігаються в обох пробірках та пояснити різницю в результатах.

4.1.3 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

До водного розчину речовини **A** повільно додають водний розчин речовини **B**. Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **A**, в іншому – надлишок речовини **B**. визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

Варіант	Розчини	
	<i>A</i>	<i>B</i>
1.	$CdSO_4$	Na_2S
2.	$ZnCl_2$	KOH
3.	$Pb(NO_3)_2$	KI
4.	$CaCl_2$	Na_2CO_3
5.	$FeCl_3$	$NaOH$
6.	$AlCl_3$	KOH
7.	$BaCl_2$	Na_2SO_4
8.	$Ni(NO_3)_2$	H_2S
9.	$CuSO_4$	$NaOH$
10.	Na_2S	$FeCl_2$

PERIODICHNA SISTEMA ELEMENTIV D.I. MENDELEJEVA

PERIOD	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1,0079 Водень							He 4,0026 Гелій
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум Залізо
	29 Cu 63,546 Купрум Мідь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,723 Галій	32 Ge 72,59 Германій	33 As 74,922 Арсен	34 Se 78,904 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,80 Криптон
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній
	47 Ag 107,87 Аргентум Срібло	48 Cd 112,41 Кадмій	49 In 114,82 Індій	Sn 118,71 Станум Олово, цина	Sb 121,75 Стибій	Te 127,60 Телур	I 126,90 Йод	Xe 131,29 Ксенон
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій
	79 Au 196,97 Аурум Золото	80 Hg 200,59 Меркурій Ртуть	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Плумбум Свинець, оливо	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон
7	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	**Ac [227] Актиній	104 Db [261] Дубній	105 JI [262] Джолотій	106 Rf [263] Резерфордій	107 Bh [262] Борій	108 Mt [265] Майтнерій
	110 Uu [266] Унунілій							
* Лантаноїди								
58	Ce 140,12 Церій	60 Nd 144,24 Неодим	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,93 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій
								68 Er 167,26 Ербій
90	Th 232,04 Торій	92 U 238,03 Уран	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній
								100 Fm [257] Фермій
								101 Md [258] Менделєєв
								102 No [259] Нобелій
								103 Lr [260] Лоуренсій

Додаток 2

Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	-	-
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Додаток 3

Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій (ОВП)

Напівреакція			φ ⁰ , В
Окислена форма (Ox)	+ n	Відновлена форма (Red)	
F_2	2ē	$2F^-$	2,87
$O_3 + 2H^+$	2ē	$O_2 + H_2O$	2,07
$S_2O_8^{2-}$	2ē	$2SO_4^{2-}$	2,01
$H_2O_2 + 2H^+$	2ē	$2H_2O$	1,78
$PbO_2 + 4H^+$	2ē	$Pb^{2+} + H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+$	5ē	$Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$ClO^- + 2H^+$	2ē	$Cl^- + H_2O$	1,49
$2ClO_3^- + 12H^+$	10ē	$Cl_2 + 6H_2O$	1,47
$ClO_3 + 6H^+$	6ē	$Cl^- + 3H_2O$	1,45
$2HOI + 2H^+$	2ē	$I_2 + 2H_2O$	1,45
$ClO_4^- + 8H^+$	8ē	$Cl^- + 4H_2O$	1,39
Cl_2	2ē	$2Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	6ē	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,35
$2NO_3^- + 12H^+$	10ē	$N_2 + 6H_2O$	1,24
$O_2 + 4H^+$	4ē	$2H_2O$	1,23
$2IO_3^- + 12H^+$	10ē	$I_2 + 6H_2O$	1,19
Br_2	2ē	$2Br^-$	1,07
$NO_2^- + 2H^+$	ē	$NO + H_2O$	1,00
$NO_3^- + 2H^+$	2ē	$NO_2 + H_2O$	0,84
Fe^{3+}	ē	Fe^{2+}	0,77
$O_2 + 2H^+$	2ē	H_2O_2	0,68
$MnO_4^- + 2H_2O$	3ē	$MnO_2 + 4OH^-$	0,57
MnO_4^-	ē	MnO_4^{2-}	0,54
I_2	2ē	$2I^-$	0,54
$O_2 + 2H^+$	4ē	$4OH$	0,40
$SO_4^{2-} + 2H^+$	2ē	$SO_3^{2-} + H_2O$	0,20
Sn^{4+}	2ē	Sn^{2+}	0,15
$SO_4^{2-} + 8H^+$	8ē	$S^{2-} + 4H_2O$	0,15
$S + 2H^+$	2ē	H_2S	0,14
$CrO_4^{2-} + 4H_2O$	3ē	$Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
$H_3PO_4 + 2H^+$	2ē	$H_3PO_3 + H_2O$	-0,28
H_2O_2	2ē	$2OH$	-0,28
Cr^{3+}	ē	Cr^{2+}	-0,41
S	2ē	S^{2-}	-0,45
$2CO_2 + 2H^+$	2ē	$H_2C_2O_4$	-0,49
$SO_4^{2-} + 2H_2O$	2ē	$SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O$	2ē	$Zn + 4OH^-$	-1,22
$O_2 + 2H_2O$	2ē	$H_2O_2 + 2OH^-$	-1,37
$AlO_2^- + 2H_2O$	3ē	$Al + 4OH^-$	-2,35
H_2	2ē	$2H^-$	-2,25

Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента
Група.....
Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 20__

Деякі одиниці СІ

Величина	Одиниця		
	Найменування	Позначення	
		українське	міжнародне
<i>Основні одиниці</i>			
Довжина	Метр	м	m
Маса	Кілограм	кг	kg
Час	Секунда	с	s
Сила електричного струму	Ампер	А	A
Температура	Кельвін	К	K
Сила світла	Кандела	кд	Cd
Кількість речовини	Моль	моль	mol
<i>Похідні одиниці</i>			
Площа	квадратний метр	м ²	m ²
Об'єм, місткість	кубічний метр	м ³	m ³
Швидкість	метр в секунду	м/с	m/s
Прискорення	метр на секунду в квадраті	м/с ²	m/s ²
Частота періодичного процесу	герц	Гц	Hz
Густина	кілограм на кубічний метр	кг/м ³	kg/m ³
Питомий об'єм	кубічний метр на кілограм	м ³ /кг	m ³ /kg
Сила, вага	ньютон	Н	N
Питома вага	ньютон на кубічний метр	Н/м ³	N/m ³
Тиск	паскаль	Па	Pa
Робота, енергія, кількість теплоти	джоуль	Дж	J
Потужність	ватт	Вт	W
Поверхневий натяг	ньютон на метр	Н/м	N/m
Кількість електрики, електричний заряд	кулон	Кл	C
Густина електричного струму	ампер на квадратний метр	А/м ²	A/m ²
Електричний момент диполя	кулон-метр	Кл·м	C·m
Електрична напруга, електричний потенціал	вольт	В	V
Напруженість електричного поля	вольт на метр	В/м	V/m
Електричний опір	ом	Ом	Ω
Електрична провідність	сіменс	См	S
Тепломісткість	джоуль на кельвін	Дж/К	J/K
Питома тепломісткість	джоуль на кілограм-кельвін	Дж/(кг·К)	J/(kg·K)
Теплопровідність	ватт на метр-кельвін	Вт/(м·К)	W/(m·K)

Додаток 6

Множники і приставки для утворення десяткових кратних і часткових одиниць та їх найменування

У дужках вказані приставки, які допускається застосовувати тільки в найменуванні часткових і кратних одиниць, що набули широкого поширення (наприклад, сантиметр, дециметр). Приставки рекомендується вибирати так, щоб чисельні значення величин знаходились в межах від 0,1 до 1000.

Множник, на який помножується одиниця	Приставка	Позначення	
		українське	міжнародне
10^{12}	тера	Т	T
10^9	гіга	Г	G
10^6	мега	Б	M
10^3	кіло	к	K
10^2	(гекто)	г	h
10	(дека)	да	da
10^{-1}	(деци)	д	d
10^{-2}	(санти)	с	c
10^{-3}	мілі	м	m
10^{-6}	мікро	мк	μ
10^{-9}	нано	н	n
10^{-12}	піко	п	p

Додаток 7

Співвідношення між одиницями енергії

Одиниця	Еквівалент			
	в Дж	в ерг	в міжн. Кал.	в Ев
1 Дж	1	10^7	0,238846	$0,624146 \cdot 10^{19}$
1 ерг	10^{-7}	1	$2,38846 \cdot 10^{-8}$	$0,624146 \cdot 10^{12}$
1 міжнародний джоуль (міжн. джоуль)	1,00019	$1,00019 \cdot 10^7$	0,238891	$0,624332 \cdot 10^{19}$
1 кВт·ч	$3,60000 \cdot 10^6$	$3,60000 \cdot 10^{13}$	$8,5985 \cdot 10^5$	$2,24693 \cdot 10^{25}$
1 міжнародна калорія (міжн. калорія)	4,1868	$4,1868 \cdot 10^7$	1	$2,58287 \cdot 10^{19}$
1 термохімічна калорія (кал _{ТМ})	4,18400	$4,18400 \cdot 10^7$	0,99933	$2,58143 \cdot 10^{19}$
1 електрон-вольт (еВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19}$	$1,60219 \cdot 10^{-12}$	$3,92607 \cdot 10^{-20}$	1

