



Міністерство освіти і науки України
ДЕРЖАВНИЙ БІОТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Факультете переробних і харчових
виробництв
Кафедра хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування

ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник



Харків
2023



Міністерство освіти і науки України
ДЕРЖАВНИЙ БІОТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Факультете переробних і харчових виробництв
Кафедра хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування

ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник

для самостійної (дистанційної) роботи здобувачів першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм
навчання, спеціальності 208 «Агроінженерія»

Затверджено рішенням
Науково-методичної ради
факультету переробних і
харчових виробництв
Протокол № 4
від 11 травня 2023р.

**Харків
2023**

УДК54
ББК 24.1
К 93

Схвалено
на засіданні кафедри хімії, біохімії, мікробіології та гігієни
харчування
Протокол № 10 від 25.04.2023р.

Рецензенти:

І.М. Кобаса, професор кафедри хімії та експертизи харчової продукції
Чернівецького національного університету імені Юрія Федьковича,
д.х.н., професор;

М.П. Головка, професор кафедри хімії, біохімії, мікробіології та
гігієни харчування Державного біотехнологічного університету,
д.т.н., професор;

К 93 Хімія: навчально-методичний посібник для
самостійної (дистанційної) роботи здобувачів першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм
навчання, спеціальності 208 «Агроінженерія» / Держ. біотехн.
ун-т; Уклад. В.Є. Новікова, О.О.Шакула. – Харків: ДБТУ, 2023.
– 171с.

Навчально-методичний посібник для самостійної (дистанційної)
роботи здобувачів розроблений у відповідності з програмою курсу
«Хімія». Видання містить методичну інформацію щодо організації
самостійної та індивідуальної роботи здобувачів за дистанційною
формою навчання, а також рекомендації із самоуправління
навчально-творчою діяльністю здобувачів. За темами курсу
запропоновано індивідуальні навчально-дослідні завдання для
формування дослідницьких навичок та творчих здібностей,
контрольні питання, короткий перелік базових понять.

Видання призначене для здобувачів першого (бакалаврського)
рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання, спеціальності
208 «Агроінженерія».

УДК54 ББК 24.1

Відповідальна за випуск: Євлаш В.В. д.т.н., професор

© Новікова В.Є., Шакула О.О., 2023

© ДБТУ, 2023

ЗМІСТ

Тема 1	
Основні класи неорганічних сполук.....	6
<i>Запитання для самоконтролю.....</i>	14
<i>Домашнє завдання.....</i>	14
<i>Рекомендована навчальна література.....</i>	40
Тема 2	
Окисно-відновні реакції.....	41
<i>Запитання для самоконтролю.....</i>	49
<i>Домашнє завдання.....</i>	49
<i>Рекомендована навчальна література.....</i>	61
Тема 3	
Будова атома.....	62
<i>Розв'язок типових задач.....</i>	69
<i>Запитання для самоконтролю.....</i>	70
<i>Домашнє завдання.....</i>	70
<i>Рекомендована література.....</i>	71
Тема 4	
Реакції в розчинах електrolітів.....	72
<i>Питання для самоконтролю.....</i>	79
<i>Завдання для самостійної роботи.....</i>	80
<i>Література.....</i>	81
Тема 5	
Кінетика.....	82
Тема 6	
Хімічна рівновага.....	87
<i>Розв'язок типових задач.....</i>	90
<i>Питання для самоконтролю.....</i>	92
<i>Література.....</i>	93
Тема 7	
Розчини. Приготування розчинів для потреб промисловості та сільськогосподарського виробництва.....	94
<i>Питання для самоконтролю.....</i>	100

<i>Розв'язок типових задач</i>	101
<i>Задачі для самостійної роботи</i>	105
<i>Рекомендована література</i>	107
Тема 8	
Кислотність розчинів електролітів	108
<i>Розв'язок типових задач</i>	112
<i>Завдання для самостійної роботи</i>	115
Тема 9	
Електрохімія. Хімічні джерела струму	117
<i>Розв'язок типових задач</i>	124
<i>Запитання для самопідготовки</i>	126
<i>Задачі для самостійної роботи</i>	126
<i>Література</i>	151
Тема 10	
Корозія металів та методи захисту від корозії	152
<i>Розв'язок типових задач</i>	158
<i>Запитання для самопідготовки</i>	159
<i>Задачі для самостійної роботи</i>	160
<i>Література</i>	160
Тема 11	
Електроліз	161
<i>Розв'язок типових задач</i>	165
<i>Запитання для самопідготовки</i>	169
<i>Домашнє завдання</i>	170
<i>Література</i>	170

ТЕМА: «ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК»

ЗАГАЛЬНІ ПОНЯТТЯ

Прості та складні речовини. Речовини, які складаються з атомів одного типу (таких, що мають однакові ядра і однакові електронні рівні), називаються простими. Символи і назви відомих нині хімічних елементів наведено в таблиці, яка називається “Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва”.

Таблиця 1. Назви найпоширеніших простих речовин та відповідних хімічних елементів

Назва простої речовини	Формула	Назва відповідного хімічного елемента
Азот	N_2	Нітроген
Водень	H_2	Гідроген
Вуглець	C	Карбон
Залізо	Fe	Ферум
Золото	Au	Аурум
Їод	I_2	Іод
Кисень	O_2	Оксиген
Мідь	Cu	Купрум
Нікель	Ni	Нікол
Олово	Sn	Станум
Ртуть	Hg	Меркурій
Свинець	Pb	Плюмбум
Сірка	S	Сульфур
Срібло	Ag	Аргентум
Фтор	F_2	Флуор

Властивості простих речовин різноманітні. Дослідження їх залежності від типової характеристики елемента (маси атома) привело до відкриття Д.І. Менделєєвим періодичного закону.

Молекули складних речовин містять атоми різної природи. Це означає, що до складу молекул складних речовин входять різні елементи. Так, молекули води складаються з атомів (елемента) Гідрогену і атома (елемента) Оксигену; молекула сульфатної кислоти утворена атомами (елементами) Гідрогену, Сульфуру та Оксигену; сірководень складається з атомів (елементів) Гідрогену і Сульфуру.

Класи неорганічних сполук. Сполуки за подібністю властивостей та хімічної будови об'єднують в групи (класи), тобто класифікують їх, що полегшує вивчення різноманіття сполук. *Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, гідроксиди (основи та кислоти) і солі.* Крім того, відокремлюють гідриди - сполуки елементів з Гідрогеном.

ОКСИДИ

Оксидами називаються сполуки, що складаються з двох елементів, один з яких Оксиген, що має негативний ступінь окислення -2 .

За властивостями їх поділяють на солетворні та індіферентні несолетворні, тобто такі, що не утворюють солей. До останніх належать: нітрогену (I) оксид, нітрогену(II) оксид, карбону (II) оксид, кремнію (II) оксид та інші.

Солетворні оксиди за складом і властивостями поділяють на кислотні, основні та амфотерні.

Кислотні оксиди - це сполуки, яким відповідають кислоти, тому їх часто ще називають ангидридами кислот.

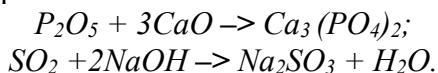
Оксиди фосфору (V) оксид - P_2O_5 , сульфуру (VI) оксид - SO_3 ; сульфуру (IV) оксид - SO_2 , мангану (VII) оксид - Mn_2O_7 , хрому (VI) оксид - CrO_3 - кислотні оксиди, оскільки їм відповідають кислоти: H_3PO_4 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , $HMnO_4$, H_2CrO_4 . Всі перелічені оксиди, за винятком оксиду хрому та оксиду мангану, є оксидами неметалів.

Кислотні оксиди утворюються неметалами і деякими металами, що виявляють високі ступені окиснення, наприклад оксид мангану (+7) і оксид хрому (+6).

Більшість кислотних оксидів за звичайних умов реагує з водою, утворюючи кислоти:



При взаємодії кислотних оксидів з основними оксидами і основами утворюються солі:

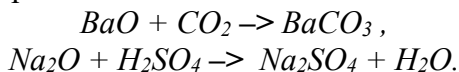


Основні оксиди - це сполуки, яким відповідають основи. До складу основних оксидів входить типовий метал, ступінь окиснення якого +1, +2 і лише інколи +3. Наприклад, натрію оксид - Na_2O ; барію оксид - BaO ; ніколу (II) оксид - NiO ; хрому (II) оксид - CrO є основними оксидами, оскільки їм відповідають основи: $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Cr(OH)_2$.

Більшість основних оксидів не вступає у взаємодію з водою. Лише оксиди лужних і лужноземельних металів (крім Be та Mg) при взаємодії з водою утворюють основи (**луги**):



Всі основні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, утворюючи солі:

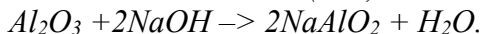
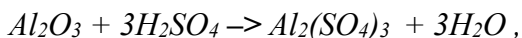
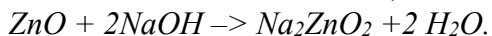
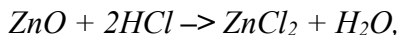


Амфотерні оксиди - це сполуки, яким відповідають амфотерні гідроксиди. Амфотерні оксиди виявляють одночасно властивості кислотних і основних оксидів.

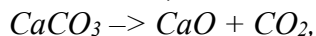
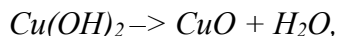
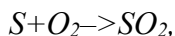
До складу амфотерного оксиду входить амфотерний метал, ступінь окиснення якого +2, +3, іноді +4. Щоб відрізнити основні і амфотерні оксиди, в яких метал має ступінь окиснення +2, треба запам'ятати поширені амфотерні оксиди та відповідні їм амфотерні гідроксиди: оксид купруму (II) - CuO , оксид берилію - BeO , оксид цинку - ZnO , оксид алюмінію - Al_2O_3 , оксид хрому (III) - Cr_2O_3 , оксиди стануму (II) і (IV) - SnO і SnO_2 ,

оксиди плумбуму (II) і (IV) - PbO і PbO_2 , оксид мангану (IV) - MnO_2 і тощо. Їм відповідають гідроксиди, які мають властивості кислот і основ. Інші оксиди та гідроксиди із ступенем окиснення металу +2 не є амфотерними.

Амфотерні оксиди реагують як з кислотами, так і з основами, утворюючи солі:



Способи одержування оксидів. Оксиди можна добути шляхом взаємодії (за певних умов) простих речовин з киснем або шляхом розкладання кислот, основ, солей:



ОСНОВИ

Основи - це сполуки, в яких атоми металів пов'язані з гідроксильними групами.

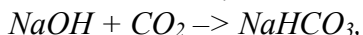
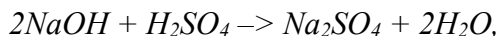
За кількістю гідроксильних груп у молекулах розрізняють однокислотні, двокислотні, трикислотні основи, тощо. *Основи, розчинні у воді (крім NH_4OH), називають лугами.*

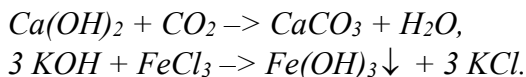
При розчиненні у воді луги дисоціюють на катіони металу і гідроксид-іони:



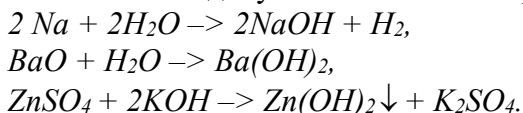
Тому з точки зору теорії електролітичної дисоціації основами називають електроліти, які при дисоціації утворюють тільки один тип аніонів – гідроксид – іони.

Основи реагують з кислотами, кислотними оксидами, солями:



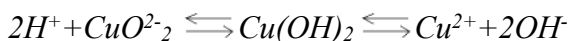


Способи одержування основ. Гідроксиди можна добути взаємодією активного металу з водою, шляхом взаємодії оксидів металів з водою або при взаємодії солі з основою. Останній спосіб придатний лише для одержання нерозчинних основ. Перелічені способи добування основ ілюструють рівняння:

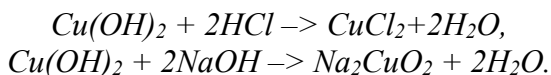


Гідроксиди, що виявляють одночасно кислотні й основні властивості, називаються амфотерними. До них належать гідроксиди алюмінію, цинку, хрому (III), міді(II), берилію та ін.

Амфотерні гідроксиди дисоціюють і як кислоти, і як основи:



Амфотерні гідроксиди реагують як з кислотами (виявляють основні властивості), так і з основами (виявляють кислотні властивості):



КИСЛОТИ

Кислотами називаються сполуки, які складаються з атомів Гідрогену, що зв'язані з кислотними залишками. Такі атоми Гідрогену легко заміщуються на атоми металів, утворюючи при цьому солі.

Кислоти розчинні у воді і дисоціюють на іони:



Тому з точки зору електролітичної дисоціації кислоти є електролітами, що при дисоціації утворюють лише один тип катіонів - іони Гідрогену, точніше іони гідроксонію H_3O^+ .

Всі загальні характерні властивості кислот (кислий смак, зміна забарвлення індикатора, взаємодія з основами, оксидами, солями) пояснюються наявністю іонів Гідрогену, а відмінні властивості кислот зумовлені характером аніонів кислотних залишків.

За складом кислоти поділяють на оксигеномісні і безоксигенові (табл.2).

Таблиця 2. Класифікація кислот за складом

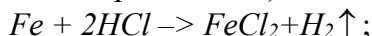
Кислота			
Оксигеномісна		Безоксигенова	
Формула	Назва	Формула	Назва
HNO_3	Нітратна(азотна)	HCl	Хлоридна, хлороводнева (соляна)
HPO_3	Метафосфатна	HBr	Бромоводнева
H_2CO_3	Карбонатна (вугільна)	HI	Йодоводнева
H_2SO_4	Сульфатна (сірчана)	HF	Фтороводнева
H_2SO_3	Сульфітна (сірчиста)	H_2S	Сульфідна (сірководнева)
H_3PO_4	Ортофосфатна		

В залежності від числа атомів Гідрогену, що входять до складу молекули кислоти, кислоти бувають одно-, двох-, три- і багато основними (табл.3).

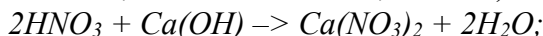
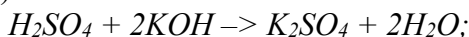
Таблиця 3. Класифікація кислот за основністю

Кислота		
Одноосновна	Двохосновна	Триосновна
<i>HCl</i>	<i>H₂SO₄</i>	<i>H₃PO₄</i>
<i>HNO₃</i>	<i>H₂SO₃</i>	
<i>HPO₃</i>	<i>H₂CO₃</i>	

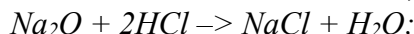
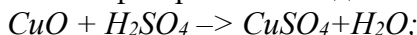
Кислоти взаємодіють: 1) з металами з виділенням водню (якщо кислоти розведені, а метал у ряду електродних потенціалів розміщений перед воднем):



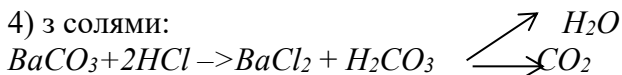
2) з основами, утворюючи сіль і воду (реакція нейтралізації):



3) з основними і амфотерними оксидами:



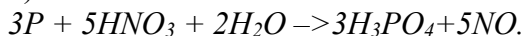
4) з солями:



Способи одержування кислот. Кислоти утворюються при взаємодії:



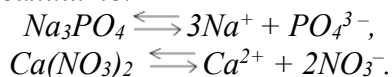
3) неметалів з кислотами:



СОЛІ

Солі можна розглядати як продукт заміщення (повного, або часткового) атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми металів або гідроксильних груп в молекулі основи на кислотний залишок.

При дисоціації розчинні солі утворюють катіони металів і аніони кислотних залишків:

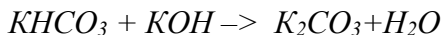


Солі поділяють на середні (нормальні), кислі, основні, подвійні і комплексні.

Середні солі - це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металів у молекулах кислот (K_2SO_4 - калію сульфат; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - кальцію фосфат; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ - цинку нітрат).

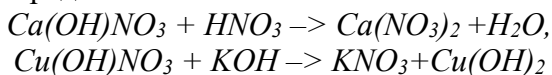
Кислі солі (гідроген-солі) можна розглядати як продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми металів (NaHSO_4 - натрію гідросульфат; CaHPO_4 - кальцію гідрофосфат; KH_2PO_4 - калію дігідрофосфат).

Наявність атомів Гідрогену в молекулах кислих солей зумовлює деякі їх спільні властивості з кислотами, наприклад, здатність вступати в реакцію нейтралізації з утворенням середніх солей:



Основні солі (гідроксидосолі) - це продукти неповного заміщення гідроксильних груп в молекулах основ на кислотні залишки: MgOHCl - магнію гідроксохлорид, $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ - кальцію гідроксонітрат, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - купруму (II) гідроксокарбонат.

Такі солі легко реагують як з основами, так і з кислотами з утворенням середніх солей:

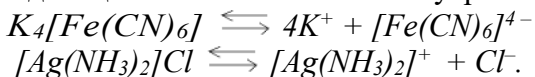


Подвійні солі - це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на різні катіони металів: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$; $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$; NaLiSO_4 ; NaKCO_3 . При цьому два катіони і аніон утворюють єдину кристалічну решітку.

Комплексні солі - це солі, складовими частинами яких є комплексоутворювач (найчастіше перехідний метал) і ліганди, з'єднані з комплексоутворювачем координаційним зв'язком, а

також йони зовнішньої сфери. Наприклад: $K_4[Fe(CN)_6]$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

Такі солі дисоціюють на зовнішню і внутрішню сфери:



ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Класифікація неорганічних сполук.
2. Оксиди. Визначення класу оксидів. Типи оксидів. Номенклатура. Способи добування оксидів. Фізичні та хімічні властивості.
3. Характер дисоціації гідроксидів.
4. Основи. Визначення класу основ. Форми основ, номенклатура, фізичні та хімічні властивості, способи добування основ.
5. Кислоти. Форми кислот. Номенклатура, фізичні та хімічні властивості. Способи добування кислот.
6. Солі. Визначення класу солей. Типи солей. Номенклатура. Способи добування солей, фізичні та хімічні властивості.
7. Використання оксидів, основ, кислот і солей, їх роль та знаходження в природі.

ДОМАШНЄ ЗАВДАННЯ

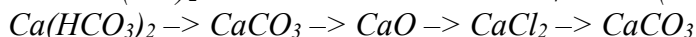
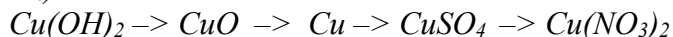
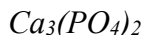
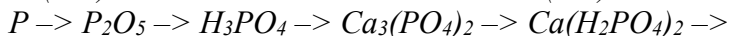
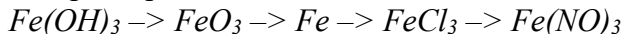
1. Які з перелічених сполук реагують з калію гідроксидом: $Mg(OH)_2$; $Al(OH)_3$; ZnO ; $Ba(OH)_2$; $Fe(OH)_3$? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

2. Які з вказаних сполук будуть попарно взаємодіяти: P_2O_5 , $NaOH$, ZnO , $AgNO_3$, Na_2CO_3 , KCl , $Cr(OH)_3$, H_2SO_4 ? Складіть рівняння реакцій.

3. Складіть рівняння реакцій добування усіма можливими способами вказаних солей: сульфат купруму (II), нітрат натрію, карбонат кальцію.

4. Змінюючи співвідношення реагуючих сполук за реакцією $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$, одержати кислi, основну i середню сiль.

5. Складiть рiвняння, за допомогою яких можна здiйснити вказанi перетворення:

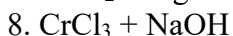
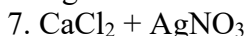
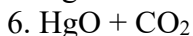
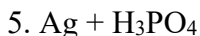
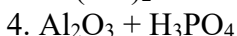
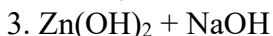
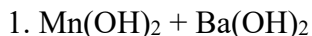


Варіант 1

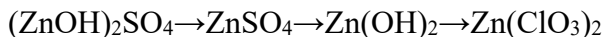
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид хрому (VI)			
2.	Гідроксид заліза (III)			
3.	Гідросульфід кальцію			
4.	Хлорид магнію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рiвняння тих реакцій, якi йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



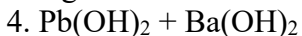
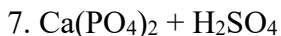
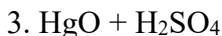
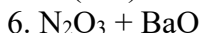
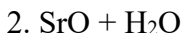
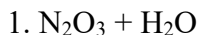
4. $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; H_2SO_3 ; NaHSO_3

Варіант 2

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид міді (II)			
2.	Гідроксид магнію			
3.	Фосфат барію			
4.	Гідросульфат калію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



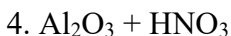
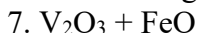
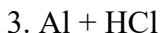
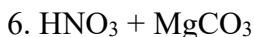
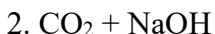
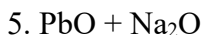
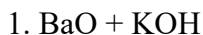
4. $\text{Zn}(\text{OH})_2$; ZnSO_4 ; $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$; K_2ZnO_2

Варіант 3

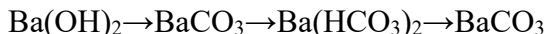
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид ртуті (II)			
2.	Оксид нікелю(III)			
3.	Бромід калію			
4.	Гідросульфід алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. Na_2O ; Na_2CO_3 ; NaHCO_3 ; K_2CrO_4

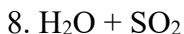
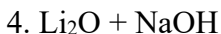
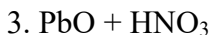
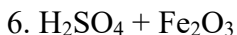
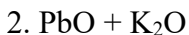
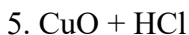
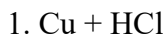
Варіант 4

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид заліза (III)			

2.	Гідроксид магнію			
3.	Нітрит цинку			
4.	Гідрофосфат алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



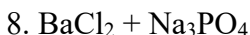
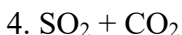
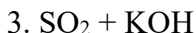
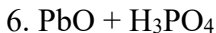
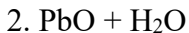
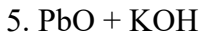
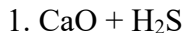
4. $\text{Ba}(\text{OH})_2$; BaCO_3 ; $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$; H_3PO_4

Варіант 5

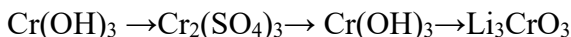
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксид сурьми (III)			
2.	Гідроксосульфат алюмінію			
3.	Карбонат натрію			
4.	Оксид калію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



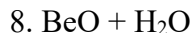
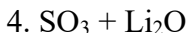
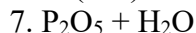
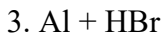
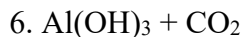
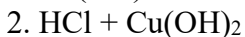
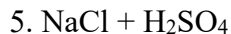
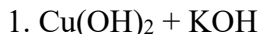
4. Mn_2O_3 ; HMnO_4 ; $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$; MnOHSO_4

Варіант 6

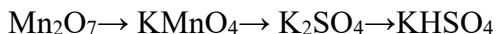
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид марганцю (II)			
2.	Нітрат срібла			
3.	Гідроксид алюмінію			
4.	Гідросульфат нікелю (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



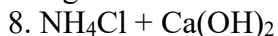
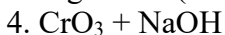
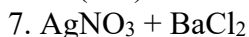
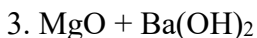
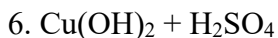
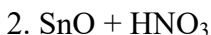
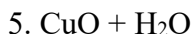
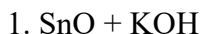
4. $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; Li_3CrO_3 ; H_2SO_4

Варіант 7

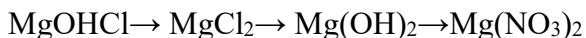
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид заліза (III)			
2.	Нітрат срібла			
3.	Гідроксид заліза (II)			
4.	Гідрофосфат натрію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



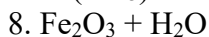
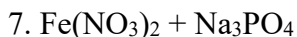
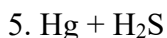
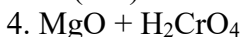
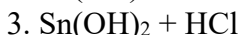
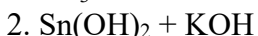
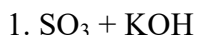
4. $\text{Mg}(\text{OH})_2$; H_2CO_3 ; $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Варіант 8

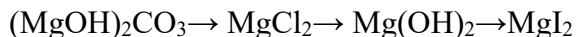
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Сульфід нікелю (III)			
2.	Гідроксид заліза (III)			
3.	Бромоводнева кислота			
4.	Гідроксофосфат магнію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. HNO_3 ; MgCO_3 ; $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$; $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$

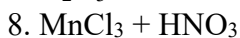
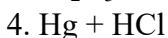
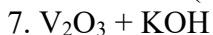
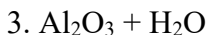
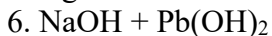
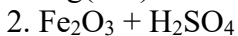
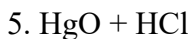
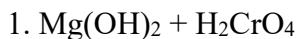
Варіант 9

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксид алюмінію			

2.	Гідроксохлорид міді (II)			
3.	Фосфат цинку			
4.	Гідрофосфат натрію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



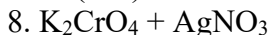
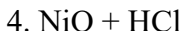
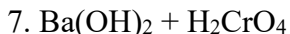
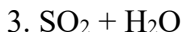
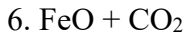
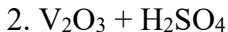
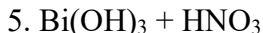
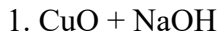
4. $\text{Mn}(\text{OH})_2$; MnSO_4 ; MnOHNO_3 ; $\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$

Варіант 10

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Сульфід амонію			
2.	Гідроксокарбонат нікелю (II)			
3.	Оксид сульфуру (VI)			
4.	Нітрит хрома (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. $\text{Ca}(\text{OH})_2$; CaCO_3 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; HNO_3

Варіант 11

1. Заповніть таблицю:

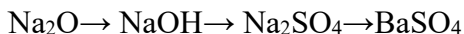
№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид ванадію (V)			
2.	Хлорид хрому (III)			
3.	Гідроксид свинцю (II)			
4.	Гідроксохлорид міді (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

1. $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$
2. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{LiOH}$
3. $\text{CrCl}_3 + \text{FeSO}_4$
4. $\text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$

5. $\text{Cu} + \text{HCl}$
6. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$
7. $\text{SO}_3 + \text{NaOH}$
8. $\text{AgNO}_3 + \text{Cu}$

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. HNO_2 ; N_2O_5 ; CaOHNO_3 ; $\text{Ca}(\text{HS})_2$

Варіант 12

1. Заповніть таблицю:

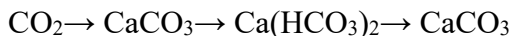
№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксонітрат міді (II)			
2.	Гідроксид натрію			
3.	Оксид заліза (III)			
4.	Гідрокарбонат кальцію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

1. $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
3. $\text{CaO} + \text{HCl}$
4. $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2$

5. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}$
6. $\text{HCl} + \text{Ag}$
7. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
8. $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



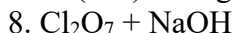
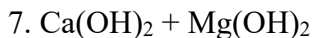
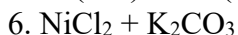
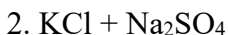
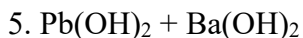
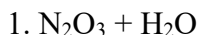
4. $\text{Pb}(\text{OH})_2$; HNO_3 ; $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$; NaCl

Варіант 13

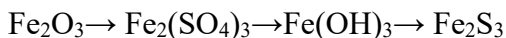
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Сульфід алюмінію			
2.	Гідросульфат алюмінію			
3.	Гідроксид алюмінію			
4.	Оксид алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



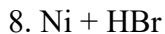
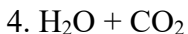
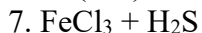
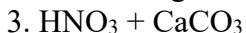
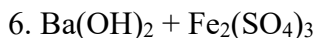
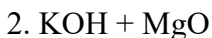
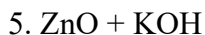
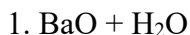
4. N_2O_5 ; $\text{Mn}(\text{OH})_4$; HMnO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$

