

Міністерство освіти і науки України
Уманський національний університет садівництва
Кафедра біології

Ляховська Н.О.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
для виконання завдань самостійної роботи
з курсу загальної та неорганічної хімії
для студентів освітнього рівня бакалавр
спеціальності 181 «Харчові технології»
денної форми навчання

Умань – 2022

УДК 543 (079.8)

Методичні вказівки розробили: к.х.н., доцент Жиляк І.Д., викладач Ляховська Н.О.

Затверджено на засіданні кафедри біології УНУС (протокол № 2 від 29.08. 2022 р.)

Рекомендовано до видання науково-методичною комісією інженерно-технологічного факультету УНУС (протокол № від 2022 р.)

Рецензенти:

Копілевич В.А. - д.х.н., проф. національного університету біоресурсів і природокористування;

Барановський В.С. -к.х.н., доц. Тернопільського національного педагогічного університету.

УДК 543 (079.8)

Ляховська Н.О. Методичні вказівки для виконання завдань самостійної роботи з курсу загальної та неорганічної хімії для студентів ОР бакалавр спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми навчання. Умань: Візаві, 2022 – 66 с.

ЗМІСТ

Вступ	6
1. Основні положення неорганічної хімії	7
Основні поняття і закони хімії	7
Контрольні завдання	7
Будова атома. Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок і будова молекул.	12
Контрольні завдання	13
Особливості номенклатури й класифікації неорганічних сполук та генетичний зв'язок між ними.	16
Контрольні завдання	16
2. Основні закони хімічних перетворень.	20
Хімічна кінетика й рівновага.	20
Контрольні завдання	21
Поняття про розчини (газоподібні, тверді, рідкі).	25
Особливості електролітичної дисоціації кислот, основ і солей та реакції в розчинах електролітів.	27
Контрольні завдання	27
Гідроліз солей.	31
Контрольні завдання	31
3. Основні закони хімічних перетворень із зміною ступенів окиснення елементів або їх валентності.	37
Роль окисно-відновних процесів у хімії й біології.	37
Окисно-відновні реакції на електродах. Стандартні електродні потенціали. Гальванічний елемент.	38
Принцип розрахунку напрямку окисно-відновних реакцій.	40
Окисно-відновні реакції: (прогнозування, закономірності, складання рівнянь).	42
Контрольні завдання	42
Координаційні комплексні сполуки, їх роль у живій природі. Просторова інтерпретація координаційних чисел, ізомерія координаційних сполук.	45
Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук, їх дисоціація, константи нестійкості й стійкості.	47
Контрольні завдання	49
4. Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі найважливіших біогенних елементів.	54
Хімія сполук елементів головних підгруп VII, VI, V, IV, III груп (хлор, бром, йод, кисень, сульфур, нітроген, фосфор, карбон, бор, алюміній). Гідроген і його сполуки. Біологічна роль	

елементів.	54
Хімія сполук найважливіших біогенних металів. Метали - макро- і мікроелементи.	57
Контрольні завдання	58
5. Критерії оцінки знань студентів на іспитах та заліках	61
6. Додатки	
Густина водних розчинів основ	62
Густина водних розчинів кислот	62
Таблиця розчинності солей та основ у воді	63
Список рекомендованої літератури	64
	66

ВАРІАНТИ ЗАВДАНЬ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ
З НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

№	I	II	III	№	I	II	III
1	1.1	5.1	9.1	15	3.1	7.1	11.1
2	1.2	5.2	9.2	16	3.2	7.2	11.2
3	1.3	5.3	9.3	17	3.3	7.3	11.3
4	1.4	5.4	9.4	18	3.4	7.4	11.4
5	1.5	5.5	9.5	19	3.5	7.5	11.5
6	1.6	5.6	9.6	20	3.6	7.6	11.6
7	1.7	5.7	9.7	21	3.7	7.7	11.7
8	2.1	6.1	10.1	22	4.1	8.1	12.1
9	2.2	6.2	10.2	23	4.2	8.2	12.2
10	2.3	6.3	10.3	24	4.3	8.3	12.3
11	2.4	6.4	10.4	25	4.4	8.4	12.4
12	2.5	6.5	10.5	26	4.5	8.5	12.5
13	2.6	6.6	10.6	27	4.6	8.6	12.6
14	2.7	6.7	10.7	28	4.7	8.7	12.7

ВСТУП

Методичні вказівки розроблені як допоміжний матеріал до основної навчальної літератури з курсу загальної та неорганічної хімії (лабораторний практикум із неорганічної хімії для студентів, що проходять підготовку за спеціальностями: «Технологія зберігання, консервування та переробка плодів і овочів», «Технологія переробки та зберігання зерна» та «Процеси, машини та обладнання агропромислового виробництва») містять контрольні завдання для самостійної роботи під керівництвом викладача та перевірки знань до кожної теми за модульно-рейтинговою системою, а також включають теоретичний матеріал.

Для активізації навчального процесу й кращого засвоєння матеріалу в даних вказівках до тем, які запропоновані для самостійної роботи під керівництвом викладача, використані орієнтири трьох типів:

- Що треба знати.
- Що треба вміти.
- Про що треба мати уявлення.

Контрольні завдання побудовані таким чином, щоб якомога більше заохотити студентів до самостійного виконання завдань і частково містять питання основного базового матеріалу з загальної та неорганічної хімії, які професійно орієнтовані до спеціальності.

1. Основні положення неорганічної хімії

Основні поняття і закони хімії

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи.

Що треба знати:

- Визначення понять: "атом", "молекула", "проста та складна речовини", "атомна та молекулярна маси", "моль та молярний об'єм", "валентність", "еквівалент".
- Зміст основних законів хімії: "закон збереження маси й енергії", "закон взаємозв'язку маси та енергії за А.Ейнштейном", "закон сталості складу хімічних сполук", "закон кратних відношень як вияв закону переходу кількісних змін у якісні", "закон Авогадро та висновки з нього", "закон еквівалентів".

Що треба вміти:

- Вільно оперувати хімічними поняттями й термінами.
- Розглядати закони хімії з точки зору атомно-молекулярного вчення.
- Практично застосовувати знання законів хімії у вирішенні задач.

Про що треба мати уявлення:

- Історичні відомості про розвиток хімії як науки.
- Найважливіші відкриття в хімії та видатні вчені.

У хімічних розрахунках використовується кількість речовини - моль. Масу одного моля речовини досить просто вирахувати, якщо відома формула речовини, оскільки чисельно маса 1 моля співпадає з молекулярною масою. Наприклад, 1 моль H_2 – 2 г; HNO_3 – 63 г і т.д.

Один моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (число Авогадро), але маса одного моля різних речовин - різна.

Моль будь-якої газоподібної речовини за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 22,4 л.

Контрольні завдання.

1. Вибрати з наведених нижче сполук (частинок): атоми і молекули та зазначити до складних або простих сполук вони належать:

Приклад 2: H_2 , SO_2 , O , PO_4^{3-} .

H_2 – молекула, проста речовина; SO_2 – молекула сульфур (IV) оксиду, складна речовина; O – атом оксигену; PO_4^{3-} – фосфат-аніон, частинка складної речовини.

- | | |
|--|---|
| 1.1. Cl_2 , SO_3 , SO_3^{2-} , HCl . | 1.4. Fe , Na_2SO_4 , O_3 , NO_3^- . |
| 1.2. N_2O , O_2 , $CuSO_4$, S^{2-} . | 1.5. Cu , OF_2 , NO_2^- , $NaCl$. |
| 1.3. SO_4^{2-} , S , P_2O_5 , $Ca_3(PO_4)_2$. | 1.6. F_2 , NiO , ClO_3^- , CuO . |

1.7. Cl⁻, H₂O, Ar, FeS₂.

2. Визначити відносну молекулярну масу речовини й вказати сумарне число атомів у цій сполуці.

Приклад 1: Нітрит кальцію – Ca(NO₂)₂;

$$M_r = A_{r_{Ca}} + 2(A_{r_N} + 2A_{r_O}) = 40 + 2(14 + 2 \cdot 16) = 136$$

$$\text{Сумарне число атомів: } 1Ca + 2(1N + 2 \cdot O) = 7$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	M _r	Сумарне число атомів
Приклад	Нітрит кальцію	Ca(NO ₂) ₂	136	7
2.1	Нітратна (азотна) кислота			
	Сульфат купруму			
2.2	Сульфатна (сірчана) кислота			
	Карбонат амонію			
2.3	Гідроксид феруму (III)			
	Нітрат алюмінію			
2.4	Карбонатна (вугільна) кислота			
	Гідрогенсульфат натрію			
2.5	Сульфат цинку			
	Гідроксохлорид цинку			
2.6	Перманганат калію			
	Гідрогенфосфат кальцію			
2.7	Нітритна (азотиста) кислота			
	Дигідрогенфосфат амонію			

3. Написати формулу сполуки і вказати масову частку елемента (у відсотках із точністю до десятих).

Приклад 3: Гідроксид кальцію – Ca(OH)₂;

$$M_r = A_{r_{Ca}} + 2(A_{r_O} + A_{r_H}) = 40 + 2(16 + 1) = 74$$

$$M_r (Ca(OH)_2) - 2 \cdot A_{r_O};$$

$$M_r (Ca(OH)_2) = 74 - 100 \%$$

$$2 \cdot Ar_O = 2 \cdot 16 = x \%$$

$$x = \frac{2 \cdot 16 \cdot 100}{74} = 43.24 \%$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	Елемент	Масова частка, %
Приклад	Гідроксид кальцію	Ca(OH) ₂	оксиген	43,24
3.1	Сульфат калію		сульфур	
3.2	Гідроксид натрію		натрій	
3.3	Нітрат алюмінію		алюміній	
3.4	Карбонат кальцію		кальцій	
3.5	Силікат калію		силіцій	
3.6	Нітрит амонію		нітроген	
3.7	Фосфат кальцію		фосфор	

4. Визначити вміст сполуки у відсотках (із точністю до десятих) у речовині.

Приклад 4: Відносна молекулярна маса H₂SO₄:

$$Mr(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г}$$

Молекулярна маса SO₃:

$$Mr(SO_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ г}$$

$$\text{Масова частка: } \omega = \frac{Mr(SO_3)}{Mr(H_2SO_4)} \cdot 100\% = \frac{80}{98} \cdot 100\% = 81,63\%$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	Вміст сполуки	Масова частка, %
Приклад	Сульфатна (сірчана) кислота	H ₂ SO ₄	SO ₃	81,63
4.1	Хлорна кислота		Cl ₂ O ₇	
4.2	Гідрогенкарбонат кальцію		CaO	
4.3	Мідний купорос		H ₂ O	
4.4	Гідрогенфосфат калію		P ₂ O ₅	
4.5	Нітратна (азотна) кислота		N ₂ O ₅	
4.6	Гідроксид калію		K ₂ O	
4.7	Гідрогенсульфат натрію		SO ₃	

5. Обчисліть відносні молекулярні маси речовин, формули яких:

Приклад 5: O₂, KOH, N₂O, Na₂PbO₂;

$$Mr_{O_2} = 2 \cdot Ar_O = 2 \cdot 16 = 32;$$

$$Mr(KOH) = Ar_K + Ar_O + Ar_H = 39 + 16 + 1 = 56;$$

$$Mr(N_2O) = 2 \cdot Ar_N + Ar_O = 2 \cdot 14 + 16 = 44;$$

$$Mr(Na_2PbO_2) = 2 \cdot Ar_{Na} + Ar_{Pb} + 2 \cdot Ar_O = 2 \cdot 23 + 207 + 2 \cdot 16 = 285.$$

- 5.1. $H_2, BeO, NH_4NO_3, H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O;$
- 5.2. $H_2SO_4, V_2O_5, F_2, KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O;$
- 5.3. $SCl_2, HCN, CO_2, BaCl_2 \cdot 2H_2O;$
- 5.4. $Fe(OH)_3, AsH_3, NH_4NO_2, Ca_3(PO_4)_2;$
- 5.5. $Ti(SO_4)_2, SO_3, H_2O_2, NaCl \cdot HCl;$
- 5.6. $KClO_4, H_3BO_3, Na_2CO_3 \cdot NaHCO_3 \cdot 2H_2O;$
- 5.7. $H_2S, Cr_2S_3, CaH_2, CO(NH_2)_2.$

6. Яка валентність (ступінь окиснення) елемента в сполуці?

№ завдання	Назва сполуки	Формула сполуки	Елемент	Валентність	Ступінь окиснення
Приклад	Гідроксид барію	$Ba(OH)_2$	барій	II	2+
6.1	Гідроксид стронцію		стронцій		
6.2	Сульфат цинку		сульфур		
6.3	Нітрат алюмінію		нітроген		
6.4	Гідрокарбонат кальцію		карбон		
6.5	Гідроксохлорид купруму		хлор		
6.6	Гідроксид феруму (II)		оксиген		
6.7	Сульфід амонію		сульфур		

7. У скільки разів молекули речовин в кожній парі відрізняються одна від одної за масою?

Приклад б: етан C_2H_6 – кисень O_2 ;

$$Mr(C_2H_6) = 28; \quad Mr(O_2) = 32;$$

$$n = \frac{Mr(O_2)}{Mr(C_2H_6)} = \frac{32}{28} = 1.14 \text{ разів.}$$

- 7.1. озон O_3 – кисень O_2 ;
- 7.5. бром Br_2 – фтороводень HF ;

- 7.2. водень H_2 – хлор Cl_2 ; 7.6. силан SiH_4 – кисень O_2 ;
 7.3. азот N_2 – етилен C_2H_4 ; 7.7. метан CH_4 – фосфін PH_3 .
 7.4. амоніак NH_3 – сірководень H_2S ;

8. Визначте найпростішу формулу сполуки такого складу (в процентах за масою):

Приклад 7: Калій – 39,7%, Манган – 27,9%, Оксиген – 32,4%.

$Ar(K) = 39$, $Ar(Mn) = 55$, $Ar(O) = 16$. $K_xMn_yO_z$:

$$x \div y \div z = \frac{39.7}{39} \div \frac{27.9}{55} \div \frac{32.4}{16} = 1.02 \div 0.51 \div 2.03 = \frac{1.02}{0.51} \div \frac{0.51}{0.51} \div \frac{2.03}{0.51} = 2 \div 1 \div 4$$

Остаточна формула: K_2MnO_4 .

- | | |
|--|--|
| 8.1. сульфур – 94,11%,
гідроген – 5,88%; | 8.5. карбон – 27,27%,
оксиген – 72,73%. |
| 8.2. нітроген – 30,43%,
оксиген – 69,57%; | 8.6. фосфор – 43,66%;
оксиген – 56,34%. |
| 8.3. натрій – 57,5%,
оксиген – 40,0%,
гідроген – 2,5%; | 8.7. карбон – 75,0%;
гідроген – 25,% |
| 8.4. оксиген – 40,0%,
купрум – 40,0%,
сульфур – 20,0%. | |

9. Обчисліть масову частку кисню в сполуці:

Приклад 8: $NaClO_3$;

$Mr(NaClO_3) = Ar_{Na} + Ar_{Cl} + 3Ar_O = 23 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 106,5$;

$$\omega(O) = \frac{3 \cdot Ar(O)}{Mr(NaClO_3)} \cdot 100\% = \frac{3 \cdot 16}{106,5} \cdot 100\% = 45,07\%$$

- | | |
|--------------------------------|--|
| 9.1. SO_2 , $Na_2S_2O_3$; | 9.5. N_2O_3 , $MgCl_2 \cdot 6H_2O$; |
| 9.2. $Ca(OH)_2$, H_2O ; | 9.6. $LiNO_3 \cdot 3H_2O$, HPO_3 ; |
| 9.3. N_2O , $(NH_4)_2CO_3$; | 9.7. $H_4P_2O_7$, $Al(OH)_3$. |
| 9.4. NH_4NO_3 , NO_2 ; | |

10. Визначте валентність або ступінь окиснення елементів у наступних сполуках:

Приклад 9: Cr_2O_3 .

Кисень (O) в сполуках має валентність II, в оксидах виявляє ступінь окиснення 2-. У формулі три атоми кисню $3 \cdot (2-) = -6$. Сума негативних зарядів складає -6. У сполуці сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів. Маємо два атоми хрому: $2 \cdot x = 6$; $x = 3$. Ступінь окиснення хрому = +3. $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$.

- 10.1. Cl_2O_7 , H_2Se , SiH_4 , CuS ; 10.5. MoO_3 , P_2O_3 , OF_2 , Mn_2O_7 ;

- 10.2. AuCl_3 , Ba_2Si , GeO_2 , VCl_4 ; 10.6. Ba_2Si , B_2O_3 , CuCl , PH_3 ;
 10.3. MnO , Mn_2O_3 , AlBr_3 , AlN ; 10.7. Bi_2S_3 , SbCl_5 , PbI_2 , CH_4 .
 10.4. AgCl , Cr_2S_3 , TeO_2 , Ca_3N_2 ;

11. Вкажіть ступінь окиснення над символами елементів і складіть формули таких сполук:

Приклад 10: $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_3$.

Кисень виявляє ступінь окиснення -2, водень +1: $\text{H}_2^{+1}\text{S}_x\text{O}_3^{-2}$. У формулі три атоми кисню $3 \cdot (-2) = -6$. Сума негативних зарядів = -6. Сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів: $2 \cdot (1+) + x = 6$; $x = 4$. Ступінь окиснення сірки = +4. $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{2-}$.