Додаток 8

Співвідношення між одиницями тиску

Одиниця	Еквівалент			
	в Па	в мм рт. ст.	в дин/см ²	в атм
1 Па	1	$7,50064 \cdot 10^{-2}$	10	$0,986923 \cdot 10^{-5}$
1 дин/см ²	0,1	$7,50064 \cdot 10^{-3}$	1	$0,986923 \cdot 10^{-6}$
1 фізична атмосфера (атм)	$1,01325 \cdot 10^5$	760,000	$1,01325 \cdot 10^6$	1
1 технічна атмосфера (ат)	$9,80665 \cdot 10^4$	735,561	$9,380665 \cdot 10^5$	0,967841
1 мм вод. ст.	9,80665	0,0735561	98,0665	$9,678141 \cdot 10^{-4}$
1 мм рт. ст.	133,322	1	1333,22	$1,31579 \cdot 10^{-3}$

Додаток 9

Співвідношення між деякими внесистемними одиницями и одиницями СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент в одиницях СІ
Довжина	ангстрем (Å)	10^{-10} м
Об'єм, місткість	літр (л)	10^{-3} м ³
Сила, вага	дина (дин)	10^{-5} Н
Поверхневий натяг	дина на сантиметр (дин/см)	10^{-3} Н/м
Електричний момент диполя	дебай (D)	$3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м
Відносна величина*	відсоток (%)	10^{-2}
	проміле (‰)	10^{-3}
	мільйонна частка (млн ⁻¹)	10^{-6}

* Безрозмірне відношення фізичної величини до однойменної величини

Найважливіші фізичні постійні

Швидкість світла у вакуумі c	$2,99792458 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$
Постійна Планка h	$6,626176 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Гравітаційна стала G	$6,6720 \cdot 10^{-11} \text{ Н} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{кг}^{-2}$
Коефіцієнт переходу від маси до енергії	$931,5016 \text{ МеВ} \cdot (\text{а. о. м.})^{-1}$
Абсолютний нуль температури	$-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$
Елементарний заряд e	$1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Атомна одиниця маси (а. о. м.)	$1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Маса спокою електрона m_e	$9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$ $5,4858026 \cdot 10^{-4} \text{ а. о. м.}$
Маса спокою протона m_p	$1,6726485 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ $1,007276470 \text{ а. о. м.}$
Маса спокою нейтрона m_n	$1,6749543 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ $1,008665012 \text{ а. о. м.}$
Маса атома водню ^1H	$1,007825036 \text{ а. о. м.}$
Маса атома гелію ^4He	$4,002603267 \text{ а. о. м.}$
Постійна Авогадро N_A	$6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постійна Фарадея F	$9,648456 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Універсальна газова стала R	$8,31441 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$
Об'єм одного моль ідеального газу за нормальних умов* V_0	$22,41393 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}$
Потрійна точка води	$273,16 \text{ К} (0,01 \text{ }^\circ\text{C})$

* Температура $0 \text{ }^\circ\text{C}$, тиск $101,325 \text{ кПа}$.

Поняття, одиниці

Термін	Літерне позначення	Одиниця
Абсолютна маса атома, молекули речовини A	$m_{(A)}$	кг, г
Абсолютна температура	T	К
Атомна маса (відносна)	A_r	а. о. м.
Валентність елемента A	B_A	-
Тиск (парціальний тиск) компонента A	P_A	Па
Індекс	i, j, k	-
Маса речовини A	m_A	кг, г
Масова частка елемента A у сполуці	ω_A	%
Молекулярна маса (відносна) речовини A	$M_{r,A}$	а. о. м.
Молярна маса речовини A	M_A	кг/моль, г/моль
Молярний об'єм	V_m	дм ³ /моль, м ³ /моль
Об'єм	V	дм ³ (л), м ³
Відносна густина газу A за газом B	D_B^A	-
Густина речовини A	ρ_A	г/мл, г/см ³
Температура за шкалою Цельсія	t°	°С
Універсальна газова стала	R	Дж/(моль·К)
Кількість речовини A	n_A	моль
Кількість речовини еквівалента	$n_{екв, A}$	моль (екв)
Молярна маса еквівалента речовини A	$M_{екв, A}$	г/моль
Молярний об'єм еквівалента речовини A	$V_{екв, A}$	м ³ /моль, дм ³ /моль

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ПРАКТИЧНИХ ТА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н..

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15