Варіант 14

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксид заліза (III)			
2.	Сульфат алюмінію			
3.	Гідрокарбонат міді (II)			
4.	Оксид марганцю (VII)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



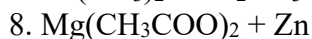
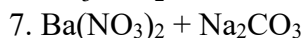
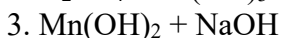
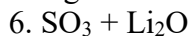
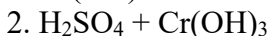
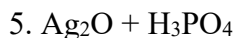
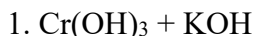
4. Cu_2O ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Варіант 15

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Нітрат калію			
2.	Фосфат магнію			
3.	Гідросульфід барію			
4.	Гідроксид нікелю (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. $\text{Sn}(\text{OH})_2$; H_2CrO_4 ; $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$; $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$

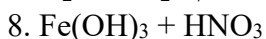
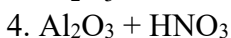
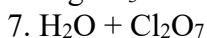
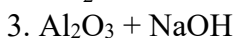
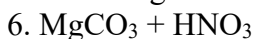
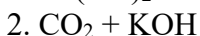
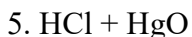
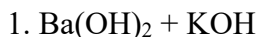
Варіант 16

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид міді (II)			

2.	Гідроксид калію			
3.	Нітрат барію			
4.	Гідросульфід магнію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



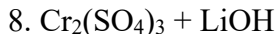
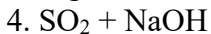
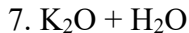
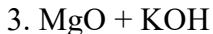
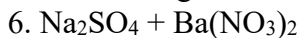
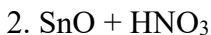
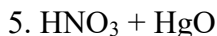
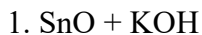
4. MnO_2 ; H_3PO_4 ; $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Варіант 17

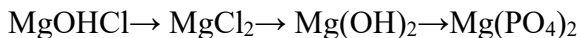
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксид олова (IV)			
2.	Оксид хрому (VI)			
3.	Сульфід алюмінію			
4.	Гідросульфат кальцію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. $\text{Ni}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$; N_2O_5 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Варіант 18

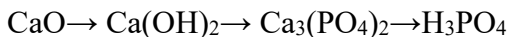
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид кобальту (II)			
2.	Гідроксид титану (IV)			
3.	Гідросульфід барію			
4.	Фосфат алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

- | | |
|---|--|
| 1. $\text{KOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3$ | 5. $\text{H}_2\text{O} + \text{CuO}$ |
| 2. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ | 6. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Na}_2\text{O}$ |
| 3. $\text{MnO} + \text{NaOH}$ | 7. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ |
| 4. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cu}$ | 8. $\text{MgOHCl} + \text{HCl}$ |

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. $\text{Cr}(\text{OH})_3$; HNO_2 ; $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3$; MnOHCl_2

Варіант 19

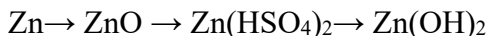
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Хлорид титану (IV)			
2.	Оксид свинцю (IV)			
3.	Гідроксохлорид міді (II)			
4.	Нітрат заліза (III)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

- | | |
|---|---|
| 1. $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$ | 5. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3$ |
| 2. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{LiOH}$ | 6. $\text{Al} + \text{CuSO}_4$ |
| 3. $\text{CrCl}_3 + \text{FeSO}_4$ | 7. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 4. $\text{BeO} + \text{H}_2\text{O}$ | 8. $\text{CO}_2 + \text{KOH}$ |

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



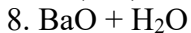
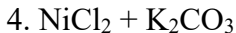
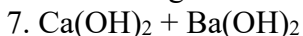
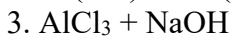
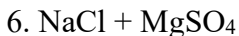
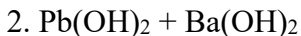
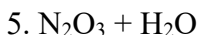
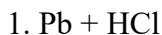
4. OsO_4 ; KOH ; $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Ni}(\text{HSO}_4)_2$

Варіант 20

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Хлорид кобальту (II)			
2.	Фосфат заліза (III)			
3.	Оксид титану (IV)			
4.	Гідросульфід амонію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



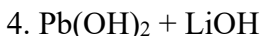
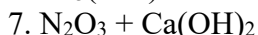
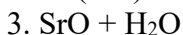
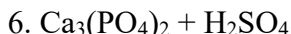
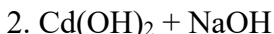
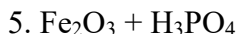
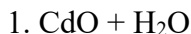
4. Mn_2O_7 ; H_2SO_4 ; NaH_2PO_4 ; CuOHNO_3

Варіант 21

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид свинцю (II)			
2.	Сульфат срібла			
3.	Гідроксид нікелю (II)			
4.	Гідрокарбонат заліза (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. F_2O ; HPO_3 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ba}(\text{HS})_2$

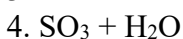
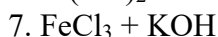
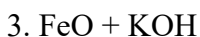
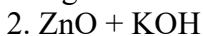
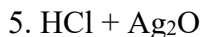
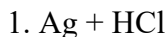
Варіант 22

1. Заповніть таблицю:

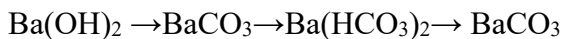
№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид заліза (III)			

2.	Гідроксид барію			
3.	Моногідрофосфат натрію			
4.	Нітрат цинку			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



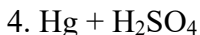
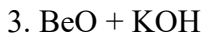
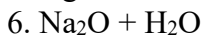
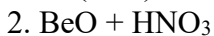
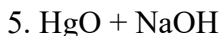
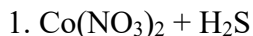
4. HMnO_4 ; $\text{Mn}(\text{OH})_2$; KMnO_4 ; $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

Варіант 23

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид ванадію (V)			
2.	Хлорид магнію			
3.	Нітрат хрому (III)			
4.	Гідросульфід літію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



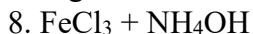
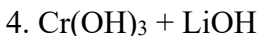
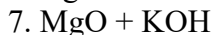
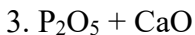
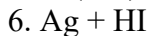
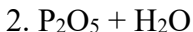
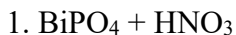
4. $\text{Al}(\text{OH})_3$; H_3PO_4 ; $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$; CaSO_4

Варіант 24

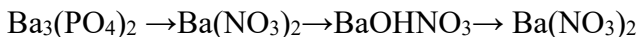
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид марганцю (III)			
2.	Фосфат заліза (III)			
3.	Гідроксид кобальту (II)			
4.	Гідросульфат цинку			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



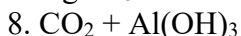
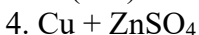
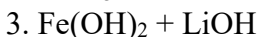
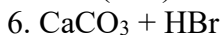
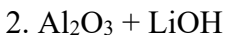
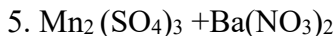
4. NaOH ; Na_3PO_4 ; H_2S ; NaH_2PO_4

Варіант 25

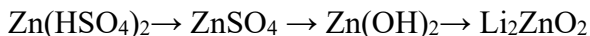
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид фосфору (V)			
2.	Гідроксид свинцю (IV)			
3.	Хлорид олова (II)			
4.	Гідрофосфат алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



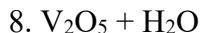
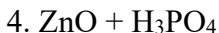
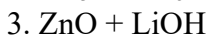
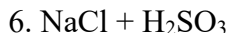
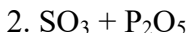
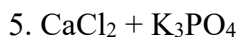
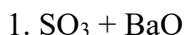
4. $\text{Zn}(\text{OH})_2$; H_2SO_4 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$

Варіант 26

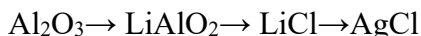
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Хлорид нікелю (II)			
2.	Оксид літію			
3.	Фосфат літію			
4.	Гідросульфід літію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. Al_2O_3 ; H_3PO_4 ; AlPO_4 ; $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

Варіант 27

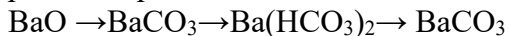
1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид нікелю (II)			
2.	Гідроксид нікелю (III)			
3.	Хлорид нікелю (II)			
4.	Гідрокарбонат нікелю (III)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

1. $MnO + H_2O$	5. $NiO + KOH$
2. $Cr(OH)_3 + H_2SO_4$	6. $Al + HBr$
3. $Cr(OH)_3 + KOH$	7. $Mn_2O_7 + KOH$
4. $Na_3PO_4 + AgNO_3$	8. $Fe(OH)_3 + CO_2$

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. H_2CO_3 ; Mn_2O_3 ; $BaCO_3$; $Ba(HCO_3)_2$

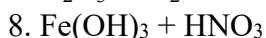
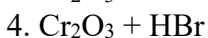
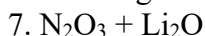
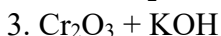
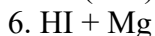
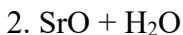
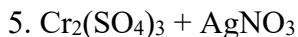
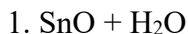
Варіант 28

1. Заповніть таблицю:

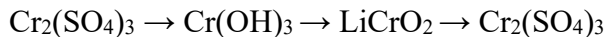
№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид магнію			

2.	Нітрит калію			
3.	Фосфат літію			
4.	Гідрокарбонат магнію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



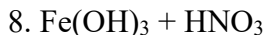
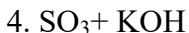
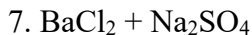
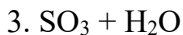
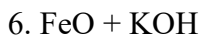
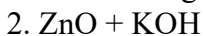
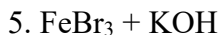
4. $\text{Cr}(\text{OH})_3$; H_2SO_4 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$

Варіант 29

1. Заповніть таблицю:

№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Оксид марганцю (VII)			
2.	Гідроксид барію			
3.	Нітрат цинку			
4.	Гідрофосфат алюмінію			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:



3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. $\text{Mn}(\text{OH})_2$; HNO_3 ; $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$; MnOHCl

Варіант 30

1. Заповніть таблицю:

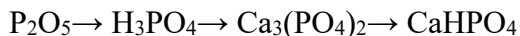
№ з/п	Назва речовини	Емпірична формула	Клас	Тип
1.	Гідроксид заліза (III)			
2.	Сульфат амонію			
3.	Оксид калію			
4.	Гідрокарбонат кобальту (II)			

2. Вказати клас та тип взаємодіючих речовин, ступінь окислення складових частин молекул. Закінчіть рівняння тих реакцій, які йдуть. Якщо реакція не йде, поясніть причину:

1. $\text{H}_2\text{S} + \text{CaO}$
2. $\text{H}_2\text{O} + \text{CaO}$
3. $\text{SO}_2 + \text{KOH}$
4. $\text{PbO} + \text{KOH}$

5. $\text{HNO}_3 + \text{PbO}$
6. $\text{CuSO}_4 + \text{Al}$
7. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
8. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$

3. Здійснити ланцюг наступних перетворювань, записав рівняння реакцій:



4. H_3PO_4 ; P_2O_5 ; CaHPO_4 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

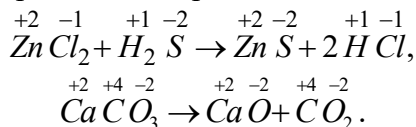
РЕКОМЕНДОВАНА НАВЧАЛЬНА ЛІТЕРАТУРА

1. Н.В. Романова. Загальна та неорганічна хімія.-К.:Ірпінь, 2002. с.182-189.
2. М.Л. Глінка. Загальна хімія, К.: Вища школа, 1982., с. 39-44.
3. Н.В. Романова. Загальна та неорганічна хімія. Практикум.-К.:Либідь, 2003.-208с.
4. Г.П. Хомченко. Хімія для вступників до ВУЗів. –К.:Вища школа, 1991.- с. 136-156.

ТЕМА: «ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»

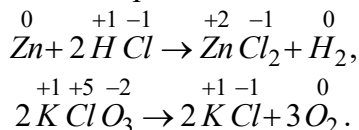
ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

Всі хімічні реакції умовно за ступенями окиснення елементів можна поділити на два типи. До першого з них відносяться реакції, що протікають без зміни ступеня окиснення атомів реагуючих речовин, наприклад:



В цих реакціях ступінь окиснення атомів до і після реакції не змінився.

До другого типу відносяться **окисно-відновні реакції** - реакції, які протікають із зміною ступеня окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції. Приклади окисно-відновних реакцій:

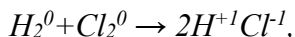


В наданих реакціях атоми Цинку і Гідрогену, а в другій - атоми Хлору і Оксигену мають відмінні ступені окиснення до і після реакції.

Під ступенем окиснення елементів розуміють умовний заряд атома в сполуці, котрий розраховують з припущенням, що електро-нейтральна молекула складається тільки з іонів, як для сполук з іонним зв'язком, наприклад, NaCl , так і для сполук з ковалентним зв'язком, наприклад, HCl (газ).

Ступінь окиснення — це величина умовного заряду, який набув-би атом елемента, якщо припустити, що він прийняв (негативний ступінь окиснення) відповідну заряду кількості електронів або віддав (позитивний ступінь окиснення) відповідну кількість електронів (або електронних пар).

В ОВР валентність елементів може й не змінюватись, хоча ступені окиснення змінюються обов'язково, наприклад:



або з вказівкою валентності (одна одиниця валентності позначається однією рисою):



Як можна бачити, в останньому рівнянні валентність Гідрогену та Хлору не змінилась (дорівнює 1), бо вона визначається кількістю зв'язків електронних пар і тому не може мати негативного значення на відміну від ступеня окиснення.

Під час визначення ступеня окиснення треба засвоїти такі відомості:

1. Сума ступенів окиснення всіх атомів в молекулі будь-якої речовини дорівнює нулю, наприклад, для молекули $P_2^{+5}O_5^{-2}$ можемо записати $(+5) \cdot 2 + (-2) \cdot 5 = 0$,

для молекули H_2SO_4 : $(+1) \cdot 2 + (+6) \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0$.

2. Ступінь окиснення йону Оксигену здебільшого в сполуках (оксидах, гідроксидах, кислотах, солях) дорівнює -2 ,

наприклад: $Fe_2^{+3}O_3^{-2}$ – оксид, $H_2^{+1}S^{-2}O_4$ – кислота, $Fe^{+2}S^{-2}O_4$ – сіль,

$Fe \left(\begin{matrix} -2 \\ O H \end{matrix} \right)_3$ – гідроксид.

Вияток: F_2O – флуору оксид, ступінь окиснення Оксигену дорівнює $+2$, тому що Флуор більш активний неметал, ніж Оксиген, а також у пероксидах, наприклад, H_2O_2 – ступінь окиснення Оксигену -1 .

3. Ступінь окиснення йону Гідрогену в усіх сполуках дорівнює $+1$: $H^{+1}Cl$ – кислота, $NaH^{+1}SO_3$ – кисла сіль, $H_2^{+1}O$ – оксид, $H_2^{+1}O_2$ – пероксид, AsH^{+3} – газоподібний гідрид.

Вияток: гідриди металів типу солей $Na^{+1}H$, $Ca^{+2}H_2$, де ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (-1) .

4. Позитивний ступінь окиснення елементів 1, 2, 3 груп Періодичної системи Д.І Менделєєва в сполуках дорівнює номеру групи, в якій знаходиться елемент, за винятком підгрупи Купруму (Cu, Ag, Au).

5. При розрахунку ступеню окиснення метала в солях відомою величиною є ступінь окиснення кислотного залишку, наприклад ступінь окиснення $(SO_4)^{-2}$ дорівнює (-2), $(NO_3)^{-1}$, $(PO_4)^{-3}$.

Ступені окиснення решти елементів Періодичної системи розраховуються. Для цього, виходячи з електричної нейтральності молекули, складають рівняння з одним невідомим.

Приклад 1. Визначити ступінь окиснення (x) Хрому в сполуках: $K_2Cr^xO_4$, $K_2Cr_2^xO_7$, KCr^xO_2 , $Cr_2^x(SO_4)_3$, $Cr^x(OH)_3$.

При складанні рівнянь мають на увазі, що ступені окиснення Калію (див. пункт 4) та Оксигену (див. пункт 2) відомі.

1. Розрахунок ступеню окиснення хрому в $K_2^{+1}Cr^xO_4^{-2}$:

$$(+1) \cdot 2 + X + (-2) \cdot 4 = 0, \quad X + 2 - 8 = 0, \quad X = +6,$$

тобто ступінь окиснення Хрому в сполуці дорівнює +6.

2. Розрахунок ступеню окиснення Хрому в $K_2^{+1}Cr_2^xO_7^{-2}$:

$$(+1) \cdot 2 + 2X + (-2) \cdot 7 = 0, \quad 2X + 2 - 14 = 0, \quad 2X = +12, \quad X = +6$$

ступінь окиснення Хрому дорівнює +6.

3. Розрахунок ступеню окиснення Хрому в $K^{+1}Cr^xO_2^{-2}$:

$$(+1) + X + (-2) \cdot 2 = 0, \quad X + 1 - 4 = 0, \quad X = +3$$

ступінь окиснення Хрому +3.

4. Розрахунок ступеню окиснення Хрому в $Cr_2^x(SO_4)_3^{-2}$:

$$2X + (-2) \cdot 3 = 0, \quad 2X = +6, \quad X = +3$$

ступінь окиснення Хрому в $Cr_2^{+3}(SO_4)_3^{-2}$ дорівнює +3.

5. Розрахунок ступеню окиснення Хрому в $Cr^x(OH)_3^{-1}$: відомою величиною є ступінь окиснення $(OH)^{-1}$, який дорівнює (-1):

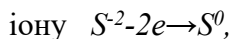
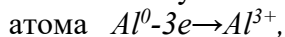
$$X + (-1) \cdot 3 = 0, \quad X = +3,$$

ступінь окиснення Хрому +3.

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій

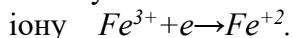
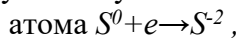
Згідно з сучасними уявленнями зміна ступенів окиснення атомів в ОВР пояснюється зміщенням електронних пар або переходом електронів від одних атомів, молекул, іонів до інших.

Окисненням називається процес віддавання електронів атомом, елементом, іоном або молекулою. При цьому ступінь окиснення збільшується. Приклади процесів окиснення:



де e – позначення електрону в системі СІ.

Відновленням називається процес приєднання електронів елементом, атомом, молекулою, іоном. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Приклади процесів відновлення:

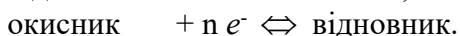
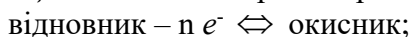


Речовини, які віддають під час реакції електрони, називаються **відновниками** (див. вище - Al^0 , S^{2-} , H_2^0 - відновники).

Речовини, атоми або іони яких приєднують електрони або відтягують до себе пару електронів, що здійснюють хімічний зв'язок в молекулі, називаються **окисниками** (див. вище S^0 , Cl_2^0 , Fe^{3+} окисники).

Процес окиснення супроводжується збільшенням ступеня окиснення елементів, що входять до складу відновника, а відновлення – навпаки, супроводжується зниженням ступеня окиснення елементів, що входять до складу окисника.

Процеси окиснення та відновлення нерозривно пов'язані один з одним і представляють собою єдність двох процесів окисно-відновної реакції, що можна виразити рівняннями:



Всі ОВР протікають так, що число електронів, що їх віддає відновник, завжди дорівнює числу електронів, які приєднує окисник. На цьому принципі заснований підбір коефіцієнтів до ОВР.

Методи підбору коефіцієнтів до ОВР

Найпоширеніші два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: *метод електронного балансу* та *метод напівреакцій (іонно-електронного балансу)*. Вірно складене рівняння, взагалі є виразом **закону збереження** (збереження енергії, збереження маси речовини, збереження числа електронів, збереження суми зарядів у лівій і правій частинах хімічного рівняння).

В основі *методу електронного балансу* лежить порівняння ступенів окиснення атомів у вихідних і кінцевих речовинах. При використанні методу електронного балансу окиснення і відновлення виражають електронними рівняннями, в яких вказують зміну ступеня окиснення атома відновника та атома окисника, а також число відданих та прийнятих електронів.

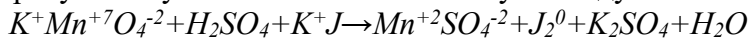
Обчислюючи коефіцієнти, слід пам'ятати, що число електронів, які віддав відновник, має дорівнювати числу електронів, що їх приєднав окисник.

Порядок складання рівнянь ОВР за методом електронного балансу розберемо на конкретних прикладах.

Приклад 1. Підібрати коефіцієнти у рівняння ОВР, що відбувається за наведеною схемою:



1) Розрахуємо ступені окиснення Мангану та Йоду:



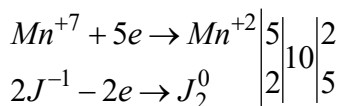
2) Записуємо електронні рівняння процесів окиснення та відновлення за участю елементів, котрі змінили ступінь окиснення:

А) $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$ - процес відновлення ,

Б) $2J^{-1} - 2e \rightarrow J_2^0$ - процес окиснення.

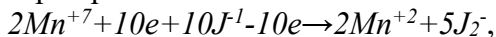
Примітка: в процесі (Б) перед J ставлять коефіцієнт 2, тому що молекула йоду J_2 складається з двох атомів (про це треба пам'ятати також в інших випадках).

3) Визначаємо основні коефіцієнти на основі закону збереження числа електронів для напівреакцій (А) і (Б). Для цього знайдемо найменший спільний множник для числа приєднаних (5) та відданих (2) електронів. Він дорівнює 10. Далі, поділив $10:5=2$, знайдемо додатковий множник 2 – коефіцієнт до напівреакції (А). Далі ділимо $10:2=5$ та знайдемо додатковий множник 5 – коефіцієнт до рівняння (Б). Запишемо рівняння електронного балансу:



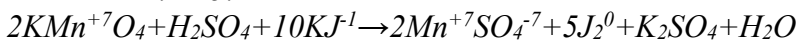
Mn^{+7} – окисник, J^{-1} – відновник.

Одержуємо сумарне рівняння:



з якого видно, що кількість приєднаних електронів окисником ($+10e$) однакова з кількістю електронів, що їх віддає відновник ($-10e$). Це є основною метою методу електронного балансу.

4) Урівнюємо число атомів тих хімічних елементів, атоми яких змінили свій ступінь окиснення. Для цього треба перенести знайдені коефіцієнти з сумарного рівняння до схеми хімічної реакції у вигляді коефіцієнтів перед формулами речовин з елементами Mn та J :

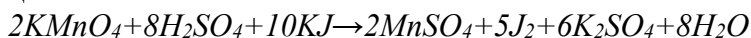


5) Підберемо коефіцієнти до речовин K_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2O , елементи яких не брали участь в процесі окиснення-відновлення:

підрахунок показує, що в лівій частині рівняння 12 атомів калію, тому в правій частині рівняння перед формулою K_2SO_4 ставимо коефіцієнт 6;

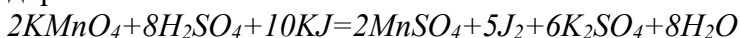
в правій частині в двох формулах солей ($6K_2SO_4$ і $2MnSO_4$) кількість кислотних залишків дорівнює 8. Отже, перед формулою H_2SO_4 в лівій частині рівняння треба поставити коефіцієнт 8.

б) Завершуємо підбір коефіцієнтів порівнянням кількості атомів Гідрогену. В лівій частині рівняння є 16 атомів Гідрогену у 8 молекулах H_2SO_4 , а в правій частині – два атома Гідрогену у молекулі H_2O , тому перед формулою H_2O треба поставити коефіцієнт 8:



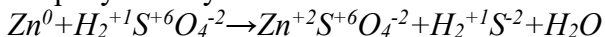
$KMnO_4$ – речовина окисник, KJ – речовина відновник.

7) Вірність складеного рівняння обов'язково перевіряється підрахунком кількості атомів Оксигену в обох частинах рівняння окремо. У лівій частині їх 40 (8 атомів у 2 молекулах $KMnO_4$ та 32 атоми у 8 молекулах H_2SO_4), у правій частині також 40 атомів Оксигену, (8 атомів у 2 молекулах $MnSO_4$, 24 атома у 6 молекулах K_2SO_4 та 8 атомів у 8 молекулах H_2O). Тому коефіцієнти підібрані вірно. Стрілку у схемі реакції замінимо на знак “дорівнює”:

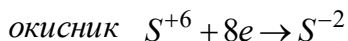
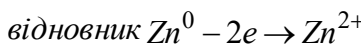


Приклад 2. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$

Розрахуємо ступені окиснення елементів:



Складемо рівняння електронного балансу (див. приклад 1, п. 2 та п.3) для елементів, які змінили ступені окиснення:

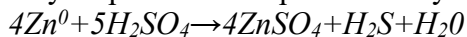


(спільний множник-8, додаткові множники 4 і 1).

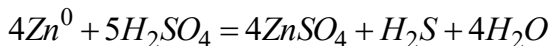
Переносимо коефіцієнти з електронних рівнянь до схеми хімічного рівняння: $4Zn^0 + H_2S^{+6}O_4 \rightarrow 4Zn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}S^{-2} + H_2O$.

Продовжуємо підбір коефіцієнтів при елементах, в яких ступінь окиснення не змінився (S та H). Перед формулою H_2SO_4

ставимо 5, а не 1, бо ще чотири молекули йдуть на зв'язування чотирьох іонів Zn^{2+} з утворенням чотирьох молекул $ZnSO_4$.



Завершуємо підбір коефіцієнтів, порівнюємо кількість атомів Гідрогену, ставимо коефіцієнт 4 перед формулою H_2O . Отже, остаточний вигляд складеного рівняння ОВР:



Перевірка по Оксигену показує, що рівняння складене вірно.

Zn^0 – речовина відновник, H_2SO_4 – речовина окисник.

Для складання ОВР, що протікають в водних розчинах, краще використовувати **метод полуреакцій** (метод іонно-електронного балансу). Метод полуреакцій засновано на складанні іонно-електронних рівнянь для процесу окиснення відновника і процесу відновлення окисника. Для того, щоб скласти рівняння реакції окиснення-відновлення треба знати, крім складу реагуючих речовин, склад продуктів реакції, тобто у що перетворився окисник і відновник.

В іонно-молекулярну схему процесу включаються тільки ті частки (іони, атоми, молекули), які зазнають змін під час перебігу даної реакції, а також частки, що характеризують середовище (іони H^+ , OH^- і молекули H_2O).

Для складання загального рівняння реакції потрібно рівняння напівреакцій почленно додати, попередньо зрівнявши числа відданих і приєднаних електронів. У цьому випадку за правилами знаходження найменшого спільного кратного визначають відповідні додаткові множники - коефіцієнти, на які множаться рівняння напівреакцій.

Перевірити, чи вірно складене в іонній формі рівняння ОВР можна: у лівій і правій частинах рівняння число зарядів і атомів повинно бути зрівняне. Таким чином, можна одержати скорочене іонне рівняння реакції.

Щоб скласти повне іонно-молекулярне рівняння, необхідно дописати в ліву і в праву частини реакції відповідну кількість противоіонів.

Вірність складеного молекулярного рівняння реакції обов'язково перевірити підрахунком кількості атомів Оксигену в обох частинах рівняння окремо.

Застосування методу напівреакцій для складання ОВР розібрані на прикладі (приклад 5-7) взаємодії розчинів перманганату калію з сульфідом натрію.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поняття про ступінь окиснення елементів.
2. Класифікація хімічних реакцій за зміною ступеня окиснення атомів елементів.
3. Визначення понять: окисно-відновна реакція, окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.
4. Класифікація ОВР.
5. Підбір коефіцієнтів до ОВР за методом електронного балансу.
6. Окисно-відновні властивості елементарних речовин і хімічних сполук.
7. Окиснювальна і відновнювальна функція елементів в залежності від ступеня окиснення. Вплив кислотності середовища на окиснювальні властивості окисника.