- 11.1. $\text{Na}_x\text{P}^{\text{V}}\text{O}_3$, $\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}_y$; 11.5. $\text{Ca}_x(\text{PO}_4)_2$, $\text{Na}_z\text{P}^{\text{V}}_2\text{O}_7$;
 11.2. $\text{KCr}^{\text{III}}\text{O}_x$, $\text{V}^{\text{III}}_x(\text{SO}_4)_3$; 11.6. $\text{Al}_y(\text{HPO}_4)_3$, $\text{Cr}^{\text{III}}(\text{N}^{\text{V}}\text{O}_y)_3$;
 11.3. $\text{Ca}_x(\text{PO}_4)_2$, $\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_y$; 11.7. $\text{LiV}^{\text{V}}\text{O}_8$, $\text{Cl}^{\text{I}}\text{O}$.
 11.4. $\text{Cr}^{\text{III}}(\text{B}^{\text{III}}\text{O}_z)_3$, $\text{N}^{\text{III}}_2\text{O}_y$;

12. Визначте ступінь окиснення елементу в сполуках:

- 12.1. кисню – NaClO , OF_2 , BaO_2 ;
 12.2. фосфору – HPO_3 , H_3PO_4 , HPF_6 ;
 12.3. сульфору – Na_2S , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_2SO_4 ;
 12.4. силіцію – SiH_4 , SiO_2 , H_2SiO_3 ;
 12.5. хрому – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, K_2CrO_4 ;
 12.6. феруму – FeCO_3 , Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 12.7. калію – $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 .

Будова атома. Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок і будова молекул.

Що треба знати:

- Сучасні уявлення про будову атома
- Поняття про орбіталі, геометричні форми орбіталей.
- Квантові числа, їх зміст; принцип Паулі.
- Енергетичні рівні та підрівні.
- Електронні формули атомів, правило Хунда, правило Клечковського.
- Валентні електрони атома; нормальний та збуджений стан.
- Валентність атома; кількісна характеристика валентності.
- Ступінь окиснення елемента.
- Взаємозв'язок періодичного закону Д.І.Менделєєва та властивостей хімічних елементів.
- Основні закономірності зміни хімічних властивостей елементів залежно від положення в періодичній таблиці (у періоді та групі).

- Типові метали, неметали та елементи з амфотерними властивостями.
- Визначення валентностей елементів за положенням у періодичній таблиці та будовою атомів; поняття про ступінь окиснення елемента.

Що треба вміти:

- Розрізняти поняття "орбіта" та "орбіталь".
- Визначати кількість електронів на енергетичному рівні.
- Знаходити максимально можливу кількість електронів на даному рівні, підрівні.
- Визначати число неспарених електронів у нормальному та збудженому станах.
- Визначати максимальні валентні можливості атомів.
- Розрахувати ступені окиснення елементів у сполуках.

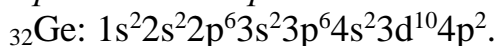
Про що треба мати уявлення:

- Розвиток теорії про будову атома та стан електрона в атомі
- Принцип мінімуму запасу енергії електрона та способи його врахування при складанні електронних формул атомів.

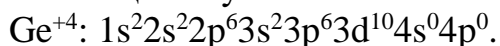
Контрольні завдання

1. Написати електронну формулу атома елемента і його йона з найвищим ступенем окиснення:

Приклад 11: Германій.



Найвищий ступінь окиснення германію +4.



1.5. Фосфор, Алюміній; 1.6. Флуор, Стронцій; 1.7. Оксиген, Сульфур.

2. Скільки протонів, нейтронів та електронів містить атом елемента з порядковим номером:

Приклад 12: №15;

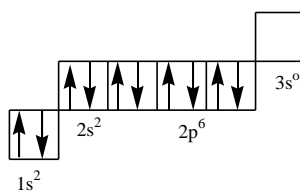
№ 15 – елемент фосфор (P). $p = 15$; $e = 15$; $n = Ar - Z = 31 - 15 = 16$, (Z – порядковий номер елемента).

2.5. №4, №18; 2.6. №29, №14; 2.7. №20, №7.

3. Написати електронну структуру йону елемента:

Приклад 13: Mg^{2+} :

$3s^0$ – валентний рівень.



3.5. S^{2-} , Zn^{2+} ; 3.6. P^{5+} , Al^{3+} ; 3.7. N^{2+} , Cl^{7+} .

4. Написати електронну формулу елементів згідно правил Клечковського і Хунда (показати послідовність розміщення електронів по рівням та підрівням) і вказати кількість неспарених електронів у цьому атомі:

Приклад 14: Оксиген, Хром.

${}_8O$: $1s^2 2s^2 2p^4$, при чотирьох електронах на підрівні 2p два з них спарені і два неспарені; хром - ${}_{24}Cr$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, на підрівні 4s один електрон неспарений, а на 3d підрівні всі 5 електронів неспарені.

4.5. сульфуру та калію, нітрогену та мангану;

4.6. карбону та хрому, силіцію та купрум;

4.7. бору та кобальту, хлору та кальцію;

5. Напишіть електронну формулу атома елемента, вкажіть всі можливі валентності та ступені окиснення елемента у збудженому стані:

Приклад 15: №12.

${}_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; Mg^* : ст.ок. 2+, валентність II.

5.5. №8, №13, №16; 5.6. №35, №16; 5.7. №26, №11.

6. Напишіть формули вищих оксидів і відповідних гідратів елементів із порядковими номерами:

Приклад 16: №14.

№ 14 – елемент силіцій (Si). Формула вищого оксиду - SiO_2 , силану - SiH_4 .

6.5. №№19, 32, 16;

6.6. №№35, 43, 8;

6.7. №№20, 32, 53.

7. Вказати номер групи періодичної системи, до якої належить сполука елемента з вищим ступенем окиснення:

Приклад 16: RO_3 :

Кисень виявляє ступінь окиснення -2, у формулі три атоми кисню $3 \cdot (-2) = -6$. Сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів. Тоді елемент R має ступінь окиснення +6. $R^{+6}O_3^{-2}$. Номер групи вказує на максимальний позитивний ступінь окиснення: елемент VI групи.

7.5. R_2O_5 , R_2O_3 ; 7.6. HR , RCl_4 ; 7.7. R_2O_7 , RO_2 .

8. Як змінюються величини зарядів ядер, радіуси атомів, електронегативність і ступені окиснення елементів? Які закономірності цих змін по групі зверху вниз або по періоду зліва направо? Як змінюється в цьому напрямку металічність елементів і характер оксидів та гідроксидів?

8.5. Елементи 2A періоду;

8.6. Елементи 6А періоду;

8.7. Елементи 7В періоду.

9. До якого елементу зміщені спільні електронні пари у відповідній сполуці? Вкажіть його атомну масу:

Приклад 17: Розглянемо молекулу Cl₂O.

$EN(Cl) = 3,0$; $EN(O) = 3,5$. Різниця EN складає $3,5 - 3,0 = 0,5 < 1,7$.

При утворенні молекули неспарені електрони атомів хлору утворюють спільну електронну пару, зміщену до кисню.

9.5. Ca₃P₂, H₂S; 9.6. Mg₂Si, Be₂C; 9.7. SiF₄, B₂O₃;

10. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки у молекулі:

Приклад 18: молекула SO₂.

Кожен атом кисню для утворення спільних електронних пар надає два неспарені електрони, а два атоми разом – 4 електрони; атом сірки у цій сполуці надає 4 електрони для утворення спільних електронних пар з двома атомами кисню. Отже, в молекулі SO₂ утворюється 4 спільні електронні пари.

10.5. HCN, Ca₃N₂; 10.6. CO, C₂H₆; 10.7. SiCl₄, CCl₄.

11. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, який зі зв'язків характеризується найбільшою мірою йонності (розрахувати ступінь йонності $i, \%$ якщо вважати, що 50% йонного зв'язку відповідає різниці між електронегативністю 1,7):

Приклад 19: K і O.

$EN(K) = 0,8$; $EN(O) = 3,5$. Різниця EN складає $3,5 - 0,8 = 2,7$.

$$\frac{1,7 - 50\%}{2,7 - x}; x = \frac{2,7 \cdot 50}{1,7} = 79,4.$$

Йонного 79,4%, ковалентного $100 - 79,4 = 20,6\%$.

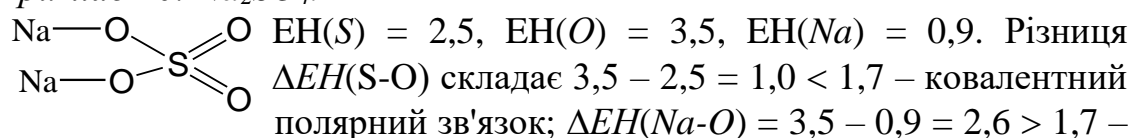
11.5. O і Ca, O і K, K і Cl, O і Cl;

11.6. Al і Cl, Fe і Cl, S і H, N і H;

11.7. O і Na, H і I, Li і Br, Ca і Cl.

12. Напишіть структурно-графічну формулу сполуки і вкажіть типи хімічних зв'язків між атомами:

Приклад 20: Na₂SO₄.



йонний зв'язок.

12.4. Co(OH)₃, NaOH;

12.5. Ca(NO₃)₂, Mg₃(PO₄)₂;

12.6. H₂SO₃, K₂SO₄;

12.7. KMnO₄, KCl.

Особливості номенклатури й класифікації неорганічних сполук та генетичний зв'язок між ними.

Що треба знати:

- Поняття про прості та складні речовини (атоми та молекули).
- Правила складання молекулярних та побудови структурно-графічних формул речовин.
- Формули найпоширеніших оксидів, кислот, гідроксидів та солей.
- Систематичні назви хімічних сполук.

Що треба вміти:

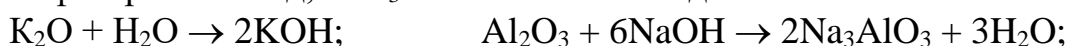
- Складати молекулярні формули оксидів, кислот, гідроксидів та солей з урахуванням ступенів окиснення елементів.
- Визначати тип оксидів та їх хімічні властивості, виходячи з положення елементів у періодичній системі.
- Складати рівняння хімічних реакцій у молекулярному вигляді, які характеризують способи одержання та хімічні властивості оксидів, кислот, гідроксидів, солей.
- За допомогою рівнянь реакцій доводити амфотерність сполук алюмінію, цинку, хрому, плюмбуму, їх оксидів та гідроксидів.
- Складати структурно-графічні формули речовин.

Контрольні завдання.

1. Записати формули вищих оксидів вказаних елементів і скласти рівняння реакцій, що доводять їх хімічний характер.

Приклад 21: Калій, алюміній, селен.

Відповідні їм вищі оксиди: K_2O – основний оксид, Al_2O_3 – амфотерний оксид, SeO_3 – кислотний оксид.



Хлор, купрум, берилій;
Гідраргірум, фосфор, цинк;
Манган, плюмбум, нітроген;
Сульфур, алюміній, стронцій;
Аргентум, барій, станум;
Бром, стибій, кобальт;
Хром, силіцій, кальцій.

2. Вивести формули оксидів, які відповідають наведеним сполукам, дати їм назву і вказати, до якого типу оксидів вони відносяться:

Приклад 22: K_2CO_3 :

K_2O – основний оксид, CO_2 – кислотний оксид.

2.5. $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$, H_3PO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_4$, MgCO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

2.6. Na_2SiO_3 , H_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CaSO_3 , NaOH , HClO ;

2.7. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, H_3BO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2SO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

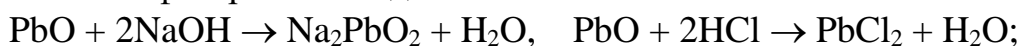
3. Вказати хімічний характер оксидів. Скласти відповідні рівняння реакцій, що доводять їх властивості:

Приклад 23: Na_2O , PbO , P_2O_5 .

1) Na_2O – основний оксид: $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;



2) PbO – амфотерний оксид:



3) P_2O_5 – кислотний оксид: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{K}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}_3\text{PO}_4$.

3.1. BeO , SiO_2 , Na_2O ;

3.5. SiO_2 , CrO_3 , MnO ;

3.2. CaO , SO_2 , Al_2O_3 ;

3.6. Fe_2O_3 , SO_2 , Na_2O ;

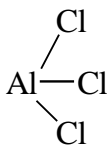
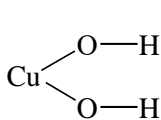
3.3. FeO , N_2O_3 , Mn_2O_7 ;

3.7. MgO , Sb_2O_5 , PbO .

3.4. NO_2 , CO , Al_2O_3 ;

4. Написати молекулярні й структурно-графічні формули:

Приклад 24: гідроксид купруму (II) і хлорид алюмінію: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і AlCl_3 .



4.1. гідроксид стронцію та карбонат кальцію;

4.2. фосфатна кислота та сульфат заліза;

4.3. оксид хлору(VII) та нітрат цинку;

4.4. хлорид кальцію та фосфат алюмінію;

4.5. нітрит купруму(II) та вугільна кислота;

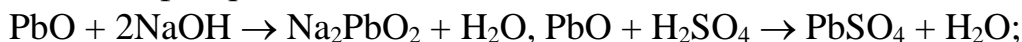
4.6. гідроксид стибію(III) та хлорна кислота;

4.7. гідрогенфосфат калію та цинкат натрію.

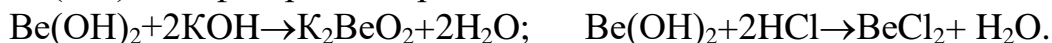
5. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність сполук:

Приклад 25: PbO , $\text{Be}(\text{OH})_2$.

PbO – амфотерний оксид:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ – амфотерний гідроксид:



5.1. Cr_2O_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$;

5.5. Al_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$;

5.2. BeO , $\text{Al}(\text{OH})_3$;

5.6. PbO , $\text{Be}(\text{OH})_2$;

5.3. Sb_2O_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;

5.7. SnO , $\text{Sb}(\text{OH})_3$.

5.4. ZnO , $\text{Sn}(\text{OH})_2$;

6. Написати рівняння реакцій одержання сполук п'ятьма способами:

Приклад 25: карбонат кальцію CaCO_3 .

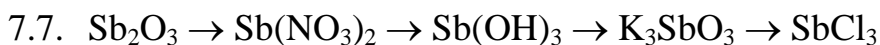
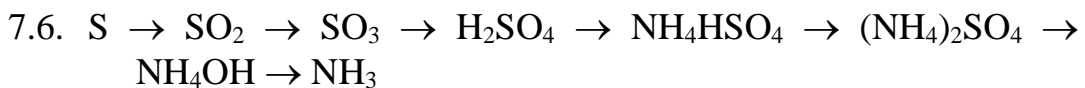
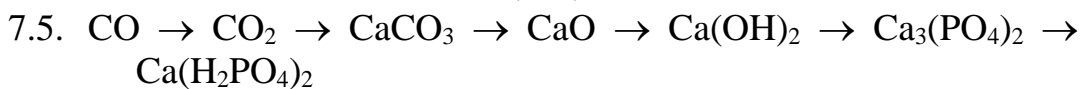
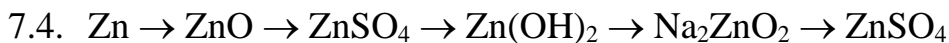
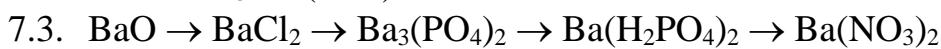
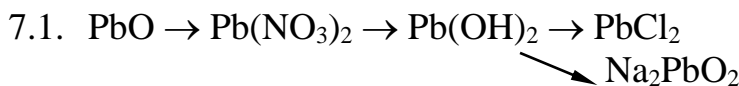
- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
- 3) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

- | | |
|-----------------------|-----------------------------|
| 6.1. фосфат кальцію; | 6.5. нітрат цинку; |
| 6.2. сульфат барію; | 6.6. сульфід купрум(II); |
| 6.3. хлорид цинку; | 6.7. гідрогенфосфат магнію. |
| 6.4. карбонат амонію; | |

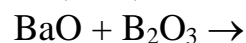
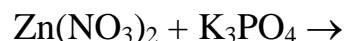
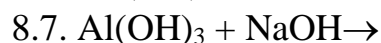
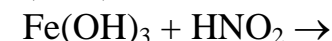
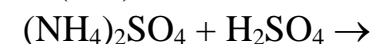
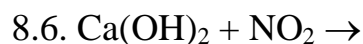
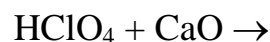
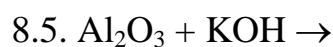
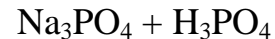
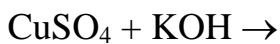
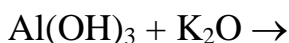
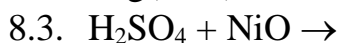
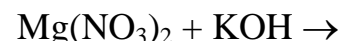
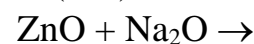
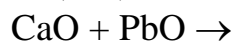
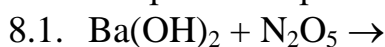
7. Здійснити такі перетворення:

Приклад 26: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$.

