

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ З КУРСУ
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ВСІХ ФОРМ НАВЧАННЯ**

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2017

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ З КУРСУ
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ВСІХ ФОРМ НАВЧАННЯ**

Затверджено на засіданні
кафедри неорганічної хімії.
Протокол №6 від 28.12.2016р.

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2017

Методичні вказівки Завдання до самостійної роботи з курсу «Хімія з основами біогеохімії» для студентів всіх форм навчання (завдання до експрес-контролю на лекції, питання до самостійного опрацювання теоретичного матеріалу, домашні, тестові завдання) / О.В. Берзеніна О.П. Чигвінцева. – Дніпро: ДВНЗ УДХТУ, 2017 – ___ с.

Укладачі: О.В. Берзеніна, канд. біол. наук
О.П. Чигвінцева, канд. хім. наук

Відповідальний за випуск О.В. Штеменко, д-р хім. наук

Навчальне видання

Методичні вказівки Завдання до самостійної роботи з курсу «Хімія з основами біогеохімії»
для студентів всіх форм навчання

Укладачі: БЕРЗЕНІНА Оксана Валеріївна
ЧИГВІНЦЕВА Ольга Павлівна

Редактор Л.М. Тонкошкур
Коректор

Підп. до друку Формат 60x84 1/16. Папір ксероксний. Друк різнограф.
Умовн.-друк.арк. Облік.-вид. арк.0,4. Тираж 100 прим. Зам. №

ДВНЗ УДХТУ, 49005, м. Дніпро – 5, просп. ім Гагарина, 8

Видавничо-поліграфічний комплекс ІнКомЦентру

ЗМІСТ

1.	Класи неорганічної речовин	5
1.1	Прості та складні речовини	5
1.2	Ступінь окиснення та валентність	7
1.3	Оксиди	8
1.4	Гідроксиди	12
1.4.1	Основи	12
1.4.2	Кислоти	14
1.4.3	Амфотерні гідроксиди	17
1.4.4	Реакції оксидів та гідроксидів між собою	18
1.5	Солі	
1.5.1	Нейтральні (середні) солі	22
1.5.2	Кислі солі	22
1.5.3	Оснoвні солі	23
1.6	Галогенангідриди	24
2	Розчини	30
2.1	Способи вираження концентрацій розчинів	31
2.2	Електролітична дисоціація.	35
2.3	Константа дисоціації	36
2.4	Реакції у розчинах електролітів.	38
2.5.	Гідроліз солей	39
3	Окисно-відновні реакції.	41
3.1.	Розрахунок можливості перебігу окисно-відновних реакцій за стандартних умов..	44
	Додаток	48

1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНОЇ РЕЧОВИН.

Питання програми

1. Прості та складні речовини.
2. Ступінь окиснення та валентність.
3. Класифікація неорганічних сполук за функціональними ознаками.
4. Бінарні сполуки та їх номенклатура.
5. Оксиди. Характер та номенклатура оксидів.
6. Гідроксиди. Характер та номенклатура гідроксидів.
7. Реакції оксидів та гідроксидів між собою.
8. Солі. Номенклатура нейтральних, кислих та основних солей.
9. Галогенангідриди. Номенклатура. Гідроліз галогенангідридів.

1.1. ПРОСТІ ТА СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ

Усі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяються на прості і складні.

Простою є речовина, молекули якої складаються з атомів одного елемента.

Складною є речовина, молекули якої бувають за складом двоелементні (або бінарні) і багатоелементні. За функціональними ознаками найважливішими з них є оксиди, гідроксиди (основи, кислоти та амфотерні гідроксиди), солі, галогенангідриди.