ДОМАШНЄ ЗАВДАННЯ

1. Розрахуйте ступені окиснення елементів у сполуках і простих речовинах:

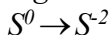
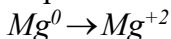
Варіант 1: Ca , Cr_2O_3 , K_2CrO_4 , $Cr(OH)_2$.

Варіант 2: H_3PO_4 , HPO_3 , MnO_2 , $Fe_3(PO_4)_2$.

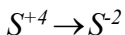
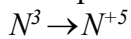
Варіант 3: $FePO_4$, $Fe(NO_3)_2$, NH_4Cl , MnS .

2. Запишіть електронні рівняння, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

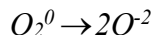
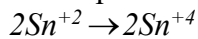
Варіант 1

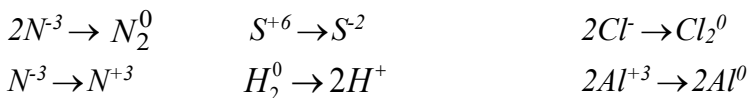


Варіант 2

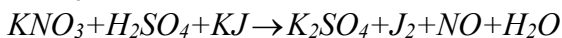
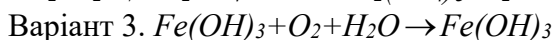
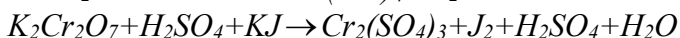
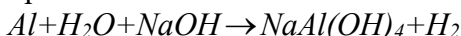
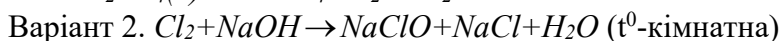
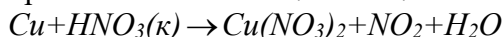


Варіант 3

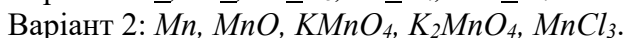




3. Доберіть коефіцієнти до таких схем окисно-відновних реакцій за методом електронного балансу, вкажіть окисник та відновник:

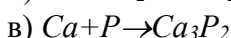
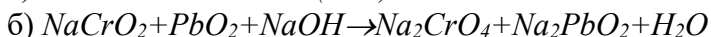
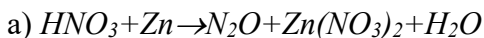


4. Вкажіть, в яких сполуках підкреслені елементи можуть виконувати в ОВР роль: а) тільки окисника, б) тільки відновника, в) окисника і відновника в залежності від того, з яким елементом буде взаємодія:



Варіант 1

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

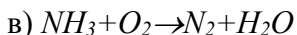
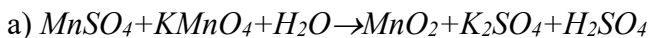


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 2

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

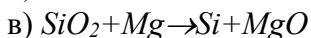
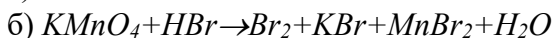


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

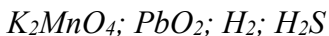


Варіант 3

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

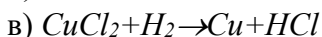
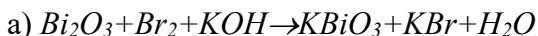


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 4

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

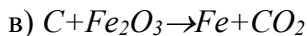
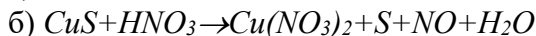
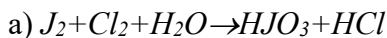


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Na₂SO₄; TiO₂; NO; Cl₂

Варіант 5

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

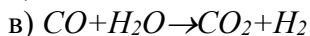
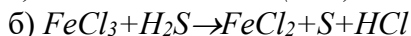


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

SnCl₂; SnCl₂; Bi₂(SO₄)₃; H₂SO₄.

Варіант 6

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

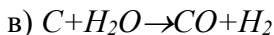
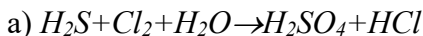


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Sr; F₂; FeCl₂; HJO₃.

Варіант 7

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

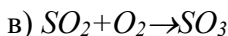
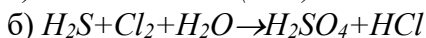
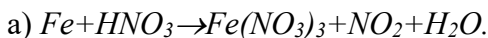


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Al; Cu(NO₃)₂; As; As₂O₃.

Варіант 8

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

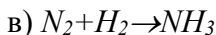
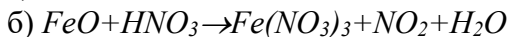
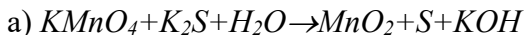


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Bi₂O₃; MgJ₂; MgJ₂; Mn.

Варіант 9

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

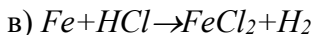
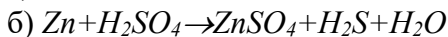


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

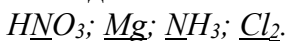
HPO₃; HPO₃; Zn; ZnSO₄.

Варіант 10

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

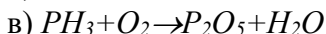
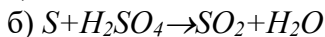


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

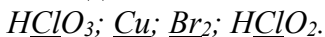


Варіант 11

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

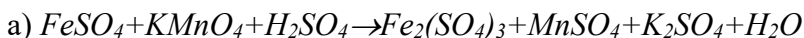


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

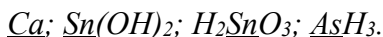


Варіант 12

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

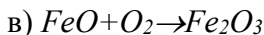
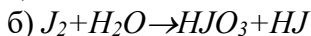
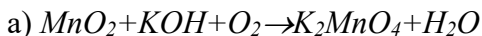


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 13

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

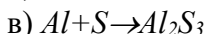
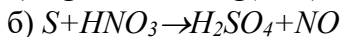
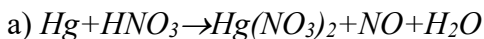


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

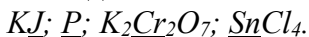


Варіант 14

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

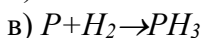
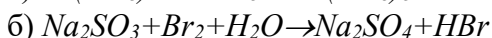
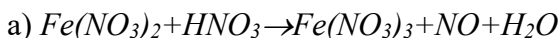


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

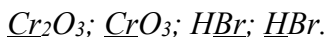


Варіант 15

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

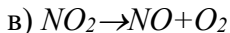
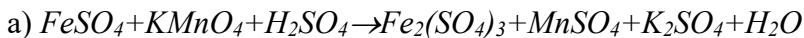


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 16

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

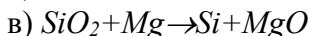
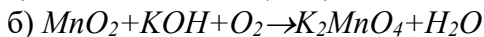
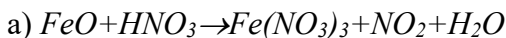


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Ca; Sn(OH)₂; H₂SnO₃; AsH₃.

Варіант 17

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

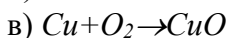
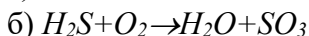
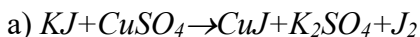


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

AlJ₃; Al; AlJ₃; KClO₃.

Варіант 18

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

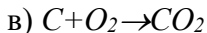
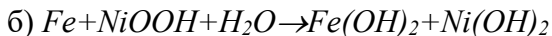
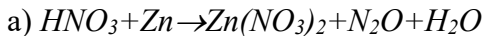


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

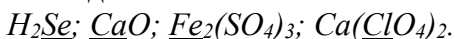
KClO₄; KClO₃; S; HCl.

Варіант 19

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

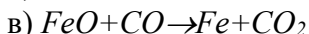
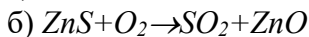
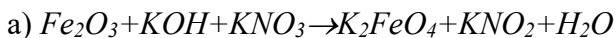


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

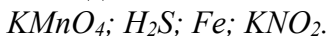


Варіант 20

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

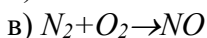
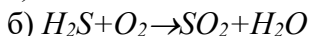
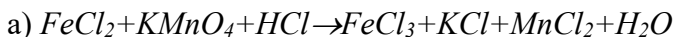


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 21

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

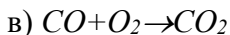
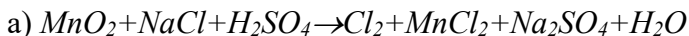


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 22

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

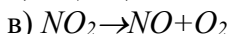
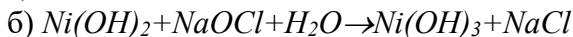
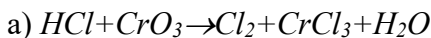


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

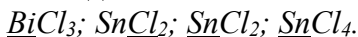


Варіант 23

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

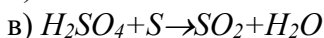
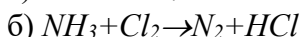
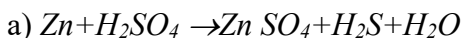


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

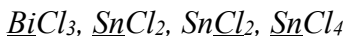


Варіант 24

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

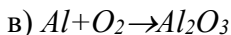
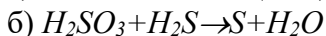
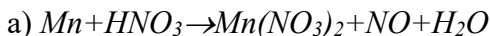


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 25

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

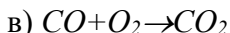
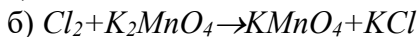
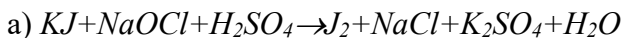


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

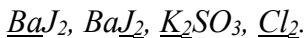


Варіант 26

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

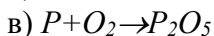
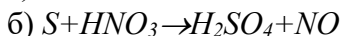
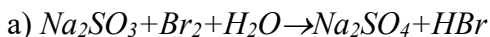


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

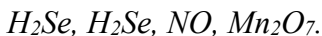


Варіант 27

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

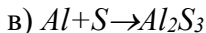
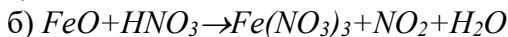


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.



Варіант 28

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

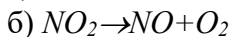


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Li, Sn(NO₃)₂, H₂SnO₃, AsH₃.

Варіант 29

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.

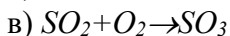
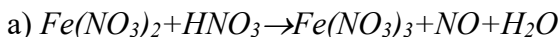


2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

Ni, Ni(NO₃)₂, CrO, OsO₄.

Варіант 30

1. Добрати коефіцієнти за методом електронного балансу до наведених схем о.в.р. Вказати окисник і відновник, процес окиснення і відновлення.



2. Поясніть, чим можуть бути в о.в.р. підкреслені елементи: тільки окисником; тільки відновником; і окисником, і відновником.

NiSO₄, Cr(NO₃)₂, OsO₄, K.

ЛІТЕРАТУРА

1. Солошенко О.В., Дем'яненко С.І., Зайцева Л.Г., Міленіна К.М. Загальна хімія.-Харків.: Видавництво Навчально-методичного центру заочного навчання с.г. вузів України, 2002.- С 151 – 196.
2. Глінка Н.Л. Загальна хімія.- К., 1984.- С. 231-246.
3. Кульман Л.Т. Загальна хімія.- К.: Колос, 1990.- С. 234-264.
4. Лучинський Г.П. Загальна хімія.-К.: Вища школа, 1985.- С. 169- 181.
5. Хомченко Г.П. Неорганічна хімія.- К.: Вища школа, 1985.- С 150-167, С. 138-144.

ТЕМА: «БУДОВА АТОМА»

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

Слово «атом» походить від грецького «atomos» - неподільний. Уявлення про атом як про неподільну частку були поширені на початку ХХ ст., хоча вже багато вчених припускали, що атоми мають складну будову, а їх неподільність зумовлена лише недостатнім рівнем розвитку дослідницької техніки.

У кінці ХІХ - на початку ХХ ст. були поставлені експерименти, які довели складність будови атома. Велику роль у цьому відіграло відкриття французьким фізиком Беккерелем явища радіоактивності самовільного розпаду атомів деяких елементів. Частинки, що утворюються під час радіоактивного розпаду, були детально вивчені французькими фізиками П.Кюрі і М.Складовською-Кюрі. Відразу ж після виявлення явища радіоактивності англійським фізиком Томсоном був відкритий електрон - елементарна частинка, що негативно заряджена і має дуже незначну масу. Ці відкриття і дослідження привели до принципово нових уявлень про будову атомів.

У 1911 р. видатний англійський фізик Е.Резерфорд запропонував планетарну модель атома, яка базувалась на законах класичної механіки, що описувала рух макрооб'єктів. Згідно з цією моделлю атом складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, які обертаються навколо ядра по колових орбітах, подібно до обертання планет навколо Сонця. В ядрі атома зосереджена майже вся маса атома. Кількість електронів в атомі чисельно дорівнює заряду ядра.

Планетарна модель атома була розвинута потім у праця датського фізика Н.Бора та інших вчених.

Положення квантової механіки. Орбіталі.

Накопичений експериментальний матеріал, що характеризує будову речовини, показав, що властивості електронів та інших мікрооб'єктів не можна описати на

основі уявлень класичної механіки. Мікрочастинки підлягають законам квантової механіки, яка стала основою для створення сучасної моделі атома.

Основні положення квантової механіки.

Енергія випромінюється і поглинається тілами окремими порціями - квантами. Отже, енергія мікрочастинок змінюється стрибкоподібно.

Електрони та інші мікрочастинки мають двоїсту природу: з одного боку, вони виявляють властивості частинок (наприклад, мають масу і заряд), з іншого боку, під час руху вони мають властивості електромагнітної хвилі.

Квантова механіка заперечує наявність певних орбіт у мікрочастинок. Для електронів, що рухаються, неможливо визначити точне місцезнаходження. Вони перебувають у просторі поблизу атомного ядра. Можна лише визначити ймовірність перебування електрона у різних частинах простору.

Простір поблизу ядра, в якому досить велика ймовірність перебування електрона (приблизно 90%), називається орбітальною. Цей простір обмежується поверхнею, тобто є об'ємною геометричною фігурою.

Розглянемо як приклад найпростіший атом - атом водню, який складається з ядра й одного електрона, що рухається поблизу ядра. Якщо якимось чином фіксувати положення електрона в атомі водню в різні моменти часу, то можна дістати зображення сфери. Простір, де найбільша густина точок, обмежений сферою. Ця сфера й є орбітальною, на якій, як кажуть, розміщений електрон атома водню. Слід, однак, пам'ятати, що електрон може перебувати й поза цією орбітальною, але з меншою ймовірністю.

Орбіталі часто зображують квадратом, який називають квантовою коміркою.

Квантові числа.

Стан електрона в атомі можна описати за допомогою чотирьох квантових чисел.

Електрони в атомах мають неоднакову енергію і відповідно до своєї енергії розміщуються на різних відстанях від ядра, утворюючи енергетичні рівні, або електронні шари. Енергетичний рівень визначається головним квантовим числом n , яке можна мати цілі числа: 1,2,3,4,... Найменше значення n ($n=1$) відповідає енергетичному рівню з найнижчою енергією, із збільшенням n енергія рівня зростає.

Енергетичні рівні позначають арабськими цифрами відповідно до значень n (електронні шари позначають великими буквами): $n=1$, рівень 1 (або шар K); $n=2$, рівень 2 (або шар L); $n=3$, рівень 3 (або шар M) тощо.

Якщо атом перебуває в основному (не збудженому) стані, то число електронних шарів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває даний елемент в періодичній системі Д.І. Менделєєва. Так, в атомі хлору (3-й період) електрони перебувають на трьох енергетичних рівнях.

Орбіталі в атомах мають певну форму, яка характеризується значенням орбітального квантового числа l . Значення l залежить від головного квантового числа: l набуває цілих значень від 0 до $n-1$. Якщо $n=1$, то $l=0$; при $n=2$ l набуває двох значень: 0 і 1.

Формам орбіталей присвоєно буквені позначення: s, p, d, f, ... Значення $l=0$ відповідає s-орбіталі сферичної форми. Якщо $l=1$, то це p-орбіталі, що мають форму гантелі. Значення $l=2$ і $l=3$ відповідають d- і f-орбіталі, що мають складну форму.

Отже, електрони, що відповідають першому енергетичному рівню, перебувають тільки на s- орбіталях, електрони другого рівня - на s- і p- орбіталях, електрони третього рівня - на s-, p- і d- орбіталях тощо.

В межах одного шару електрони з однаковими значеннями l утворюють підрівні (або підшари). Так, s -

орбіталі відповідає s-підрівень, p-орбіталям - p- підрівень, d-орбіталям - d-підрівень, f-орбіталям – f-підрівень.

Магнітне квантове число m визначає розміщення орбіталі в просторі. Його значення залежить від l : m може набувати цілих значень від $-l$ до $+l$, включаючи 0 . Якщо $l=0$, то $m=0$, отже, s-орбіталі мають тільки одне положення в просторі.

Для $l=1$ існують три значення магнітного квантового числа: -1 , 0 і $+1$. Їм відповідають три взаємно перпендикулярні p-орбіталі. Осі симетрії p-орбіталей розміщені вздовж осей координат x , y і z (p_x -, p_y - і p_z -орбіталі). Отже, в межах одного енергетичного рівня може бути одна s- і три p-орбіталі.

d-Орбіталям ($l=2$) відповідають п'ять значень m (-2 , -1 , 0 , $+1$, $+2$), а f-орбіталям - сім значень (-3 , -2 , -1 , 0 , $+1$, $+2$, $+3$), тому в межах енергетичного рівня може бути п'ять d- і сім f-орбіталей.

Крім квантових чисел n , l , m , що описують рух електрона поблизу ядра атома, існує спінове квантове число s , яке характеризує два можливі напрямки обертання електронів навколо власної осі. Спінове квантове число набуває двох значень: $+1/2$ і $-1/2$. Орбіталь з двома електронами, що мають різні значення s (антипаралельні спіни), зображують так:

↑↓

Принцип Паулі.

Стан електронів у багато електронних атомах визначається принципом Паулі: в атомі не може бути двох електронів, всі чотири квантові числа яких були б однаковими. Звідси виходить, що на одній орбіталі може перебувати не більше двох електронів. Справді, якщо електрони перебувають на одній орбіталі, то в них однакові n , l і m . Отже, два електрони на одній орбіталі відрізняються тільки значенням s ($+1/2$ і $-1/2$).

Принцип Паулі визначає число електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Число електронів на енергетичному рівні n дорівнює:

$$N = 2n^2,$$

де n - головне квантове число.

Звідси випливає, що на першому енергетичному рівні може перебувати 2 електрони, на другому - 8 (2 на s - і 6 на p -підрівнях), на третьому - 18 (2 на s -, 6 на p - і 10 на d -підрівнях) і т.д.

Отже, на першому енергетичному рівні є один s -підрівень, що складається з однієї s -орбіталі, на другому - s -підрівень (одна s -орбіталь) і p -підрівень (три p -орбіталі), на третьому - s -підрівень, p -підрівень і d -підрівень (п'ять d -орбіталей), на четвертому - s -підрівень, p -підрівень, d -підрівень і f -підрівень (сім f -орбіталей) і т.д. Цифрами позначаються номери енергетичних рівней, буквами - підрівні.

Правило Хунда:

Електрони розміщуються на однакових орбіталах так, щоб їхній спін був максимальним.

Правило Клечковського:

Порядок заповнення енергетичних рівнів визначається прагненням атома до мінімального значення суми головного і орбітального квантового чисел ($n+l$), причому за однакових значень суми передусім заповнюються орбіталі з меншим значенням головного квантового числа.

Електронна будова атома

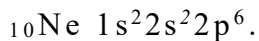
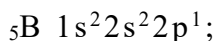
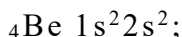
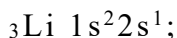
Електронні формули атомів

Усі електрони атома утворюють його електронну оболонку. Вивчаючи хімію, дуже важливо знати будову електронної оболонки атома, або електронну конфігурацію атома: вона визначає багато хімічних властивостей елемента. Як уже зазначалось, загальне число електронів у атомі, що утворюють електронну оболонку, дорівнює

порядковому номеру елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Будова електронної оболонки зображується електронною формулою, яка показує розподіл електронів за енергетичними рівнями і підрівнями. У цих формулах енергетичні рівні позначаються цифрами 1, 2, 3, 4, ..., підрівні - буквами s, p, d, f. Число електронів на підрівні позначається цифрою, яка записується справа вгорі від букви, що показує підрівень. Наприклад, атом водню має один електрон, який розміщений на s-підрівні 1-го енергетичного рівня: $1s^1$. Електронна формула атома гелію, що містить два електрони, записується так: $1s^2$. Оскільки на першому енергетичному рівні можуть перебувати тільки два електрони, то перший електронний шар в атомі гелію завершений.

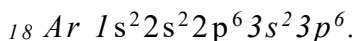
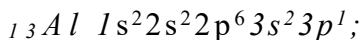
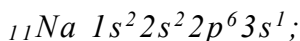
В елементів другого періоду електрони заповнюють 2-й енергетичний рівень, на якому може розміщуватись не більше ніж вісім електронів. Спочатку електрони заповнюють s-підрівень, потім p-підрівень. Так, наприклад, записуються електронні формули деяких елементів другого періоду:



На останньому енергетичному рівні атома не може перебувати більше ніж вісім електронів, тому другий електронний шар атома неону завершений.

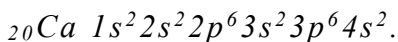
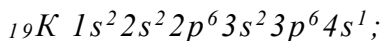
В атомах елементів третього періоду формується третій електронний шар, на якому розміщується до 18

електронів. Спочатку заповнюється s-підрівень, потім - p-підрівень, заповнення d-підрівня третього енергетичного рівня не відбувається:

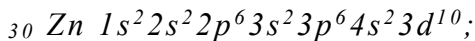
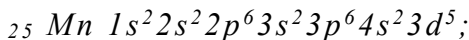
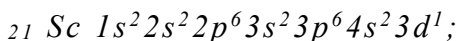


В атомі аргону останній енергетичний рівень завершений.

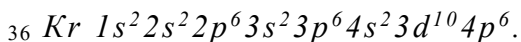
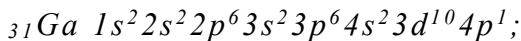
У перших двох елементів четвертого періоду починає заповнюватись 4-й енергетичний рівень:



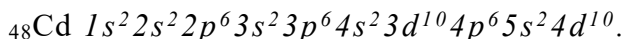
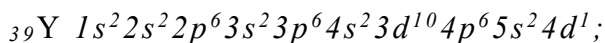
Починаючи з елемента №21 - скандію, відбувається заповнення електронами d-підрівня третього енергетичного рівня. На цьому підрівні може бути 10 електронів, тому в атомів десяти елементів, починаючи із скандію (Sc-Zn), заповнюється тільки 3d-підрівень:



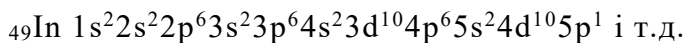
Добудова третього енергетичного рівня завершується в атома цинку. В атомах наступних елементів триває заповнення четвертого рівня:



Заповнення енергетичних рівнів і підрівнів атомів елементів 5-го періоду відбувається аналогічно заповненню атомів елементів 4-го періоду. Починаючи з елемента №39 - ітрію, у десяти елементів (Y - Cd) відбувається заповнення електронами 4d-підрівня:



Далі:



В атомах елементів 6-го і 7-го періоді ФВ, починаючи з церію Се, з'являються електрони на f-підрівнях.

РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Задача 1.

Оцініть, чи існують підрівні 2p, 3f, 1p, 5d?

Розв'язок:

Орбітальне квантове число 1 набуває всіх цілочисельних значень від 0 до n-1, тобто повинна виконуватись умова n>1. Ця умова виконується для підрівнів 2p і 5d, оскільки для p-підрівня l=1, для d-підрівня l=2, а для підрівнів 3f і 1p - не виконується, оскільки тут n=1, і такі підрівні не існують.

Задача 2.

Розрахуйте число підрівнів, орбіталей та електронів на четвертому енергетичному рівні.

Розв'язок:

Коли n=4, l набуває чотирьох значень: 0, 1, 2, 3, тобто на четвертому рівні є 4s-, 4p-, 4d- і 4f-підрівні. Число орбіталей на кожному підрівні відповідає кількості

значень магнітного квантового числа m , яке змінюється від -1 до $+1$. Число електронів на кожній орбіталі згідно з принципом Паулі може бути не більше двох.

Задача 3.

Які підрівні відповідають сумі $n+1=7$? Розташуйте їх в порядку зростання енергії.

Розв'язок:

n і l - цілі додатні числа, причому $n > l$. Згідно з правилом Клечковського, їх енергія збільшується в послідовності зростання n , тобто:

$4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s$

$4+3 \quad 5+2 \quad 6+1 \quad 7+0$

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Дайте формулювання правил Хунда Клечковського, принципа Паулі.
2. Поясніть, яка максимальна кількість електронів може бути на p -підрівні. Яким набором квантових чисел характеризується кожний з електронів $3p$ - підрівня?
3. Які підрівні відповідають сумі $n+1$, що дорівнює 6? У якій послідовності вони заповнюються?
4. Складіть електронні конфігурації і наведіть електронно-конфігураційні формули елементів стронцію, телуру, ванадію і молібдену.

ДОМАШНЄ ЗАВДАННЯ

До якої групи і якого періоду належать елементи, електронні формули яких закінчуються так:

а) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2$; б) $\dots 2p^6 3s^2$; в) $\dots 5d^6 6s^2$;

г) $\dots 4d^{10} 5s^2$; д) $\dots 4s^2 4p^3$?

Розрахуйте максимальне число електронів на 4-му і 5-му енергетичних рівнях атома.

Якими значеннями квантових чисел можна охарактеризувати електрон, що перебуває на р-орбіталі 4-го енергетичного рівня?

ТЕМА: «РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

ОСНОВИ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Теорія електролітичної дисоціації пояснює стан і поведінку розчинників і розплавів визначеної групи речовин, відомих під назвою **електролітів**.

Електроліти та неелектроліти

Водні розчини солей, кислот і основ мають особливість - вони проводять електричний струм. При цьому більшість твердих солей і основ в безводному стані, а також безводні кислоти мають дуже слабку електричну провідність; погано проводить електричний струм і чиста вода. Очевидно, що при розчиненні у воді подібні речовини піддаються якимось глибоким змінам, що обумовлюють електропровідність одержуваних розчинів. Як ми розглянемо нижче, ці зміни заключаються в дисоціації відповідних речовин на іони, які є провідниками електричного струму.

Речовини, що розкладаються у розчинах чи розплавах на іони, називаються електролітами.

Електроліти - це провідники другого роду.

З іншого боку, маємо речовини, які в розчині чи в розплаві не вміщують іонів. Розчини і розплави цих речовин не проводять електричний струм. Такі речовини називаються **неелектролітами**.

До неелектролітів відноситься більшість органічних сполук (спирт, бензин, нафта, ПЗМ та інші).

Необхідно відмітити, що поняття електроліт відносне. Одна і та ж речовина у воді може проявити електричні властивості, а в неводному розчині вона може і не бути електролітом.

Теорія електролітичної дисоціації

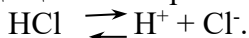
Особливості водних розчинів електролітів (здібність розчинів солей, кислот та основ проводити електричний струм

та відхилення розчинів інших солей від закону Вант-Гоффа та Рауля), вперше вивів шведський вчений С. Арреніус в 1887 р. теорією електролітичної дисоціації.

Згідно з нею, при розчині у воді електроліти розпадаються на позитивно та негативно заряджені іони. Позитивно заряджені іони називаються **катионами**, до них відносяться: іони водню та металів (H^+ , K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} та інші). Негативно заряджені іони називаються **аніонами**. До них відносяться іони кислотних залишків та гідроксид-іони (OH^- , SO_4^{2-} , Cl^- , NO_3^- та інші). Як і молекули розчинника, іони в розчинах знаходяться в стані неперіодичного теплового руху.

Процес електролітичної дисоціації зображають, користуючись хімічними рівняннями.

Наприклад, дисоціація HCl виражається рівнянням:



Розпад електролітів на іони пояснює відхилення від законів Вант-Гоффа та Рауля.

Але теорія Арреніуса не врахувала всю важність явищ в розчинах, зокрема, вона розглядала іони як вільні, незалежні від молекул розчинника частини. Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва, в основі якої лежала уява про взаємозв'язок розчиненої речовини з розчинником. В переборенні уявної суперечності обох теорій велика заслуга належить російському вченому І. Каблукову, який вперше висловив думку про гідратацію іонів. Розвиток цієї ідеї привів в подальшому до об'єднання теорії Арреніуса С. та Д.І.Менделєєва.