- 1) $2\text{NaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
- 2) $\text{Na}_2\text{O} + \text{PbO} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2$;
- 3) $\text{Na}_2\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$.

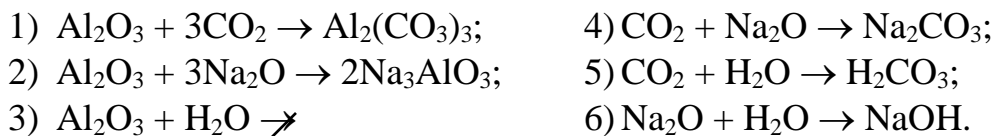


8. Закінчити рівняння реакцій:



9. Які сполуки взаємодіють попарно (написати рівняння реакцій)?

Приклад 27: Al_2O_3 , CO_2 , Na_2O , H_2O .



- 9.1. N_2O_5 , BaO , H_2O , ZnO ; 9.5. Al_2O_3 , CO_2 , FeO , BaO ;
9.2. SiO_2 , BeO , CuO , P_2O_5 ; 9.6. CoO , N_2O_3 , Na_2O , SrO ;
9.3. SO_2 , CO , Na_2O , SnO ; 9.7. Cr_2O_3 , CrO_3 , MgO , SO_3 .
9.4. PbO , NO_2 , MgO , Cl_2O_7 ;

10. Які оксиди взаємодіють із водою (написати рівняння реакцій):

Приклад 28: SiO_2 , CrO_3 , CO_2 , K_2O .



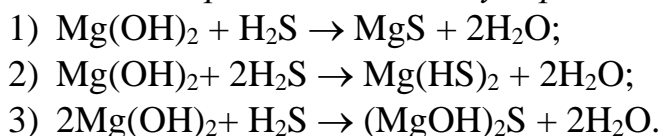
- 10.1. MgO , CuO , Na_2O , CO_2 ; 10.5. Co_2O_3 , Sb_2O_3 , N_2O_3 , P_2O_5 ;
10.2. BaO , PbO , SO_2 , SiO_2 ; 10.6. MnO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7 , SrO ;
10.3. CaO , NiO , Fe_2O_3 , ZnO ; 10.7. Sb_2O_5 , V_2O_5 , N_2O_5 , MoO_3 .
10.4. Al_2O_3 , Li_2O , Cl_2O_7 , Fe_2O_3 ;

11. Визначити валентність і ступінь окиснення елементів у сполуках:

- 11.1. Cu_2O , $Co(OH)_3$, NH_4NO_3 ; 11.5. Co_2O_3 , $HClO$, CuS ;
11.2. HPO_3 , Al_2O_3 , $NaHSO_4$; 11.6. $NaOH$, NH_3 , Na_2SO_3 ;
11.3. FeO , KOH , $Ca_3(PO_4)_2$; 11.7. K_2O_2 , P_2O_3 , KH_2PO_4 .
11.4. $(NH_4)_2CO_3$, HNO_2 , $Mg(HCO_3)_2$;

12. Написати всі можливі реакції між сполуками:

Приклад 29: гідроксид магнію і сульфідна кислота:



- 12.1. гідроксид калію і сульфатна кислота (дві реакції);
12.2. гідроксид алюмінію й гідроксид натрію (три реакції);
12.3. гідроксид кальцію і сульфідна кислота (три реакції);
12.4. гідроксид міді й нітратна кислота (дві реакції);
12.5. гідроксид цинку і фосфатна кислота (чотири реакції);
12.6. гідроксид натрію й гідроксид свинцю (дві реакції);
12.7. гідроксид алюмінію й ацетатна кислота (три реакції).

2. Основні закони хімічних перетворень.

Хімічна кінетика і рівновага.

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи.

Що треба знати:

- Закон діючих мас та його математичний вираз.
- Визначення понять "гомогенні", "гетерогенні" системи.
- Термохімічні ефекти реакцій, екзотермічні та ендотермічні реакції.
- Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа.
- Природа хімічної рівноваги та принцип Ле-Шательє.
- Фактори, що впливають на зміщення стану хімічної рівноваги в системі.

Що треба вміти:

- Записувати формулу виразу швидкості хімічної реакції.
- Розраховувати зміну швидкості хімічної реакції залежно від зміни концентрації реагуючих речовин та температури.
- Записувати вираз константи хімічної рівноваги для даної оборотної реакції та визначати напрямок зміщення рівноваги залежно від зміни концентрації реагентів, температури та тиску в системі.

Про що треба мати уявлення:

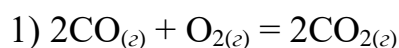
- Поняття про активну молекулу та енергію активації.
- Природу процесу каталізу.
- Фазу, компонент, систему.

Необхідний для засвоєння матеріал із даної теми в літературі [1-3, 4-5, 6-8]. Особливу увагу необхідно звернути на закон діючих мас і на його основі - стан хімічної рівноваги в оборотних процесах, де швидкість прямої та зворотної реакцій рівні.

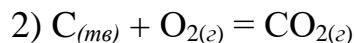
$$V_{\text{прям.}} = V_{\text{зворотн.}}$$

Найважливішою характеристикою стану рівноваги є константа рівноваги K . Константа рівноваги вказує, у скільки разів швидкість прямої реакції більша за швидкість зворотної при даних температурі й концентраціях.

Оскільки загальне число кількості твердої речовини не впливає на швидкість реакції, то і концентрація твердих речовин не входить у константу рівноваги. Наприклад,



$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$



$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$$

Приклад рішення завдання: Як зміниться швидкість хімічної реакції $4HCl + O_2 = 2Cl_2 + 2H_2O$, що протікає в газовій фазі, якщо збільшити:

- 1) концентрацію кисню в три рази;
- 2) концентрацію хлороводню у два рази;
- 3) тиск у два рази?

Розв'язок:

- 1) Швидкість прямої реакції дорівнює:

$$V = k [HCl]^4 \cdot [O_2] = k \cdot a^4 \cdot b, \text{ де } [HCl] = a, [O_2] = b.$$

Швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації кисню дорівнює:

$$V_1 = k [HCl]^4 \cdot 3[O_2] = k \cdot a^4 \cdot 3b = 3k a^4 b.$$

Швидкість реакції збільшиться в:

$$\frac{V_1}{V} = \frac{3k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 3 \text{ рази.}$$

Отже, при збільшенні концентрації кисню в три рази швидкість реакції збільшиться в три рази.

$$2) V_2 = k \cdot (2a)^4 \cdot b = 16k a^4 b$$

$$\frac{V_2}{V} = \frac{16k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 16 \text{ разів}$$

Швидкість реакції при збільшенні концентрації HCl в 2 рази, збільшиться в 16 разів.

$$3) V_3 = k \cdot (2a)^4 \cdot 2b = 32k a^4 b$$

$$\frac{V_3}{V} = \frac{32k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 32 \text{ рази}$$

При збільшенні тиску в 2 рази швидкість реакції збільшиться в 32 рази.

Контрольні завдання.

1. Згідно закону діючих мас написати вираз для швидкості реакції:

- | | |
|---|---|
| 1.1. $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$; | 1.5. $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow NO_{2(g)}$; |
| 1.2. $2Fe_{(т)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2FeCl_3$; | 1.6. $H_{2(g)} + S \leftrightarrow H_2S_{(g)}$; |
| 1.3. $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$; | 1.7. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$; |
| 1.4. $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$; | |

2. Як зміниться швидкість реакції утворення амоніаку з азоту й водню, якщо:

- 2.1. збільшити концентрацію вихідних речовин удвічі;
- 2.2. збільшити концентрацію азоту у два рази;
- 2.3. зменшити концентрацію азоту у два рази;
- 2.4. у два рази збільшити тиск системи;
- 2.5. тиск у системі збільшити у 5 разів;
- 2.6. у два рази зменшити тиск системи;
- 2.7. збільшити концентрацію водню у два рази.

3. Як зміниться швидкість реакції, якщо температурний коефіцієнт γ дорівнює 3, при підвищенні температури:

Приклад 30: з 40 до 80 °C;

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = V_1 \cdot 3^{\frac{80 - 40}{10}} = V_1 \cdot 3^4 = 81 \cdot V_1;$$

Швидкість реакції при підвищенні температури з 40 до 80 °C збільшиться у 81 раз.

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 3.1. з 80 до 100 °C; | 3.5. з 100 до 120 °C; |
| 3.2. з 40 до 60 °C; | 3.6. з 80 до 160 °C; |
| 3.3. з 20 до 80 °C; | 3.7. з 60 до 100 °C. |
| 3.4. з 30 до 50 °C; | |

4. Визначити константу рівноваги реакції:

Приклад 31: $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$,

якщо $[NH_3] = 0,2$ моль/л; $[N_2] = 0,5$ моль/л; $[H_2] = 0,10$ моль/л.

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{(0,2)^2}{(0,1)^3 \cdot 0,5} = 80$$

- 4.1. $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$, якщо $[SO_2] = 0,04$ моль/л; $[O_2] = 0,06$ моль/л; $[SO_3] = 0,02$ моль/л.
- 4.2. $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$, якщо $[NH_3] = 0,4$ моль/л; $[N_2] = 0,3$ моль/л; $[H_2] = 0,10$ моль/л.
- 4.3. $CO + Cl_2 = COCl_2$ (фосген), якщо $[CO] = 0,28$ моль/л; $[Cl_2] = 0,09$ моль/л; рівноважна $[CO] = 0,20$ моль/л.
- 4.4. $C_{(т)} + O_{2(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)}$, якщо $[O_2] = 0,01$ моль/л; $[CO_2] = 0,04$ моль/л.
- 4.5. $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, якщо $[NO] = 0,02$ моль/л; $[O_2] = 0,01$ моль/л; $[NO_2] = 0,03$ моль/л.
- 4.6. $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, якщо $[N_2] = 0,1$ моль/л; $[O_2] = 0,05$ моль/л; $[NO] = 0,02$ моль/л.
- 4.7. $S_{(т)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$, якщо $[O_2] = 0,02$ моль/л; $[SO_2] = 0,04$ моль/л.

5. Якою буде концентрація речовини B після реакції $A_2 + B_2 = 2AB$, якщо концентрація речовини A зменшилась до 0,5 моль/л. Початкова концентрація речовин дорівнює:

Приклад 32: $[A] = 0,9$ моль/л, $[B] = 0,8$ моль/л;

За реакцією $A_2 + B_2 = 2AB$ 1 моль речовини A реагує з 1 моль речовини B , тобто зміна "С" речовини A і B буде однаковою.

$\Delta C(A) = 0,9 - 0,5 = 0,4$ моль/л; $\Delta C(B) = 0,8 - 0,5 = 0,3$ моль/л.

- 5.1. $[A] = 0,8$ моль/л, $[B] = 1,0$ моль/л;
- 5.2. $[A] = 0,14$ моль/л, $[B] = 0,8$ моль/л;
- 5.3. $[A] = 1,0$ моль/л, $[B] = 0,6$ моль/л;
- 5.4. $[A] = 1,2$ моль/л, $[B] = 0,8$ моль/л;
- 5.5. $[A] = 1,0$ моль/л, $[B] = 0,8$ моль/л;
- 5.6. $[A] = 0,8$ моль/л, $[B] = 0,8$ моль/л;
- 5.7. $[A] = 0,9$ моль/л, $[B] = 0,6$ моль/л;

6. Як зміниться швидкість реакції $2Fe_{(т)} + 3Cl_{2(г)} \rightarrow 2FeCl_{3(т)}$, якщо:

Приклад 33: тиск у системі зменшиться у 3 рази.

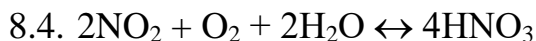
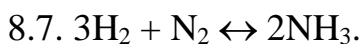
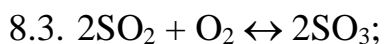
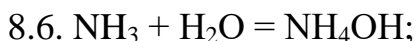
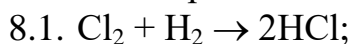
Підвищення тиску зміщує рівновагу системи в бік утворення менших об'ємів, а зменшення – в бік утворення більших об'ємів. Якщо тиск у системі зменшиться у 3 рази, то швидкість зворотної реакції збільшиться в 3 рази.

- 6.1. тиск у системі збільшити в 5 разів;
- 6.2. тиск у системі зменшити в 2 рази;
- 6.3. концентрацію хлору зменшити в 3 рази;
- 6.4. температуру в системі підвищити з 20 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт $\gamma = 2$;
- 6.5. температуру в системі змінити з 40 до 100 °С, температурний коефіцієнт $\gamma = 3$;
- 6.6. концентрацію феруму збільшити в 2 рази;
- 6.7. тиск у системі збільшити в 2 рази;

7. Як зміниться стан рівноваги в реакції при збільшенні тиску, зменшенні концентрації одного з компонентів:

- 7.1. $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)} + Q$;
- 7.2. $2NO_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)} + O_{2(г)} - Q$;
- 7.3. $3H_{2(г)} + N_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)} + Q$;
- 7.4. $H_{2(г)} + S_{(т)} \leftrightarrow H_2S_{(г)} + Q$;
- 7.5. $Cl_{2(г)} + H_{2(г)} \rightarrow 2HCl_{(г)} + Q$;
- 7.6. $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)} + Q$;
- 7.7. $N_2O_{4(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)} - Q$.

8. Як зміниться рівновага наведеної реакції при зміні тиску:



9. Як зміниться швидкість прямої реакції, якщо каталізатор:

9.1. впливає на склад продуктів реакції;

9.2. зміщує стан рівноваги вліво;

9.3. не впливає на склад продуктів реакції;

9.4. не бере участі в реакції;

9.5. не зміщує стан рівноваги;

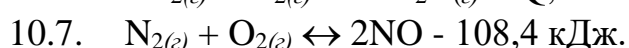
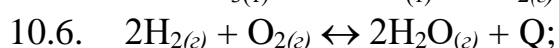
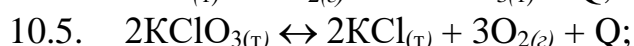
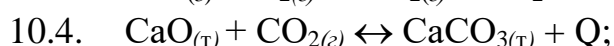
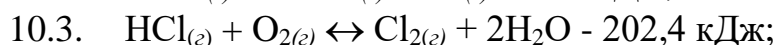
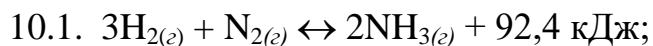
9.6. не впливає на константу швидкості;

9.7. впливає на константу швидкості.

10. В яку сторону буде зміщена рівновага при підвищенні температури в системі:

Приклад 34: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 - Q$.

Під час підвищення температури рівноважної системи рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, під час зниження – в бік екзотермічної. В нашому випадку, при підвищенні температури, рівновага зміщується в бік прямої (ендотермічної) реакції.



11. У скільки разів зросте швидкість взаємодії водню з бромом у газовій фазі, якщо:

11.1. $[\text{H}_2]$ збільшити в 2 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 3 рази;

11.2. $[\text{H}_2]$ збільшити в 3 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 2 рази;

11.3. $[\text{H}_2]$ збільшити в 1,5 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 1,5 рази;

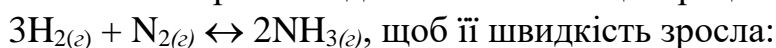
11.4. $[\text{H}_2]$ збільшити в 3 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 1,5 рази;

11.5. $[\text{H}_2]$ збільшити в 2 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 4 рази;

11.6. $[\text{H}_2]$ збільшити в 4 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 2 рази;

11.7. $[\text{H}_2]$ збільшити в 3 рази, $[\text{Br}_2]$ - в 3 рази.

12. У скільки разів слід збільшити концентрацію водню в реакції



12.1. у 125 разів;

12.2. у 54 рази;

12.3. у 27 разів;
12.4. у 8 разів;
12.5. у 64 рази;

12.6. у 216 разів;
12.7. у 27 разів.

Поняття про розчини (газоподібні, тверді, рідкі).

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи.

Газовий розчин - фізична суміш, в якій кожний компонент виявляє індивідуальні фізичні та хімічні властивості. Наприклад, повітря, яке містить розчинені один в одному азот (78% по об'єму), кисень (21%), інертні гази (~ 1%), диоксид вуглецю, пари води та деякі домішки.

При звичайному тиску гази необмежено розчиняються один в одному (змішуються в будь-яких співвідношеннях).

Твердий розчин являє собою змішаний кристал. Кристалічну ґратку твердого розчину утворюють частинки двох або більше речовин, розміщених одна відносно іншої неупорядковано. В залежності від способу розміщення частинок розрізняють тверді розчини заміщення і тверді розчини вкорінення. Необхідною умовою утворення твердих розчинів є також близькість хімічних властивостей речовин (однаковий тип хімічного зв'язку).

Наприклад, безперервний ряд твердих розчинів заміщення в залежності від типу хімічного зв'язку:

- 1) Se - Te, Si - Ge - ковалентний;
- 2) KCl - KBr, K₂SO₄ - K₂BeF₄ - іонний;
- 3) Ag - Au, Au - Pt - металічний;
- 4) Br₂ - I₂ - молекулярний.

Тверді розчини вкорінення, наприклад, утворюються у випадку кристалізації заліза та вуглецю, або у випадку адсорбції деякими металами водню.