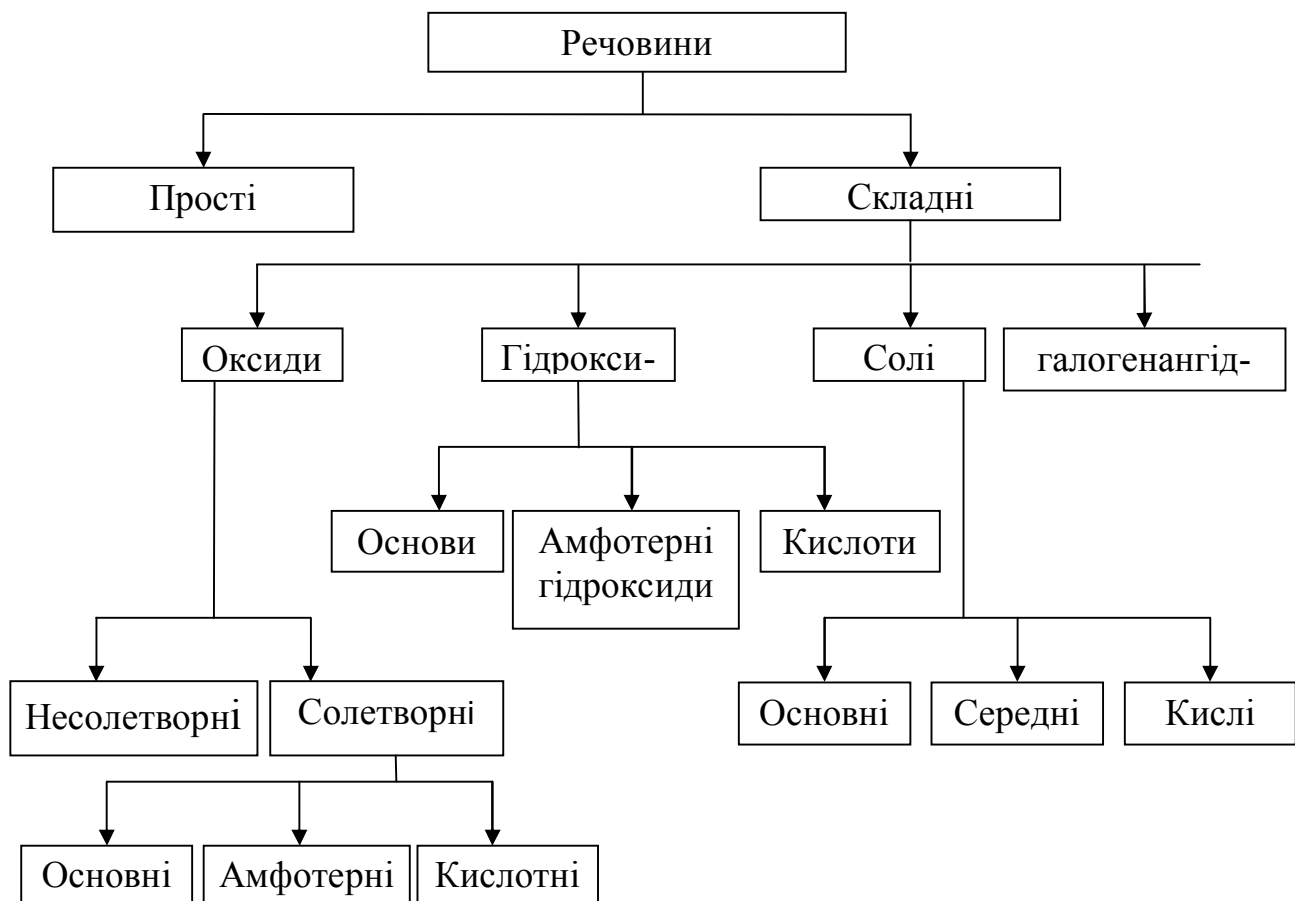
Бінарними сполуками називаються сполуки, що складаються з атомів двох різних елементів. В загальному вигляді їх можна представити у вигляді сполуки $AxBy$.

Деякі бінарні сполуки за функціональними ознаками виділені в окремі класи неорганічних сполук: оксиди, безоксигенові кислоти, бінарні солі, повні галогенангідриди. Але номенклатура для усіх бінарних сполук єдина:



Де $[K]$ – корінь від латинської (або української) назви елемента.

Для визначення кореня назви елемента можна сформулювати наступні рекомендації:



1) Якщо назва елемента має закінчення **-ий, -ум, -ген** – для утворення кореня це закінчення відкидається.

Наприклад: Нітроген – “нітр”; Станум - “Стан”, Стийбій - “Стиб”.

2) Корені наступних елементів:

Сульфур - “сульф”

Фосфор - “фосф”

Молібден - “молібд”

Технецій - “техн”

3) Назви усіх інших елементів повністю без змін сприймаються як [К].