Механізм дисоціації

Академік І.А. Каблуков обґрунтовано пояснив причину розподілу електролітів на іони і їх розчинність. Він розвив уяву про роль **сольватації (гідратації)** іонів в механізмі електролітичної дисоціації і створив на основі двох теорій розчинів гідратної Д.І.Менделєєва і іонізації Арреніуса сучасну **теорію електролітичної дисоціації**.

Згідно сучасної теорії електролітичної дисоціації при

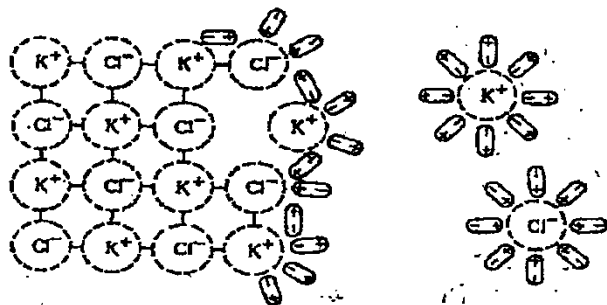
розчиненні електроліта в полярній розчині іде **сольватація** (в воді - **гідрація**) - взаємодія електроліту з полярними молекулами розчину.

В залежності від структури розчиненої речовини його дисоціація протікає по різному. Найбільш типові при цьому два випадки;

1. Дисоціація речовин з іонним зв'язком;
2. Дисоціація речовин з полярним зв'язком.

1. Дисоціація речовин з іонним зв'язком

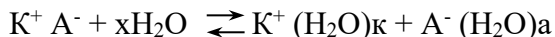
При розчині речовин з іонним зв'язком (NaCl, KCl та інші) диполі води орієнтуються навколо позитивного і негативного іонів. Між іонами і диполями води виникають сили взаємного притягування (іон-дипольна взаємодія), в результаті зв'язок між іонами послаблюється, іде дисоціація на іони (мал. 1.)



Мал. 1. Схема електролітичної дисоціації хлориду калію в водній розчині.

При цьому, як показано на мал.1, утворюються гідратовані іони, тобто вони хімічно зв'язані з молекулами води. З кожним іоном зв'язується одна або декілька молекул розчинника (води). Звичайно молекули води (розчинника) не приймають участі в хімічних реакціях електролітів, їх не враховують при складанні хімічних реакцій.

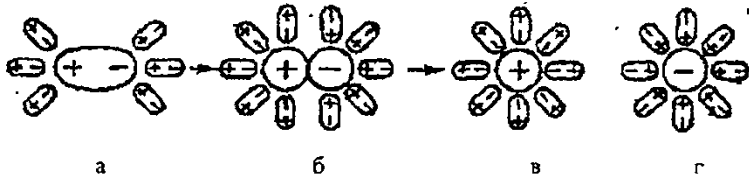
Дисоціацію речовини з іонним зв'язком, можна виразити наступним рівнянням:



Дисоціація іонних сполук в воднім розчині протікає повністю.

2. Дисоціація речовин з полярним зв'язком

Полярні молекули електроліту (H_2SO_4 , HCl і інші) в результаті взаємозв'язку з полярними молекулами води спочатку іонізуються, а потім подібно іонним сполукам легко розпадаються на гідратовані іони.



Мал. 2. Схема електролітичної дисоціації полярної молекули електроліту під дією розчинника:

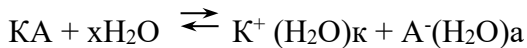
а - полярна молекула в початку гідратації;

б - перехід полярної структури в іонну під дією диполів води;

в - гідратований катіон;

г - гідратований аніон.

Дисоціацію полярних молекул можна виразити наступним рівнянням:



Вона може бути повною чи частковою - все залежить від ступеня полярності зв'язку молекул. З кожним іоном зв'язується одна або декілька молекул розчинника (води). Це гідратовані іони.

Гідратовані іони можуть включати як постійне так і перемінне число молекул води. Так, наприклад, іон водню H^+ утворює гідрат постійного складу, що включає одну молекулу води - це гідратований протон $\text{H}^+(\text{H}_2\text{O})$. В науковій літературі цю частинку виражають формулою H_3O^+ і називають іоном гідроксонію.

Розпад електролітів кислот, основ, солей на іони під дією полярних молекул води (або іншим полярним розчинником) або при розплавленні називається електролітичною дисоціацією.

В загальному випадку процес дисоціації є зворотним.

Дисоціація речовин як іонної, так і молекулярної будови сприяє полярність молекул розчинника. Тому не тільки вода, але й інші рідини, що складаються з полярних молекул (мурашкова кислота, етиловий спирт, аміак та інші), також є іонізуючими розчинниками; солі, кислоти і основи, розчинені в цих рідинах, дисоціюють на іони.

Ступінь дисоціації

В залежності від полярності молекул розчинника і розчиненої речовини, речовини дисоціюють в кількіснім відношенні по різному.

Багато електролітів в розчині дисоціюють не повністю, одночасно в розчині є гідратовані іони і недисоційовані молекули.

Стан електроліту в розчині характеризують ступенем дисоціації (α).

Ступінь електролітичної дисоціації - це відношення числа молекул електроліту, що розпалися на іони (n), до загального числа розчинених молекул електроліту (N):

$$\alpha = \frac{\text{число дисоціюючих молекул}}{\text{загальне число розчинених молекул}} = \frac{n}{N}$$

Ступінь дисоціації електроліту визначається експериментально та виражена в частках одиниці або в процентах.

Наприклад, якщо в розчині з 100 молекул електроліту дисоціювало 80, то ступінь дисоціації α дорівнює $80/100=0,8$ або в процентах $\alpha=80/100*100=80\%$.

Якщо електроліт повністю розпадається на іони, то

$\alpha = 1$. Очевидно, що α не може бути більше 1 та менше 0, тобто $0 < \alpha < 1$.

Ступінь дисоціації α залежить від ряду факторів:

- 1) походження розчинника,
- 2) походження розчиненої речовини,
- 3) концентрації розчину,
- 4) температури,
- 5) наявності однойменних іонів.

При розбавленні розчинів, тобто при зменшенні концентрації, і підвищенні температури ступінь дисоціації збільшується, додавання однойменних іонів зменшує ступінь дисоціації згідно принципу Ле-Шательє.

В залежності від значення ступеня дисоціації електроліти можна поділити на:

- 1 сильні;
- 2 середні;
- 3 слабкі.

По сучасним уявленням сильні електроліти практично повністю дисоціюють на іони. Слабкі електроліти дисоціюють частково.

Якщо ступінь дисоціації зазначеного в розчині електроліту більше 30 %, то такий електроліт називається сильним. Сильні електроліти добре проводять електричний струм.

До сильних електролітів відносяться:

1. **Кислоти:** H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , HMnO_4 ;
2. **Основи:** тільки лужних та лужноземельних металів (Na , Ca , Li , K , Ba), наприклад: NaOH , KOH , LiOH , Ba(OH)_2 та інші;
3. **Солі:** всі розчинні солі (див. табл. розчинності).

Коли ступінь дисоціації електролітів менше 30%, але більше 3%, то такі електроліти являються середніми. Наприклад: HF , H_3PO_4 та інші.

Слабкі електроліти мають ступінь дисоціації менше 3%, вони погано проводять електричний струм.

До слабких електролітів відносяться:

1. **Кислоти:** більшість органічних кислот, наприклад

CH₃COOH, деякі мінеральні кислоти: H₂CO₃, H₂S, H₂SO₃, HNO₂, HClO, H₂SiO₃.

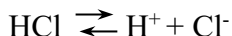
2. **Основи:** нерозчинні гідроксиди металів, гідроксид амонію NH₄OH та інші (див. табл. розчинності).

Вода також являється слабким електролітом.

Дисоціація кислот, основ та солей в воді

В світі теорії електролітичної дисоціації кислоти, основи та солі отримали нове визначення.

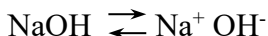
Кислотами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють катіони водню (гідроксонію) та аніони кислотних залишків:



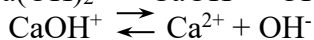
В залежності від розбавлення та інших умов багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



Основами (гідроксидами) називаються електроліти, які при дисоціації утворюють аніони тільки гідроксид-іону та катіони металу.



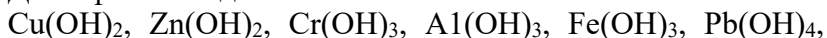
Основи багатовалентних металів також, як і багатоосновні кислоти, дисоціюють ступінчасто:



Ступінчаста дисоціація кислот та основ пояснює утворення кислих та основних солей; крім типових кислот і основ відомі гідроксиди, які поєднують якості кислот та основ. В лужнім середовищі вони відщеплюють іони H⁺, а в кислому середовищі - іони OH⁻.

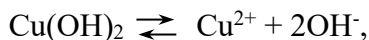
Гідроксиди, які дисоціюють як основи та як кислоти в залежності від умов середовища, називаються амфолітами.

До амфолітів відносяться:



Sn(OH)₂ та ін. Характер дисоціації амфолітів розглянемо на прикладі гідроксиду міді:

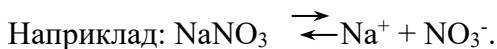
Наприклад, в кислому середовищі Cu(OH)₂ дисоціює як гідроксид:



а в лужному середовищі як кислота:



Солями називаються електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металів та аніони кислотних залишків.

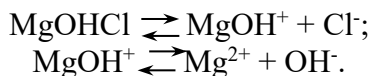


Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто.

При дисоціації кислих солей утворюються катіони металу та водню, а також аніони кислотних залишків.



Основні солі при дисоціації, крім іонів металу та кислотного залишку, утворюють гідроксид-іони:



ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Які речовини називаються: а) електролітами; б) неелектролітами.

2. В чому сутність теорії електролітичної дисоціації? Яка роль розчину в цьому процесі?

3. Що таке ступінь електролітичної дисоціації?

4. Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації?

5. Що таке константа електролітичної дисоціації?

6. Від яких факторів залежить константа електролітичної дисоціації?

7. Що таке кислоти, основи і солі з погляду електролітичної дисоціації? Які речовини називаються амфотерними?

8. Чому розчини кислот мають загальні властивості?

9. Чому розчини лугів мають загальні властивості?

10. Чим відрізняються іони від атомів і молекул?

11. Який іон називається гідроксонієм?

12. В напрямку утворення яких розчинів протікають реакції обміну з розчинах електролітів?

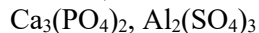
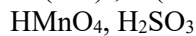
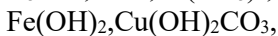
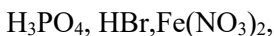
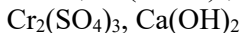
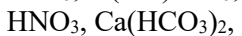
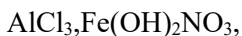
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. Складіть рівняння звичайної та ступінчатої дисоціації наступних речовин (приведіть хімічні назви речовин).

Варіант 1

Варіант 2

Варіант 3



2. Складіть а)молекулярні, б) повні іонно-молекулярні, в) скорочені іонно-молекулярні реакції між речовинами. Дайте пояснення, чому ці реакції йдуть практично до кінця (формули вихідних отриманих речовин).

Варіант 1

Варіант 2

Варіант 3



3 (для всієї групи).

3.1. В трьох пробірках маємо розчин солей: сульфату натрію, сульфату натрію і сульфід натрію. За допомогою яких електролітів можна визначити кожна з солей.

Напишіть характерні реакції в молекулярному, повному іонно-молекулярному та скороченому іонно-молекулярному вигляді.

3.2. Для підгодівлі рослин інколи рекомендують суміш певного складу із таких добрив: нітрат калію, нітрат амонію, дігідрофосфат кальцію, сульфат магнію, сульфат заліза (II), сульфат марганцю (II) та ін. Можливо чи ні замінити нітрат калію карбонатом калію або нітратом барію з тією умовою, щоб не випав осад будь-якої речовини? Напишіть іонно-молекулярні (повні та скорочені) рівняння можливих реакцій при такій заміні.

ЛІТЕРАТУРА

1. Солошенко О.В., Дем'яненко С.І., Зайцева Л.Г., Міленіна К.М. Загальна хімія.-Харків.: Видавництво Навчально-методичного центру заочного навчання с.г. вузів України, 2002.- С 151 – 196.
2. Глінка Н.Л. Загальна хімія.- К., 1984.- С. 231-246.
3. Кульман Л.Т. Загальна хімія.- К.: Колос, 1990.- С. 234-264.
4. Лучинський Г.П. Загальна хімія.-К.: Вища школа, 1985.- С. 169- 181.
5. Хомченко Г.П. Неорганічна хімія.- К.: Вища школа, 1985.- С 150-167, С. 138-144.

ТЕМА: «КІНЕТИКА»

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

Хімічна кінетика - це розділ хімії, який вивчає закономірності проходження хімічних реакцій в залежності від різних факторів, а також механізм хімічних реакцій. Знання законів хімічної кінетики надають можливість керувати процесом та впливати на перебіг реакції.

В залежності від кількості фаз у системі, де протікає реакція, розрізняють *гомогенні* (одна фаза) або *гетерогенні* (дві та більше фаз) реакції. *Фазою називається частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу, при переході через яку властивості змінюються стрибком.* В гомогенній системі реакції протікають у всьому об'ємі фази, а в гетерогенній - на межі розподілу фаз. Перебіг гомогенних і гетерогенних реакцій у багатьох випадках різний, тому говорять про кінетику гомогенних і гетерогенних реакцій.

Швидкість хімічної реакції

Основне поняття хімічної кінетики - швидкість хімічної реакції. Питання про швидкість хімічних реакцій має винятково велике практичне та теоретичне значення. Від швидкості реакції залежить ефективність використання технологічного обладнання, кількість виготовленого продукту, інтенсивність тих чи інших біологічних процесів, ефективність дії на живий організм різних лікарських препаратів. Вивчення швидкості хімічної реакції дозволяє зрозуміти механізм хімічної реакції.

Швидкістю хімічної реакції називають число елементарних актів реакції, які відбуваються за одиницю часу в одиниці об'єму (у випадку гомогенної реакції) або на одиниці поверхні розподілу фаз (у випадку гетерогенної реакції).

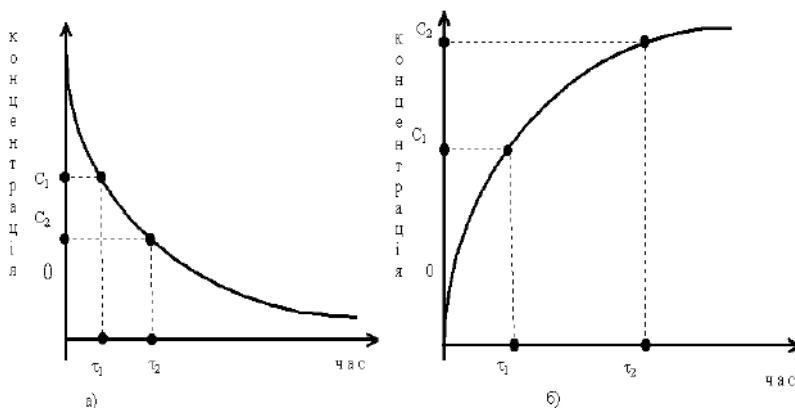
Розглядають середню та дійсну швидкість реакції.

Середня швидкість визначається зміною концентрації речовини за одиницю часу. При цьому концентрацію (C) звичайно виражають числом молей речовини на одиницю об'єма реакційної суміші (звичайно на 1 л), час (τ) – в секундах, годинах.

Якщо за проміжок часу $\tau_2 - \tau_1$ концентрація однієї з реагуючих речовин змінилася від початкової C_1 до кінцевої C_2 , тоді середня швидкість реакції $V_{сер}$ за даний проміжок часу:

$$V_{сер} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \quad (1)$$

За зміною концентрацій можна спостерігати, як по вихідній речовині, так і по продукту реакції. В першому випадку залежність концентрації від часу протікання реакції буде спадати, тому що концентрація вихідної речовини зменшується (мал. 1а), а в другому - зростає, тому що концентрація продукту реакції збільшується (мал. 1б). Звідси в рівняння (1) входить знак мінус або плюс, відповідно.



Мал. 1. Зміна концентрації реагуючої речовини з часом

Якщо в рівнянні (1) проміжок часу $\Delta \tau \rightarrow 0$, то стверджують про **дійсну швидкість** хімічної реакції.

$$V_{\text{дійс}} = \pm \frac{dC}{d\tau} = \lim_{\Delta\tau \rightarrow 0} \frac{\Delta C}{\Delta\tau} \quad (2)$$

Тобто **дійсна швидкість** хімічної реакції в даний момент часу з математичної точки зору - це диференціал від концентрації за часом, а по сутності - це зміна концентрації речовини за нескінченно малий проміжок часу.

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин та умов протікання реакції: концентрації (C), температури (T), наявності каталізатора, а також від деяких інших причин (наприклад, від стану поверхні розподілу фаз, тепло- та масообміну - у випадку твердих речовин, від тиску - у випадку газоподібних речовин, від освітлення - у випадку фотохімічних реакцій).

Основний закон хімічної кінетики

Залежність дійсної швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин описується **законом діючих мас (ЗДМ)** - основним законом хімічної кінетики:

Швидкість хімічної реакції, яка протікає при сталій температурі в гомогенному середовищі, пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, возведених в степені, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам в рівненні реакції.

Наприклад, для гомогенної необоротної реакції: $nA + mB \rightarrow dD$ при сталій температурі закон діючих мас має вигляд:

$$V = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m, \quad (3)$$

де C_A і C_B - концентрації речовин A і B , моль/л; n і m - стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції; k - коефіцієнт пропорційності - **константа швидкості хімічної реакції**.

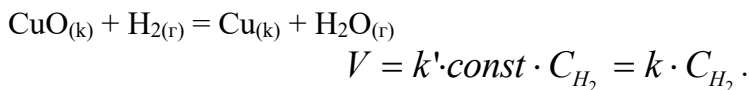
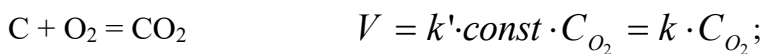
Фізичний зміст константи швидкості - це швидкість реакції при умові, що концентрації реагуючих речовин становлять 1 моль/л. Чисельні значення k залежать від природи реагуючих речовин, температури і розмірності концентрації, але не залежать при вибраній розмірності від концентрації.

Якщо реакція протікає не так, як записане рівняння, а складніше, наприклад, через ряд проміжних стадій, то швидкість всієї реакції визначається (лімітується) швидкістю найбільш повільної стадії.

Як приклад застосування закону діючих мас можна подати рівняння залежності швидкості реакції окислення оксиду азоту (II) і реакції утворення аміаку від концентрації реагуючих речовин (математичний вираз ЗДМ):



У випадку гетерогенних реакцій в рівняння закону діючих мас входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають в газовій фазі або в розчині. Концентрація речовини, що перебуває в твердій фазі, звичайно є сталою величиною і тому входить у константу швидкості. Наприклад, для реакції горіння вугілля і реакції відновлення оксиду міді (II) закон діючих мас запишеться так:



Залежність швидкості реакції від температури

Залежність швидкості реакції від температури описується емпіричним **правилом Вант-Гоффа**: при підвищенні температури на кожні 10^0 швидкість реакції зростає в 2-3 рази, якщо, реакція протікає в газовій фазі:

$$V_{T2} = V_{T1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (4)$$

де V_{T1} і V_{T2} - швидкості реакції відповідно при початковій (T_1) і кінцевій (T_2) температурах; γ - температурний коефіцієнт, що показує, в скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на 10^0 С.

Більш чітка кількісна залежність швидкості реакції від температури описується **рівнянням Арреніуса**:

$$\ln K_{T_2} - \ln K_{T_1} = \frac{E}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (5)$$

де K_{T_1} - константа швидкості при температурі T_1 ; K_{T_2} - константа швидкості при температурі T_2 ; E - енергія активації, кДж/моль; R - газова стала (8,314 Дж/моль К).

Щоб сталася реакція, тобто щоб утворилися нові молекули, треба молекулам вихідних речовин затратити певну енергію.

Енергія активації - це та енергія, яку необхідно додати 1 моль реагуючих речовин, щоб протікала реакція. Молекули, що мають таку енергію, називаються активними. Якщо молекули, які стикаються не мають достатньої кінетичної енергії, то зіткнення буде неефективним – не приведе до утворення молекули нової речовини.

Величина енергії активації залежить від природи реагуючих речовин, тому кожна хімічна реакція характеризується своїм значенням енергії активації. Зменшити енергію активації системи можна дією випромінення (ультрафіолетового, рентгенівського, γ -випромінення) або електричним зарядом.

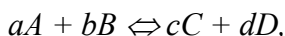
ТЕМА: «ХІМІЧНА РІВНОВАГА»

Хімічні реакції бувають оборотні та необоротні. Необоротні реакції перебігають тільки в одному напрямку та проходять практично до кінця. Оборотні реакції одночасно перебігають у двох взаємно протилежних напрямках і не проходять до кінця.

Поняття “хімічна рівновага” використовується до оборотних реакцій. *Хімічною рівновагою називають такий стан реагуючої системи, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції.* Хімічна рівновага це не є стан спокою або відсутність хімічної взаємодії. У стані рівноваги так само, як і до його настання, продовжують йти як пряма, так і зворотна реакція. Тому *хімічна рівновага називається рівновагою динамічною або рухомою, й означає безперервний рух, безперервну течію двох протилежних процесів.*

У стані рівноваги концентрації вихідних речовин та продуктів реакції за даних умов залишаються незмінними. Такі концентрації називають *рівноважними*. Їх позначають не символом С, а формулою реагенту в квадратних дужках.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги К. Для гомогенної реакції:



згідно з законом діючих мас, швидкість прямої V_1 та зворотної V_2 реакцій виражають рівняннями:

$$\begin{aligned} V_1 &= k_1 [A]^a [B]^b, \\ V_2 &= k_2 [C]^c [D]^d. \end{aligned}$$

У стані рівноваги швидкості прямої та зворотної реакції однакові, тобто $V_1 = V_2$, отже можна прирівняти і праві частини рівнянь:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

або

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

Відношення констант швидкості прямої та зворотної реакцій також є константою. Її називають *константою рівноваги* даної реакції і позначають K .

$$K = \frac{k_1}{k_2}, \quad \text{тоді}$$

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}, \quad (6)$$

де $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – рівноважні концентрації речовин A , B , C , D ; a , b , c , d – показники степені, які чисельно дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Це рівняння являє собою математичний вираз закону діючих мас стосовно до оборотних процесів і формулюється він так: *у стані хімічної рівноваги добуток рівноважних концентрацій продуктів реакції, віднесений до добутку рівноважних концентрацій початкових речовин (з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів) є при сталій температурі сталою величиною і називається константою рівноваги.*

У випадку гетерогенної реакції у вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться у газовому або рідкому стані. Наприклад, для реакції:



індекси (g) і (m) біля символів хімічних сполук показують їх агрегатний стан: (g) — газоподібний, (m) — твердий). Константа рівноваги:

$$K = \frac{[E]^e}{[N]^n},$$

Величина константи рівноваги не залежить від початкових концентрацій речовин, від присутності каталізатора, але залежить від природи реагентів і температури реакції.

Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Хімічна рівновага залишається незмінною до того часу, поки залишаються незмінними параметри, при котрих вона встановилась. Якщо ж параметри процесу (концентрація, тиск, температура) змінюються, то швидкість прямого і зворотного процесів змінюється неоднаково, і система виходить із стану рівноваги. Через деякий час встановлюється новий стан рівноваги, але вже при інших значеннях рівноважних концентрацій. *Перехід реакційної системи з одного стану рівноваги в інший називають зміщенням хімічної рівноваги.*

Напрямок зміщення хімічної рівноваги проходить по певним правилам, які були сформульовані французьким хіміком Ле Шательє і називаються принципом **Ле Шательє**. *При зміні однієї з умов хімічної рівноваги (або температури, або концентрації, або тиску при наяві газоподібних речовин) вона зміщується в напрямку тієї реакції, яка послаблює цей вплив.*

Так, наприклад, при підвищенні температури, рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, тобто сприяє перебігу реакції з поглинанням теплоти.

При підвищенні тиску рівновага зміщується в напрямку тієї реакції, яка знижує тиск, тобто в якій утворюється менша кількість моль речовин у газовому стані.

При збільшенні концентрації початкових реагентів рівновага зміщується в бік утворення продуктів реакції та навпаки, при збільшенні концентрації продуктів реакції рівновага зміщується в бік утворення початкових речовин.

Слід зазначити, що каталізатори прискорюють як пряму, так і зворотну реакції, тому вони не виводять систему із стану хімічної рівноваги.

Оборотність хімічного процесу - явище небажане, оскільки зменшується вихід кінцевих продуктів. Тому зміщення рівноваги має важливе значення у хімічній практиці. Одже для будь-якого хімічного процесу можна підібрати такі умови, при яких забезпечується високий показник виходу продуктів реакції.

РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Задача 1. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази?

Розв'язок: Запишемо вираз закону діючих для даної реакції, при цьому врахуємо, що всі сполуки газоподібні, тобто реакція протікає в одній фазі, і концентрації усіх початкових речовин увійдуть у вираз (3):

$$V_0 = k \cdot C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$$

Після зменшення об'єму гомогенної системи в 3 рази концентрація кожної з газоподібних речовин збільшиться в три рази та стане відповідно: $3 \cdot C_{SO_2}$, $3 \cdot C_{O_2}$. При нових концентраціях ЗДМ має вигляд:

$$V_1 = k \cdot (3 \cdot C_{SO_2})^2 \cdot (3 \cdot C_{O_2}) = 27 \cdot k \cdot C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$$

Визначаємо, як зміниться швидкість реакції:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{27k \cdot C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}}{k \cdot C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}} = 27.$$

Відповідь: швидкість реакції зросте в 27 раз.

Задача 2. Визначити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції, яка протікає в газовій фазі, при підвищенні температури з 30°C до 70°C , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює двом.

Розв'язок: Використовуючи емпіричне правило Вант-Гоффа (4), запишемо:

$$V_{70} = V_{30} \cdot \gamma^{\frac{70-30}{10}} = V_{30} \cdot 2^4 = 16 \cdot V_{30}.$$

Обчислюємо, у скільки разів зросте швидкість реакції:

$$\frac{V_{70}}{V_{30}} = 16.$$

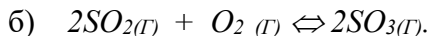
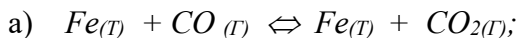
Відповідь: швидкість реакції зросте в 16 разів.

Задача 3. Визначити молекулярність і порядок реакції $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$, рахуючи що молекулярність визначається даним рівнянням.

Розв'язок: З рівняння реакції видно, що у кожному акті реакції беруть участь дві молекули: 1 молекула N_2 та 1 молекула O_2 . Слідовно, молекулярність реакції дорівнює двом.

Запишемо вираз ЗДМ для реакції: $V = k \cdot C_{N_2} \cdot C_{O_2}$. Порядок реакції у даному випадку співпадає з молекулярністю і теж дорівнює двом.

Задача 4. Напишіть вираз для константи рівноваги системи:



Розв'язок. а) дана реакція гетерогенна, тому що в реакції приймають участь речовини, які знаходяться в різних фазах: FeO і Fe - тверді, а CO_2 і CO - гази. Оскільки при наявності твердої

фази швидкість хімічної реакції залежить від концентрації рідкої речовини або газу для реакції а) маємо: $V_{np} = k_1 \cdot [CO]$, $V_{звор} = k_2 [CO_2]$, а константа рівноваги буде:

$$K_p = \frac{[CO_2]}{[CO]}.$$

В реакції б) приймають участь тільки газу, тому дана реакція є гомогенною. $V_{np} = k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2]$, $V_{звор} = k_2 \cdot [SO_3]^2$,

$$k_p = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}.$$

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Гомогенні і гетерогенні системи. Поняття про фази. Швидкість гомогенних реакцій. Залежність швидкості реакцій від концентрації реагуючих речовин. Закон діючих мас, константа швидкості реакції. Кінетичні рівняння для гомогенних і гетерогенних систем. Специфічні особливості гетерогенних реакцій.

2. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури. Поняття про “активні молекули”. Енергія активації. Правило Вант-Гоффа. Залежність температурного коефіцієнта реакції від енергії активації.

3. Гомогенний катализ. Сутність теорії проміжних сполук. Гетерогенний катализ.

4. Ланцюгові реакції. Поняття про фотохімічні реакції.

5. Хімічна рівновага в гомогенних і гетерогенних системах. Вивід формули константи хімічної рівноваги. Основні фактори, які порушують стан хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.

ЛІТЕРАТУРА

1. Солошенко О.В., Дем'яненко С.І., Зайцева Л.Г., Міленіна К.М. Загальна хімія.-Харків.: Видавництво Навчально-методичного центру заочного навчання с.г. вузів України, 2002.- С 151 – 196.
2. Глінка Н.Л. Загальна хімія.- К., 1984.- С. 231-246.
3. Кульман Л.Т. Загальна хімія.- К.: Колос, 1990.- С. 234-264.
4. Лучинський Г.П. Загальна хімія.-К.: Вища школа, 1985.- С. 169- 181.
5. Хомченко Г.П. Неорганічна хімія.- К.: Вища школа, 1985.- С 150-167, С. 138-144.

ТЕМА: «РОЗЧИНИ. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ДЛЯ ПОТРЕБ ПРОМИСЛОВОСТІ ТА СІЛЬСЬКОГОСПОДАРСЬКОГО ВИРОБНИЦТВА»

Основні теоретичні положення

Розчини – це складна термодинамічністька гомогенна (однофазна) система, яка складається із двох і більше компонентів (складових частин) – розчинника, розчинених речовин та продуктів їх взаємодії.

Розчини, в яких розміри розчинених часток такого ж порядку, що і розміри молекул розчинника (тобто розміри частинок розчиненої речовини порядку 10^{-9} м або менше), і розподілені рівномірно між молекулами розчинника. Такі розчини називаються **істинними**. Речовина в такому розчині роздрібнена до молекулярного або атомного рівня. Істинні розчини прозорі, легко проходять через фільтр.

Розчини бувають рідкими, твердими і газоподібними. Прикладами рідких розчинів є розчини солей, цукру, спирту у воді, йоду в спирті. Прикладами твердих розчинів являються сплави – розчини одного або декількох металів в іншому. Газоподібними розчинами являються повітря та інші суміші газів.

Російський вчений Д.І. Менделєєв (1887) створив хімічну (гідратну) теорію розчинів, яка розглядає хімічну природу процесу розчинення. Відповідно до цієї теорії при розчиненні утворюються **сольвати** – нестійкі хімічні з'єднання розчиненої речовини з розчинником (у випадку водних розчинів – **гідрати**). Гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва разом із гіпотезою іонізації Арреніуса стала основою сучасної теорії розчинів.

Сучасна теорія розчинів розглядає процес розчинення як сукупність процесів:

- руйнування структури речовини, що розчиняється (руйнування кристалічних решіток, іонізація);
- взаємодія розчинника з частинками розчиненої речовини (гідратація або сольватація);

- рівномірний розподіл гідратованих або сольватованих частинок в об'ємі розчинника (дифузія).

Одним з підтверджень реальності процесу дифузії являється рівномірне забарвлення розчинів при розчиненні зафарбованих речовин.

Процес розчинення є фізико-хімічним процесом. Він супроводжується тепловим ефектом: так, процес руйнування зв'язків здійснюється з поглинанням тепла (**ендотермічний** процес), а утворення зв'язків проходить із виділенням тепла (**екзотермічний** процес). Отже, сумарний тепловий ефект процесу розчинення залежить від співвідношення теплових ефектів вказаних процесів.

З накопиченням в розчині молекул розчиненої речовини все в більшому ступені проходить зворотне осідання їх на поверхні ще не розчиненої речовини, тобто **кристалізація**.

При кристалізації багатьох розчинених речовин до складу кристалів входить вода, яка одержала назву **кристалізаційної**, а кристалічні утворення називаються **кристалогідратами**. Їх склад як правило виражають формулами, що мають такий вигляд:



Класифікація розчинів

Як складні системи розчини можуть бути вельми різноманітними і класифікують їх по різному. В загальні розчини класифікують за такими ознаками:

а) за розмірами часток (грубо дисперсні системи, колоїдні розчини, істинні розчини);

б) за агрегатним станом розчинника та розчиненої речовини (газ-газ, газ-рідина, газ-тверда, рідина-газ, рідина-рідина, рідина-тверда, тверда-газ, тверда-рідина, тверда-тверда).

Рідкі істинні розчини класифікують за такими ознаками:

а) за типом розчинника (водні та неводні);

б) за типом розчинених речовин (електроліти та неелектроліти);

в) за класом розчинених речовин розчини солей, кислот, лугів і т.п.

г) за концентрацією розчинених речовин (розбавлені та концентровані);

д) за досяганням розчинності (насичені та ненасичені).

Розчинність

Розчинність – це здатність речовини розподілятися у воді або в іншому розчиннику. У воді можуть розчинятися тверді, рідкі і газоподібні речовини.

За розчинністю у воді речовини поділяються на: добре розчинні (р); малорозчинні (м); практично нерозчинні (н).

Розчинність залежить від природи розчинника і речовини, що розчиняється. Існує правило: подібне розчиняється у подібному, тобто полярні речовини і речовини з іонним типом зв'язку розчиняються в полярних, а неполярні – в неполярних розчинниках.

Крім того, розчинність залежить від агрегатного стану речовини і зовнішніх умов – температури, тиску (для газів).

Для кількісної оцінки розчинності використовується спеціальна величина – коефіцієнт розчинності. **Коефіцієнт розчинності (P)** – це максимальне число грамів речовини, що може при даній температурі розчинитися в 100 г розчинника.

Розчинність залежить від температури. Розчинність більшості твердих речовин при підвищенні температури зростає. Розчинність рідин при підвищенні температури збільшується до певної температури, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких пропорціях.

Розчинність газів залежить не тільки від температури, але й від тиску. При підвищенні температури розчинність газів, на відміну від твердих і рідких речовин, зменшується. При підвищенні тиску розчинність газів збільшується.

Кількісно розчинність речовини вимірюється концентрацією насиченого розчину.

Розчин, у якому при даній температурі речовина більше не

розчиняється, називається **насиченим**.

Розчин, в якому при даній температурі речовина ще може розчинитися, називається **ненасиченим**.

Розчин, в якому розчиненої речовини міститься більше, ніж в насиченому, при тій же температурі, називається **перенасиченим**.

Найважливішою характеристикою будь-якого розчину є її концентрація. З нею пов'язаний цілий комплекс властивостей розчинів.

Концентрація розчинів

Концентрацією розчину називають кількість розчиненої речовини, яка міститься в певній масовій або об'ємній кількості розчину або розчинника.

Для приблизного вираження концентрації розчинів застосовують терміни концентрований і розбавлений.

Розчини з великою концентрацією розчиненої речовини називаються **концентрованими**, з малою - **розбавленими**.

Концентрацію розчинів можна виражати по-різному. У хімічній практиці найчастіше застосовують такі способи вираження концентрації: масова частка (відсоткова концентрація), молярна, моляльна, нормальна та титр розчину, а також мольна частка розчиненої речовини.

Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси даного компонента розчину до маси всього розчину:

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m}, \quad (1)$$

де $\omega(x)$ – масова частка розчиненої речовини (x); $m(x)$ – маса компонента (x), г; m – маса розчину, г.

Масова частка – безрозмірна величина. Вона виражається в частках одиниці або у відсотках (%) (відсоткова концентрація за масою).

Відсоткова концентрація за масою розчину показує кількість грамів розчиненої речовини, яка міститься в 100г

розчину:

$$C(\%) = \frac{m(x)}{m} \cdot 100\%.$$

Наприклад, 15%-вий розчин хлориду натрію – це такий розчин, у 100г якого є 15г $NaCl$ і 85г води.

Молярна (або мольно-об'ємна) концентрація розчину показує кількість молей розчиненої речовини, що міститься в 1л розчину. Молярна концентрація (молярність) позначається літерою **М**.

Наприклад, 2М H_2SO_4 - означає розчин сульфатної кислоти, у кожному літрі якого є 2 моль, тобто 196г H_2SO_4 .

Якщо 1 л розчину містить 1 моль розчиненої речовини, такий розчин називають одномолярним (або просто молярним) і позначають 1 М. Якщо 1 л розчину містить 0,5 моль розчиненої речовини, то це напівмолярний розчин, він позначається 0,5 М. Децимолярний розчин (0,1 М) містить 0,1 моль розчиненої речовини в 1 л розчину, сантимольярний (0,01 М) містить в 1 л розчину 0,01 моль розчиненої речовини, мілімолярний (0,001 М) – 0,001 моль речовини.

Молярну концентрацію C_M розчину можна визначити за формулою:

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}, \quad (2)$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса речовини, г/моль; V - об'єм розчину, мл.

Одиниця вимірювання молярної концентрації – моль/л.

Моляльна (або мольно-масова) концентрація – це кількість молей розчиненої речовини в 1000г розчинника. Моляльна концентрація (моляльність) позначається літерою **m**.

Так, 2 m H_2SO_4 означає розчин сульфатної кислоти, в якому на 1000 г води припадає 2 моль H_2SO_4 . Моляльність розчину на відміну від його молярності не змінюється при зміні температури.

Моляльна концентрація застосовується для визначення молекулярних мас різноманітних речовин і для приготування

розчинів антифризів.

Молярну концентрацію C_m можна визначити за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot g} \quad (3)$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса речовини, г/моль; g – маса розчинника, г.

Одиницею вимірювання молярної концентрації є моль/г або моль/кг.

Нормальна концентрація (або молярна концентрація еквівалента) розчину показує кількість еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину. Нормальна концентрація позначається літерою **n**. Так, 2н H_2SO_4 означає розчин сульфатної кислоти, в кожному літрі якого міститься 2 еквіваленти, тобто 98 г H_2SO_4 .

Розчин, який містить в 1 л одну еквівалентну масу речовини, називається однонормальним, 2 еквівалентні маси – донормальним, 0,1 еквівалентної маси – децинормальним, 0,01 еквівалентної маси – сантинормальним і т. д.

Нормальну концентрацію C_n розчину можна визначити за формулою:

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{V \cdot E}, \quad (4)$$

де m – маса розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, мл;

E – еквівалентна маса речовини, г/моль.

За формулою (4) обчислюємо масу речовини в розчині

(m):

$$m = \frac{C_n \cdot V \cdot E}{1000}. \quad (5)$$

Одиниця нормальної концентрації – моль/л.

При взаємодії двох різних речовин еквівалентна маса одного із них реагує з еквівалентною масою іншого.

Розчини різних речовин однакової нормальності містять в рівних об'ємах однаково еквівалентну масу розчиненої речовини. Звідси витікає, що такі розчини реагують між собою в

однакових об'ємах.

Розчини різної нормальності реагують між собою в об'ємах, обернено пропорційних їх нормальним концентраціям:

$$\frac{C_n(1)}{C_n(2)} = \frac{V_2}{V_1} \quad (6)$$

Користуючись розчинами, концентрація яких виражена нормальністю, можна обчислити, у яких об'ємних співвідношеннях вони мають бути змішані, щоб розчинені речовини прореагували без залишку.

Якщо ми знаємо нормальну концентрацію одного із двох розчинів і об'єми, в яких обидва розчини еквівалентні між собою, легко визначити нормальну концентрацію іншого розчину.

Титр розчину (T) – це кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину. Одиниця титру – г/мл.

Наприклад, титр 1М розчину сульфатної кислоти T (H_2SO_4) = 0,098 г/мл. Це означає, що в 1 мл розчину міститься 0,098г сульфатної кислоти.

Розчин з відомим титром називається **титрованим**. Титр розчину визначається за формулою:

$$T = \frac{C_n \cdot E}{1000}, \quad (7)$$

де C_n – нормальна концентрація розчину, моль/л; E – еквівалент розчиненої речовини, г/моль.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Що таке розчин? За якими ознаками класифікують розчини?
2. Що являє собою процес розчинення?
3. Які сполуки називаються сольватами та гідратами?
4. Що таке кристалогідрати?
5. Яка вода називається кристалізаційною?
6. Що таке розчинність? Від яких факторів вона залежить?

7. Що таке концентрація розчину?
8. Які найбільш поширені способи вираження концентрацій?
9. Перелічите відомі вам властивості розчинів.

РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Приклад 1. Для перевірки якості курячих яєць застосовують розчин хлориду натрію з масовою часткою розчиненої речовини 10% (0,10) і густиною 1,071 г/см³ (дієтичні яйця в цьому розчині тонуть).

Обчисліть масу хлориду натрію та води, які знадобляться для приготування 300 см³ такого розчину.

Дано: $\omega(\text{NaCl}) = 10\%(0,10)$; $\rho = 1,071 \text{ г/см}^3$; $V(\text{р-ну}) = 300 \text{ см}^3$.

Знайти: $m(\text{NaCl})$ - ?, $m(\text{H}_2\text{O})$ - ?

Розв'язання. 1. Знайдемо масу розчину, яку потрібно приготувати: $m = \rho \cdot V$; $m(\text{р-ну}) = 1,071 \cdot 300 = 321,30 \text{ (г)}$.

2. Із формули (1) обчислимо масу хлориду натрію, що міститься в розчині: $m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ну})$;

$$m(\text{NaCl}) = 0,1 \cdot 321,3 = 32,13 \text{ (г)}.$$

3. Розрахуємо масу води: $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{NaCl})$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 321,3 - 32,13 = 289,17 \text{ (г)}$.

Відповідь: 32,13 г хлориду натрія, 289,17 г – води.

Приклад 2. Для приготування некореневого живлення рослин нітрогеновмісними добривами розчиняють в 1 л води 50 г амонійної селітри.

Обчисліть масову частку нітрату амонію в розчині та масову частку діючої речовини (нітрогену) в добриві.

Дано: $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л}$; $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 50 \text{ г}$.

Знайти: $\omega(\text{NH}_4\text{NO}_3)$ -?; $\omega(\text{N})$ -?.

Розв'язання. 1. $m(\text{розчину}) = m(\text{речовини}) + m(\text{H}_2\text{O})$;

$$m(\text{розчину}) = 50 + 1000 = 1050 \text{ (г)}$$

Масову частку розчиненої речовини можна обчислити за

Складаємо пропорцію: в 100 г розчину міститься 0,18 моль CaCl_2 , а в 1178 г – X моль.

$$\frac{100}{1178} = \frac{0,18}{X}; X = \frac{1178 \cdot 0,18}{100} = 2,12.$$

Тобто, $C_M = 2,12$ моль/л.

2. Для обчислення моляльної (мольно – масової) концентрації розчину треба визначити кількість речовини CaCl_2 , яка міститься в 1000 г води.

0,18 г CaCl_2 розчинено у 80 г води, а X моль – у 1000 г.

Складаємо пропорцію: $\frac{0,18}{X} = \frac{80}{1000}; X = \frac{0,18 \cdot 1000}{80} = 2,25.$

Тобто $C_m = 2,25$ моль/кг

3. Щоб знайти нормальну концентрацію (молярну концентрацію еквівалента) 20%-ого розчину, необхідно визначити кількість еквівалентів в солі в 1 л розчину:

$$\nu = \frac{m}{E}; \nu (\text{CaCl}_2) = \frac{20}{55,5} = 0,36 \text{ моль.}$$

В 100 г розчину міститься 0,36 моль солі, а у 1178 г – X моль.

Складаємо пропорцію:

$$\frac{100}{1178} = \frac{0,36}{X}; X = \frac{1178 \cdot 0,36}{100} = 4,24.$$

Тобто, $C_H = 4,24$ моль/л.

Перевірити чи вірно знайдені концентрації можна за формулами (2), (3), (4).

Відповідь: C_M -2,12 моль/ л , C_H -4,24 моль/ л , C_m -2,25 моль/кг.

Приклад 4. Який об'єм води та сульфатної кислоти з густиною $\rho = 1,73$ г/мл і масовою часткою сульфатної кислоти 0,8 (80%) потрібно взяти для приготування розчину сульфатної кислоти об'ємом 500 мл з густиною $\rho = 1,2$ г/мл і масовою часткою 0,28 (28%) ?

Дано: $V_2 = 500$ мл; $\rho_2 = 1,2$ г/мл; $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,28;$

$$\omega_1(H_2SO_4) = 0,8; \rho_1 = 1,73 \text{ г/мл.}$$

Знайти: $V_1(H_2SO_4)$ -?; $V_1(H_2O)$ - ?

Розв'язання. 1. Знаходимо масу розчину, який потрібно приготувати:

$$m = \rho \cdot V; \quad m_2 = 1,2 \cdot 500 = 600 \text{ г.}$$

2. Знаходимо масу розчиненої сульфатної кислоти у 600г розчину:

$$m_2(H_2SO_4) = \omega_2(H_2SO_4) \cdot m_{\text{р-ну}}; \quad m(H_2SO_4) = 0,28 \cdot 600 = 168 \text{ г.}$$

3. Визначаємо масу кислоти з масовою часткою 0,8 (80%), яку необхідно взяти для приготування необхідного розчину:

$$\omega_1(H_2SO_4) = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_1}; \quad \text{звідки } m_1 = \frac{m_{H_2SO_4}}{\omega_1(H_2SO_4)}; \quad m_1 = \frac{168}{0,8} = 210 \text{ г.}$$

4. Розраховуємо об'єм кислоти з масовою часткою 0,8 (80%):

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1}; \quad V = \frac{210}{1,73} = 121,4 \text{ мл.}$$

5. Знаходимо об'єм води:

$$V(H_2O) = V - V_1; \quad V(H_2O) = 500 - 121,4 = 378,6 \text{ мл.}$$

Відповідь: 121,4 мл сульфатної кислоти з масовою часткою 0,8 (80%) та 378,6 мл води.

Приклад 5 Щоб нейтралізувати 30 мл розчину лугу потрібно 12 мл 0,1 н. розчину кислоти. Визначити нормальну концентрацію розчину лугу.

Дано: $V_{1 \text{ лугу}} = 30$ мл; $V_{2 \text{ кислоти}} = 12$ мл; $C_{H_2} = 0,1$ моль/л.

Знайти: C_{H_1} - ?

Розв'язання. При розв'язанні цієї задачі треба скористатися рівнянням (6) оборотної залежності між об'ємами реагуючих розчинів та їх нормальними концентраціями.

$$\text{Звідки } C_{H_1} = \frac{V_2 \cdot C_{H_2}}{V_1}. \quad C_{H_1} = \frac{12 \cdot 0,1}{30} = 0,04 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: нормальна концентрація розчину лугу дорівнює

0,04 моль/л.

Приклад 6. У систему охолодження двигунів, що експлуатуються в зимовий період, заливають антифриз – низько замерзаючу рідину ТОСОЛ марки А – 40, або А – 65

Обчислить масу етиленгліколю $C_2H_4(OH)_2$, яку треба додати до 10 л води, щоб приготувати антифриз, замерзаючий при -40°C . Кріоскопічна стала води дорівнює $1,86^\circ\text{C}$.

Дано: $m(H_2O) = 10$ л; $t_{кр} = -40^\circ\text{C}$; $K_{кр}(H_2O) = 1,86^\circ\text{C}$.

Знайти: $m(C_2H_4(OH)_2)$ -?

Розв'язання. Відповідно другому закону Рауля: зниження температури кристалізації (Δt), так і підвищення температури кипіння розбавлених розчинів неелектролітів пропорційні концентрації розчиненої речовини, тобто:

$$\Delta t = K \cdot C, \quad (6)$$

де K – коефіцієнт пропорційності (кріоскопічна або ебуліоскопічна стала); C – мольно-масова концентрація (молярність) розчину.

$$\Delta t_{кр} = t_{кр}(H_2O) - t_{кр}(\text{розчину}); \Delta t_{кр} = 0 - (-40) = 40^\circ\text{C};$$

$$M(C_2H_4(OH)_2) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 4 + 2(16 + 1) = 62 \text{ г/моль}$$

Молярність розчину може бути обчислена за формулою (3). Підставляємо дані у рівняння (6) і маємо:

$$\Delta t_{кр} = \frac{K_{кр} \cdot m(\text{речов.}) \cdot 1000}{M(\text{речов.}) \cdot m(H_2O)};$$

$$m(C_2H_4(OH)_2) = \frac{\Delta t_{кр} \cdot M(C_2H_4(OH)_2) \cdot m(H_2O)}{K_{кр} \cdot 1000};$$

$$m(C_2H_4(OH)_2) = \frac{40 \cdot 62 \cdot 10000}{1,86 \cdot 1000} = 13333 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(C_2H_4(OH)_2) = 13333$ г.

ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Варіант 1

1. Скільки грамів цукру міститься в 300 г розчину із масовою часткою розчиненої речовини 0,05 (5 %) ?
2. Визначити масу їдкою натру, що міститься в 100 мл розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину потрібно 25 мл 0,5 н. розчину кислоти.
3. Який об'єм 96%-вої (по масі) сульфатної кислоти густиною $\rho=1,84$ г/мл і яку масу води потрібно взяти для приготування 600 мл 30%-вого (по масі) розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,219$ г/мл) ?
4. Визначте нормальну концентрацію лугу, який містить 2 г $NaOH$ в 1 л розчину.

Варіант 2

1. Скільки грамів нітрату калію і води потрібно взяти для приготування 760 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,12 (12 %) ?
2. Визначте молярну концентрацію розчину з масовою часткою гідроксиду натрію 0,2, густина якого дорівнює 1,22 г/мл.
3. Який об'єм розчину сульфатної кислоти густиною $\rho=1,814$ г/мл з масовою часткою 0,9 (90 %) необхідно взяти для приготування розчину сульфатної кислоти об'ємом 500 мл і густиною $\rho=1,3$ г/мл з масовою часткою H_2SO_4 0,4 (40%)?
4. Визначте нормальну концентрацію розчину нітратної кислоти з масовою часткою 0,1 (10 %).

Варіант 3

1. Визначте масову долю хлориду натрію в розчині, який одержали при розчиненні 7 г $NaCl$ в 43 г води.
2. Визначте молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні сульфату натрію масою 42,6 г у воді масою 300 г, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.
3. Який об'єм води необхідно прибавити до 100 мл 20 %-вого (по масі) розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,14$ г/мл), щоб одержати розчин з масовою часткою розчиненої речовини 0,05 (5 %) ?

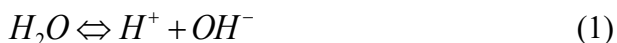
4. Розрахуйте нормальну концентрацію розчину, що містить 40г хлориду амонію в 500 мл розчину.

ТЕМА: «КИСЛОТНІСТЬ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

Основні теоретичні положення

Іонний добуток води. Чиста вода дуже погано проводить електричний струм, але все-таки має певну вимірну електропровідність.

Наявність електропровідності пояснюється тим, що невелика частина молекул води (одна з приблизно 10^8 молекул) дисоціює на іони:



Іони H^+ і OH^- записують в рівнянні (1) для спрощення. У воді та водний розчинах іони H^+ і OH^- зв'язуються з молекулами H_2O , утворюючи комплексні гідратовані іони. Тобто в дійсності у воді існують іони $H(H_2O)_x^+$ і $OH(H_2O)_y^-$.

Закон діючих мас для оборотних процесів дозволяє записати рівняння для константи дисоціації води K :

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \quad (2)$$

де $[H^+]$, $[OH^-]$, $[H_2O]$ – рівноважні концентрації іонів та молекул.

Перепишемо це рівняння так:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] \quad (3)$$

Величина K може бути обчислена на основі вимірювання електропровідності чистої води при різних температурах. Так при $22^\circ C$ $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$.

Виходячи з того, що вода є дуже слабким електролітом, тобто $[H^+]$ та $[OH^-]$ набагато менші ніж $[H_2O]$, концентрацію молекул води $[H_2O]$ можна вважати постійною величиною, яку кількісно можна обчислити, якщо розділити масу 1л води на масу її моля:

$[H_2O] = 1000 : 18 = 55,56 \text{ моль/л}$, де 1000 – маса 1л води при $t = 22^\circ C$, а 18 – маса 1 моль води.

Таким чином, в правій частині рівняння (3) знаходяться дві сталі величини: $[H_2O]$ - концентрація молекул води та K - константа дисоціації. Якщо замінити їх новою константою K_{H_2O} , матимемо:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O} \quad (4)$$

Це рівняння показує, що для води і розбавлених водних розчинів при незмінній температурі добуток концентрацій іонів водню і гідроксид-іонів є сталою величиною. Вираз (4) називається **іонним добутком води**.

В таблиці 1 показана залежність іонного добутку води від температури.

Таблиця 1

Залежність іонного добутку води від температури

$t, ^\circ C$	K_{H_2O}	$t, ^\circ C$	K_{H_2O}
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$	50	$5,6 \cdot 10^{-14}$
10	$0,36 \cdot 10^{-14}$	80	$25,1 \cdot 10^{-14}$
22	$1,0 \cdot 10^{-14}$	100	$74 \cdot 10^{-14}$
30	$1,89 \cdot 10^{-14}$	200	$400 \cdot 10^{-14}$

Таким чином, K_{H_2O} - стала величина тільки при даній температурі. На підставі рівняння (1) можна сказати, що з одного молю води утворюються рівні концентрації іонів водню

та гідроксид-іонів, тобто $[H^+] = [OH^-]$. Іонний добуток води при $22^\circ C$ дорівнює $1,0 \cdot 10^{-14}$. Вирішуючи рівняння (4), маємо:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_{H_2O}} = \sqrt{10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Значення величин $[H^+]$ та $[OH^-]$ дозволяють охарактеризувати кислотність розчину (*кислотність або реакцію середовища*), а саме:

якщо середовище нейтральне, то $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$;

якщо середовище кисле, то $[OH^-] < [H^+]$ або $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$;

якщо середовище лужне, то $[H^+] > [OH^-]$ або $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$.

Але як би не змінювались концентрації іонів H^+ та OH^- , їх добуток при $22^\circ C$ завжди є сталим і дорівнює 10^{-14} .

Кислотно-основні індикатори. Приблизно кислотність або лужні середовища розчинів можна оцінити за допомогою кольорових індикаторів, які різко змінюють колір при певних значеннях pH середовища, в якому вони розчинені. Інтервал pH , у якому індикатор змінює свій колір, називається **областю переходу** або **інтервалом індикатора**. Звичайно інтервал індикатора приблизно дорівнює двом одиницям pH .

Вибір того чи іншого індикатора визначається інтервалом pH , в якому необхідно досліджувати кислотність розчину. Найчастіше застосовують індикатори: метиловий оранжевий, метиловий червоний, фенолфталеїн, лакмус. У таблиці 2 надана характеристика деяких індикаторів.

Методи вимірювання кислотності розчинів. Існує два основних метода вимірювання pH водних розчинів:

а) індикаторний, б) електрометричний.

Індикаторний метод заснований на зміні кольору індикатора або суміші індикаторів. У разі вимірювання кислотності по всій шкалі pH застосовують суміш індикаторів – **універсальний індикатор**. Широко

розповсюджене використання, наприклад, індикаторного універсального папіру, який дозволяє визначити pH з точністю до 1 в інтервалі 1-10 одиниць pH . Визначення pH таким папіром зводиться до змочування смуги папіру досліджуваним розчином та порівняння отриманого забарвлення з кольоровою еталонною шкалою.

Точнішим від індикаторного методу визначення pH розчинів є метод Міхаеліса, згідно з яким додають певний об'єм відомої концентрації індикатора. Отриманий колір порівнюють з кольором еталонних розчинів використаного індикатора. Точність цього метода ± 0.2 одиниць pH . Прилад Міхаеліса дає можливість вимірювання pH в інтервалі від 2.8 до 8.4.