Рідкий розчин - гомогенна система, в якій частинки розчиненої речовини розподілені між частинками розчинника. Для водних розчинів - утворюються комплекси-гідрати, для неводних – комплекси - сольвати.

Для засвоєння теми "Електролітична дисоціація" треба обов'язково знати кількісні характеристики: ступінь і константу електролітичної дисоціації, способи вираження концентрації розчинів (процентна, молярна, нормальна, титр).

Для засвоєння теми "Гідроліз солей" обов'язково треба знати поняття: йонний добуток води, водневий показник рН, ступінь і константа гідролізу.

Серед понять, про які потрібно мати уявлення, такі: активність йона, коефіцієнт активності, добуток розчинності.

Активність йона a_i – концентрація, відповідно якій він проявляє себе в хімічній реакції:

$$a_i = f_i \cdot [i]$$

f_i - коефіцієнт активності; $[i]$ - концентрація йона.

Величина коефіцієнта активності f_i залежить від величини йонної сили μ , яка визначається в залежності від концентрації й заряду йона:

$$\mu = 1/2 (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + \dots + c_n z_n^2).$$

Добуток розчинності - кількісна характеристика для малорозчинних електролітів. Сильний малорозчинний електроліт складає тверду фазу і в момент динамічної рівноваги вираз добутку розчинності такий:

$$DP_{AB} = [A^{n+}] \cdot [B^{n-}] = \text{const.}$$

Ступінь гідролізу h - кількісна величина реакції гідролізу солі, визначає відношення числа молекул солі, яка гідролізує, до загального числа молекул, або через молярну концентрацію:

$$h = \frac{C_{\text{гідрол}}}{C_{\text{солі}}}, \text{ у відсотках } h = \frac{C_{\text{гідрол}}}{C_{\text{солі}}} \cdot 100\%$$

h залежить від 1) хімічної природи йонів;

2) температури;

3) концентрації.

Константа гідролізу $K_{\text{гідр}}$ визначається в залежності від йонного складу солі. В разі гідролізу солі за катіоном (сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{осн}}}; \text{ де}$$

$K_{\text{в}}$ - йонний добуток води;

$K_{\text{осн}}$ - константа дисоціації основи, яка утворюється в результаті гідролізу.

В разі гідролізу солі за аніоном (сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл}}}; \text{ де}$$

$K_{\text{кисл}}$ - константа дисоціації слабкої кислоти, яка утворюється в результаті гідролізу.

В разі гідролізу солі за катіоном і аніоном (сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}}}.$$

Особливості електролітичної дисоціації кислот, основ і солей та реакції у розчинах електролітів.

Контрольні завдання.

1. Які сполуки відносяться до сильних і слабких електролітів? Для слабких електролітів написати вираз константи дисоціації:

Приклад 35: $\text{HBO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{BO}_2^-$;

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BO}_2^-]}{[\text{HBO}_2]}$$

- | | |
|--|--|
| 1.1. $\text{CaCl}_2, \text{H}_2\text{SO}_3, (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; | 1.5. $\text{Na}_2\text{S}, \text{H}_2\text{S}, \text{Ca}(\text{OH})_2$; |
| 1.2. $\text{H}_2\text{BeO}_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{HNO}_3$; | 1.6. $\text{CuSO}_4, \text{Ni}(\text{OH})_2, \text{HCN}$; |
| 1.3. $\text{HClO}, (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3, \text{NH}_4\text{OH}$; | 1.7. $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{NaOH}$. |
| 1.4. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4$; | |

2. Як дисоціюють сполуки електролітів?

Приклад 36: $\text{HClO} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}^-$.

- | | |
|---|---|
| 2.1. $\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{CrO}_4, \text{Co}(\text{OH})_3$; | 2.5. $3\text{HCl}, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{ZnSO}_4$; |
| 2.2. $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{NaHSO}_4$; | 2.6. $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2, \text{HCN}, \text{NaOH}$; |
| 2.3. $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{Co}(\text{OH})_3, 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; | 2.7. $\text{AgNO}_3, \text{Ba}(\text{OH})_3, \text{Na}_2\text{S}$. |
| 2.4. $\text{MgOHCl}, 2\text{Ag}_3\text{PO}_4, \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$; | |

3. Визначити, скільки z речовини міститься в розчині і розрахувати титр розчину (густиною знехтувати).

Приклад: 0,2 н HCl .

$$m = N \cdot E \cdot V; \quad m = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 1 = 7,3 \text{ г.}$$

$$T = \frac{N \cdot E}{1000}; \quad T = \frac{0,2 \cdot 36,5}{1000} = 0,0073 \text{ г/мл.}$$

- | | |
|--------------------------------------|-------------------------------------|
| 3.1. 2н HNO_3 ; | 3.5. 0,2М H_2SO_4 ; |
| 3.2. 6% NaOH ; | 3.6. 0,5н HCl ; |
| 3.3. 0,1н CH_3COOH ; | 3.7. 0,5М KMnO_4 . |
| 3.4. 10% NH_4OH ; | |

4. Яких частинок розчиненої речовини найбільше у водному розчині:

Приклад 37: HClO_4 (йонів H^+ , молекул HClO_4 , йонів ClO_4^-);

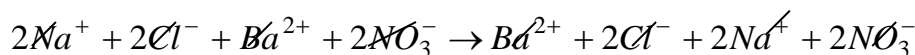
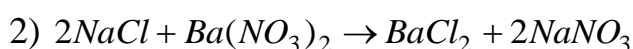
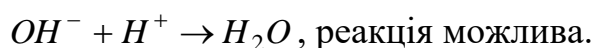
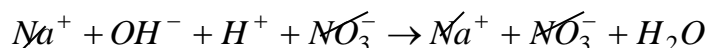
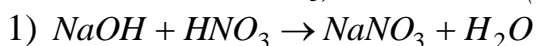
HClO_4 – сильний електроліт. $\text{HClO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$. В розчині переважають йони H^+ та ClO_4^- .

- | |
|---|
| 4.1. H_2S (молекул H_2S , йонів H^+ , йонів S^{2-} , йонів HS^-); |
| 4.2. H_2SO_4 (р-н) ($\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}^+, \text{SO}_4^{2-}, \text{HSO}_4^-$); |
| 4.3. H_3PO_4 ($\text{H}^+, \text{OH}^-, \text{PO}_4^{3-}, \text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{HPO}_4^{2-}$); |

- 4.4. H_2SO_3 (H^+ , HSO_3^- , H_2SO_3 , SO_3^{2-});
- 4.5. H_2CO_3 (H^+ , HCO_3^- , H_2CO_3 , CO_3^{2-} , OH^-);
- 4.6. HNO_3 (H^+ , NO_3^- , HNO_3 , OH^-);
- 4.7. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (H^+ , OH^- , $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$, $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$).

5. Вказати пару електролітів, реакція між якими у водному розчині неможлива (довести рівняннями реакцій):

Приклад: NaOH та HNO_3 , NaCl та $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;

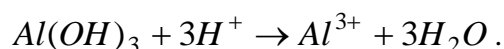
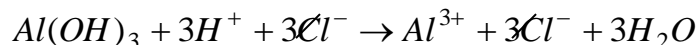
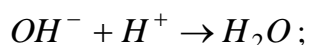
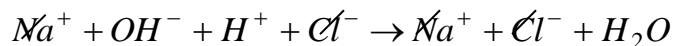
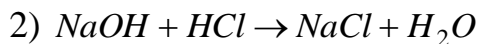
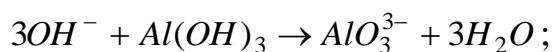
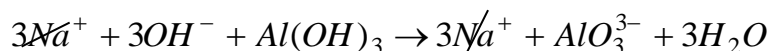
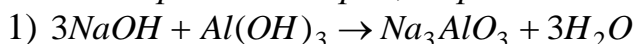


реакція неможлива.

- 5.1. Na_2S та HCl , NaBr та KOH ;
- 5.2. K_2CO_3 та H_2SO_4 , NaCl та HNO_3 ;
- 5.3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ та NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та HCl ;
- 5.4. MgSO_4 та $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, NaClO_4 та HNO_3 ;
- 5.5. CuS та HNO_3 , CuSO_4 та HBr ;
- 5.6. K_2SiO_3 та HCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ та HI ;
- 5.7. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ та Na_2CO_3 , AlCl_3 та HNO_3 .

6. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій, які відбуваються між вказаними сполуками:

Приклад 38: гідроксид натрію, гідроксид алюмінію, хлоридна кислота.



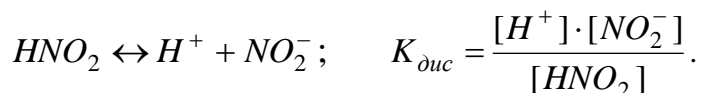
- 6.1. Гідроксид купруму(II), хлороводнева кислота, гідроксид кальцію, нітрат срібла, сульфат натрію;

- 6.2. Ортофосфатна кислота, гідроксид натрію, сульфат купруму(II), хлорид кальцію, гідроксид амонію;
- 6.3. Фосфат натрію, карбонат кальцію, сульфатна кислота, нітрат барію, гідроксид амонію;
- 6.4. Силікат натрію, хлороводнева кислота, фосфат амонію, гідроксид калію;
- 6.5. Карбонат натрію, хлорид барію, ацетатна кислота, гідроксид феруму(III), нітратна кислота;
- 6.6. Сульфат амонію, ацетат свинцю, гідроксид натрію, сульфатна кислота, нітрат срібла;
- 6.7. Хромат калію, хлорид барію, гідроксид натрію, сульфатна кислота, нітрат свинцю.

7. Вибрати слабкий електроліт і записати для нього константу дисоціації по ступеням:

Приклад 39: фосфат кальцію, нітрат амонію, нітритна кислота.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$ – сіль, нерозчинна у воді, слабкий електроліт, для неї записують вираз добутку розчинності *ДР*; NH_4NO_3 - сіль, розчинна у воді, сильний електроліт; HNO_2 – кислота, слабкий електроліт:



- 7.1. Нітратна кислота, гідроксид амонію, карбонат кальцію;
- 7.2. Хлорна кислота, гідроксид натрію, гідроксид цинку;
- 7.3. Сульфат барію, гідроксид стронцію, карбонатна кислота;
- 7.4. Гідроксид калію, сульфідна кислота, хлорид амонію;
- 7.5. Кремнієва кислота, гідроксид барію, сульфід натрію;
- 7.6. Фосфатна кислота, карбонат амонію, гідроксид кальцію;
- 7.7. Фосфат амонію, гідроксид хрому(III), ацетат натрію.

8. Скласти по три рівняння в молекулярній формі, які відповідають таким рівнянням у скороченій іонній формі:

Приклад 40: $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$;

- 1) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{KCl}$;
- 2) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$;
- 3) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{CH}_3\text{COONa}$.

- 8.1. $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$;
- 8.2. $\text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$;
- 8.3. $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$;
- 8.4. $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = \text{PbO}_2^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$;
- 8.5. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$;
- 8.6. $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{NiS} \downarrow$;
- 8.7. $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

9. Написати молекулярні та йонні рівняння не менш як трьох реакцій одержання таких сполук:

9.1. Сульфату свинцю(II), оксиду вуглецю(IV), ортофосфатної кислоти;

9.2. Гідроксиду міді(I), ацетатна кислоти, фосфату магнію;

9.3. Карбонату кальцію, сульфідної кислоти, гідроксиду хрому(III);

9.4. Нітритної кислоти, хромату барію, гідроксиду амонію;

9.5. Сульфідної кислоти, алюмінату натрію, карбонату магнію;

9.6. Хлориду срібла, перхлорату кальцію, нітрату феруму(III);

9.7. Ацетату алюмінію, йодиду свинцю, борату натрію.

10. Визначити концентрацію розчину (ω %) при розчиненні:

Приклад 41: 5 г хлориду натрію в 95 г води.

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\% ; \quad \omega = \frac{5}{5 + 95} \cdot 100\% = 5\% .$$

10.1 50г цукру в 200г води;

10.2 30г цукру в 240г 10%-ного його розчину;

10.3. При змішуванні 120г 10%-ного і 40г 90%-ного розчинів ацетатної кислоти.

10.4. 100г ангідриду сірчаної кислоти в 150г води;

10.5. 40г мідного купоросу в 160г розчину;

10.6. При змішуванні 200г 2%-ного і 300г 6%-ного розчинів мідного купоросу;

10.7. 50г ангідриду сірчаної кислоти в 300г води.

11. Вказати пару електролітів, реакції між якими можливі (написати рівняння реакцій):

11.1 Na_2S і HCl , NaOH і HNO_3 , KCl і NaNO_3 ;

11.2. K_2CO_3 і H_2SO_4 , CH_3COOK і AgNO_3 , MgSO_4 і HNO_3 ;

11.3. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ і K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 , KOH і H_3PO_4 ;

11.4. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 , NaOH і HNO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ і KCl ;

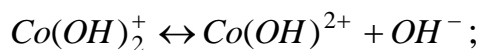
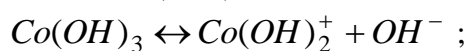
11.5. K_2S і Na_2SO_3 , ZnCl_2 і H_2SO_4 , NH_4Cl і AgNO_3 ;

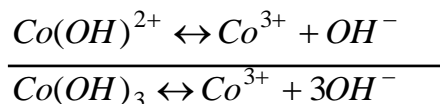
11.6. $\text{Co}(\text{OH})_3$ і HNO_3 , HClO_4 і MnSO_4 , LiOH і NaCl ;

11.7. Na_2SiO_3 і Na_2SO_4 , H_3PO_4 і $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KCN і Na_2SO_4 .

12. Яка загальна концентрація йонів (моль/л) після дисоціації 1 моль сполуки (вказати концентрацію ступінчасто):

Приклад 42: $\text{Co}(\text{OH})_3$.





1 моль 1 моль 3 моль

Після повної дисоціації загальна концентрація йонів 4 моль/л, на першій стадії 2 моль-йонів/л.

- 12.1. H_2CO_3 ; 12.2. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 12.3. FeCl_3 ;
 12.4. Na_3PO_4 ; 12.5. $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$; 12.6. CaOHCl ;
 12.7. $\text{Co}(\text{HSO}_4)_3$.

Гідроліз солей.

Що треба знати:

- Що називається йонним добутокм води? Чому він дорівнює?
- Що таке водневий показник?
- Якими величинами рН характеризується нейтральне, кисле та лужне середовище?
- Чому дорівнює величина водневого показника чистої води при 22 °С?
- Який процес називається гідролізом?
- Що таке ступінь та константа гідролізу?

Що треба вміти:

- Розраховувати рН і рОН розчинів за концентрацією йонів водню або йонів гідроксилу.
- Визначати середовище розчину за допомогою індикаторів.
- Складати молекулярні та йонні рівняння гідролізу.

Про що треба мати уявлення:

- Буферні розчини в хімії та біології.

Контрольні завдання.

1. Які йони не можуть одночасно перебувати в помітних кількостях у водному розчині?

Приклад 43: K^+ і SO_3^{2-} , Ba^{2+} і SO_4^{2-} .

- 1) K^+ і SO_3^{2-} утворюють розчинну сполуку K_2SO_3 . Тому у розчині будуть переважати йони.
- 2) Ba^{2+} і SO_4^{2-} - утворюють нерозчинну сіль BaSO_4 , тому у розчині у вигляді йонів не перебувають.

- 1.1. Na^+ і SO_4^{2-} , Ag^+ і NO_3^- , Ba^{2+} і NO_2^- ;
- 1.2. K^+ і PO_4^{3-} , Ca^{2+} і Cl^- , Li^+ і NO_3^- ;
- 1.3. K^+ і OH^- , H^+ і CO_3^{2-} , Sr^{2+} і HSO_3^- ;

- 1.4. Zn^{2+} і SO_4^{2-} , Na^+ і HPO_4^{2-} , Fe^{2+} і I^- ;
- 1.5. H^+ і S^{2-} , K^+ і NO_3^- , Cu^{2+} і Br^- ;
- 1.6. Ca^{2+} і OH^- , Pb^{2+} і Cl^- , H^+ і ClO_4^- ;
- 1.7. Li^+ і HCO_3^- , Al^{3+} і OH^- , Ni^{2+} і CO_3^{2-} .

2. Які йони можуть існувати у помітних кількостях у лужному середовищі?

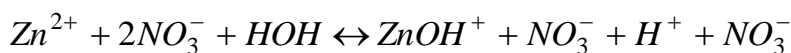
Приклад 44: $CuOH^+$, K^+ , SO_4^{2-} , OH^- .

Йони $CuOH^+$ не можуть існувати у лужному середовищі, тому що проходить реакція $CuOH^+ + OH^- \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow$

- 2.1. $AlOH^{2+}$, H_3O^+ , K^+ , SO_4^{2-} ;
- 2.2. HSO_4^- , Ni^{2+} , Al^{3+} , S^{2-} ;
- 2.3. Na^+ , $ZnOH^+$, Mg^{2+} , Cl^- ;
- 2.4. $BaOH^+$, Ca^{2+} , ClO^- , HPO_4^{2-} ;
- 2.5. PO_4^{3-} , OH^- , Na^+ , $FeOH^{2+}$;
- 2.6. HSO_3^- , K^+ , $BiOH^+$, SO_3^{2-} ;
- 2.7. Ca^{2+} , Na^+ , H^+ , CO_3^{2-} .