Наприклад:

CaO^{-2} – кальцій окид

CaH_2^{-1} – кальцій гідрид

$\text{Ca}_3\text{N}_2^{-3}$ – кальцій нітрид

CaS – кальцій сульфид

CaCl₂ – кальцій хлорид

1.2 СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ ТА ВАЛЕНТНІСТЬ

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуці, якщо усі хімічні зв'язки розглядати як іонні. Ступінь окиснення (с.о.) атомів в сполуках визначають, виходячи з таких положень:

- 1) Ступінь окиснення елемента в простих речовинах дорівнює нулю. Наприклад: O₂⁰, N₂⁰, H₂⁰, Me⁰, S⁰ тощо.
- 2) Ступінь окиснення Оксигену в сполуках дорівнює -2. Винятком є пероксиди (H₂O₂⁻¹, Na₂O₂⁻¹), надпероксиди (KO₂), озоніди (KO₃) та Оксиген фторид (O⁺²F₂).
- 3) Гідроген в сполуках має ступінь окиснення + 1. Винятком є гідриди металів (NaH⁻¹, CaH₂⁻¹).
- 4) Алгебраїчна сума с.о. елементів в нейтральній молекулі дорівнює нулю, в складному іоні – зарядові іона.

Приклад. Визначити с.о. підкреслених елементів в наданих частинках:

$$\overset{+1}{\text{K}}_2 \overset{x}{\text{Cr}}_2 \overset{-2}{\text{O}}_7 \quad 2(+1) + 2x + (-14) = 0, \quad x = +6$$

$$\overset{+2}{\text{Mg}} \left(\overset{x}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}}_3 \right)_2 \quad 2 + 2x + (-6 \cdot 2) = 0, \quad x = +5$$

$$\left(\overset{x}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}}_4 \right)^- \quad 2 + (-8) = -1, \quad x = +7$$

$$\left(\overset{x}{\text{N}} \overset{+1}{\text{H}}_4 \right)^+ \quad x + 4 = +1, \quad x = -3$$

$$\left(\overset{x}{\text{As}}_2 \overset{-2}{\text{O}}_5 \right)^{-4} \quad 2x + (-10) = -4, \quad x = +3$$

$$\overset{x}{\text{C}} \overset{+1}{\text{H}}_3 \overset{-2}{\text{O}} \overset{+1}{\text{H}} \quad x + 3 + (-2) + 1 = 0 \quad x = -2$$

Поняття ступеня окиснення не слід ототожнювати з поняттям валентність атомів.

Валентність – це кількість хімічних зв'язків, якими даний атом сполучений з іншими в даній молекулі (позначається римськими цифрами).

Валентність не має знака (“+” або “-”) та не може дорівнювати нулю. Абсолютне значення валентності і с.о. може співпадати, але може й не співпадати.

Наприклад: Визначити валентність і ступінь окиснення Нітрогену в сполуках:

		<u>Валентність</u>	<u>с.о.</u>
N ₂	N ≡ N	III	0
N ₂ H ₄	$ \begin{array}{c} \text{H} \searrow \quad \quad \quad \swarrow \text{H} \\ \text{H} \nearrow \text{N} - \text{N} \searrow \quad \quad \quad \swarrow \text{H} \\ \quad \quad \quad \nearrow \quad \quad \quad \searrow \end{array} $	III	- 2
NH ₃	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \nearrow \text{N} \leftarrow \text{H} \end{array} $	III	- 3
NH ₂ OH	$ \begin{array}{c} \quad \quad \quad \nearrow \\ \text{H} \searrow \quad \quad \quad \swarrow \\ \text{H} \nearrow \text{N} \rightarrow \text{O} \leftarrow \text{H} \\ \quad \quad \quad \nearrow \end{array} $	III	- 1

H₂O Н 1.3. ОКСИДИ

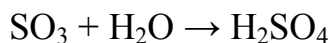
Оксиди – це бінарні сполуки з киснем у ступені окиснення “- 2”. Оксиди поділяються на несолетворні та солетворні.

Несолетворні оксиди не можуть утворювати гідроксиди та солі без зміни ступеня окиснення. Наприклад NO₂, CO, N₂O.

Солетворні оксиди за характером відповідних гідратних форм поділяють на кислотні, основні та амфотерні. Солетворні оксиди мають спільну назву ангідриди.