Електрометричний метод заснований на вимірюванні електрорушійної сили, яка виникає при зануренні в досліджуваний розчин двох спеціальних електродів, один з яких є індикаторним (наприклад, у приладах pH -метрів – це скляний електрод; його потенціал змінюється відповідно до зміни концентрації іонів H^+ та OH^-), другий електрод – це електрод порівняння, його потенціал не залежить від кислотності розчину. В цьому разі відмірюється відразу істинне значення pH . Цей метод надає можливість визначення pH у мутних, забарвлених розчинах, а також в у розчинах, де є сильні окисники.

Значення реакції середовища. На течію багатьох реакцій, що йдуть в розчинах, різко впливають іони водню. Від концентрації іонів H^+ та OH^- у значній мірі залежить напрямок та швидкість протікання хімічних, біологічних, фізіологічних, геологічних, електрохімічних процесів. Зокрема, корозійна активність металів істотно залежить від кислотності середовища.

Багато технологічних процесів йдуть успішно тільки у визначених середовищах. До таких виробництв відносяться такі виробництва, як хлібопекарне, пивоварне, переробка молочних продуктів, плодів овочів та ін.

На підприємствах, які використовують ферменти надзвичайно важливим є контроль значень pH переробної сировини, тому що біологічні процеси вкрай чутливі до зміни концентрації іонів водню. І не дивно, що символ pH було введено біохіміком С.П. Серенсенем в період його роботи над проблемами, пов'язаними з виробництвом пива.

Кислотність – важлива агрономічна характеристика ґрунту. Рослини можуть нормально рости лише тоді, коли значення pH знаходяться у певному інтервалі, характерному для певного виду рослин. Для культурних рослин встановлена найбільш сприйнятна оптимальна реакція середовища: картопля – pH 5, жито – pH 5 – 6, пшениця – pH 6 – 7.

Реакція ґрунтового розчину знаходиться звичайно в границях pH 4 – 8. Ґрунти, що характеризуються pH 4,5 і менше, вважаються сильно кислими, pH 4,6 – 5 – середньо кислими, pH 5.1–5.5 – слабо кислими, pH 5.6–6 – близькими до нейтральних, pH 6-7 – нейтральними та pH вище 7 – лужними.

Вплив pH середовища на фізіологічні процеси настільки великий, що вже незначна зміна pH може значно змінити швидкість процесу або зовсім призупинити його. Кров людини і тварини має точно певне значення: слабо лужну реакцію має кров людини, її pH 7.3-7.4. Сильно кислу реакцію має шлунковий сік здорового організму, його pH 0.9 – 1.5

РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Примітка. Значення десяткових логарифмів треба знаходити з точністю до 0.01, що задовольняє точності вимірювання pH .

Логарифм числа складається з двох частин: характеристики та мантиси, які відділяються комою.

Однорозрядному числу (від 1 до 9) відповідає характеристика 0, характеристика двохранрядного числа (від 10 до 99) є 1, трьохрзрядного (від 100- 999) – 2, і т.д.

Двохзначні мантиси чисел можна знайти в талиці 3.

Наприклад: $\lg 5 = 0,70$; $\lg 50 = 1,70$; $\lg 0,5 = \bar{1},70$.

Таблиця 3.

Таблиця логарифмів (двохзначні мантиси)

Числа	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	00	04	08	11	15	18	20	23	26	28
2	30	32	34	36	38	40	41	43	45	46
3	48	49	51	52	53	54	56	57	58	59
4	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69
5	70	71	72	72	73	74	75	76	76	77
6	78	79	79	80	81	81	82	83	83	84
7	85	85	86	86	87	88	88	89	89	90
8	90	91	91	92	92	93	93	94	94	95
9	95	96	96	97	97	98	98	99	99	99

Приклад 1. Обчислити pH розчину, в одному літрі якого міститься $2,3 \cdot 10^{-6}$ іонів водню.

Розв'язок. З умови задачі відомо, що рівноважна концентрація іонів водню в розчині дорівнює $2,3 \cdot 10^{-6}$ моль/л. За формулою

(5) розрахуємо величину pH :

$$pH = -\lg 2,3 \cdot 10^{-6} = -(\lg 2,3 + \lg 10^{-6})$$

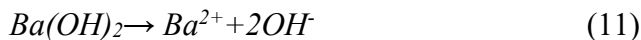
Щоб знайти логарифм числа 2,3 треба знайти характеристику і мантису числа. В таблиці 3 числу 23 відповідає значення мантиси – 36. Однорозрядному числу 2 відповідає характеристика 0. Отже,

$$pH = -\lg 2,3 - \lg 10^{-6} = -0,36 - (-6) = 5,64.$$

Приклад 2. Концентрація сильного гідроксиду $Ba(OH)_2$ дорівнює 0,00085 моль/л $t = 22^\circ C$. Визначити рівноважну концентрацію іонів H^+ ($[H^+]$) та pH

розчину цього луку на підставі його повної дисоціації.

Розв'язок Складаємо рівняння необоротного процесу дисоціації $\text{Ba}(\text{OH})_2$:



З рівняння (11) видно, що з одного моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$ утворюється 2 моль іонів OH^- , тобто рівноважна концентрація гідроксид-аніонів дорівнює: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0.00085 = 1.7 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Далі можна вирішувати цей приклад за одним із двох рівноцінних варіантів.

Перший варіант.

Спочатку знаходимо рівноважну концентрацію іонів H^+ , тобто $[\text{H}^+]$ з іонного добутку води (4). Якщо $t=22^\circ\text{C}$, маємо:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_B}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1.7 \cdot 10^{-3}} = 5.88 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

Далі знаходимо величину рН за формулою (5):

$$pH = -\lg(5.88 \cdot 10^{-12}) = -\lg 5.88 - \lg 10^{-12} = -0.77 - (-12) = 11.23$$

Другий варіант.

Спочатку знаходимо значення рОН за формулою (7):

$$pOH = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(1.7 \cdot 10^{-3}) = -\lg 1.7 - \lg 10^{-3} = -0.23 + 3 = 2.77$$

Далі знаходимо рН за формулою (8), тобто:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2.77 = 11.23.$$

Приклад 3. Знайти концентрацію іонів водню в розчині, рОН якого дорівнює 4,75.

Розв'язок. Спочатку знаходять величину водневого показника за рівнянням (8): $pH = 14 - 4.75 = 9.25$. Якщо $pH = -\lg[\text{H}^+]$, то $\lg[\text{H}^+] = -pH = -9.25$. Даний логарифм має від'ємну

характеристику і від'ємну мантису, тому його необхідно перетворити так, щоб мантиса була позитивною. Для цього до характеристики додають -1, а до мантиси +1, від чого величина логарифму не змінюється: $\lg[H^+] = 9,25 = 10,75$ або 0,75-10. Тепер по мантисі 75, знаходимо в таблиці 3, антилогарифм – 56. Якщо характеристика логарифма 0, то це число – однорозрядне; тобто, антилогарифму 0,75 відповідає число 5,6. Антилогарифм -10 - 10^{-10} . Слідовно, концентрація іонів водню в розчині дорівнює: $[H^+] = 5,6 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Варіант 1

1. Концентрація розчину сірчаної кислоти дорівнює 0.0005 моль/л. Визначити концентрації $[H^+]$ і $[OH^-]$ та pH розчину, визнаючи дисоціацію кислоти повною.
2. До чистої дистильованої води додали гідроксид натрію, внаслідок цього величина pH змінилась на 3 одиниці. Знайти pH розчину лугу й визначити у скільки разів в отриманому розчині $NaOH$ концентрація OH^- більша від концентрації $[OH^-]$ у чистій дистильованій воді.
3. В чому полягає сутність електрометричного методу визначення водневого показника pH на приладі pH -метрі. Які електроди застосовуються в цьому приладі? В досліджуваному розчині є іони NO_3^- , K^+ , PO_4^{3-} , OH^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ , H^+ . Концентрацію яких із перелічених іонів можна визначити за допомогою pH -метра?

Варіант 2

1. Знайдена за допомогою pH -метра величина виявилась рівною 4.35. Визначити концентрації іонів $[H^+]$ та іонів $[OH^-]$ в цьому розчині.
2. До чистої дистильованої води додали кислоту, внаслідок чого концентрація іонів $[H^+]$ збільшилась у 2500 разів.

Визначити концентрації $[H^+]$ і $[OH^-]$ та величину pH у цьому розчині кислоти.

3. В чому полягає сутність індикаторного методу визначення pH ? Чи можна за допомогою одного якогось індикатора визначити pH по всій шкалі кислотності (від -1 до 14 одиниць pH)? Чому? Маємо кольорові індикатори з інтервалом переходу pH :

1)2.8-4.4; 2)4.2-5.6; 3)5.4-7.0; 4)6.8-8.4,

а також розчини з приблизно визначеною величиною pH :

8.5; 3.0; 7.5; 7.0. За допомогою яких вищезгаданих індикаторів можливо кількісно визначити pH кожного з чотирьох наданих розчинів?

Варіант 3

1. Концентрація розчину гідроксиду натрію дорівнює 0.0253 моль/л. Визнаючи дисоціацію $NaOH$ повною, розрахувати концентрацію іонів H^+ та pH цього розчину.
2. До чистої дистильованої води додали кислоти. Внаслідок цього величина pH змінилась на 5.25 одиниць pH . Визначити pH отриманого розчину кислоти, концентрацію іонів водню та іонів гідроксиду в ньому.
3. Який з методів визначення pH є більш точним: електрометричний чи індикаторний? Вкажіть точність вимірювання pH кожним методом. Чи можна збільшити точність індикаторного метода? Чому?

ТЕМА: «ЕЛЕКТРОХІМІЯ. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ»

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

Хімічні джерела струму (ХДС або ХДЕС, тобто хімічні джерела електричного струму) акумулятори, гальванічні елементи та електрохімічні генератори (пальні елементи) - широко застосовуються в різних галузях промисловості та побуті.

Гальванічний елемент - це хімічне джерело електричної енергії, яка одержується за рахунок перетворення енергії окислювально-відновної реакції (ОВР), що проходить на електродах (аноді та катоді) і зв'язана з направленим переміщенням електронів.

У найпростішому випадку гальванічний елемент являє собою два електроди, які виготовлені з струмопровідних матеріалів, занурені в розчин електроліту, до того ж процеси окислення та відновлення просторово розділені один від одного.

На аноді у процесі роботи протікає окислювальний процес. Анодом з двох електродів є той електрод, який має меншу алгебраїчну величину електродного потенціалу. Для зовнішнього кола цей електрод буде негативним полюсом.

На катоді під час роботи протікає відновлювальний процес. Для зовнішнього кола цей електрод є позитивним полюсом джерела струму.

Якщо електроди гальванічного елемента замкнені зовнішнім колом, то виникне рух електронів у зовнішньому колі від негативного полюса до позитивного, а також іонів у середині електроліту. Таким чином, у результаті окислювально-відновних процесів, що проходять на аноді та катоді ХДС, виникає електричний струм. Окислювально-відновна реакція, що протікає при роботі гальванічного елемента, називається **струмоутворюючою реакцією**.

Виникнення у природних умовах короткозамкнутої гальванопари являє собою контактну корозію металів, тому що

електроди (метали) з більш негативним потенціалом, віддаючи електрони в зовнішнє коло, розчиняються, а це значить, що метали руйнуються.

Для надійної роботи двигунів внутрішнього згорання можливе застосування датчиків, що забезпечують подачу у двигун повітряно-паливної суміші певного складу. Один з таких датчиків являє собою гальванічний елемент, що складається з таких двох електродів:

1-й -пористий газопроникний електрод, виготовлений з твердого плівкового електроліту,

2-й -індикаторний кисневий електрод, що має тонку плівку оксидного напівпровідника.

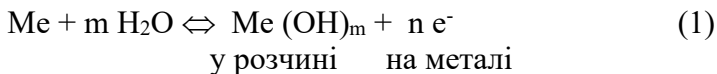
Опір плівки з оксидного напівпровідника, а, значить, і величина електродного потенціалу цього електрода змінюється у залежності від парціального тиску кисню у суміші.

Вимірюючи різницю потенціалів на електродах, можна контролювати склад повітряно-паливної суміші.

ПОНЯТТЯ ПРО ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ

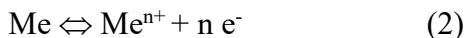
Причиною виникнення і протікання електричного струму у гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів. Розглянемо, що таке електродний потенціал.

Якщо, занурити металеву платівку у воду, то іони, що складають кристалічну решітку, у результаті дії сильно полярних молекул води гідратуються. Зв'язок їх із рештою іонів слабшає, і катіони металу переходять у шар води, що прилягає до поверхні платівки. При цьому електрони, що в надлишку залишились у металі, заряджають його поверхню негативно. Виникає електростатичне притягання між гідратованими катіонами, що перейшли в рідину, та поверхнею металу. У системі встановлюється рухома рівновага:



де n - число валентних електронів, що беруть участь в елементарному акті процесу.

Рівняння (1) звичайно для спрощення записують без гідратаційної води:



На межі метал - рідина виникає (див. мал.1) подвійний електричний шар, що характеризується певним стрибком потенціалу-*електродним потенціалом*.



Малюнок 1. Подвійний електричний шар на границі розділу фаз метал - розчин:

- + - гідратовані іони металу,
- - вільні електрони.

Подібні взаємодії проходять при зануренні металу у розчин власної солі. Метали, іони яких мають значну здібність до переходу у розчин, але в меншій мірі, ніж у воді, будуть заряджатись негативно (див. мал. 1).

Отже, при зануренні металу у воду або розчин, що має іони даного металу, на поверхні поділу фаз метал - електроліт створюється деяка різниця потенціалів або просто потенціал. Електродний потенціал називається *рівноважним*, якщо метал занурений у розчин своєї солі. Умовно зображують рівноважний потенціал - $\text{Me}^{n+}|\text{Me}$. Рівноважний електродний потенціал визначає, до деякої міри, процеси, що йдуть при електролізі, а також у хімічних джерелах струму.

Електродний потенціал металу, зануреного у розчин електроліту будь-якого складу, називається стаціонарним. Такі потенціали визначають корозійні процеси.

Стандартним рівноважним потенціалом металу (φ°) називається різниця потенціалів, що виникає на границі поділу фаз метал - розчин його солі з активною концентрацією $a_{Me^{n+}} = 1$ моль/л

($T = 298\text{ K}$), яка виміряна по відношенню до стандартного водневого електрода. *Електродний потенціал стандартного водневого електрода прийнято рівним нулю.*

Абсолютну величину електродного потенціалу окремого електрода визначити не можна. Можна виміряти тільки відносну величину електродного потенціалу по відношенню до умовного нуля відліку - до стандартного водневого електрода. Для вимірювання електродних потенціалів складається електрична компенсаційна схема.

Розміщуючи метали в порядку зростання їх φ° , одержують електрохімічний ряд напруг металів:

Li; Rb; K; Ba; Ca; Na; Mg; Al; Mn; Zn; Cr; Fe; Cd; Co; Ni; Sn; H; Sb; Bi; Cu; Hg; Ag; Pt; Au.

Даний ряд металів описує тільки їх послідовне зменшення активності у водних розчинах.

Величина електродного потенціалу залежить від властивостей металу, концентрації іонів даного металу в розчині, температури. Ця залежність виражається рівнянням Нернста :

$$\varphi_{Me^{n+}|Me} = \varphi^\circ_{Me^{n+}|Me} + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}} \quad (3)$$

де φ - рівноважний електродний потенціал,
 $\text{Me}^{n+} | \text{Me}$

φ° - стандартний рівноважний потенціал,
 $\text{Me}^{n+} | \text{Me}$

a - активність іонів металу,
 Me^{n+}

R - універсальна газова стала, яка дорівнює 8,314 Дж/град-моль,

T - температура по абсолютній шкалі,

n - заряд іону металу,

F - константа Фарадея, яка приблизно дорівнює 96500 К.

Для газових електродів (у тому числі, для водневого) величина електродного потенціалу залежить від парціального тиску газу.

Для розбавлених розчинів активність з достатнім наближенням може бути концентрацією:

$$a \approx \frac{C}{\text{Me}^{n+}}$$

Якщо підставити у рівняння (3) числові значення R , F та замінити натуральний логарифм десятковим, одержимо для кімнатної температури або (298,2 К):

$$\varphi_{\text{Me}^{n+} | \text{Me}} = \varphi^\circ_{\text{Me}^{n+} | \text{Me}} + \frac{0.059}{n} \lg \frac{C}{\text{Me}^{n+}} \quad (4)$$

ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА ЕЛЕМЕНТА

Електрорушійною силою (ЕРС) називається максимальна різниця потенціалів електродів, одержана при роботі оборотнього гальванічного елемента.

Якщо до клем гальванічного елемента приєднати звичайний вольтметр, то одержана різниця потенціалів - це напруга, причому її величина буде менша електрорушійної сили. Різниця між ЕРС і напругою обумовлена омичним падінням напруги всередині елемента при проходженні електричного

струму та іншими факторами, наприклад, поляризацією електродів.

$$E = U_{\text{кл}} + \Pi \quad (5)$$

де E - ЕРС джерела струму,

$U_{\text{кл}}$ - напруга на клеммах,

Π - втрати напруги в зовнішньому колі гальванічного елемента.

Вимірювання ЕРС, звичайно, проводять компенсаційним методом, при якому сила струму, що протікає через елемент, близька до нуля. В сучасних лабораторіях для вимірювання ЕРС використовують потенціометри з високим внутрішнім омичним опором, тому струм, що протікає через цей прилад, відносно малий. Отже, величина напруги, виміряна потенціометром, буде мало відрізнятися від величини ЕРС гальванічного елемента. На практиці величина напруги, одержана при вимірюванні потенціометром, прирівнюється до величини ЕРС гальванічного елемента.

$$E = \varphi^{\text{к}} - \varphi^{\text{а}} \quad (I = 0 \text{ А}), \quad (6)$$

де E - ЕРС гальванічного елемента,

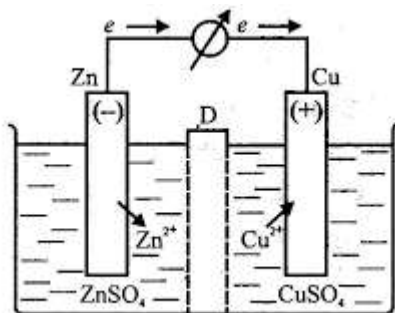
$\varphi^{\text{к}}$ і $\varphi^{\text{а}}$ - електродні потенціали катода та анода.

Умовний схематичний запис гальванічного елемента такий: всі складові речовини записуються поряд в один рядок. Негативний (для зовнішнього кола) електрод (Me_1) записується зліва, позитивний (Me_2) - справа. Вертикальна лінія на схемі означає стрибок потенціалів на границі поділу фаз.



ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ ЯКОБІ-ДАНІЕЛЯ

Гальванічний елемент Якобі-Данієля (мідно-цинковий гальванічний елемент) складається (див. мал. 2) з мідної платівки, зануреної в розчин CuSO_4 , і цинкової платівки, зануреної в розчин ZnSO_4 . Розчини цих солей з'єднані електролітичним ключем (U - подібною трубкою, заповненою гелем агар-агару або желатину, виготовленим в розчині електроліту KCl або KNO_3). Цей ключ (або місток) проникнений для іонів, що рухаються в електричному колі. При роботі елемента, тобто при замиканні зовнішнього кола, виникають процеси: розчинення цинку на цинковому електроді та виділення міді на мідному електроді.



Малюнок 2. Схема гальванічного елемента Якобі-Данієля

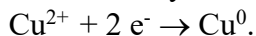
Схема елемента Якобі-Данієля записується у вигляді: $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} | \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} (+)$. Анодом є цинк

($\varphi^\circ = -0,76 \text{ В}$), на якому протікає процес
 $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$

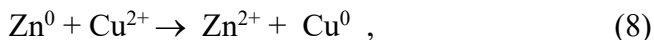
окислення (розчинення) цинку: $\text{Zn}^0 - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. Катодом є мідь ($\varphi^\circ = +0,34 \text{ В}$), на якій проходить



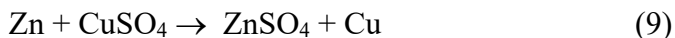
відновлення іонів металу в атоми (осад на електроді):



Сумарне рівняння процесу одержимо, склавши рівняння анодного та катодного процесів:



або в молекулярному вигляді:

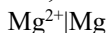


У результаті цієї окислювально-відновної реакції у гальванічному елементі виникає направлений рух електронів у зовнішньому колі та іонів всередині елемента, тому реакція (8 і 9) називається струмоутворюючою. Електрична енергія такого гальванічного елемента одержується за рахунок хімічної енергії реакції. Необхідною умовою роботи гальванічного елемента є різниця потенціалів його електродів.

РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Задача 1. Магнієву платівку занурили в розчин її солі. При цьому електродний потенціал магнію виявився рівним - 2,41В. Знайдіть концентрацію іонів магнію (в моль/л).

Розв'язок. Подібні задачі розв'язують на підставі рівняння Нернста (4), $\varphi^\circ = -2,37 \text{ В}$



(див.таблицю значень стандартних рівноважних потенціалів металів). Якщо підставити дані в рівняння Нернста, маємо :

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Mg}^{2+}} ;$$

$$\lg C_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{-2,41+2,37}{0,0295} = \frac{0,04}{0,0295} = -1,3559 = -2,6441 ;$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-2} * 10^{0.06441}$$

По таблиці логарифмів знаходимо з точністю до трьох значущих цифр, що логарифму 0,6441 відповідає число 4,36.

Отже, $C_{\text{Mg}^{2+}} = 4,36 * 10$ моль/л.

Задача 2. Складіть схему гальванічного елемента, в якому електродами є стандартний водневий електрод і цинкова платівка, занурена в розчин своїх іонів з активною концентрацією 0,0001 моль/л. Який електрод є анодом, а який катодом? Напишіть рівняння окислювально-відновної реакції, яка протікає в цьому гальванічному елементі, та підрахуйте його ЕРС.

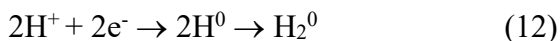
Розв'язок. Схема даного гальванічного елемента :



Цинк, потенціал якого - 0,763 В, - анод, тобто електрод, на якому протікає окислювальний процес:



Стандартний водневий електрод є катодом, на якому протікає процес відновлення:



Рівняння окислювально-відновної реакції, яка лежить в основі роботи даного гальванічного елемента, можна одержати, якщо скласти електронні рівняння анодного (11) та катодного (12) процесів:



Для обчислення електрорушійної сили гальванічного елемента необхідно скористатись рівнянням (6), але попередньо слід розрахувати за рівнянням Нернста (4) величину електродного потенціалу цинкового електрода:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}} = -0,763 + \frac{0,059}{2} \lg 0,0001 = -0,763 + 0,0295 * (-4) = -0,881 \text{ (В)}$$

Потенціал стандартного водневого електрода, тобто потенціалу при $p = 1 \text{ атм (101 кПа)}$ і

H_2
 $a = 1 \text{ моль/л, умовно прийнятий рівним нулю.}$
 H^+

$$E = \varphi^k - \varphi^a = 0 - (-0,881) = 0,881 \text{ (В)}.$$

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Поняття про електродні потенціали.
2. Рівноважні та стандартний електродний потенціал.
3. Стандартний водневий електрод і воднева шкала потенціалів.
4. Гальванічні елементи.
5. Електрорушійна сила, її вимірювання та обчислення.
6. Поляризація електродів, концентраційна та електрохімічна поляризація.
7. Акумулятори.

ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Варіант 1

1. Скласти схему гальванічного елемента, який складається із стандартного водневого електрода та нікельового електрода,

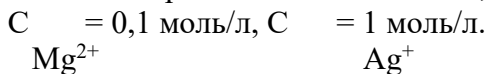
зануреного в 0,001 моль/л розчин NiSO_4 . Визначити полюси, вказати напрямок струму у внутрішньому та зовнішньому колі, записати струмоутворюючі процеси на електродах та обчислити ЕРС елемента.

2. Скласти схему двох гальванічних елементів, в одному з яких свинець був би анодом, а в другому - катодом. Записати струмоутворюючі процеси для обох елементів на аноді та катоді.

3. Визначити величину електродного потенціалу водневого електрода в 0,005 М розчині H_2SO_4 (вважати дисоціацію H_2SO_4 повною).

Варіант 2

1. Скласти схему гальванічного елемента, який складається з магнієвого та срібного електродів, занурених у розчини своїх солей. Визначити полюси, вказати напрямок струму у зовнішньому та внутрішньому колі, записати струмоутворюючі процеси на електродах і обчислити ЕРС, якщо



2. При яких умовах буде працювати гальванічний елемент, електроди якого виготовлені з одного і того ж металу? Запишіть струмоутворюючі процеси, визначіть полюси та вкажіть напрямок струму в гальванічному елементі, складеному з кадмієвих електродів, занурених: перший електрод - в 0,1 моль/л розчин $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, другий - 0,0001 моль/л $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Обчислити ЕРС цього елемента. Чи потрібно знати величину стандартного електродного потенціалу кадмію для розрахунку ЕРС цього елемента?

3. рН розчину сірчаної кислоти дорівнює.....

4. Розрахуйте електродний потенціал водневого електрода, який занурений у цей розчин кислоти ($t = 25^\circ\text{C}$, $p = 1$ атм).

Варіант 3

1. Складіть схему гальванічного елемента з мідного та срібного електродів, занурених у розчин своїх солей з концентрацією іонів металів $C = 0,03$ моль/л і

Cu^{2+}
 $C = 0,1$ моль/л. Визначте полюси, напрямок
 Mg^{2+}

струму в зовнішньому і внутрішньому колі. Запишіть струмоутворюючі процеси на аноді та катоді, а також обчисліть ЕРС цього елемента.

2. Скласти схему концентраційного елемента, який складений із свинцевих електродів, визначити полюси та записати струмоутворюючі процеси.

3. Електродний потенціал водневого електрода дорівнює $-0,18$ В. Обчислити рН цього розчину при $t = 25$ °С, $p = 1$ атм.



Варіант 4

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння, визначіть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, в якому $[Cd^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[Cu^{2+}] = 0,01$ моль/л.

2. Поясніть залежність поляризації електродів і різниці потенціалів в ХДС від сили струму (графік).

Корозія металів

1. Мідь не витісняє водень із розбавлених кислот. Чому? Однак, якщо до мідної платівки, зануреної у кислоту, доторкнутись цинковою платівкою, то на міді починається бурне виділення водню. Напишіть електронні реакції анодного та катодного процесів.

Напишіть рівняння протікаючої хімічної реакції.

2. Чим відрізняється хімічна корозія від електрохімічної?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які протікають на електродах, при електролізі водних розчинів: а) $AgNO_3$ із срібним анодом, б) $Pb(NO_3)_2$ з нерозчинним анодом.

2. При електролізі розчину маса олов'яного аноду зменшилась на 3,0г.

Скільки кулонів електрики витрачено на цей процес?

Варіант 5

Гальванічний елемент

1. Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та визначіть ЕРС гальванічного елемента, складеного із срібних електродів, занурених в розчини: перший в 0,01 М, а другий в 1М $AgNO_3$.

2. Чи можливо виміряти величину потенціалу окремого електрода? Поясніть, як її вимірюють.

Корозія металів

1. Як відбувається корозія кадмієвого заліза при порушенні покриття?. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо вироб знаходиться: а) у вологому повітрі; б) у розчині кислоти. Назвіть продукти корозії.

2. Металеві платівки занурені окремо одна від одної в бензол, в рідкий кисень, в розчин $NaCl$. В яких випадках буде спостерігатися хімічна корозія? Який вид корозії спостерігається при термічній обробці сталі?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які відбуваються на вугільних електродах при електролізі: а) розплаву CaI_2 ; б) водного розчину CaI_2 .

2. Визначте еквівалентну масу і назву двохвалентного металу, знаючи, що при пропусканні через розчин його солі струму силою 2А протягом 45 хв. виділилось на катоді 1,562 г металу.

Варіант 6

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть, електронні рівняння електродних процесів та визначіть ЕРС залізо-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Fe^{2+}] = 0,1 \text{ моль} \setminus \text{л}$, $[Zn^{2+}] = 0,0001 \text{ моль} \setminus \text{л}$

2. Які хімічні процеси лежать в основі роботи свинцевих акумуляторів?

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо склепані два метала: цинк та олово, а вироб знаходиться: а) у вологому ґрунті, б) у сильноокислому розчині.