3. Вкажіть колір індикатора у розчині:

Приклад 45: нітрат цинку.



№ завдання	Назва сполуки	Індикатор		
		лакмус	метилловий оранжевий	фенол- фталеїн
приклад	нітрат цинку	червоний	червоний	безбарвний
3.1.	нітрат алюмінію			
3.2.	хлорид цинку			
3.3.	нітрит калію			
3.4.	карбонат натрію			
3.5.	фторид алюмінію			
3.6.	силікат літію			
3.7.	фосфат амонію			

4. Визначити та порівняти реакцію середовища водних розчинів солей (написати відповідні реакції, див. приклад №3):

- 4.1. Ацетату натрію й сульфату натрію;
- 4.2. Сульфід амонію й сульфату амонію;
- 4.3. Хлориду міді й хлориду барію;
- 4.4. Сульфіту калію й сульфіту амонію;
- 4.5. Карбонату літію й карбонату алюмінію;

- 4.6. Фосфату натрію й нітрату магнію;
 4.7. Нітриту барію й нітрату барію.

5. Яких іонів найменше у водному розчині:

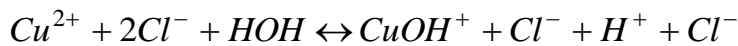
Приклад 46: Фосфату калію (PO_4^{3-} , K^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , OH^-).

Найменше у водному розчині буде тих іонів, які утворюють слабкі електроліти на останніх стадіях гідролізу, тобто іонів $H_2PO_4^-$:



- 5.1 Карбонату калію (K^+ , CO_3^{2-} , H^+ , OH^- , HCO_3^-);
 5.2. Сульфату міді (Cu^{2+} , SO_4^{2-} , H^+ , OH^- , $CuOH^+$);
 5.3. Хлориду цинку (Zn^{2+} , Cl^- , H^+ , OH^- , $ZnOH^+$);
 5.4. Сульфату феруму(III) (Fe^{3+} , $Fe(OH)_2^+$, $FeOH^{2+}$, H^+ , OH^- , SO_4^{2-});
 5.5. Хлориду амонію (NH_4^+ , H^+ , OH^- , Cl^-);
 5.6. Силікату натрію (Na^+ , H^+ , OH^- , SiO_3^{2-} , $HSiO_3^-$);
 5.7. Нітрату магнію (Mg^{2+} , H^+ , OH^- , $MgOH^+$, NO_3^-).

6. Гідроліз якої солі описується вказаним нижче скороченим рівнянням (написати приклади рівнянь в молекулярному і повному йонному вигляді):



- 6.1. $Al^{3+} + HON \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$;
 6.2. $S^{2-} + HON \leftrightarrow HS^- + OH^-$;
 6.3. $Mg^{2+} + HON \leftrightarrow MgOH^+ + H^+$;
 6.4. $NH_4^+ + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+$;
 6.5. $SO_3^{2-} + HON \leftrightarrow HSO_3^- + OH^-$;
 6.6. $HPO_4^{2-} + HON \leftrightarrow H_2PO_4^- + OH^-$;
 6.7. $Cr^{3+} + CH_3COO^- + HON \leftrightarrow CrOH^{2+} + CH_3COOH$.

7. Визначити рН і рОН розчину:

Приклад 48: концентрація H^+ у розчині $4,3 \cdot 10^{-4}$. Визначити рН і рОН розчину.

Рішення: $pH = -\lg[H^+] = -\lg 4,3 \cdot 10^{-4} = -(\lg 4,3 + \lg 10^{-4}) = -(0,63 - 4) = 3,37$;

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,37 = 10,63.$$

Відповідь: рН = 3,37, рОН = 10,63.

Приклад 49: концентрація OH^- у розчині $4 \cdot 10^{-6}$. Визначити рН і рОН розчину.

Рішення: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4 \cdot 10^{-6} = -(\lg 4 + \lg 10^{-6}) = -(0,60 - 6) = 5,4$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,4 = 8,6.$$

Відповідь: рОН = 5,4, рН = 8,6.

- 7.1. якщо концентрація H^+ у розчині $2 \cdot 10^{-4}$;
- 7.2. якщо концентрація H^+ у розчині $4,5 \cdot 10^{-11}$;
- 7.3. якщо концентрація OH^- в розчині $5 \cdot 10^{-2}$;
- 7.4. якщо концентрація H^+ у розчині $3,2 \cdot 10^{-5}$;
- 7.5. якщо концентрація OH^- в розчині $4,6 \cdot 10^{-3}$;
- 7.6. якщо концентрація H^+ у розчині $3,8 \cdot 10^{-10}$;
- 7.7. якщо концентрація OH^- в розчині $2,1 \cdot 10^{-1}$.

8. Чому дорівнює концентрація H^+ і OH^- в розчині, рН якого дорівнює:

Приклад 50: Визначити концентрацію H^+ та OH^- у розчині, якщо його рН = 4,5.

Рішення: $\lg[\text{H}^+] = -\text{pH} = -4,5 = -(5 - 0,5) = -5 + 0,5$

$$[\text{H}^+] \approx 3,2 \cdot 10^{-5};$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 3,2 \cdot 10^{-5} = 3,12 \cdot 10^{-8}.$$

Відповідь: $[\text{H}^+] \approx 3,2 \cdot 10^{-5}$ г-йон/л, $[\text{OH}^-] = 3,12 \cdot 10^{-8}$ г-йон/л.

- | | |
|------------|------------|
| 8.1. 4,87; | 8.5. 10,0; |
| 8.2. 3,5; | 8.6. 0,5; |
| 8.3. 9,4; | 8.7. 4,0. |
| 8.4. 3,0; | |

9. Чому дорівнює рН розчину, якщо:

- | | |
|---|--|
| 9.1. $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ г·йон/л; | 9.5. $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ г·йон/л; |
| 9.2. $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ г·йон/л; | 9.6. $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ г·йон/л; |
| 9.3. $[\text{H}^+] = 10^{-2}$ г·йон/л; | 9.7. $[\text{H}^+] = 10^{-1}$ г·йон/л. |
| 9.4. $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ г·йон/л; | |

10. Визначити константу гідролізу $K_{\text{гiдр}}$ солі при 18 °С:

Приклад 51: Сіль NH_4ClO_4 утворена слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HClO_4

Рішення: Відповідно до типу солі підбираємо рівняння для

розрахунку константи гідролізу: $K_{\text{гiдр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основи}}}$; $K_{\text{гiдр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кислоти}}}$;

$$K_{\text{гiдр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основи}} \cdot K_{\text{кислоти}}};$$

($K_{NH_4OH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$; $K_{H_2O} = 0,74 \cdot 10^{-14}$);

$$K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи}} = \frac{0,74 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 4,23 \cdot 10^{-10}$$

Вiдповiдь: $K_{гiдр} = 4,23 \cdot 10^{-10}$.

- | | |
|-----------------------|--------------------|
| 10.1. NH_4NO_3 ; | 10.5. CH_3COOK ; |
| 10.2. CH_3COONa ; | 10.6. NH_4NO_2 ; |
| 10.3. CH_3COONH_4 ; | 10.7. NH_4I . |
| 10.4. NaF ; | |

11. Визначити $[H^+]$ i ступiнь гiдролiзу:

Приклад 52: Обчислити $[H^+]$ i ступiнь гiдролiзу 0,1М розчину NH_4NO_3 .

Рiшення: ($K_{NH_4OH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$; $K_{H_2O} = 0,74 \cdot 10^{-14}$)

$$K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи}} = \frac{0,74 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 4,23 \cdot 10^{-10}$$

$$[H^+] = K_{гiдр} \cdot C_{NH_4NO_3} = 4,23 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1 = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ г} \cdot \text{йон/л}$$

Ступiнь гiдролiзу:

$$h = \frac{[H^+]}{C_{соли}} = \frac{6,5 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ або } 6,5 \cdot 10^{-3} \%$$

Вiдповiдь: $[H^+] = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ г} \cdot \text{йон/л}$; $h = 6,5 \cdot 10^{-5}$ або $6,5 \cdot 10^{-3} \%$.

- | | |
|----------------------------|-----------------------|
| 11.1. 0,01М NH_4Cl ; | 11.5. 1н $KClO$; |
| 11.2. 0,001М $NaCN$; | 11.6. 0,01н $KClO$; |
| 11.3. 0,1н NH_4Br ; | 11.7. 0,001н $KClO$. |
| 11.4. 0,1М CH_3COONH_4 ; | |

12. Визначити $K_{гiдр}$:

Приклад 53: Визначити $K_{гiдр} HCOONa$ i $K_{гiдр} HCOONH_4$.

Рiшення: $HCOONa + HOH \leftrightarrow HCOOH + NaOH$

$$K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кислоти}}; K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HCOOH}} = \frac{0,74 \cdot 10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-5}} = 4,10 \cdot 10^{-10};$$

$HCOONH_4 + HOH \leftrightarrow HCOOH + NH_4OH$

$$K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи} \cdot K_{кислоти}};$$

$$K_{гiдр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH} \cdot K_{HCOOH}} = \frac{0,74 \cdot 10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-5} \cdot 1,79 \cdot 10^{-5}} = 2,33 \cdot 10^{-5}.$$

Відповідь: $K_{\text{зідр}}\text{HCOONa} = 4,10 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{зідр}}\text{HCOONH}_4 = 2,33 \cdot 10^{-5}$.

12.1. CH_3COONa і NH_4ClO ;

12.2. NH_4NO_3 і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$;

12.3. NH_4Br і NH_4F ;

12.4. NaF і NH_4Cl ;

12.5. NH_4CN і KCN ;

12.6. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ і $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

12.7. K_3PO_4 і $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$.

3. Основні закони хімічних перетворень із зміною ступенів окиснення елементів або їх валентності.

Що треба знати:

- Визначення та основні ознаки окисно-відновних реакцій.
- Поняття "ступінь окиснення елементу".
- Що являє собою процес окиснення й основні відновники.
- Що являє собою процес відновлення й основні окисники.
- Найважливіші правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.
- Типи окисно-відновних реакцій.
- Вплив середовища на протікання окисно-відновних реакцій.

Що треба вміти:

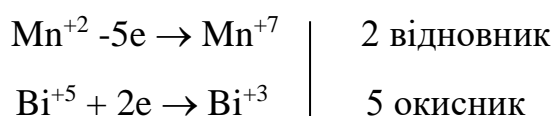
- Розраховувати ступені окиснення елементів у сполуках
- Визначати окисники та відновники в реакції на основі значень ступенів окиснення елементів, положення елементів у періодичній системі, а також типових хімічних властивостей сполук.
- Складати до окисно-відновних реакцій схеми перерозподілу електронів.
- Підбирати та розставляти коефіцієнти в реакціях із зміною ступеня окиснення елементів.

Про що треба мати уявлення:

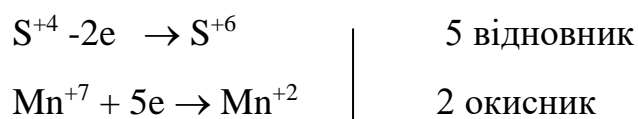
- Як складати окисно-відновні реакції методом напівреакцій.
- Як визначається напрямок протікання окисно-відновних реакцій на основі розрахунку електродного потенціалу системи як різниці стандартних електродних потенціалів окисника та відновника.

Роль окисно-відновних процесів у хімії й біології.

Окисно-відновні реакції (ОВР) - найбільш широко розповсюджений тип хімічних реакцій. Велике значення мають ОВР у хімічному виробництві, зокрема, у виробництві кислот - H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , мінеральних добрив, тощо; в аналітичній хімії для якісного та кількісного визначення іонів [6-10]. Наприклад, якісна реакція "відкриття" Mn^{+2} відбувається в кислому середовищі в присутності окисника (NaBiO_3 , PbO_2) з утворенням Mn^{+7} (HMnO_4) і супроводжується утворенням характерного малинового забарвлення розчину:

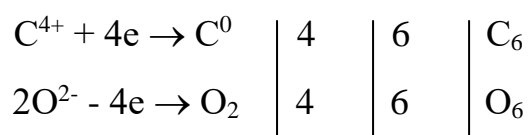
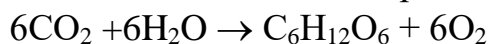


Якісна реакція відкриття SO_3^{-2} відбувається в кислому середовищі у присутності окисника KMnO_4 (розчин знебарвлюється):



На окисно-відновних реакціях у кількісному визначенні базуються редоксметоди об'ємного аналізу: перманганатометрія, йодометрія, хроматометрія та інші, а також використання редоксіндикаторів.

В біології до найважливішої окисно-відновної реакції відноситься процес фотосинтезу. Це єдиний унікальний процес у біосфері, в якому відбувається поглинання енергії Сонця і беруть початок усі прояви життя на Землі. Загальне рівняння цього процесу:



Кисень O_2 необхідний для дихання багатьох організмів. Багато іонів перехідних металів мають змінну валентність і здатні до участі в окисно-відновних реакціях: Mn, Co, Mo - активують ряд ферментів. Se - захищає від окисної дії вільних радикалів та іонів важких металів. В біонеорганічних комплексних системах суттєву роль відіграють окисно-відновні пари $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$ і $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{+2}$.

Харчові продукти в організмі окиснюються киснем і є джерелом енергії для виконання певної роботи й джерелом тепла для підтримування постійної температури тіла.

Біосферу можна розглядати як єдину гігантську хімічну лабораторію, в якій постійно відбувається безліч хімічних перетворень, переважна більшість, із яких є окисно-відновними.

У кругообігу речовин у біосфері приймають участь водень, кисень, карбон, азот, сірка, фосфор.

Окисно-відновні реакції на електродах. Стандартні електродні потенціали. Гальванічний елемент.

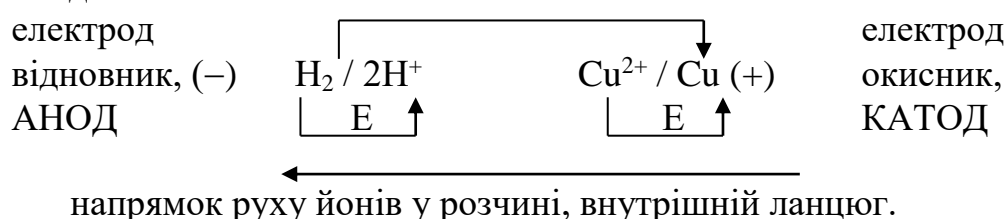
Будь-який процес окиснення-відновлення пов'язаний з переміщенням електронів між іонами реагуючих речовин, що еквівалентно електричному струму (який виникає в спрямованому потоці електронів).

При зануренні металічної пластинки (електроду) у розчин солі цього ж металу між металом і розчином у стані рівноваги виникає подвійний електронний шар, який приводить до появи стрибка потенціалу, який називається електродним потенціалом ($E_{Me^{n+}/Me}$).

Процес переходу металу в розчин, який пов'язаний із втратою атомами електронів і утворенням позитивно заряджених йонів, є процесом окиснення: $Me - ne \rightarrow Me^{n+}$. В результаті відновлення йонів металу з розчину відбувається приєднання електронів: $Me^{n+} + ne \rightarrow Me$ [6]. Електродний потенціал залежить від природи металу (його активності), концентрації його йонів у розчині, температури. Абсолютна величина електродного потенціалу вимірюванню не підлягає, але легко вимірюється різниця двох стрибків, яка називається електрорушійною силою (ЕРС) гальванічного елементу [1,6].

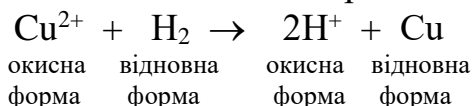
Якщо в такому пристрої умовно прийняти за нуль потенціал стандартного (або нормального) водневого електрода (складається з платинової пластинки, яка вкрита губчатою платиною і частково занурена у розчин кислоти з активністю йонів $a_{H^+} = 1$; омивається електрод газоподібним воднем під тиском 1 атм = $1,013 \cdot 10^5$ Па, що приводить до утворення системи $H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e$), то вимірюючи ЕРС, можна отримати відносні значення інших електродних потенціалів. Це важливо для порівняльної кількісної характеристики окисно-відновної здібності різних систем.

Для вимірювання електродних потенціалів металів, наприклад, міді, складається гальванічний елемент за схемою:



$$ЕРС = E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{2H^+/H_2}$$

В основі роботи складного елемента лежить реакція:



$$E_{Cu^{2+}/Cu} = ЕРС + E_{2H^+/H_2}, \quad E_{2H^+/H_2} = 0, \quad \text{то} \quad E_{Cu^{2+}/Cu} = ЕРС = 0,34В.$$

Електродні потенціали металів, які виміряні відносно електрода в стандартних умовах, тобто концентрації йонів металу в розчині 1 моль/л ($a = 1$), і температурі 25 °С (298К), називають стандартними.

Електрохімічний ряд напруг металів (Додатки) - це ряд металів, розміщених за зростанням алгебраїчного значення стандартних

(нормальних, які виміряні в 1н. розчинах) потенціалів, або ряд активності металів. Зліва направо в ряду напруг зменшується активність відновної форми (метал) і збільшується активність окисненої форми (іони металу), тому кожний метал окиснюється іонами іншого, який стоїть правіше: $Zn + Pb^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Pb$. Величина електродних потенціалів залежить від концентрації іонів металу, в розчині його солі (c), їх заряду (n) і температури (T). Її знаходять вираження за формулою Нернста.