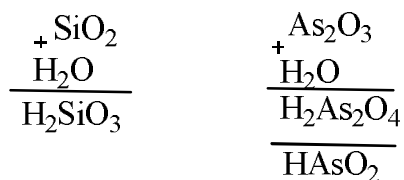
Кислотні оксиди – це оксиди, утворені неметалами (SO₂, Cl₂O₃, P₂O₅) та металами у с.о. ≥ +5 (Mn₂O₅, CrO₃, V₂O₅). Відповідні гідратні форми мають емпіричні формули кислот H₂SO₄, HClO₂, H₃PO₄, HMnO₄, H₂CrO₄.

Більшість кислотних оксидів реагують з водою:



Але деякі з них безпосередньо з водою не взаємодіють.

Для визначення формули відповідної кислоти воду до оксиду додають “математичним” шляхом.



Основні оксиди це оксиди металів у ступенях окиснення (+1, +2) (Li_2O , K_2O , CuO , BaO), гідратні форми яких являють собою основи: LiOH , KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Амфотерні оксиди – оксиди деяких металів у ступенях окиснення (+2, +3, +4), що здатні виявляти як кислотні, так і основні властивості в залежності від умов проходження реакції. Гідратована форма цих оксидів може бути представлена як в кислотній, так і в основній формі.

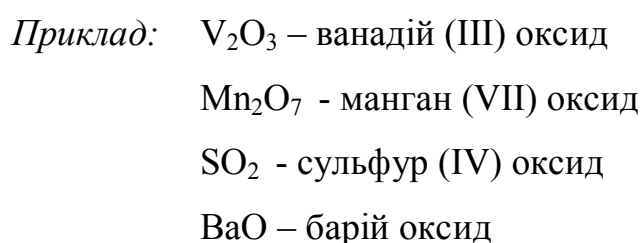


В таблиці 1 наведений список найбільш поширених амфотерних оксидів

Таблиця 1.1

Ступінь окиснення металу	Оксид	Загальна формула гідроксиду
+2	ZnO , BeO , SnO , PbO	$\text{Me}(\text{OH})_2$
+3	Cr_2O_3 , Sb_2O_3 , Al_2O_3	$\text{Me}(\text{OH})_3$
+4	MnO_2 , SnO_2 , PbO_2 , GeO_2	$\text{Me}(\text{OH})_4$

1) За сучасною номенклатурою назви оксидів починаються назвою відповідного елемента з позначенням його валентності, далі називають слово “оксид”. Валентність дозволяється не вказувати для металів I, II, III – груп, які виявляють стабільну валентність в усіх сполуках (виняток Cu , Hg , Au)



2) За систематичною номенклатурою позначають кількість атомів елемента та кількість атомів Оксигену, або вказують кількість атомів Оксигену, що припадають на 1 атом елемента.

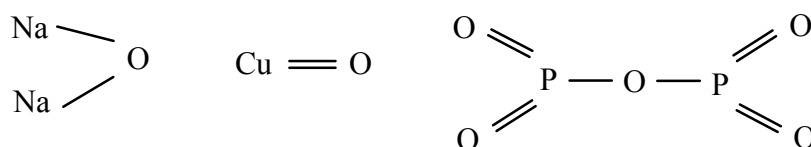
Таблиця 1.2.

Грецькі назви числових префіксів в оксидах

1/2	Гемі (напів)	6	Гекса
1	Моно	7	гепта
1,5	секві (півтора)	8	окта
2	ди	9	нона
3	три	10	дека
4	Тетра	11	ундека
5	Пента	12	додека

Приклад: Na_2O динатрій оксид, натрій геміоксид ($\text{NaO}_{1/2}$),
 Cl_2O_5 дихлорпента оксид, хлор гемі пентаоксид ($\text{ClO}_{5/2}$).
 Ag_2O Аргентум гемі оксид ($\text{AgO}_{1/2}$)
 As_2O_3 Арсен секві оксид ($\text{AsO}_{1,5}$)
 Mn_2O_7 Манган гемі гептаоксид ($\text{MnO}_{7/2}$)

Графічні формули оксидів вказують кількість зв'язків між елементами. З урахуванням двовалентності Оксигену і того, що кожна валентність умовно позначається рискою, графічні формули оксидів мають вигляд:



Завдання для самопідготовки

1. Серед наведених традиційних та систематичних назв оксидів визначити ті, які відповідають оксиду з назвою ферум секвіоксид:

Оксид феруму (II), ферум (III) оксид, ферум триоксид, диферум триоксид, оксид феруму (III), секвіферум диоксид.