Який метал буде руйнуватися? Які продукти корозії утворюються в першому та другому випадках?

2. Назвіть умови протікання хімічної та електрохімічної корозії металів.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які відбуваються на електродах при електролізі водних розчинів $Mg SO_4$, а) з магнієвим анодом, б) з вугільним анодом?

2. Чому дорівнює сила струму при електролізі розчину $Ca(NO_3)_2$ з інертними електродами, якщо на катоді виділилось 0,1г речовини за 1 годину.

Варіант 7

Гальванічний елемент

1. Складіть схему гальванічного елемента, який складається з пластин цинку та заліза, понурених у розчини їх солей. Напишіть електронні рівняння процесів, які протікають на катоді та аноді. Якоїї концентрації треба узяти іони заліза (моль\л), щоб ЕРС елемента дорівнювала б нулю, якщо $[Zn^{2+}] = 0,001 \text{ моль} \setminus \text{л}$?

2. Що таке катодний та анодний процеси? Яка безумовна умова роботи гальванічного елемента ?

Корозія металів

1. Назвіть декілька металів, які можуть бути застосовані для катодного та анодного покриття заліза. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, які протікають при корозії заліза, вкритого міддю у вологому повітрі та в сильноокислому середовищі.

2. З яким типом деполяризації протікає корозія заліза у розчині HCl ?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які протікають на електродах при електролізі водних розчинів $MgCl_2$, а) з магнієвим анодом, б) з вугільним анодом.

2. Які речовини і в якій кількості (див. випадок б) виділились на катоді та на аноді, якщо електроліз проводили з силою струму 1А протягом 2,5 годин?

Варіант 8

Гальванічний елемент

1. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, яка протікає за рівнянням:
 $Ni + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + Pb$

Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо $[Ni^{2+}] = 0,01$ моль/л ; $[Pb^{2+}] = 0,1$ моль/л

2. Що таке ХДС? Яка обов'язкова умова роботи любого ХДС?

Корозія металів

1. Які покриття є катодними по відношенню до заліза : з кадмію, з олова, з хрому, з міді та цинку? Складіть електронні рівняння корозійних процесів при порушенні цілості нікельового покриття на залізі , якщо вироб знаходиться в морській воді.

2. Що називається стаціонарним потенціалом? Де він має місце?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на вугільних електродах при електролізі: а) розплаву $MgCl_2$; б) водного розчину $MgCl_2$

2. Електроліз розчину нітрата срібла проводили з силою струму 8А протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилось на катоді?

Варіант 9

Гальванічний елемент

1. При якій умові буде працювати гальванічний елемент, електроди якого зроблені з однакового металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та визначте ЕРС гальванічного елемента, в якому один нікельовий електрод знаходиться в 0,001М розчині, а другий такий самий електрод в 0,1М розчині сульфату нікеля (II)

2. Чим визивається поляризація електродів?

Корозія металів

1. Назвіть метал, який може бути застосованим як протектор при захисті від корозії: а) свинцевого кабеля, б) залізного трубопроводу, якщо вони знаходяться у морській воді? Складіть рівняння анодного та катодного процесів. Назвіть продукти корозії.

2. Поясніть роль оксидних плівок на металах.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які відбуваються на електродах при електролізі водних розчинів: а) $Fe(NO_3)_2$ із залізним анодом; б) $Fe(NO_3)_2$ з графітним анодом.

2. Які речовини та в якій кількості виділились на електродах при електролізі розплаву CaJ_2 при силі струму в 2А за 1 годину 40 хвилин.

Варіант 10

Гальванічний елемент

1. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого покладена реакція, яка протікає за рівнянням:

$Mg + Cu(NO_3)_2 = Mg(NO_3)_2 + Cu$. Вирахуйте ЕРС цього елемента, якщо $[Cu^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, $[Mg^{2+}] = 0,0001 \text{ моль/л}$.
Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

2. Що таке сульфатація пластин свинцевого акумулятора?

Корозія металів

1. Як проходить корозія оцинкованого та нікельованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів в умовах вології атмосфери.

2. Чому хімічно-чисте залізо є більш стійким до корозії, ніж технічне залізо? Які фактори впливають на швидкість корозії металів?

Електроліз

1. Напишіть електронні рівняння процесів, які протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $MgCrO_4$ з магнієвим анодом; б) $MgCrO_4$ з вугільним анодом.

2. При електролізі розчину $ZnCl_2$ маса анода зменшилась на 3,27г. Скільки кулонів електрики витрачено на цей процес?

Варіант 11

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС залізо-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Fe^{2+}] = [Zn^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$.

2. Поняття про поляризацію електродів. Зв'язок величини ЕРС, клемової напруги та поляризації електродів із силою струму (графік).

Корозія металів

1. Як проходить атмосферна корозія лудженого заліза та лудженої міді при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Які продукти корозії утворюються?

2. Назвіть декілька металів, які можуть служити для катодного покриття заліза . Оцініть надійність захисту від корозії катодних покриттів.

Електроліз

1. Скласти електронні рівняння процесів, які проходять на електродах при електролізі водних розчинів: а) MgJ_2 з нерозчинним анодом; б) FeJ_2 із залізним анодом.

2. Які речовини в якій кількості виділились на вугільних електродах при електролізі розчину MgJ_2 при силі струму 10А протягом 45 хвилин.

Варіант 12

Гальванічний елемент

1. Потенціал срібного електрода в розчині $AgNO_3$ складає 95% від значення його стандартного потенціалу. Чому дорівнює концентрація іонів Ag^+ (в моль/л) в розчині?

2. Скласти схему двох гальванічних елементів, в одному з яких свинець був би катодом, а в другому - анодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння реакцій, які протікають на аноді та катоді.

Корозія металів

1. Який метал краще вибрати для протекторного захисту від корозії залізного трубопровода: цинк, магній, хром, мідь? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії?

2. Як і чому змінюється швидкість корозії з виділенням водню при зменшенні рН середовища?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, які проходять на електродах при електролізі водних розчинів:

а) $ZnSO_4$ з цинковим анодом ;б) $ZnSO_4$ з вугільним анодом.

2. Які речовини і в якій кількості утворюються при електролізі розчину Na_2SO_4 на інертних зелектродах при силі струму в 1А протягом 2,6 годин?

Варіант 13

Гальванічний елемент

1. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких олово було б катодом, а в другому - анодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння процесів, що протікають на аноді та на катоді .

2. Обчисліть при якій концентрації іонів Cu^{2+} (моль/л) значення потенціала мідного електрода стає рівним значенню стандартного потенціала водневого електрода .

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари алюміній-мідь. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках?

2. Назвіть умови протікання хімічної та електрохімічної корозії металів.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі : а) розплаву MgJ_2 ; б) розчину MgJ_2 .

2. На електроліз розчину MgI_2 витрачено 10722,2 Кл електрики. Обчисліть масу речовин, що виділяються на вугільних електродах та що утворюються біля катоду.

Варіант 14

Гальванічний елемент

1.Що являє собою стандартний водневий електрод ?

2.Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента з олов'яного електрода, що знаходиться у 0,001 М розчині $SnCl_2$,та стандартного водневого електрода. Напишіть електронні рівняння реакцій, які протікають на аноді та катоді. Визначте ЕРС гальванічного елемента .

Корозія металів

1.У чому суть протекторного захисту? Наведіть приклад протекторного захисту нікеля в електроліті, що містить в собі

розчинений кисень. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Назвіть продукт корозії .

2. Як і чому змінюється швидкість корозії з виділенням водню при зменшенні pH середовища

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі:: а) розплав ZnJ_2 ; б) водного розчину ZnJ_2 .

2. Визначте еквівалентну масу та назву двохвалентного металу, якщо для одержання 2г металу електролізом розчину його солі витрачено 3434 Кл електрики.

Варіант 15

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС залізо-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Fe^{2+}] = 0,1 \text{ моль / л}$, $[Zn^{2+}] = 0,0001 \text{ моль / л}$.

2. Які хімічні процеси лежать в основі роботи свинцевих акумуляторів?

Корозія металів

1. Які види корозії в залежності від механізму процесу та форми корозійних руйнувань Ви знаєте?

2. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо склепано два метали: мідь та олово, а вироб знаходиться:: а) у вологому ґрунті ; б) у сильнокислому розчині.

Який метал буде руйнуватися ? Які продукти корозії утворилися в першому та другому випадках ?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів $MgSO_4$, а) з магнієвим анодом ; б) з вугільним анодом .

2. Електроліз розчину $CuSO_4$ проводили з мідним анодом протягом 4 годин при силі струму 50 А. При цьому виділилось

224 г міді. Обчисліть вихід по струму (відношення маси речовини, що виділилась, до теоретично можливої).

Варіант 16

Гальванічний елемент

1. Скласти схему, написати електронні рівняння, обчислити ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, якщо $[Cd^{2+}] = 0,1 \text{ моль / л}$, $[Cu^{2+}] = 0,01 \text{ моль / л}$.

2. Пояснити хід залежності поляризації електродів та різниці потенціалів у ХДС від величини сили струму (графік). Вказати на графіку, чому дорівнює ЕРС та поляризація при вибраному значенні (величині) сили струму.

Корозія металів

1. Мідь не витісняє водень із розбавлених кислот. Чому? Однак, якщо доторкнутися до мідної платівки, зануреної у кислоту, залізної, то на міді починається бурхливе виділення водню.. Дайте цьому пояснення, Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що протікає.

2. Що таке інгібітори корозії та який механізм їх впливу?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $AgNO_3$ із срібним анодом ; б) $Fe(NO_3)_2$ нерозчинним анодом.

2. При електролізі розчину солі трьохвалентного металу при силі струму 1,5А протягом 30 хвилин на катоді виділилось 1,071 металу. Обчисліть атомну масу металу.

Варіант 17

Гальванічний елемент

1. Потенціал срібного електрода в розчині $AgNO_3$ складає 95% від значення його стандартного потенціала. Чому дорівнює концентрація іонів Ag^+ (в моль/л) в розчині?

2. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких свинець був би катодом, а в другому анодом. Напишіть для

кожного з них електронні рівняння реакцій, що протікають на аноді та катоді.

Корозія металів

1. Магнієва платівка з включеннями олова занурена в розчин HCl . Напишіть електронні рівняння корозійного процесу, в данному мікрогальванічному елементі.

2. Який метал краще вибрати для протекторного захисту від корозії залізного трубопроводу: цинк, магній, хром, мідь? Чому?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $ZnSO_4$ з цинковим анодом б) $ZnSO_4$ з вугільним анодом.

2. Електроліз розчину K_2SO_4 проводили при силі струму 5А протягом 3 годин. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах, обчисліть об'єм речовин, які виділяються на електродах.

Варіант 18

Гальванічний елемент

1. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких олово було б катодом, а в другому - анодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння процесів, що протікають на аноді та на катоді.

2. Обчисліть при якій концентрації іонів Cu^{2+} (моль/л) значення потенціала мідного електрода стає рівним значенню стандартному потенціалу водневого електрода.

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари алюміній-мідь. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках?

2. Назвіть які електрохімічні методи захисту металів від корозії Ви знаєте. У чому сутність протекторного захиста?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі :

а) розплаву MgJ_2 ; б) розчину MgJ_2 .

2. На електроліз розчину $CaCl_2$ витрачено 10722,2 Кл електрики. Обчисліть масу речовин, що виділяються на вугільних електродах та що утворюються біля катода.

Варіант 19

Гальванічний елемент

1. Скласти схему, написати електронні рівняння електродних процесів та обчислити ЕРС гальванічного елемента, складеного з платівок кадмію та магнію, занурених у розчин своїх солей з концентрацією $[Mg^{2+}] = 0,001 \text{ моль / л}$, $[Cd^{2+}] = 1 \text{ моль / л}$. Чи зміниться значення ЕРС, якщо концентрацію кожного із іонів понизити в однакову кількість разів?

2. Що таке ЕРС гальванічного елемента ? З яких металів необхідно скласти елемент, щоб його ЕРС була максимальною.

Корозія металів

1. Як протікає атмосферна корозія заліза, вкритого шаром: а) нікелю; б) свинцю, якщо покриття порушено? Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

2. Який вид корозії спостерігається при термічній обробці сталі?

Електроліз

1. Скласти електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водного розчину $SnBr_2$: а) з вуглецевим анодом; б) з олов'яним анодом .

2. При електролізі розчину $SnBr_2$ маса (Sn) аноду змінилася на 30г. Скільки кулонів електрики витрачено на цей процес?

Варіант 20

Гальванічний елемент

1. Скласти схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, що протікає за рівнянням $Cd + NiCl_2 = CdCl_2 + Ni$. Написати електронні рівняння анодного та катодного процесів. Обчислити ЕРС цього елемента, якщо $[Cu^{2+}] = [Ni^{2+}] = 0,1 \text{ моль / л.}$. Вказати полюси та напрям струму.

2. Що таке рівноважний електродний потенціал? Де він має місце?

Корозія металів

1. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари кадмій-мідь. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках.

2. Які методи захисту від корозії Ви знаєте? Які покриття використовують для захисту від корозії?

Електроліз

1. Скласти електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі: а) розплаву $MgBr_2$; б) розчину $MgBr_2$

2. Чому дорівнює сила струму, якщо при електролізі розчину $MgBr_2$ за 30 хвилин на катоді виділилося 8,4 л водню за н.у. Обчисліть масу речовини, що виділяється на аноді.

Варіант 21

Гальванічний елемент

1. Який гальванічний елемент називають концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із срібних електродів, занурених: перший- у 0,01 М, другий- у 0,1 М розчини $AgNO_3$

2. Чи можливе вимірювання величини потенціалу окремого електрода? Поясніть, як це зробити.

Корозія металів

1. Як протікає корозія кадмійового заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо вироб знаходиться: а) у вологому повітрі; б) у розчині кислоти.

Назвіть продукти корозії.

2. Що таке хімічна корозія? Які фактори впливають на швидкість хімічної корозії?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі:

а) водного розчину CaJ_2 ; б) розплаву CaJ_2 .

2. Електроліз розчину сульфату двохвалентного металу проводили при силі струму 6А 45 хвилин, у результаті чого на катоді виділилось 5,49 металу. Визначте еквівалентну масу та назву металу.

Варіант 22

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС срібно-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Ag^+] = 1 \text{ моль} / \text{л}$, $[Zn^{2+}] = 0,01 \text{ моль} / \text{л}$.

2. Що таке концентраційний гальванічний елемент?

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполіризацією при корозії пари залізо-нікель. Які продукти корозії утворюються в першому та другому випадках?

2. Чим відрізняється хімічна корозія від електрохімічної?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі водних розчинів: а) $Cr(NO_3)_3$ з вугільним анодом; б) $AgCH_3COO$ із срібним анодом.

2. На скільки зменшиться маса срібного анода, якщо електроліз розчину $AgNO_3$ проводити при силі струму 2А за час 38 хвилин 20 сек..

Варіант 23

Гальванічний елемент.

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із свинцевої та магнієвої платівок, занурених у розчини своїх солей з концентрацією $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$. Чи зміниться ЕРС, якщо концентрацію кожного з іонів зменшити в однакову кількість разів?

2. Що називають стандартним електродним потенціалом? Від яких факторів він залежить?

Корозія металів.

1. У розчин електроліту, що містить в собі розчинений кисень, занурили а) цинк, б) цинкову пластину, частково покриту міддю. В якому випадку корозія цинку проходить інтенсивніше? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

2. Металеві платівки занурені окремо одна від одної в нафту, в рідкий азот, в розчин H_2S . В яких випадках буде спостерігатися хімічна корозія? Який вид корозії спостерігається при термічній обробці сталі?

Електроліз.

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $Va(NO_3)_2$ з платиновим анодом; б) $CuCl_2$ з мідним анодом.

2. Електроліз розчину сульфату цинку проводили протягом 5 годин, у результаті чого виділилося 6 л. кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів та обчисліть силу струму.

Варіант 24

Гальванічний елемент.

1. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, яка протікає за рівнянням:
 $Ni + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + Pb$ Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо: $[Ni^{2+}] = 0,01$ моль/л ; $[Pb^{2+}] = 0,1$ моль/л.

2. Що таке ХДС? Яка обов'язкова умова роботи будь-якого ХДС?

Корозія металів.

1. Які покриття є катодними по відношенню до заліза: з кадмію, з олова, з хрому, з міді чи цинку? Складіть електронні рівняння корозійних процесів при порушенні цілості нікельового покриття на залізі, якщо вироб знаходиться в морській воді.

2. Що називається стаціонарним потенціалом? Де він має місце?

Електроліз.

1. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на вугільних електродах при електролізі: а) розплав $MgCl_2$; б) водного розчину $MgCl_2$

2. Електроліз розчину нітрата срібла проводили з силою струму 8А протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилось на катоді?

Варіант 25

Гальванічний елемент

1. Що являє собою стандартний водневий електрод?

2. Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента з олов'яного електрода, що знаходиться в 0,001М розчину $SnCl_2$ і стандартного водневого електрода. Напишіть електронні

рівняння реакцій, які протікають на аноді та катоді. Визначте ЕРС гальванічного елемента.

Корозія металів

1. У чому суть протекторного захисту? Наведіть приклад протекторного захисту нікеля в електроліті, що містить в собі розчинений кисень. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Назвіть продукт корозії.

2. З яким типом деполяризації протікає корозія в розчині $NaCl$?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі: а) розплаву CuJ_2 ; б) водного розчину CuJ_2 .

2. Визначте еквівалентну масу та назву двохвалентного металу, якщо для одержання 1г металу електролізом розчину його солі витрачено 1717 Кл електрики.

Варіант 26

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС залізо-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Fe^{2+}] = 0,1 \text{ моль / л}$, $[Zn^{2+}] = 0,0001 \text{ моль / л}$.

2. Які хімічні процеси лежать в основі роботи свинцевих акумуляторів?

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо склепано два метали: цинк і олово, а вироб знаходиться: а) у вологому ґрунті; б) у сильноокислому розчині.

Який метал буде руйнуватися? Які продукти корозії утворилися в першому та другому випадках?

2. Поясніть роль оксидних плівок на метал.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів : $MgSO_4$: а) з магнієвим анодом; б) з вугільним анодом.

2. Електроліз розчину $CuSO_4$ проводили з мідним анодом протягом 4 годин при силі струму 50 А, при цьому виділилось 224 г міді. Обчисліть вихід за струмом (відношення маси речовини, що виділилась до теоретично можливої).

Варіант 27

Гальванічний елемент

1. Скласти схему, написати електронні рівняння, обчислити ЕРС срібно-цинкового гальванічного елемента $[Cd^{2+}] = 0,1 \text{ моль / л}, [Cu^{2+}] = 0,01 \text{ моль / л}$.

2. Накреслити графік залежності поляризації електродів та різниці потенціалів у ХДС від величини сили струму. Пояснити хід залежності. Вказати на графіку, чому дорівнює ЕРС та поляризація при вибраному значенні (величині) сили струму.

Корозія металів

1. Мідь не витісняє водень із розбавлених кислот. Чому? Однак, якщо доторкнутися до мідної платівки, зануреної у кислоту, залізною, то на міді починається бурхливе виділення водню. Дайте цьому пояснення, склавши електронні рівняння анодного та катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що протікає.

2. Назвіть декілька металів ,які можуть служити для анодного покриття заліза. Оцініть надій-ність захисту від корозії анодних покриттів.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $AgNO_3$ із срібним анодом; б) $Ni(NO_3)_2$ нерозчинним анодом

2. При електролізі розчину солі трьохвалентного металу при силі струму 1,5А протягом 30 хвилин на катоді виділилось 2,142г металу. Обчисліть атомну масу металу.

Варіант 28

Гальванічний елемент

1. Потенціал срібного електрода в розчині $AgNO_3$ складає 95% від значення його стандартного потенціалу . Чому дорівнює концентрація іонів Ag^+ (моль/л) в розчині?

2. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких свинець був би катодом, а в другому анодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння реакцій, що протікають на аноді та катоді.

Корозія металів

1. Який метал краще вибрати для протекторного захисту від корозії залізного трубопровода: цинк, магній, хром, мідь? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів атмосферної корозії . Який склад продуктів корозії ?

2. Назвіть умови протікання хімічної та електрохімічної корозії.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів : а) $ZnSO_4$ з цинковим анодом ; б) $CuSO_4$ з вугільним анодом.

2. Електроліз розчину Na_2SO_4 проводили при силі струму 5А за час 3 години. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах, обчисліть об'єм речовин, які виділяються на електродах.

Варіант 29

Гальванічний елемент

1. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких олово було б катодом, а в другому - анодом. Напишіть для кожного з них електронні рівняння процесів, що протікають на аноді та на катоді.

2. При якій концентрації іонів Cu^{2+} (моль/л) значення потенціалу мідного електрода стає рівним стандартному потенціалу водневого електрода?

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари алюміній-мідь. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках?

2. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким до корозії ніж технічне?

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі: а) розплаву CaI_2 ; б) CaI_2 розчину.

2. На електроліз розчину $CaCl_2$ пішло 10722,2 Кл електрики. Обчисліть масу речовин, що виділяються на вугільних електродах та що утворюються біля катода.

Варіант 30

Гальванічний елемент

1. Скласти схему, написати електронні рівняння електродних процесів та обчислити ЕРС гальванічного елемента, складеного з платівок кадмію та магнію, занурених у розчини своїх солей з концентрацією $[Mg^{2+}] = 0,001 \text{ моль/л}$, $[Cd^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$. Чи зміниться значення ЕРС, якщо концентрацію кожного із іонів збільшити в однакову кількість разів?

2. Що таке ЕРС гальванічного елемента? З яких металів необхідно скласти елемент, щоб його ЕРС була максимальною.

Корозія металів

1. Як протікає атмосферна корозія заліза, вкритого шаром: а) нікелю; б) свинцю, якщо покриття порушено? Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів. Який склад продуктів корозії? В якому випадку залізо кородує інтенсивніше?

Електроліз

1. Скласти електронні рівняння процесів, що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $NaMnO_4$ з вуглецевим анодом; б) $MgBr_2$ з магнієвим анодом.

2. При електролізі розчину $SnBr_2$ маса (Sn) аноду змінилася на 30г. Скільки кулонів електрики витратилося на цей процес?

Варіант 31

Гальванічний елемент.

1. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, яка протікає за рівнянням:
 $Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb$ Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, обчисліть ЕРС цього елемента якщо $[Zn^{2+}] = 0,01$ моль/л ; $[Pb^{2+}] = 0,1$ моль/л

2. Що таке ХДС? Яка обов'язкова умова роботи любого ХДС?

Корозія металів

1. Які покриття є катодними по відношенню до заліза: з кадмію, з олова, з хрому, з міді з цинку? Складіть електронні рівняння корозійних процесів при порушенні цілості нікельового покриття на залізі, якщо вироб знаходиться в морській воді.

2. Що називається стаціонарним потенціалом? Де він має місце?

Електроліз.

1. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на вуглецевих електродах при електролізі: а) розплав KCl ; б) водного розчину KCl

2. Електроліз розчину нітрата срібла проводили з силою струму 2А протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилось на катоді ?

Варіант 32

Гальванічний елемент.

1. Складіть схему, напишіть електродні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із свинцевої та магнієвої платівок, занурених у розчин своїх солей з концентрацією $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$. Чи зміниться ЕРС, якщо концентрації кожного з іонів зменшити в однакову кількість разів?

2. Що називають стандартним електродним потенціалом? Від яких факторів він залежить?

Корозія металів

1. У розчин електроліту, що містить в собі розчинений кисень, занурили а) цинкову, б) цинкову платівку, частково вкриту міддю. В якому випадку корозія цинку проходить інтенсивніше. Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів що протікають на електродах при електролізі водних розчинів: а) $Ba(NO_3)_2$ з платиновим анодом; б) $CuCl_2$ з мідним анодом.

2. Електроліз розчину сульфата цинку проводили протягом 5 години, у результаті чого виділилося 6 л кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів та обчисліть силу струму.

Варіант 33

Гальванічний елемент

1. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС срібно-цинкового гальванічного елемента, в якому $[Ag^+] = 1 \text{ моль/л}$, $[Zn^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$.

2. Що таке концентраційний гальванічний елемент?

Корозія металів

1. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполаризацією при корозії

пари магній- нікель. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках?

2. Накресліть графік залежності швидкості корозії цинку та алюмінію від pH середовища.

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі водних розчинів а) $BaCl_2$ з вуглецевим анодом ; б) $AgNO_3$ із срібним анодом .

2. На скільки зменшиться маса срібного анода, якщо електроліз розчину $AgNO_3$ проводить при силі струму 2А протягом 38 хвилин 20 сек.

Варіант 34

Гальванічний елемент

1. Скласти схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, що протікає за рівнянням: $Ni + Pb(NO_3)_2 = Ni(NO_3)_2 + Pb$. Написати електронні рівняння анодного та катодного процесів. Обчислити ЕРС цього елемента, якщо $[Pb(NO_3)_2] = [Ni(NO_3)_2] = 0,1 \text{ моль / л}$.

Вказати полюси та напрям струму.

2. Що таке рівноважний електродний потенціал?

Корозія металів

1. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів з кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари кадмій-мідь. Які продукти корозії утворюються у першому і другому випадках.

2. Що таке інгібітори корозії та який механізм їх впливу?

Електроліз

1. Скласти електронні рівняння процесів, що протікають на вуглецевих електродах при електролізі: а) розплаву $MgCl_2$; б) розчину $MgCl_2$.

2. Чому дорівнює сила струму, якщо при електролізі розчину $MgCl_2$ за час 30 хвилин на катоді виділилося 8,4 л водню за н.у. обчисліть масу речовини, що виділяється на аноді.

Варіант 35

Гальванічний елемент

1. Який гальванічний елемент називають концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із срібних електродів, занурених: перший у 0,01 М, другий у 0,1 М розчин $AgNO_3$

2. Чи можливе вимірювання величини потенціалу окремого електрода? Поясніть, як це зробити.

Корозія металів

1. Як протікає корозія кадмійового заліза при порушенні покриття. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, якщо вироб знаходиться: а) у вологому повітрі ; б) у розчині кислоти. Назвіть продукти корозії.

2. Як і чому змінюється швидкість корозії з виділенням водню при зменшенні pH .

Електроліз

1. Складіть електронні рівняння процесів, що протікають на вугільних електродах при електролізі: а) водного розчину CaS ; б) розплаву CaS .

2. Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6А 45 хвилин, у результаті чого на катоді виділилось 5,49 метала. Обчисліть еквівалентну масу металу.

ТЕМА: «КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ»

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

КОРОЗІЯ ТА ОСНОВНІ ВИДИ КОРОЗІЇ ЗА МЕХАНІЗМОМ ЇХ ПРОТІКАННЯ

Сучасними основними конструкційними матеріалами є метали та сплави. Як відомо, для отримання більшості з металів необхідно витратити енергію, тому що для них найбільш енергетично вигідним у природі є зв'язаний стан. Отже, метали, що перебувають у вільному стані, прагнуть перейти в зв'язаний стан, віддаючи надлишок накопиченої енергії: цей процес здійснюється під впливом окисника зовнішнього середовища, відноситься до окислювально-відновних процесів та відбувається на границі поділу фаз метал – зовнішнє середовище. З точки зору споживача металу це спонтанний процес без витрати енергії.

Таке спонтанне окислення металів під впливом окисника зовнішнього середовища називається корозією.

Корозія супроводжується утворенням різних сполук металів – оксидів, гідроксидів, солей.

У залежності від механізму процесу руйнування металів корозію поділяють на *хімічну* та *електрохімічну*.

Хімічна корозія відбувається в середовищах, які не проводять електричний струм зарядженими частинками – іонами електrolітів. Це корозія в сухих газах та рідинах у відсутності вологи.

Електрохімічна корозія відбувається в середовищах, що можуть проводити електричний струм іонами, тобто в розчинах електrolітів. Тому обов'язковою умовою такого механізму є присутність води у явному або неявному (тонка плівка вологи на поверхні металу, навіть невидима для ока спостерігача) вигляді. Механізм електрохімічної корозії зводиться до роботи макро-

або мікрогальванічних короткозамкнених елементів і визначається різницею потенціалів активних та пасивних ділянок на поверхні металу. Такі різні ділянки з'являються внаслідок будь яких неоднорідностей : домішки, порушення в будові кристалічних ґрат, різниця температури, аерації, механічної напруги, різниця потенціалів тощо. У першому наближенні для визначення катодної та анодної ділянки можна користуватись величинами стандартних рівноважних окислювально–відновних потенціалів.