Принцип розрахунку напрямку окисно-відновних реакцій.

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{Me^{n+}},$$

E_{Me} - електродний потенціал металу (у залежності від концентрації його солі в розчині й заряду металу);

E_{Me}^0 - нормальний потенціал металу;

n - заряд йона;

F - число Фарадея, 96500 кулонів;

R - універсальна газова стала (8,313 Дж/моль·К);

T - температура, К;

$C_{Me^{n+}}$ - концентрація йонів у розчині.

У скороченому вигляді рівняння має вигляд:

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

У гомогенних окисно-відновних системах електродні потенціали називають окисно-відновними або редокс-потенціалами (складається гальванічний елемент внесенням у розчини інертних - платинових електродів). Стандартні значення редокспотенціалів також знаходяться за водневим електродом. В системі як окисник завжди діє окиснена форма (ОФ) з більшим алгебраїчним значенням потенціалу. Можна визначити можливість і напрямок тих чи інших окисно-відновних реакцій.

Для гомогенних окисно-відновних систем рівняння Нернста має вигляд:

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[cO\Phi]}{[cB\Phi]}.$$

n - число електронів, який приймає окисник;

$cO\Phi$, $cB\Phi$ – молярні концентрації окисненої і відновленої форм у реакції.

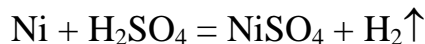
Обов'язковою умовою протікання будь-якої окисно-відновної реакції є позитивне значення різниці потенціалів окисника й відновника:

$$\Delta E = E^{\circ}_{\text{оф}} - E^{\circ}_{\text{вф}} > 0.$$

Чим більша ця різниця, тим більш енергійно проходить реакція [6, 8].

Приклади рішення завдань.

Приклад 54. Чи буде взаємодіяти нікель із розведеною сірчаною кислотою?

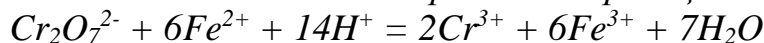


Розв'язок: $E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,250\text{В}; \quad E^{\circ}_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0;$

$$\Delta E = 0 - (-0,250) = 0,250\text{В} > 0.$$

Отже, нікель буде взаємодіяти із сульфатною кислотою.

Приклад 55. Визначити можливість протікання реакції:



Розв'язок: $E^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1,333\text{В}; \quad E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} = 0,771\text{В};$

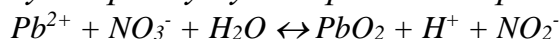
$$\Delta E = E^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} - E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} = 1,333 - 0,771 = 0,562\text{В} > 0.$$

Отже, реакція буде протікати.

Приклад 56. В якому напрямку можуть протікати реакції, виражені рівняннями: 1) $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$; 2) $\text{Cl}_2 + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Cl}^- + \text{I}_2$?

Розв'язок: $E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} = 0,771\text{В}; \quad E^{\circ}_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = 0,540\text{В}; \quad E^{\circ}_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36\text{В}.$ $E^{\circ}_{\text{I}_2/2\text{I}^-}$ має найменше значення і не може окиснювати ні Fe^{2+} , ні Cl^- , тому реакція 1 іде в прямому напрямку. $E^{\circ}_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}$ має більше значення, ніж $E^{\circ}_{\text{I}_2/2\text{I}^-}$, тому реакція 2 протікає в прямому напрямку.

Приклад 57. В якому напрямку буде переважно протікати реакція?



Розв'язок: $E^{\circ}_{\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+}} = 1,449\text{В}; \quad E^{\circ}_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-} = 0,835\text{В};$

$$\Delta E_1(\text{прямої р-ції}) = E^{\circ}_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-} - E^{\circ}_{\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+}} = 0,835 - 1,694 = -0,859\text{В} < 0$$

окисн. форма відн. форма

$\Delta E_1 < 0$, реакція протікати не буде.

$$\Delta E_2(\text{зворотньої р-ції}) = E^{\circ}_{\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-} = 1,694 - 0,835 = 0,859\text{В} < 0$$

$\Delta E_2 > 0$, тому переважно буде протікати зворотна реакція.

Приклад 58. Чи можуть одночасно існувати у розчині речовини Na_2SO_3 та KMnO_4 ?

Розв'язок: $E^{\circ}_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = -0,93\text{В}; \quad E^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2} = 0,588\text{В};$

$$\Delta E = E^0_{MnO_4^- / MnO_2} - E^0_{SO_4^{2-} / SO_3^{2-}} = 0,588 - (-0,93) = 1,518V > 0.$$

В розчині одночасно не можуть існувати ці речовини, тому що $\Delta E > 0$ і, відповідно, ці речовини реагують між собою, тобто між ними протікає реакція.

Окисно-відновні реакції

(прогнозування, закономірності, складання рівнянь).

Контрольні завдання.

1. Визначить ступінь окиснення у сполуках:
 - 1.1. KCl, Cl₂, KClO, KClO₃, KClO₄;
 - 1.2. K₂Cr₂O₇, K₂CrO₄, Cr₂(SO₄)₃, Cr;
 - 1.3. F₂O, O₂, H₂O, O₃, CO₂, Na₂O₂;
 - 1.4. KMnO₄, K₂MnO₄, MnO₂, Mn;
 - 1.5. NH₃, N₂, N₂H₄, KNO₂;
 - 1.6. H₂C₂O₄, HCOOH, CH₃COOH, C₂H₆;
 - 1.7. H₃PO₃, PH₃, Ca(H₂PO₄)₂, (NH₄)₃PO₄.

2. Які окисно-відновні властивості (тільки відновник, тільки окисник, або і ті, і інші) можуть виявляти в зазначених сполуках:
 - 2.1. Манган: KMnO₄, K₂MnO₄, MnO, Mn₂O₇, MnO₂, Mn;
 - 2.2. Хлор: KCl, Cl₂, KClO, KClO₃, KClO₄;
 - 2.3. Сульфур: S, H₂S, H₂SO₃, SO₃, FeS, SO₂;
 - 2.4. Фосфор: H₃PO₃, PH₃, P₂O₅, P, H₄P₂O₇, H₃PO₄;
 - 2.5. Ферум: Fe(NO₃)₃, FeSO₄, Fe, FeS, Fe₂O₃;
 - 2.6. Йод: I₂, KI, KIO₃, Ca(IO₃)₂, HI;
 - 2.7. Нітроген: NH₄NO₃, NH₂OH, HN₃, N₂O, NO.

3. Яка з наведених реакцій відноситься до окисно-відновних? Визначити для ОВР коефіцієнти й урівняти всі рівняння реакцій:
 - 3.1. CaCO₃ → CaO + CO₂
 KClO₃ → KCl + O₂
 NaOH + Fe₂(SO₄)₃ → Fe(OH)₃ + Na₂SO₄;
 - 3.2. CH₄ + O₂ → CO₂ + H₂O
 AgNO₃ + HCl → AgCl + HNO₃
 NO + O₂ → NO₂;
 - 3.3. MnO₂ + KOH + KNO₃ → K₂MnO₄ + KNO₂ + H₂O
 CaCl₂ + Na₃PO₄ → Ca₃(PO₄)₂ + NaCl
 H₂S + Cu(NO₃)₂ → CuS + HNO₃;
 - 3.4. KMnO₄ + HCl → MnCl₂ + Cl₂ + KCl + H₂O
 Mn₂O₇ + KOH → KMnO₄ + H₂O

- $\text{BaCl}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$;
- 3.5. $\text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MnCO}_3 \rightarrow \text{MnO} + \text{CO}_2$;
- 3.6. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{KNO}_3$
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.7. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnS} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$.

4. До якого типу ОВР (міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна, диспропорціювання) відноситься наведена реакція? Визначити коефіцієнти й урівняти рівняння реакцій:

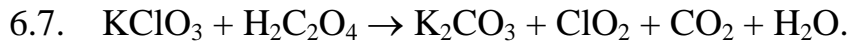
- 4.1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 4.2. $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.3. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.4. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.5. $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$;
- 4.6. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.7. $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$.

5. Визначити окисник і відновник у реакції, навести для них електронну формулу й електронну схему та можливі ступені окиснення. Урівняти рівняння реакцій:

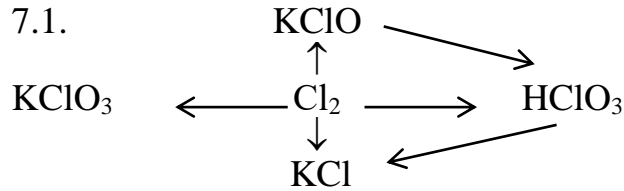
- 5.1. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$;
- 5.2. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{розв}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 5.3. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 5.4. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 5.5. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$;
- 5.6. $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{розв}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5.7. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$.

6. Підібрати коефіцієнти ОВР. Вказати окисник і відновник. У відповіді дати загальну суму коефіцієнтів реакції:

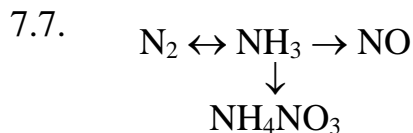
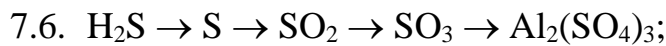
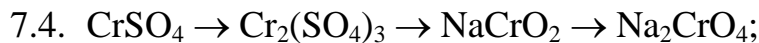
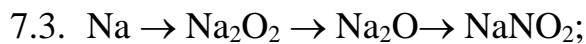
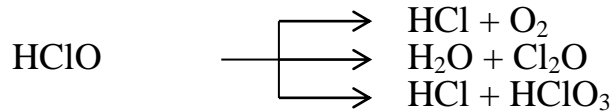
- 6.1. $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6.2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6.3. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} + \text{HCl}$;
- 6.4. $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
- 6.5. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 6.6. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;



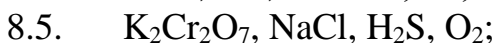
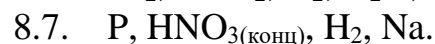
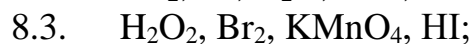
7. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



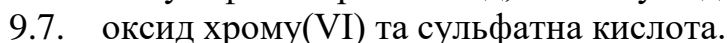
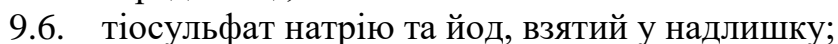
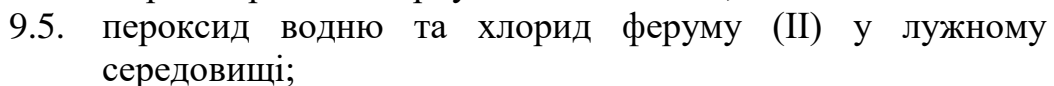
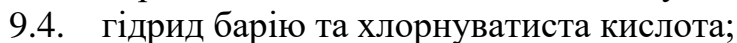
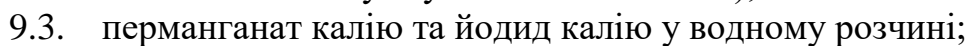
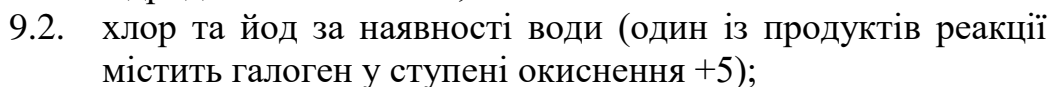
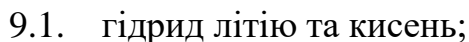
7.2.



8. Скласти рівняння всіх можливих реакцій між наведеними речовинами, взявши їх попарно:



9. Скласти окисно-відновні рівняння реакцій між наведеними сполуками:



10. Чи можуть одночасно існувати у розчині такі речовини? Відповідь обґрунтуйте розрахунками різниці потенціалів:



10.3. HCl і HClO₃; 10.7. H₂S і K₂MnO₄.
10.4. KBr і KMnO₄;

11. Довести розрахунками, чи буде взаємодіяти з розчином хлороводневої кислоти вказаний метал:

11.1 Ni; 11.5. Cu;
11.2. Bi; 11.6. Au;
11.3. Sn; 11.7. Pd.
11.4. Pb;

12. В якому напрямку можливе протікання реакції:

12.1. $\text{Mn} + \text{Ni}^{2+} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Ni}$;
12.2. $2\text{MnO}_4^{1-} + 16\text{H}^+ + 5\text{S}^{2-} \leftrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{S}^0 + 8\text{H}_2\text{O}$;
12.3. $\text{Cl}_2 + 2\text{I}^{1-} \leftrightarrow 2\text{Cl}^{1-} + \text{I}_2$;
12.4. $10\text{Fe}^{2+} + 2\text{MnO}_4^{1-} + 16\text{H}^+ \leftrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 10\text{Fe}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$;
12.5. $3\text{S}^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \leftrightarrow 3\text{S}^0 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$;
12.6. $2\text{MnO}_4^{1-} + 10\text{Cl}^{1-} + 16\text{H}^+ \leftrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$;
12.7. $\text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 6\text{H}^+ \leftrightarrow 6\text{K}^+ + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.

***Координаційні комплексні сполуки, їх роль у живій природі.
Просторова інтерпретація координаційних чисел, ізомерія
координаційних сполук.***

Що треба знати:

- Типи хімічних зв'язків у молекулах простих і складних речовин: йонний, ковалентний полярний і ковалентний неполярний.
- Механізм донорно-акцепторного способу утворення ковалентного зв'язку.
- Типові донори й акцептори електронних пар і особливості їх електронної будови.
- Основні закономірності будови координаційних (комплексних) сполук.
- Найпоширеніші координаційні числа комплексоутворювачів.

Що треба вміти:

- Визначати внутрішню сферу, ступінь окиснення та можливе координаційне число комплексоутворювача, виходячи з особливостей будови елемента.
- Розраховувати заряд комплексних йонів.
- Складати рівняння найпростіших реакцій утворення комплексних сполук із використанням у якості лігандів NH₃, CN⁻, NO₂⁻, а комплексоутворювачів - Cu²⁺, Ag⁺, Fe²⁺, Fe³⁺, Co²⁺, Co³⁺ та інші.
- Складати рівняння дисоціації комплексних сполук у розчинах.

➤ Скласти назви комплексних сполук.

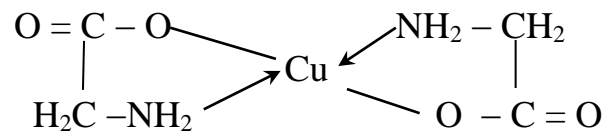
Що треба мати уявлення:

➤ Ізомерію комплексних сполук.

➤ Константи стійкості комплексних сполук.

➤ Особливості деяких типових біологічно активних комплексів як, наприклад, хлорофіл, гемоглобін, ферменти тощо.

Найважливіші з речовин, що входять до складу живих організмів білки, які в свою чергу містять амінокислоти. Амінокислоти з металами здатні утворювати внутрішньокмлексні сполуки, наприклад,



В організмах тварин і рослин координаційні (комплексні) сполуки виконують різноманітні функції: накопичення й переміщення різних речовин та енергії, обмін і блокування функціональних груп, участь в окисно-відновних реакціях, утворення й розщеплення хімічних зв'язків тощо.

До числа найбільш важливих природних хелатуючих агентів відносяться похідні порфіну - один із них гемоглобін. Він виконує дві біохімічні функції: своїми атомами залізо зв'язує молекули кисню і переносить їх у тканини; у тканинах відщеплюється кисень, гемоглобін за допомогою аміногруп зв'язує вуглекислий газ і постачає його в легені.

Для рослин важливим зеленим пігментом є хлорофіл, без якого не може існувати фотосинтез. Основу молекули хлорофілу складає магнійпорфіріновий комплекс, який за будовою нагадує гемоглобін.

Важливою координаційною сполукою, яка грає важливу роль у синтезі гемоглобіну, є вітамін В₁₂, у склад якого входить кобальт (III).

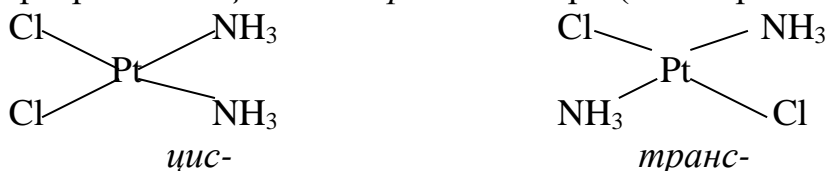
Багато біометалів утворюють координаційні сполуки з нуклеїновими кислотами і нуклеотидами. Так, у клітині молекули АТФ знаходяться в основному у вигляді комплексів із магнієм. АТФ у свою чергу - джерело енергії для багатьох хімічних реакцій. Деякі вітаміни схильні до комплексоутворення з металами.

Успішно використовуються комплекси у рослинництві, медицині, харчовій промисловості та в інших галузях.

В більшості комплексних сполук координаційне число комплексоутворювача залежить від числа вільних електронних орбіталей. У свою чергу координаційне число впливає на геометричну форму комплексних частинок.