2. За якими з позначених нижче назв не можливо однозначно скласти формули оксидів?

Кальцію оксид, нітроген оксид, цинку оксид, сульфур оксид, манган оксид

3. Які з назв оксидів неточно відображають їх склад:

Меркурій оксид, калій оксид, купрум оксид, алюміній оксид, барій оксид

4. Серед наведених традиційних та систематичних назв оксидів визначити ті, які відповідають оксиду з назвою стибій геміпентаоксид.:

Оксид стібію (V), оксид стібію (III), стибій (III) оксид, дистибій триоксид, дистибій пентаоксид.

5. Які з назв оксидів неточно відображають їх склад.

Натрій оксид, фосфор оксид, кадмій оксид, барій оксид, бром оксид.

6. За валентністю елементів, позначеною римською цифрою, скласти формули відповідних оксидів:

Al(III), Zn(II), N(IV), P (V), N(III), As (V).

7. За традиційними та систематичними назвами оксидів складіть їх емпіричні та графічні формули:

Нітроген (V) оксид, диїод пентаоксид, оксид плюмбуму (IV), ферум секвіоксид, меркурій (I) оксид.

8. Визначити характер оксидів.

ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, CrO₃, Cl₂O, FeO₃, SO₃.

9. За традиційними та систематичними назвами оксидів складіть їх емпіричні та графічні формули:

Сульфур(IV) оксид, динітроген пентаоксид, оксид хлору(I), плюмбум(II) оксид, бром геміоксид 4.

10. Які з наведених оксидів мають тільки основні властивості?

Na₂O, BeO, Fe₂O₃, Cl₂O₇, CdO.

11. За традиційними та систематичними назвами оксидів визначити їх характер:

манган(IV) оксид, оксид феруму(III), манган триоксид, диманган гептаоксид, оксид мангану (VI), дихром триоксид.

12. За емпіричними формулами оксидів визначити їх характер:

Al₂O₃, Ag₂O, CuO, SO₂, SnO, Cl₂O, SnO₂, Sb₂O₃.

13. За емпіричними формулами оксидів визначити їх характер:

K₂O, ZnO, Fe₂O₃, Cl₂O, PbO, Ta₂O₅, MgO, CdO.

14. За емпіричними формулами оксидів визначити їх характер:
BeO, B₂O₃, FeO₃, Bi₂O₃, CrO, BaO, Br₂O, CaO.

1.4. ГІДРОКСИДИ

Гідроксиди є гідратованою формою оксидів і містять групу –ОН.

За характером поведінки у водних розчинах та в реакціях нейтралізації гідроксиди поділяють на кислотні (або кислоти), основні (основи) та амфотерні.

1.4.1. Основи

Основи це сполуки, що містять функціональну групу –ОН.

Кислотність основи визначається числом гідроксид-іонів.

Приклад: NaOH - однокислотна основа,

Ti(OH)₄ - чотирикислотна основа.

П'яти та шестикислотні основи невідомі.

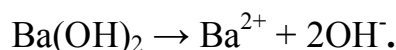
Залишки основ - позитивні іони, які утворюються в результаті відриву від основи одного або кількох гідроксид-іонів.

Приклад: Me(OH)₃ утворює залишки основи - [Me(OH)₂]⁺, [Me(OH)]²⁺, [Me]³⁺.

За розчинністю у воді основи поділяють на розчинні (луги) та важкорозчинні.

Луги - це сильні основи, які утворені лужними металами: **Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**; та лужноземельними: **Ca, Sr, Ba**.

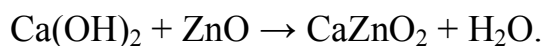
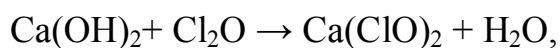
У лабораторіях найчастіше використовуються такі луги: **NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂**. Зверніть увагу на те, що луги у воді повністю розпадаються на іони металу та гідроксид-іони.



Гідроксид-іони обумовлюють **основні** властивості розчинів:

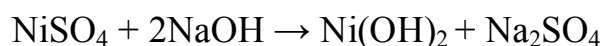
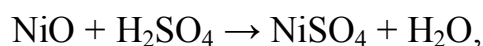
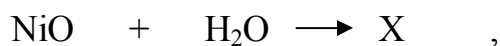
- впливають на забарвлення кислотно-основних індикаторів,
- реагують з кислотами, кислотними та амфотерними оксидами (гідроксидами).