Але зовнішні умови майже ніколи не відповідають тим стандартним умовам, при яких визначаються стандартні потенціали. В реальних умовах на реальних поверхнях металів потенціали називають *стаціонарними*. Великий вплив на них мають склад електроліту, рН середовища, температура. Так, наприклад, у розчині хлориду натрію стаціонарний потенціал цинку менший від алюмінію. Тому в даній гальванопарі цинк є анодом.

У залежності від розмірів ділянок на кородуючій поверхні розрізняють *мікро-* та *макрогальванокорозію*.

Наприклад, у технічному залізі у виникаючих тут мікроелементах анодом є основний метал – залізо.

Катодом є електропровідні включення у метал, наприклад, зерна графіту або карбіду заліза.

При контакті заліза з міддю анодною ділянкою є залізо, а катодною – мідь, бо згідно з таблицею стандартних потенціалів

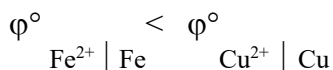


Схема виникаючого тут гальванічного елемента (гальванопари):

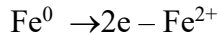


Природа окисника в зовнішньому середовищі залежить від умов. У нейтральному середовищі (це, в деякому наближенні, вологий ґрунт, морська та річкова вода, волога атмосфера) та в

лужному середовищі найбільш значущим окисником є кисень, розчинений у воді. В кислому середовищі ними є іони водню.

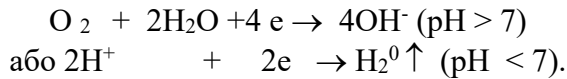
I, таким чином, кінетика, тобто механізм корозії, зводиться до спонтанної роботи утвореного гальванічного елемента, яка відбувається за такою схемою:

Анодний процес:



Електрони переходять на сусідню катодну ділянку, а іони заліза – у розчин.

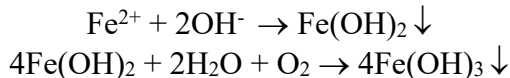
Катодний процес, що відбувається на міді:



Кисень та іони водню є деполяризаторами.

Таким чином, власно анодна ділянка зазнає поступового руйнування.

Вторинні процеси під час корозії зводяться до взаємодії іонів металу із зовнішнім середовищем. У разі корозії з водневою деполяризацією утворюється сіль, з кисневою деполяризацією – гідроксид. Наприклад, у випадку корозії залізу в нейтральному або лужному середовищі відбуваються такі вторинні процеси:



Гідроксид заліза (III) зазнає часткової дегідратації за рівнянням:



FeO(OH) за своїм складом відповідає іржі, яка найчастіше зустрічається. В загальному випадку це основна складова частина бурої іржі.

Корозії з водневою деполяризацією в нейтральному середовищі повинні були б підлягати метали від початку ряду стандартних потенціалів до заліза включно. Це визначається значенням потенціалу відновлення іонів водню при pH=7, якщо підставити дані в рівняння (3), маємо:

$$\varphi_{2\text{H}^+|\text{H}_2} = \varphi^\circ_{2\text{H}^+|\text{H}_2} + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{F} \cdot \lg 10^{-7} = -0,41 \text{ В}$$

(t = 25°C)

В цьому випадку кородувати повинні метали, стандартні потенціали яких менші від цього значення. Але реально поверхня багатьох металів вкрита захисними плівками, що не руйнуються під дією води (оксиди, гідроксиди). Тому в нейтральному середовищі з водневою деполяризацією кородує значно менше металів, а саме, від початку ряду до магнію включно.

Потенціал відновлення кисню в нейтральному середовищі визначається таким чином:

$$\varphi_{\text{O}_2, 2\text{H}_2\text{O}|4\text{OH}^-} = \varphi^\circ_{\text{O}_2, 2\text{H}_2\text{O}|4\text{OH}^-} + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{F} \cdot \lg 10^{-7} = -0,41 \text{ В (t = 25°C)}$$

Тому корозія в такому середовищі з кисневою деполяризацією можлива майже для всіх металів, окрім тих, що стоять після срібла.

При корозійних випробуваннях, дослідженнях, перевірках обладнання під час виробництва, експлуатації та зберігання використовують відповідний Держстандарт. Він встановлює основні параметри корозії та корозійної стійкості металів і сплавів при суцільній, пітинговій, розшарувальній корозії, корозії плямами та ін.

На швидкість корозії впливають загальні фактори для гетерогенних реакцій, а також ті, від яких залежить швидкість окислювально-відновного процесу під час дії корозійного гальванічного елемента (кислотність середовища, температура, склад електроліту – присутність прискорювачів або активаторів корозії, таких як фториди, сульфати, нітрати, броміди, йодиди та ін., або навпаки, присутність уповільнювачів корозії, тобто її інгібіторів – карбонатів, фосфатів).

Зменшення $pH(<7)$, як правило, різко прискорює корозію. Збільшення $pH(>7)$ прискорює корозію тих металів, гідроксиди яких мають амфотерні властивості (Zn, Al, Pb), та уповільнюють корозію таких металів, як Fe, Mg.

Золото та платина корозійностійкі як в кислому і нейтральному, так і в лужному середовищі.

МЕТОДИ ЗАХИСТУ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

Методи захисту металів від корозії можна розділити на такі основні групи:

1. Захисні покриття.
2. Електрохімічний захист.
3. Обробка агресивного (зовнішнього) середовища.

ЗАХИСНІ ПОКРИТТЯ

Захисні покриття поділяються на:

- неметалеві (фарби, лаки, емалі);

- хімічні (утворення на поверхні металу плівки його сполуки, що стійка до корозії в даному середовищі - оксиди, фосфати, хромати);

- металеві (Zn, Cd, Al, Cr, Sn, Ni, Ag, Au, Pt).

Металеві покриття. В залежності від положення металу - покриття в ряду стандартних потенціалів по відношенню до основного металу розрізняють анодні та катодні покриття.

У разі *анодного покриття* його стандартний потенціал менший, ніж того металу, який захищають. При *порушенні покриття* виникає гальванопара, де воно стає анодом (по відношенню до заліза це Zn, Al, Cd).

Кадмій є анодним покриттям тому, що в реальних умовах його стаціонарний потенціал менший, ніж заліза.

В разі *катодного покриття* його стандартний потенціал більший, ніж металу, який захищають (для захисту заліза це Sn, Pb, Ni, Cu, Ag, Pt). Під час *порушення покриття* воно відіграє роль катода.

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ ЗАХИСТ

Електрохімічний захист полягає в штучному створенні потоку електронів в напрямку, протилежному корозійному току без такого захисту. До нього відносяться: *протекторний захист* та *захист зовнішнім потенціалом*.

Протекторний захист. Технологічно він складається в надійному приєднанні до конструкції іншого металу або сплаву (протектору), який має менший потенціал і є анодом в утвореній гальванопарі. В ролі протектора використовують цинк та його сплави (для захисту заліза). Захист застосовується в морській воді та нейтральних розчинах солей. В морській воді відношення величини поверхні протектора до величини поверхні, яку захищають, становить від 1/200 до 1/500. Відстань між протекторами дорівнює 2-3 м.

РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Задача 1. Яке залізо, луджене або оцинковане, іржавіє у вологому повітрі швидше, якщо порушується покриття? Пояснити чому. Написати схему виникаючої гальванопари, рівняння корозійного процесу, склад продуктів корозії.

Розв'язок. Пояснити процеси, що відбуваються, можна використовуючи стандартні окисновідновні потенціали :

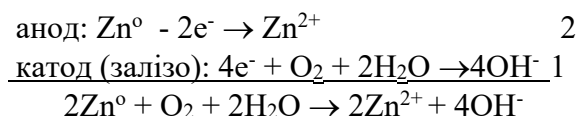
$$\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}} = -0,76 \text{ В} < \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}} = -0,44 \text{ В} <$$

$$< \varphi^{\circ}_{\text{Sn}^{2+} | \text{Sn}} = -0,14 \text{ В}$$

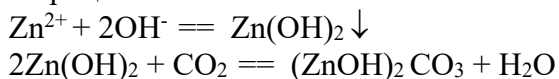
Отже, при порушенні покриття в разі оцинкованого заліза та контакті цих металів із зовнішнім середовищем утворюється макрогальванопара. В ній цинк відіграє роль анода, а залізо – катода. У вологому середовищі окисником є кисень.

Схема макрогальванопари: $\text{Zn} | \text{O}_2, \text{H}_2\text{O} | \text{Fe}$.

Корозійні процеси:



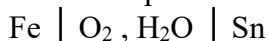
Вторинні процеси :



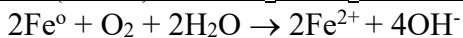
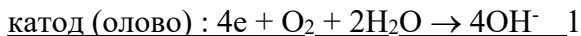
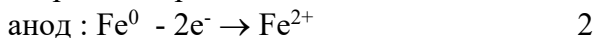
Продукти корозії : $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $(\text{ZnOH})_2 \text{CO}_3$.

Якщо порушується покриття у випадку з лудженим залізом і виникає контакт обох металів із зовнішнім середовищем, то утворюється макрогальванопара, в якій залізо є анодом, а олово – катодом. Окисник той самий, що й у першому випадку.

Схема макрогальванопари:



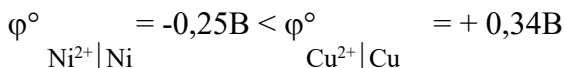
Корозійні процеси :



Продукти корозії: іржа, тобто суміш речовин- $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{FeO}(\text{OH})$, де остання речовина – є основною складовою частиною бурої іржі.

Задача 2. Який метал кородує при контакті міді з нікелем? Складіть схему корозійної гальванопари, напишіть рівняння корозійного процесу в кислому середовищі та склад продуктів корозії.

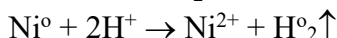
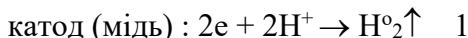
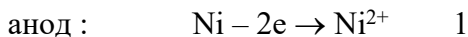
Розв'язок. Стандартні окисно-відновні потенціали :



Отже, в цій гальванопарі нікель є анодом. Окисником у кислому середовищі є іони водню.

Схема гальванопари : $\text{Ni} \mid \text{H}^+, \text{H}_2\text{O} \mid \text{Cu}$

Корозійні процеси :



Таким чином, можна вважати, що продуктами корозії є : сіль нікелю та водень.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Основні види корозійних руйнувань.
2. Сутність хімічного та електрохімічного механізмів корозії.
3. Випадки виникнення мікро- та макрогальванопар під час електрохімічної корозії.
4. Корозія з водневою та кисневою деполяризацією.

5. Корозія під дією зовнішнього джерела струму, механічної напруги.
6. Основні методи захисту від корозії.
7. Економічне значення захисту металів від корозії.

ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. Залізо захищено покриттям з кадмію. Яке це покриття – анодне чи катодне. Чому? Складіть схему гальванопари при порушенні покриття у вологому повітрі та в кислому середовищі. Складіть рівняння корозійного процесу та утворення продуктів корозії в обох випадках.

2. Чому залізо мало кородує в розчинах, де рН більше 10

3. Який газ виділяється на катодному металі мікрогальванічного елемента в кислому середовищі та які іони утворюються на ньому в нейтральному та лужному середовищі?

ТЕМА: «ЕЛЕКТРОЛІЗ»

ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

ЗАГАЛЬНІ ПОНЯТТЯ

Електролізом називаються хімічні процеси, які відбуваються на поверхні електродів при проходженні через розчин або розплав електричного струму. Ці процеси супроводжуються перетворенням електричної енергії в хімічну.

Для проведення електролізу електроди занурюють в електроліт і з'єднують із зовнішнім джерелом струму. Прилад, в якому проводять електроліз, називають електролізером. Для здійснення електролізу необхідно мати джерело струму з достатньою різницею потенціалів.

Сутність електролізу міститься в тому, що на аноді відбувається процес окислення, а на катоді - процес відновлення. На характер та течію електродних процесів при електролізі значно впливає склад електроліту, розчинник, матеріал електродів, режим електролізу (напруга, густина струму, температура, рН та інше). Необхідно розпізнавати електроліз розплавлених електролітів та їх розчинів. В останньому випадку в процесах будуть брати участь, окрім іонів електроліту, також молекули води.

При електролізі водних розчинів на катоді можуть відновлюватись гідратовані катіони розчинених речовин, а також молекули води. Аналогічно, на аноді можуть окислюватись гідратовані аніони електроліту, молекули води, а також може підлягати електрохімічному окисленню матеріал анода. Які саме електрохімічні процеси відбуватимуться біля електродів, насамперед залежить від відносних значень електродних потенціалів відповідних окислювально-відновних систем.

З кількох можливих процесів буде протікати той, здійснення якого зв'язане з мінімальною затратою енергії. На

катоді протікає той відновлювальний процес, електродний потенціал якого найбільший, а на аноді той окислювальний процес, електродний потенціал якого найменший з усіх можливих у даному випадку.

РЕАКЦІЇ НА КАТОДІ

Характер катодного процесу при електролізі водних розчинів визначається, насамперед, положенням відповідного металу в ряду напруг, а також рН розчину, концентрацією іонів металу, густиною струму (відношенням сили струму до робочої поверхні електрода), температурою та ін. Розглянемо лише випадок катодного відновлення, який приводить до виділення металу у вільному стані (1) і водню (2) :



Електродний потенціал процесу (15) відновлення молекул води може бути обчислений за рівнянням Нернста (4):

$$\varphi_{2\text{H}^+|\text{H}_2} = 0 + \frac{0,059}{1} \lg C_{\text{H}^+} = -0,059 \text{ рН.}$$

$$\begin{aligned} \text{У нейтральному розчині (при рН=7)} \quad \varphi_{2\text{H}^+|\text{H}_2} &= -0,0059 * 7 = \\ &= -0,41 \text{ В.} \end{aligned}$$

Однак, у такому випадку істотне значення має кінетика процесу. У процесі відновлення (15) поверхня електрода вкривається газоподібною діелектричною плівкою водню і відновлення молекул води затруднюється. Для того, щоб електрони проникли крізь цю плівку, потребується додатковий потенціал, тобто виникає електродна поляризація. Виділення водню на поверхні катода проходить з високою перенапругою.

Перенапруга (електрохімічна поляризація)- це величина, яка показує на скільки відрізняється величина реального потенціалу виділення водню від теоретично обчисленої величини рівноважного потенціалу. Перенапруга по водню ($\Delta\phi$) - сприяє "переміщенню" значення потенціалу водню ϕ в ряду напруг



металів до початку ряду. Конкретна величина водневої перенапруги залежить від матеріалу електрода, густини струму, температури, концентрації іонів водню в електроліті (тобто від рН розчину), а також від інших факторів.

У залежності від реальних умов можливі три випадки проходження відновлювального процесу на катоді.

I. Катіони металів, стандартний електродний потенціал яких істотно менший, ніж потенціал виділення водню (від Li^+ до Al^{3+} включно) не відновлюються на катоді, а замість них відновлюються молекули води.

II. Катіони металів, які мають стандартний електродний потенціал більший, ніж у водню (від Cu^{2+} до Au^{3+}), практично повністю відновлюються на катоді.

III. Катіони металів, стандартний електродний потенціал яких відносно мало відрізняється від потенціалу водневого електрода (від Mn^{2+} до водню), завдяки явищу перенапруги виділення водню відновлюються при електролізі на катоді одночасно з молекулами води.

Коли водний розчин містить катіони різних металів, тоді при електролізі відновлення їх протікає в порядку зменшення алгебраїчної величини стандартного електродного потенціалу відповідного металу. Так, із суміші катіонів Zn^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , при їх однаковій концентрації з початку будуть відновлюватися катіони срібла ($\phi^\circ = + 0,80 \text{ V}$), потім катіони міді $\text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$

($\phi^\circ = + 0,34 \text{ V}$), а останніми - катіони цинку $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^0$

($\phi^\circ = -0,76 \text{ V}$). $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}^0$

РЕАКЦІЇ НА АНОДІ

При розгляданні анодних процесів слід пам'ятати, що в першу чергу йдуть процеси, які характеризуються найбільш негативним потенціалом, тобто в першу чергу окислюються сильні відновники. На аноді при електролізі водних розчинів можуть протікати декілька процесів:

окислення (розчинення) металу $Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$; (15)

окислення молекул води $H_2O - e^- \rightarrow O^0 + 2H^+$; (16)

окислення аніонів, які містяться в електроліті. (17)

Характер анодного процесу при електролізі водних розчинів залежить від складу аніонів та матеріалу з якого вироблений анод.

Розрізняють *розчинні* та *нерозчинні аноди*. Розчинний анод виготовляють з металів, стійких у воді, але здатних окислюватись в умовах електролізу. В такому випадку електрони в зовнішній ланцюг посилає сам анод (див.рівняння 15).

Як матеріал нерозчинного анода застосовують вугілля графіт, платину, золото, свинець у розчині сірчаної кислоти, нікель та золото в лужному розчині, титан та ін. Такі аноди при електролізі не окислюються внаслідок позитивного значення їх електродного потенціалу або утворення на поверхні захисних плівок. Замість цього йде процес відповідно до рівнянь (16) або (17).

Як відомо, аніони електроліту в своєму складі можуть не містити кисень (наприклад S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- та ін.), а також можуть бути кисневмісними (наприклад NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , OH^- , CO_3^{2-} та ін.).

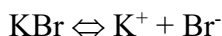
У випадку нерозчинного анода на ньому окислюються аніони електроліта ті, які не містять у своєму складі кисень (окрім F^-), у такій послідовності: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} . При їх відсутності окислюється вода або гідроксид - іон, якщо він є.

Коли ж аніони електроліту містять кисень, тоді на аноді окислюються молекули води (4), а кисневмісні аніони залишаються в розчині.

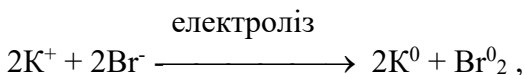
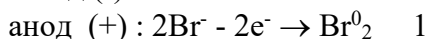
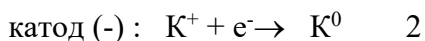
РОЗВ'ЯЗОК ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Задача 1. Складіть схему електролізу розплаву броміду калія.

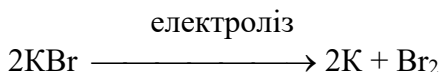
Розв'язок. У розплаві бромід калія дисоціює на іони:



Під час пропускання електричного струму крізь розплав до негативного електрода (катода) будуть переходити катіони калію і приймати електрони (відновлюватися). До позитивного електрода (анода) будуть надходити бромід-аніони і віддавати електрони (окислюватися). Отже, схема процесу набуває такого вигляду:



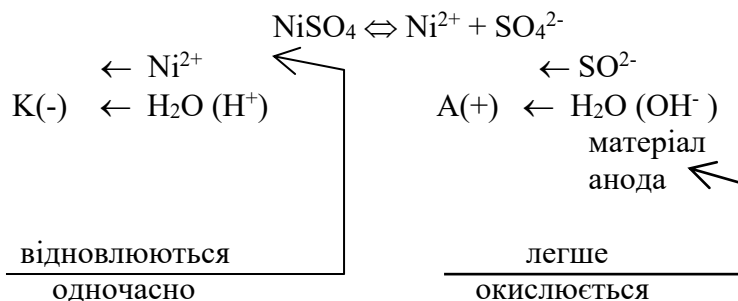
або в молекулярній формі:



Задача 2. Які реакції будуть проходити на електродах під час електролізу водного розчину сульфату нікелю (II) з нікельовим анодом?

Розв'язок. Сульфат нікелю (II) у розчині дисоціює на катіони нікелю та сульфат-аніони. Під час електролізу поблизу катода накопичуються сульфат-аніони та молекули води, але окисленню легше підлягає матеріал розчинного нікельового анода.

СХЕМА ЕЛЕКТРОЛІЗУ:



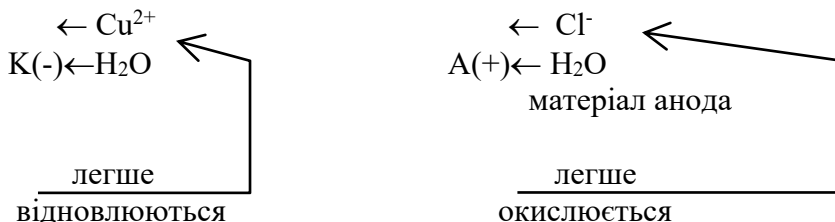
на катоді (-): $\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}^0$ - процес відновлення
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$

на аноді (+): $\text{Ni}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$ - процес окислення.

Задача 3. Які процеси будуть проходити на інертних електродах при електролізі водного розчину хлориду міді (II)?

Розв'язок. У розчині хлорид міді (II) дисоціює на катіони міді та хлорид-аніони. Значення стандартного електродного потенціалу мідного електрода позитивне (+0,34 В), внаслідок цього на катоді будуть відновлюватися іони міді. На нерозчинному аноді аніони Cl^- , як і інші аніони безкисневих кислот, будуть окислюватися, утворюючи атоми хлора, які потім з'єднуються в молекули.

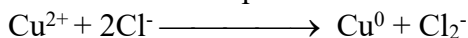
СХЕМА ЕЛЕКТРОЛІЗУ:



на катоді (-) : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ 1- процес відновлення

на аноді (+) : $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$ 1- процес окислення

електроліз



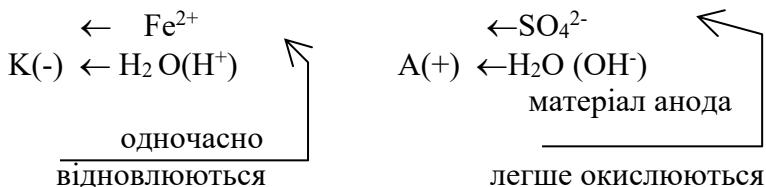
електроліз

або в молекулярній формі: $\text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{Cl}_2$

Задача 4. Через розчин сульфату заліза (II) пропускали струм силою 5 А протягом 2 годин. Визначити кількість заліза, яка виділилась на катоді, якщо вихід по струму дорівнював 70%. Напишіть рівняння реакцій, які протікають на вугільних електродах.

Розв'язок.

СХЕМА ЕЛЕКТРОЛІЗУ:



на катоді (-): $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$ - процес
 $2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ відновлення

на аноді (+): $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ - процес
 окислення

Задачу слід розв'язувати на підставі закону Фарадея.

Використовуючи формули (20) і (22), обчислюємо масу заліза, яка реально виділилася на катоді :

$$m_{\text{пр}} = \frac{BC * m_{\text{теор}}}{100} = \frac{BC * A * I * t}{n * F * 100} \quad (23)$$

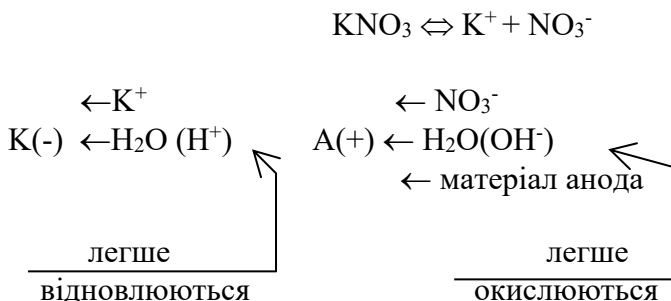
З умови задачі відомо, що $BC = 70\%$, $I = 5\text{A}$, $t = 2$ год.
 Число Фарадея дорівнює - 26,8 А/год. Кількість електронів, які беруть участь в елементарному акті відновлення заліза, дорівнює двом, атомна маса заліза - 55,8 г. Після підстановки всіх величин у рівняння (23) отримаємо:

$$m = \frac{70 * 55,8 * 5 * 2}{2 * 26,8 * 100} = 7,287 \text{ (г)}.$$

Задача 5. Чому дорівнює сила струму при електролізі розчину нітрату калія, коли на катоді виділилось протягом 1 год. 40 хв. 20 сек. 1,4 л водню (н.у.)? Який об'єм газу (н.у.) виділився на інертному аноді?

Розв'язок.

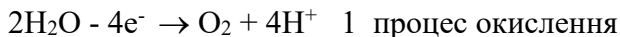
СХЕМА ЕЛЕКТРОЛІЗУ:



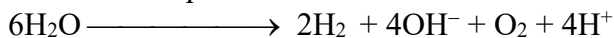
на катоді (-):



на аноді(+):



електроліз



З формули (9) знайдемо силу струму:

$$I = \frac{V * F}{V_e * t}$$

Після підстановки значень $V=1,4$ л, $F=96500$ Кл ($A * C$),
 $V_e(\text{H}_2) = 11,2$ л, $t=1\text{год}.40\text{хв}.20\text{сек} = 6020$ сек. отримаємо:

$$I = \frac{1,4 * 96500}{11,2 * 6020} = 2 \text{ (A)}.$$

Щоб визначити об'єм кисню (н.у.), який виділився в результаті електролізу на аноді, використаємо рівняння (9) :

$$V = \frac{5,6 * 2 * 6020}{96500} = 0,697 \text{ (л)}.$$

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ

1. Закони Фарадея. Хімічний та електрохімічний еквіваленти. Вихід по струму.
2. Електроліз, його сутність. Електроліз розплавів і розчинів.
3. Послідовність відновлення на катоді. Перенапряга виділення водню.
4. Електроліз з розчинними та нерозчинними анодами. Послідовність окислення на аноді. Рафінування металів.
5. Практичне застосування електролізу: добування металів, нанесення металевих покриттів, оксидування(анодування) металів, добування водню, кисню, хлору. Електрохімічні

методи обробки металів (електрохімічне полірування та фрезування). Ремонт зношених автотракторних деталей.

ДОМАШНЄ ЗАВДАННЯ

1. Як здійснюється очищення міді електролізом? Чому залізо, нікель, цинк, свинець та олово, які містяться в міді і переходять у розчин, не виділяються на катоді? Чи можна при будь-якому потенціалі вести анодне розчинення металів ?
2. У двох електролізерах з графітовими електродами здійснюється електроліз :
 - а) розчину їдкою натру ;
 - б) розплаву їдкою натру.Напишіть рівняння електродних реакцій. Розрахуйте масу речовин, які виділились на катоді при проходженні 26,8 А/годин струму в електролізерах для випадку - а) та б).
3. Як здійснюється відновлення зношених автотракторних деталей електролізом ? З яким анодом проводять залізніння ? Складіть електродні рівняння процесів, які здійснюються на катоді та на аноді при електролізі розчину $FeCl_2$:
 - а) залізним анодом ;
 - б) з графітовим анодом.

ЛІТЕРАТУРА

О с н о в н а

1. Гога С.Т. Хімія / С.Т. Гога, Ю.В. Ісаєнко. -Х.: ФОП Співак В.Л., 2013. – 320 с. – (Серія «Схеми і таблиці»).
2. Луцевич Д.Д. Конспект-довідник з хімії. / Д.Д. Луцевич, О.В. Березан – К.: Вища школа, 1997. – 240с.
3. Неорганічна хімія в таблицях. [Електронний ресурс] - Режим доступу: <http://ebooks.zsu.zp.ua/files/2008/03/neo>

Д о д а т к о в а

1. Пожарицький О.П., Філіппова Л.В., Новікова В.Є. Сучасні прогресивні методи та методики викладання хімічних дисциплін в аграрних вузах Вісник науки та освіти (Серія «Філологія», Серія «Педагогіка», Серія «Соціологія», Серія «Культура і мистецтво», Серія «Історія та археологія»): журнал. № 9(15) 2023.

Навчальне видання

ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник

Новікова Вікторія Євгеніївна
Шакула Олександр Олександрович

Відповідальна за випуск завідувачка кафедри хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування д.т.н., професор Євлаш В.В.
В авторській редакції

Формат 60x84/16. Гарнітура Times New Roman
Папір для цифрового друку. Друк ризографічний.
Ум. друк.арк. __
Наклад __пр.

Державний біотехнологічний університет
61002, м. Харків, вул. Алчевських, 44