Координаційне число	Геометрична форма частинки	Приклади
2	лінійчата	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
4	тетраедрична	$[\text{FeCl}_4]^{2-}$, $[\text{FeCl}_4]^-$
4	квадратна	$[\text{Pt}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$
6	октаедрична	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{FeF}_6]^{3-}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_4]^{4-}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

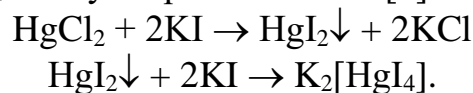
У просторі шість рівноцінних орбіталей розміщуються в напрямку вершин октаедра. Октаедричне розміщення найбільш вигідне за щільністю упаковки й енергії системи: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ та ін. Комплекси з координаційним числом 4 можуть бути або тетраедричні $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$, або площиноквадратні $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$. В залежності від просторової координації лігандів розрізняють *цис*- або *транс*- ізомери (геометрична ізомерія):



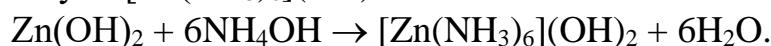
Крім геометричної ізомерії відомі й інші види - йонізаційна, сольватна, сольова, оптична.

Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук, їх дисоціація, константи нестійкості й стійкості.

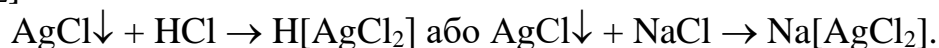
При взаємодії деяких осадів із надлишком осаджувача відбувається розчинення осаду. Так, взаємодія HgCl_2 і KI супроводжується утворенням осаду HgI_2 яскраво-червоного кольору, який при додаванні надлишку KI розчиняється [8]:



При осадженні Zn^{2+} дією NH_4OH спочатку утворюється осад $\text{Zn}(\text{OH})_2$, який розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням комплексної сполуки $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$:



Аналогічно протікає реакція осадження AgCl , а потім його розчинення внаслідок утворення комплексної сполуки $\text{H}[\text{AgCl}_2]$ або $\text{Na}[\text{AgCl}_2]$:



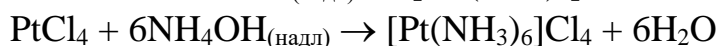
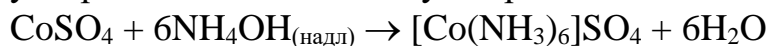
Молекули комплексних сполук утворюються в результаті взаємодії електронейтральних молекул більш простих за складом солей:



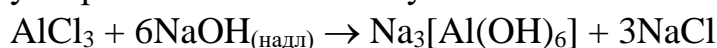
Координаційна теорія Вернера пояснює утворення координаційних сполук [9]. Обов'язковою умовою одержання таких сполук є наявність координаційного зв'язку (реалізація донорно-акцепторного механізму ковалентного зв'язку).

Прикладом утворення координаційних сполук різних типів (катионних, аніонних, нейтральних) можуть бути реакції:

1) утворення катионного типу координаційних сполук:



2) утворення аніонного типу



Більшість координаційних сполук у розчинах виявляють властивості сильних електролітів і дисоціюють на комплексні йони й іони зовнішньої сфери [5]:

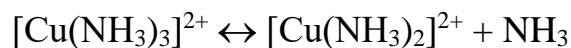


Дисоціація комплексних йонів відбувається в незначній мірі подібно слабким електролітам (ступінчасто) і характеризується кожний ступінь дисоціації константою рівноваги - ступінчастою константою стійкості. Константа стійкості - обернена величина константи нестійкості, або константи дисоціації комплексного йона:



$$K_{\text{дис.1}} = K_{\text{нест.1}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}};$$

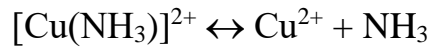
$$K_{\text{ст.1}} = \frac{1}{K_{\text{нест.1}}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]};$$



$$K_{\text{ст.2}} = \frac{1}{K_{\text{нест.2}}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]};$$

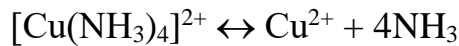


$$K_{cm.3} = \frac{1}{K_{нест.3}} = \frac{[Cu(NH_3)_2^{2+}]}{[Cu(NH_3)^{2+}] \cdot [NH_3]};$$



$$K_{cm.4} = \frac{1}{K_{нест.4}} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]}{[Cu(NH_3)^{2+}]};$$

В загальному вигляді:



$$K_{cm} = K_{cm.1} \cdot K_{cm.2} \cdot K_{cm.3} \cdot K_{cm.4};$$

$$K_{cm} = \frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}]}{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]^4}.$$

За величинами константи стійкості (нестійкості) можна кількісно порівнювати різні комплексні сполуки, передбачати перебіг хімічних реакцій. Чим більше значення стійкості, тим стійкіші комплекси.

Контрольні завдання

1. Заповнити таблицю у відповідності з Вашим варіантом, вказавши комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішню та зовнішню сферу по формулі комплексної сполуки, або скласти відповідну формулу по вказаному комплексоутворювачу, лігандам та координаційному числу. Дати назви відповідним сполукам.

№ завдання		Комплексоутворювач	Ліганд	Корди-наційне число	Йони зовніш-ньої сфери	Формула комплексної сполуки
1	2	3	4	5	6	7
0	а	Cu^{2+}	NH_3	4	PO_4^{3-}	$[Cu(NH_3)_4]_3(PO_4)_2$
	б	Co^{2+}	NH_3	6	SO_4^{2-}	$[Co(NH_3)_6]_2(SO_4)_3$
1	а					$[Co(NH_3)_6]SO_4$
	б	Zn^{2+}	OH^-	4	Na^+	
2	а					$K_4[Fe(CN)_6]$
	б	Pb^{2+}	Cl^-	4	K^+	
1	2	3	4	5	6	7
3	а					$Na_2[SiF_6]$
	б	Co^{3+}	NO_2^-	6	Na^+	
4	а					$[Pt(NH_3)_6](NO_3)_2$

	б	Cu^{2+}	CN^-	4	NH_4^+	
5	а					$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
	б	Al^{3+}	OH^-	6	Na^+	
6	а					$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
	б	Sn^{2+}	Cl^-	4	K^+	
7	а					$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_2$
	б	Fe^{3+}	CN^-	6	Fe^{2+}	

2. Визначити ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача в наступних комплексних сполуках:

Приклад 59: $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; комплексоутворювач – Hg^{2+} ; координаційне число – 4.

- 2.1. $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $[\text{Ga}(\text{NH}_3)_3]\text{Br}_3$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{SnCl}_4]$.
- 2.2. $\text{H}[\text{Au}(\text{NO}_3)_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_2$.
- 2.3. $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.
- 2.4. $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{HO})_4]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$, $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.
- 2.5. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$, $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$.
- 2.6. $\text{Zn}[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$, $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.
- 2.7. $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Cl}$, $\text{NH}_4[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

3. Написати наведені нижче формули у вигляді комплексних сполук і дати їм назви:

Приклад 60: $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$ – тетраїодомеркурат калію.

- 3.1. $2\text{HF} \cdot \text{SiF}_4$;
- 3.2. $2\text{KCl} \cdot \text{PbCl}_2$;
- 3.3. $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
- 3.4. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{NH}_3$;
- 3.5. $\text{KF} \cdot \text{BF}_3$;
- 3.6. $2\text{NH}_4\text{SCN} \cdot \text{Co}(\text{SCN})_2$;
- 3.7. $\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$.

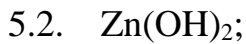
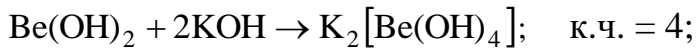
4. На які йони дисоціюють наступні комплексні й подвійні солі? Скласти рівняння їх дисоціації:

Приклад 61: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 \leftrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{Cl}^-$.

- 4.1. $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$;
- 4.2. $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$;
- 4.3. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$;
- 4.4. $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$;
- 4.5. $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
- 4.6. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$;
- 4.7. $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$.

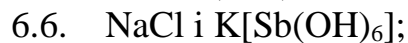
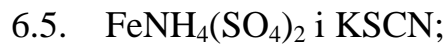
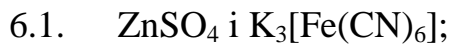
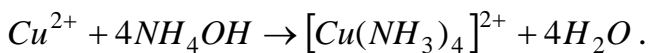
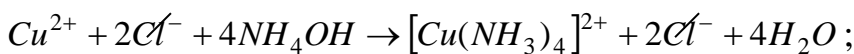
5. Скласти рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів із лугом. Продукти реакцій записати у вигляді гідросокомплексів. Вказати координаційне число комплексоутворювачів і написати рівняння дисоціації одержаних комплексних сполук:

Приклад 62: $\text{Be}(\text{OH})_2$.



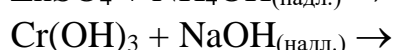
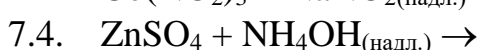
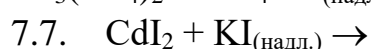
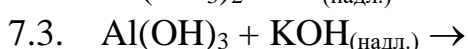
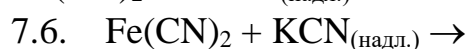
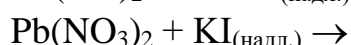
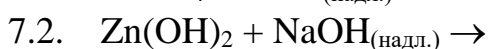
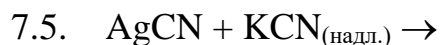
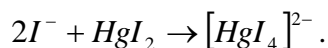
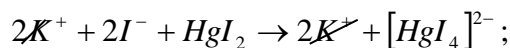
6. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій між такими речовинами:

Приклад 63: CuCl_2 і NH_4OH .



7. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій, які реалізуються з утворенням координаційних сполук. Написати рівняння дисоціації відповідних комплексних йонів. Скласти для них вираз констант нестійкості.

Приклад 64: $2\text{KI} + \text{HgI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$;



8. Для наведених координаційних сполук:

Зазначити:

- йон-комплексотворювач, ліганди, зовнішню та внутрішню координаційні сфери;

- класифікацію координаційних сполук згідно із зарядом внутрішньої координаційної сфери та природою лігандів;
- назву координаційних сполук відповідно до сучасної номенклатури.

Визначити:

- ступінь окиснення та координаційне число йона-комплексоутворювача;
- заряд комплексного йона.

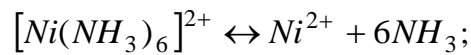
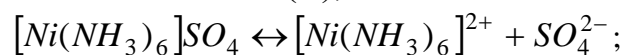
Скласти:

- рівняння дисоціації координаційних сполук;
- вираз константи нестійкості комплексного йона.

Приклад 65: $[Ni(NH_3)_6]SO_4$.

Ni^{2+} - йон-комплексоутворювач; NH_3 – ліганди; SO_4^{2-} - зовнішня координаційна сфера; $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ - внутрішня координаційна сфера; 6 – координаційне число йона-комплексоутворювача.

Комплексна сполука катіонного типу; назва – сульфат гексаамінікелю (II);



$$K_{нест} = K_{дис} = \frac{[Ni^{2+}] \cdot [NH_3]^6}{[Ni(NH_3)_6^{2+}]}$$

- 8.1. $[Co(NH_3)_6](NO_3)_3$, $Na_3[AlF_6]$; 8.5. $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$,
 $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;
 8.2. $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $K_3[Fe(CN)_6]$; 8.6. $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$,
 $K_2[Cu(CN)_4]$;
 8.3. $K_3[FeF_6]$, $[Co(NH_3)_6]_3(PO_4)_2$; 8.7. $Zn_2[Fe(CN)_6]$,
 $[Co(H_2O)_6]Br_2$;
 8.4. $K[Sb(OH)_6]$, $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$;

9. Написати рівняння реакцій утворення комплексних сполук:

див. приклад №6.

- 9.1. BF_3 і HF ; 9.5. $Fe(CN)_2$ і HCN ;
 9.2. $AgCl$ і HCl ; 9.6. $PtCl_4$ і HCl ;
 9.3. $Ni(OH)_2$ і NH_3 ; 9.7. $Cu(OH)_2$ і NH_3 .
 9.4. SiF_4 і HF ;

10. Дописати рівняння реакцій. Вказати, до якого типу відноситься реакція:



$2\text{CuCl}_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 4\text{KCl}$ - реакція обміну.

10.1. $\text{K}_2[\text{CuCl}_4] + \text{NH}_3_{(\text{надл.})} \rightarrow$

10.2. $\text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow$

10.3. $\text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow$

10.4. $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-} + \text{K}^+ \rightarrow$

10.5. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3_{(\text{надл.})} \rightarrow [\text{Cu}(\text{SO}_3)]^{6-} + \dots$

10.6. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{надл.})} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \dots$

10.7. $\text{CoSO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + \text{NO} +$

4. Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі найважливіших біогенних елементів.

Що треба знати:

- Особливості електронної будови атомів біоелементів.
- Типові ступені окиснення біоелементів (згідно з електронно-графічною схемою).
- Формули найважливіших кисневих, безкисневих, водневих сполук;
- Хімічні властивості сполук біоелементів.
- Способи і стадії одержання хлоридної, сульфатної, нітратної, фосфорної кислот.
- Хімічні властивості кислот-неокисників і кислот-окисників ($\text{HNO}_{3(\text{конц})}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$).
- Мінеральні добрива.

Що треба вміти:

- Складати електронні та електронно-графічні формули елементів.
- Визначати валентність і ступені окиснення елементів (усі можливі).
- Складати формули оксидів, кислот і солей.
- Писати рівняння реакцій, які підтверджують хімічні властивості.
- Складати рівняння реакцій одержання найважливіших мінеральних добрив.
- Складати рівняння реакцій, що характеризують окисно-відновні властивості елементів у їх сполуках.

Про що треба мати уявлення:

- Бром, аналог хлору.
- Селен, аналог сірки.
- Озон і захисна дія озонового шару атмосфери.
- Добрива - ціанамід, карбамід, поліфосфати, циклофосфати.
- Стибій, арсен, вісмут - аналоги фосфору.
- Сполуки бору.

Хімія сполук елементів головних підгруп VII, VI, V, IV, III груп (хлор, бром, йод, кисень, сульфур, нітроген, фосфор, карбон, бор, алюміній). Гідроген і його сполуки. Біологічна роль елементів.

Елементи, які вивчаються відіграють велику біологічну роль і мають важливе значення в живленні рослин, тварин і людини. Знання хімічних властивостей і пояснює біологічну роль елементів.

Хлор (Cl) в організмі входить до складу червоних кров'яних клітин (еритроцитів), хлороводневої кислоти шлункового соку (0,3 - 0,5% розчин HCl). Шлунковий сік містить багато неорганічних речовин - хлориди, сульфати, фосфати, бікарбонати натрію та калію,

кальцію та магнію, амонію й органічні компоненти - сечовину, молочну кислоту.

При втраті хлору організмом (до 20%) порушується секреція соляної кислоти залозами шлунка, спостерігається важкий стан, що супроводжується судомою.

Рослини засвоюють хлор із ґрунтових розчинів у вигляді хлорид-йонів. Хлорид-йони приймають участь у створенні мембранного потенціалу, який регулює процеси переносу неорганічних і органічних речовин крізь мембрани.

Бром (Br) – незамінний мікроелемент, міститься в організмах тварин і людини та в рослинах. NaBr - приймає участь в активації пепсину - ферменту шлункового соку й активізує інші ферментів. Броміди регулюють функцію центральної нервової системи.

Йод (I) - необхідний елемент для забезпечення нормального протікання життєвих процесів. 1/5 частина йоду в організмі людини міститься в щитовидній залозі, він є складовою частиною гормону тироксину. За добу людина потребує 0,15 - 0,3мг йоду. Головним чином, йод потрапляє в організм людини з водою й овочами. Йод здебільшого накопичується у тканинах таких водоростей, як бура водорість, морська капуста - ламінарія та ін. Недостача йоду призводить до захворювання - ендемічного зобу.

Оксиген (O) - входить до складу повітря, води, ґрунту, живих організмів, продуктів харчування, одягу та ін. Кисень - основа процесу горіння, сировина для енергетики, металургії тощо.

Сірка (сульфур, S) – важливий елемент, який добувають із піриту FeS_2 і використовують для виробництва сульфатної кислоти. Сірка міститься у складі деяких білкових речовин тваринного й рослинного походження. Гострий смак і запах часнику, цибулі, хрону й гірчиці обумовлений органічними сполуками сірки.

Азот (нітроген, N) входить до складу найважливіших неорганічних сполук - амоніаку, нітратної кислоти, мінеральних добрив - KNO_3 , NH_4NO_3 , $Ca(NO_3)_2$.

Фосфор (P) також елемент-органоген. 90% його в організмі людини міститься у кістках скелета, зубах. Величезне значення фосфор відіграє для живлення рослин у складі мінеральних добрив.

Вуглець (карбон, C) - життєво важливий макроелемент. Білки, жири, вуглеводи, гормони, ферменти, вітаміни - це сполуки вуглецю. Тільки CO_2 при взаємодії з водою в зеленому листі рослин під дією хлорофілу і сонячного світла призводить до утворення органічних сполук, які є перехідним містком із неживої до живої природи.