Приклад: Ca(OH)₂ + H₂SO₄ → CaSO₄ + H₂O,



Одержання лугів: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$, $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$

Одержання основ з оксидів, які не розчиняються у воді відбувається послідовними реакціями:

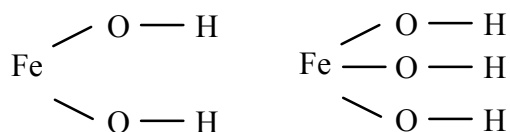


Сучасна номенклатура: назва елемента + числовий префікс, який вказує число гідроксо-груп (табл.2) +“гідроксид”.

Традиційна номенклатура: назва елемента (валентність) +“гідроксид”.

Приклад: Bi(OH)_3 – бісмут(III) гідроксид.

Графічна формула гідроксид-іона –O-H, тому для основ графічні формули мають вигляд:



1.4.2. Кислоти

Кислоти – це сполуки, що містять функціональну групу –H

Кислотні гідроксиди – це кислоти, у яких кислотний залишок містить атоми Оксигену.

Приклад: $\text{H(NO}_3)$, $\text{H}_2(\text{SO}_4)$, $\text{H}_3(\text{BO}_3)$, $\text{H}_4(\text{SiO}_4)$

Безоксигенові кислоти – це бінарні сполуки з воднем

Загальна емпірична формула: $\text{H}_x(\text{E})$ $x = 1, 2$.

Приклад: HF; HCl; H₂S

Основність кислот визначається числом груп –H кислоти, які здатні замінюватися іонами металів з утворенням солей.

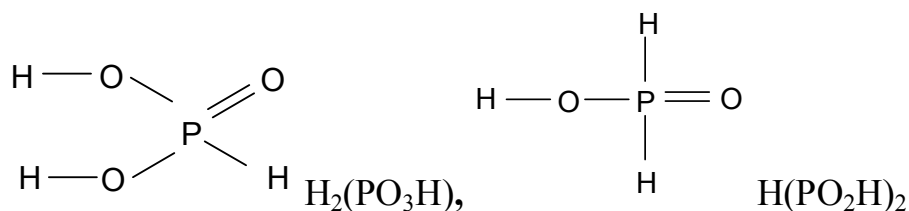
Приклад: HClO, HCl - одноосновні;

H₂SO₄, H₂Se - двоосновні.

H_3PO_4 – триосновні

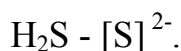
Зверніть увагу на те, що загальна кількість іонів H^+ молекулах **кислотних гідроксидів** може бути більшою за їх основність. Причина: іони металів можуть заміщувати тільки ті групи **-H**, які безпосередньо зв'язані з атомами Оксигену в кислотному гідроксиді.

Приклад: H_3PO_3 - кислота двоосновна, тому тільки дві групи **-H** заміщуються іонами металу. Формулу кислоти можна записати так: $\text{H}_2(\text{PO}_2\text{H})$, H_3PO_2 кислота одноосновна; тому формула кислоти $\text{H}(\text{PO}_2\text{H})_2$.



Кислотні залишки - від'ємно заряджені іони, які утворюються в результаті відриву від кислоти іонів H^+ .

Приклад: $\text{H}_2\text{SO}_4 - [\text{SO}_4]^{2-}$.



У воді сильні кислоти повністю розкладаються на іони H^+ та від'ємні іони кислотного залишку.

Приклад: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Іони H^+ обумовлюють кислотні властивості розчинів:

- впливають на забарвлення кислотно-основних індикаторів,
- реагують з основами, основними та амфотерними оксидами (гідроксидами).

а) безоксигенові (бінарні) кислоти:

Рекомендована номенклатура:

Виходячи з наявності суфіксу – ид(ід) бінарних сполук, безоксигенові кислоти мають будову:

[K] + идна кислота

HCl – хлоридна кислота

H_2S – сульфідна кислота

Дозволене застосування традиційних назв: HCl – хлороводневі кислота, H_2S – сірководнева

б) оксигенвмісні кислоти:

назва кислот визначається ступенем окислення елемента кислото утворювача (вищий, проміжний тощо).

На сучасному рівні розвитку української номенклатури рекомендовано назви кислот утворювати подібно до традиційної номенклатури відповідних солей:

Таблиця 1.3.

с. о. кислотоутворюючого елемента	Побудова назви	Приклад
+7	пер+[K]+АТна	HMnO_4 перманганатна HClO_4 перхлоратна
вищий крім +7	[K]+ АТна	HNO_3 нітратна H_2CrO_4 хроматна H_2CO_3 карбонатна
проміжний (крім +1)	[K]+ІТ(ІТ)на	H_2SO_3 сульфитна HNO_2 нітритна H_3PO_3 фосфитна
+1	гіпо + ІТ(ІТ)на	HClO гіпохлоритна H_3PO_2 гіпофосфитна

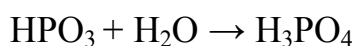
Додатково використовуються префікси, що регламентують:

1) кількість атомів елемента кислотоутворювача в молекулі кислоти:

H_2CrO_4	хроматна
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихроматна
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	тетраборатна
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	дифосфатна

2) вміст води у складі кислоти (сприймаючи оксигенвмісні кислоти як гідратовані оксиди:

мета	– мінімальна кількість води
орто	– максимальна кількість води
HPO_3	– метафосфатна кислота



H_3PO_4 – ортофосфатна кислота

Традиційна номенклатура:

Відповідно до традиційної номенклатури в назві кислот використовується застарілі назви елементів S - сірка; N - азот; C - вуглець; As - миш'як тощо. Будова назв кислот за традиційною номенклатурою наведена в табл.1.4

Таблиця 1.4.

с.о. елемента кислотоутворювача	Суфікс та закінчення	Приклад
вищий	-на -ова	HMnO_4 манганова H_2SO_4 сірчана HNO_3 азотна
проміжний	-иста -овиста	H_3PO_3 фосфориста H_2SO_3 сірчиста HNO_2 азотиста

Систематична номенклатура:

Передбачає використання закінчення – АТ з обов'язковим позначенням валентності елемента, при цьому вказується кількість атомів Гідрогену та Оксигену:

H_2SO_4 – дигідрогентетраоксосульфат (VI)

H_2SO_3 – дигідрогентриоксосульфат (IV)

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - дигідрогенгептаоксодихромат (VI)

HMnO_4 – гідрогентетраоксоманганат (VII)

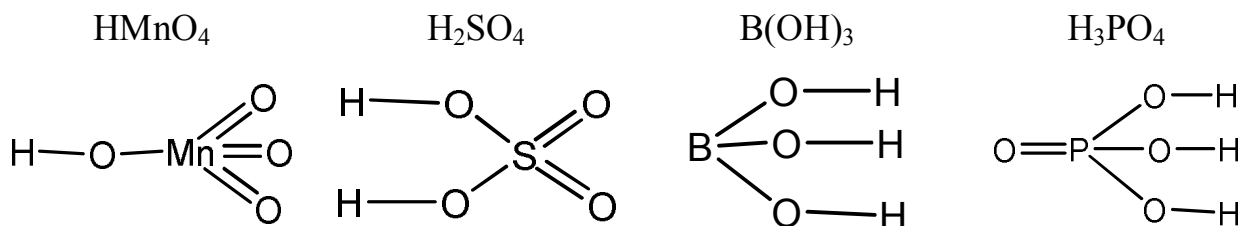
Зверніть особливу увагу на назви оксигенвмісних кислот Cl, Br, I

Таблиця 1.5.

Формула кислоти	Рекомендована сучасна номенклатура	традиційна
HClO_4	перхлоратна	хлорна
HClO_3	хлоратна	хлорнувата
HClO_2	хлорит на	хлориста

HCIO	гіпохлоритна	хлорнуватиста
------	--------------	---------------

Зважаючи на те, що кисневмісні кислоти є гідроксидами, тобто містять групу –O-H, всі функціональні атоми Гідрогену повинні бути зв'язані з елементом кислотоутворювачем через атом Оксигену. Усі атоми Оксигену, що не задіяні в побудові –O-H груп, приєднуються до елемента - кислотоутворювача подвійним зв'язком кожний.



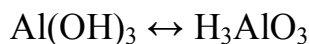
В графічних формулах безоксигенових кислот (бінарних) приєднання атомів Гідрогену здійснюється безпосередньо до елемента – кислото утворювача:



1.4.3. Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди - це сполуки, які можуть виявляти основні та кислотні властивості залежно від умов - тобто від природи речовини, з якою реагує амфотерний гідроксид.