Кремній (Si) міститься у ґрунті у великих кількостях (33% мас.), але не утворює розчинних сполук, тому в живих організмах його дуже мало. Відноситься до мікроелементів. Біологічна роль кремнію в організмі людини й тварин визначається у підвищенні міцності епітеліальної тканини й тканини з'єднання. В рослинних, злакових і тваринних організмах SiO_2 грає опорну роль, особливо для морських нищих тварин (кремнієвий скелет). При надлишку SiO_2 , який потрапляє в легені з пилом, розвивається захворювання - силікоз (у гірників, робітників пилових професій).

Бор (B) – неметал, більше схожий на кремній, найлегший р-елемент ($M = 10,8$). В рослинних організмах бор відіграє важливу роль при синтезі і переміщенні вуглеводів, фосфору й стимуляторів росту. Нестача бору в ґрунті призводить до порушення вуглеводно-фосфатного обміну. Надлишок бору в ґрунті викликає захворювання рослин та їх загибель. В організмах тварин і людини бор міститься у складі зубів і кісток. Обмін бору в організмі пов'язаний з обміном калію. При нестачі калію в раціоні тварин затримується їх ріст, додаванням бору цей недолік усувається. Вплив бору на вуглеводний обмін пов'язаний з хімічними властивостями борної кислоти, яка активно реагує з полігідроксидсполуками, що мають ОН-групи в *цис*-положенні. Сполуки H_3BO_3 і $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура) відносяться до токсичних для тварин і людини речовин. 2% розчин H_3BO_3 - смертельна доза для дітей, для дорослого - 15-20мг.

Алюміній (Al) - третій з найбільш поширених елементів земної кори. За вмістом в організмах Al відноситься до мікроелементів. В головному мозку Al знаходиться в більших кількостях, ніж інші метали. Це пояснюється впливом Al на центральну нервову систему, збудження якої супроводжується його збільшенням у крові. Уповільнення реакції нервової системи - зниження вмісту Al. Алюміній приймає участь у побудові епітеліальної й сполучної тканини в організмі. Деякі препарати (наприклад, калій-алюмінієві галуни $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) використовуються в лікувальній практиці.

Водень (гідроген, H) - найпоширеніший елемент у Всесвіті. Цей елемент - головне джерело енергії Сонця. В земній корі водень складає 10% мас., з кожних 100 атомів 17 відносяться до водню. Водень входить у склад усіх живих організмів, є складовою частиною води, яка займає 3/4 поверхні земної кулі.

Вивчення залежності ходу хімічних процесів від концентрації катіонів водню або рН є одним із вузлових питань ($\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$). Складні біохімічні процеси, що протікають в організмі, також обумовлені строго визначеною величиною рН внутрішнього

середовища організму - тканинних рідин, крові, соків травлення та ін. Наприклад, рН крові дорівнює 7,36 - 7,42. Зміщення рН крові у людини навіть на 0,1 - 0,2, у порівнянні з нормою, призводить до важких порушень.

Хімія сполук найважливіших біогенних металів.

Метал – макро- і мікроелементи.

Більшість хімічних елементів (80%) відноситься до металів. Фізико-хімічні властивості металів визначаються їх положенням у періодичній системі Д.І. Менделєєва й обумовлюється характерною будовою їх зовнішніх електронних оболонок. Усі метали мають особливість будови атома: на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться 1-3 електрони. S-елементи: усі елементи головних підгруп I і II групи - метали. Усі d-, f-елементи - це метали побічних підгруп, лантаноїди й актиноїди. P-елементи: усі елементи головних підгруп III групи (крім V), IV групи (Sn, Pb), V групи (Sb, Bi), VI групи (Po) - метали.

У металів головних підгруп валентні електрони розміщені на зовнішньому енергетичному рівні. Їх максимальний ступінь окиснення дорівнює номеру групи. У металів побічних підгруп іде добудова електронами передостаннього енергетичного шару, тому їх валентні електрони розміщені на останньому й передостанньому енергетичних рівнях. Це "перехідні метали".

До біогенних металів відносяться K, Na, Ca, Mg, Cu, Zn, Fe, Co, Mo. З них метали-макроелементи: K, Na, Ca, Mg; метали-мікроелементи: Mg, Cu, Zn, Fe, Co, а також V, Os.

Метали - мікроелементи (Mn, Cu, Zn, Fe, Co, V, Os) у надзвичайно малих кількостях містяться в рослинах, але відіграють надзвичайно велике значення - під дією мікродобрив збільшується утворення хлорофілу, зростає інтенсивність фотосинтезу, посилюється діяльність ферментативного комплексу, покращується дихання рослин, підвищується стійкість до хвороб. Усе це призводить до збільшення врожайності.

Встановлено, що Mn, Zn, Cu підвищують коефіцієнт корисного використання променевої енергії світла при фотосинтезі, стимулюють окисно-відновні реакції, що мають велике біологічне значення.

Mo, Mn, V, Os - є спеціальними каталізаторами складного процесу фіксації нітрогену повітря мікроорганізмами ґрунту.

Mn, Cu, Zn та інші елементи в ультрамікрокількостях впливають на стан протоплазми, сприяють адсорбційному зв'язуванню вологи. Це позитивно впливає на ріст рослин і підвищує їх стійкість до спеки.

Головним джерелом надходження мікроелементів у рослин є ґрунт. Рослини використовують метали у вигляді йонів, де метал зв'язаний із складними органічними лігандами. Нестачу рухливих катіонів металів компенсують внесенням мінеральних добрив.

Контрольні завдання.

1. За допомогою яких реакцій можна здійснити такі перетворення:

- 1.1. $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl}$;
 - 1.2. $\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2$;
 - 1.3. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;
 - 1.4. $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$;
 - 1.5. $\text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2$;
 - 1.6. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4$;
 - 1.7. $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$.
- \downarrow
 NH_3

2. Які хімічні реакції необхідно провести, щоб одержати речовину:

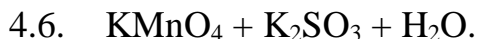
- 2.1. Хлорне вапно: $\text{MnO}_2, \text{HCl}, \text{Ca}(\text{OH})_2$;
- 2.2. Фосфорну кислоту: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{SiO}_2, \text{C}, \text{H}_2\text{O}$;
- 2.3. Нітратну кислоту: $\text{NH}_3, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$;
- 2.4. Хлор: $\text{NaCl}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{KMnO}_4$;
- 2.5. Сульфатну кислоту: $\text{FeS}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$;
- 2.6. Простий суперфосфат: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{O}$;
- 2.7. Преципітат: $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{O}$.

3. Які ступені окиснення виявляє елемент у сполуках:

- 3.1. Хлор: $\text{HClO}_2, \text{Cl}_2\text{O}, \text{HCl}, \text{HClO}_4$;
- 3.2. Фосфор: $\text{P}_2\text{H}_4, \text{H}_3\text{PO}_2, \text{H}_3\text{PO}_3, \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$;
- 3.3. Йод: $\text{I}_2\text{O}_5, \text{NaIO}_3, \text{HIO}, \text{H}_5\text{IO}_6$;
- 3.4. Азот: $\text{NH}_3, \text{N}_2\text{O}, \text{N}_2\text{O}_3, \text{NF}_3$;
- 3.5. Сірка: $\text{Al}_2\text{S}_3, \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6, \text{Cu}_2\text{S}$;
- 3.6. Вуглець: $\text{CH}_4, \text{C}_2\text{H}_4, \text{CCl}_4, \text{CO}$;
- 3.7. Кисень: $\text{H}_2\text{O}_2, \text{KClO}_3, \text{O}_3, \text{Ba}(\text{OH})_2$.

4. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій:

- 4.1. $\text{P}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 4.2. $\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow$;
- 4.3. $\text{NaJO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 4.4. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 4.4. $\text{KJ} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 4.5. $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;



5. Закінчити рівняння реакцій і визначити сумарне число коефіцієнтів:

- 5.1. a) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; 5.5.a) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$;
b) $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow$; b) $\text{KOH} + \text{ClO}_2 \rightarrow$;
c) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Mg} \rightarrow$; c) $\text{Cl}_2 + \text{HgO} \rightarrow$;
- 5.2. a) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{p})} \rightarrow$; 5.6.a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$;
b) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$; b) $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
c) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; c) $\text{ClO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
- 5.3. a) $\text{KMnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$; 5.7.a) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$; b) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$;
c) $\text{FeCl}_3 + \text{HJ} \rightarrow$; c) $\text{KMnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$.
- 5.4. a) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
b) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
c) $\text{PbO} + \text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow$;

6. Урівняти рівняння реакцій і визначити, які властивості (окисник чи відновник) проявляє елемент у реакції:

- 6.1. Хлор: $\text{Cl}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6 + \text{O}_2$;
6.2. Бром: $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}$;
6.3. Сірка: $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
6.4. Йод: $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{ICl}$;
6.5. Кисень: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{ClO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
6.6. Фосфор: $\text{P} + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{HCl}$;
6.7. Азот: $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

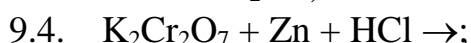
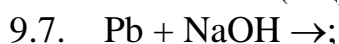
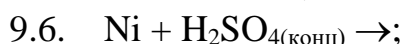
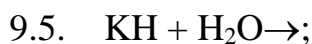
7. Виходячи з ряду напруг металів визначити, чи відбудеться хімічна реакція:

- 7.1. a) $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$;
b) $\text{Ag} + \text{NaNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{Na}$;
- 7.2. a) $\text{Pb} + \text{CaCl}_2 = \text{PbCl}_2 + \text{Ca}$;
b) $\text{Cu} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2$;
- 7.3. a) $2\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2$;
b) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SnSO}_4 + \text{H}_2$;
- 7.4. a) $\text{Fe} + \text{MgSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Mg}$;
b) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$;
- 7.5. a) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$;
b) $\text{Hg} + 2\text{HCl} = \text{HgCl}_2 + \text{H}_2$;
- 7.6. a) $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$;
b) $\text{Zn} + 2\text{NaCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{Na}$;
- 7.7. a) $3\text{Mn} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$;
b) $2\text{Na} + \text{CaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Ca}$.

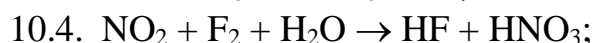
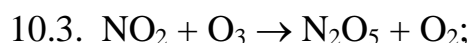
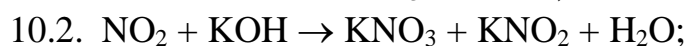
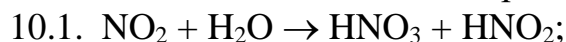
8. Який з наведених металів найбільш енергійний відновник:



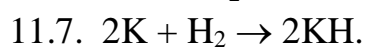
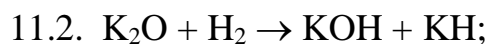
9. Закінчити й урівняти рівняння реакцій та визначити, який елемент - відновник:



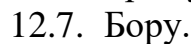
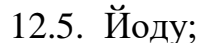
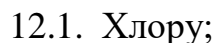
10. Визначити тип окисно-відновної реакції:



11. Властивості окисника чи відновника виявляє водень у рівнянні реакцій?



12. Написати кисневі сполуки кислот елемента, зазначити найсильніші окисники:



5. КРИТЕРІЇ ОЦІНКИ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ НА ІСПИТАХ ТА ЗАЛІКАХ

Згідно до “Положення про модульно-рейтингову систему навчання студентів та оцінювання їх знань”, рейтинг з дисципліни $R_{\text{дис}}$ визначається в балах відповідно до загальної кількості годин. Для допуску до іспиту або заліку студенту необхідно на лабораторних заняттях протягом семестру набрати мінімальну кількість балів для засвоєння матеріалу, що складає 50% (35 балів) від сумарної рейтингової оцінки змістових модулів - $R_{\text{ом}}$. Шкала оцінки визначається наступним чином:

Оцінка національна	Оцінка ECTS	Визначення ECTS	Рейтинг з дисципліни, бали	Рейтинг з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія», бали
Відмінно	A	Відмінно - відмінне виконання лише з незначною кількістю помилок	(0,90-1,00) $R_{\text{дис}}$	90-100
Добре	B	Дуже добре - вище середнього рівня з кількома помилками	(0,82-0,89) $R_{\text{дис}}$	82-89
	C	Добре - в загальному правильна робота з певною кількістю грубих помилок	(0,75-0,81) $R_{\text{дис}}$	75-81
Задовільно	D	Задовільно - непогано, але зі значною кількістю недоліків	(0,66-0,74) $R_{\text{дис}}$	66-74
	E	Достатньо - виконання задовольняє мінімальні критерії	(0,60-0,65) $R_{\text{дис}}$	60-65
Незадовільно	FX	Незадовільно - потрібно працювати перед тим, як отримати позитивну оцінку іспиту (залік)	(0,35-0,59) $R_{\text{дис}}$	35-59
	F	Незадовільно - необхідна серйозна подальша робота	(0,01-0,34) $R_{\text{дис}}$	10-34

При порушенні студентом дисципліни під час іспиту, користування недозволеними матеріалами викладач має право припинити для цього студента іспит та відмітити у відомості “Іспит припинено”.

6. ДОДАТКИ

ДОДАТОК 1

Густина водних розчинів основ при 18 °С у г/см³

%	КОН	NaOH	NH₃	%	КОН	NaOH	NH₃
4	1,033	1,046	0,983	34	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,069	0,973	36	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967	38	1,384	1,416	-
10	1,082	1,115	0,960	40	1,411	1,437	-
12	1,100	1,137	0,958	42	1,437	1,458	-
14	1,118	1,159	0,946	44	1,460	1,478	-
16	1,137	1,181	0,939	46	1,485	1,499	-
18	1,156	1,203	0,932	48	1,511	1,519	-
20	1,176	1,225	0,926	50	1,538	1,540	-
22	1,196	1,247	0,919	52	1,564	1,560	-
24	1,217	1,268	0,913	54	1,590	1,580	-
26	1,240	1,289	0,908	56	1,616	1,601	-
28	1,263	1,310	0,903	58	-	1,622	-
30	1,286	1,332	0,898	60	-	1,643	-
32	1,310	1,352	0,893				

Густина водних розчинів кислот при 18 °С у г/см³

%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl
4	1,027	1,020	1,018	52	1,415	1,322	-
6	1,038	1,031	1,028	54	1,435	1,334	-
8	1,052	1,043	1,038	56	1,456	1,345	-
10	1,066	1,054	1,047	58	1,477	1,356	-
12	1,080	1,066	1,057	60	1,498	1,367	-
14	1,095	1,078	1,068	62	1,520	1,377	-
16	1,109	1,090	1,078	64	1,542	1,387	-
18	1,124	1,103	1,088	66	1,565	1,396	-
20	1,139	1,115	1,098	68	1,587	1,405	-
22	1,155	1,128	1,108	70	1,611	1,413	-
24	1,170	1,140	1,119	72	1,634	1,422	-
26	1,176	1,153	1,129	74	1,657	1,430	-
28	1,202	1,167	1,139	76	1,681	1,438	-
30	1,219	1,180	1,149	78	1,704	1,445	-
32	1,235	1,193	1,159	80	1,727	1,452	-
34	1,252	1,207	1,169	82	1,749	1,459	-
36	1,268	1,221	1,179	84	1,769	1,466	-
38	1,286	1,234	1,189	86	1,787	1,372	-
40	1,303	1,246	1,198	88	1,802	1,477	-
42	1,321	1,259	-	90	1,814	1,483	-
44	1,338	1,272	-	92	1,824	1,487	-
46	1,357	1,285	-	94	1,8312	1,491	-
48	1,376	1,298	-	96	1,8355	1,495	-
50	1,395	1,310	-	98	1,8395	1,501	-
				100	1,8305	1,513	-

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ -COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примітка: P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні); H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ -COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Список рекомендованої літератури

1. Ковальчук І.С., Гончарук С.В., Гирина Н.П. Неорганічна хімія: навчально-методичний посібник. К.: ВСВ «Медицина», 2017. 80 с.
2. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: друге видання доповнене і доопрацьоване. Львів: видавництво Львівської політехніки, 2016. 324 с.
3. Манековська І.Є. Хімія: навч. посібн.. Рівне: НУВГП, 2010. 250 с.
4. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (хімія елементів): навч. посібн. Рівне: НУВГП, 2009. 286 с., іл.
5. Басов В. П., Родіонов В.М. Хімія. К.: Каравелла, 2008. 320 с.
6. Боднарюк Ф.М. Неорганічна хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2007. 128 с.
7. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (загальнотеоретична): навч. посібн. Рівне: НУВГП, 2006. 241 с.
8. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2006. 216 с.
9. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія з основами біохімії (Тематичний розділ "Загальна хімія"): інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2006. 198 с.
10. Кириченко В. І. Загальна хімія: навч. посібн. К.: Вища школа, 2005. 639 с.: іл.
11. Карнаухов О.І. Загальна хімія / О.І Карнаухов, В.А. Копілевич, Д.О. Мельничук, М.С. Слободяник, С.І. Скляр, В.Є. Косматий, К.О. Чеботько. К.: Фенікс, 2005. 839 с.
12. Кириченко В.І. Загальна хімія. К: Вища школа, 2005. 639 с.
13. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум: навч. посібн. Київ: Либідь, 2003. 208 с.
14. Карнаухов О. І. Загальна та біонеорганічна хімія / О.І. Карнаухов , Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. К. : Фенікс, 2002. 578 с.