Загальна емпірична формула: Me(OH)_n, H_n(MeO_n) n = 1, 2, 3, 4.

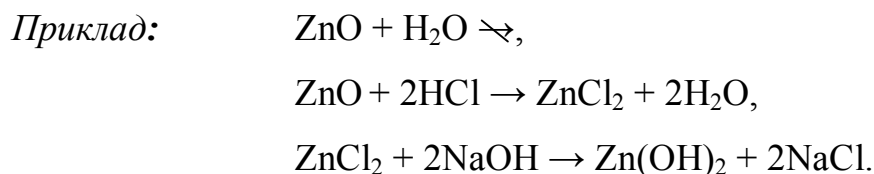


Приклад:



Усі амфотерні гідроксиди важкорозчинні у воді. Одержати амфотерний гідроксид з амфотерного оксиду можна тільки непрямим шляхом:

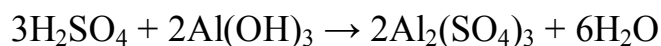
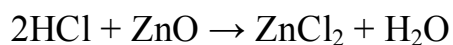
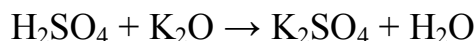
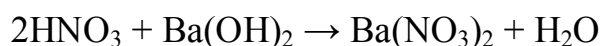
Кожному амфотерному гідроксиду відповідає амфотерний оксид, від якого можна одержати амфотерний гідроксид тільки непрямим шляхом.



1.4.3. Реакції оксидів та гідроксидів між собою

Реакції оксидів і гідроксидів між собою закінчуються утворенням солей, які складаються з катіону металу (або NH_4^+ тощо) та аніону кислотного залишку.

Кислотні оксиди, оксигенвмісні та бінарні кислоти реагують з основами (реакція нейтралізації), амфотерними гідроксидами, основними та амфотерними оксидами.

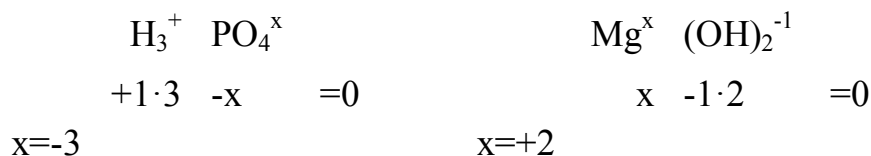


Процес складання продуктів реакції розглянемо на прикладі:



Реакції нейтралізації відносять до так званих реакцій обміну. Для утворення формули солі необхідно з'ясувати заряди кислотного залишку та Металу.

Враховуючи правило електронейтральності молекул знаходимо:

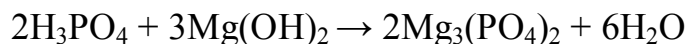


Складаємо формулу солі, розставляючи заряди у вигляді індексів хрест-нахрест.

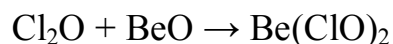
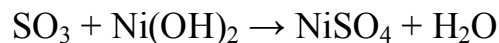


В разі необхідності індекси скорочують $\text{Sn}^{+4}(\text{SO}_4)_2^{-2}$

Реакція після зрівнювання набуває вигляд:



Кислотні оксиди реагують з основними та амфотерними оксидами та відповідними гідроксидами з утворенням солей:



Процес визначення продуктів реакції розглянемо на прикладі

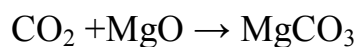


$\frac{+\text{CO}_2}{\text{H}_2\text{O}}$ а) Для визначення формули солі необхідно від кислотного оксиду перейти до його гідратних форми, що дозволяє визначити формулу та заряд кислотного залишку за правилом електронейтральності: CO_3^{2-}

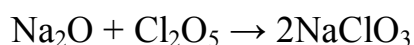
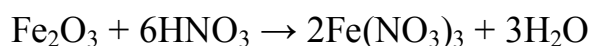
б) Розраховуємо ступінь окиснення металу (див. розділ – Mg^{2+})

в) Складаємо формулу солі MgCO_3

Таким чином:



Основні оксиди та гідроксиди реагують з кислотними та амфотерними оксидами та гідроксидами



Амфотерні гідроксиди здатні реагувати як з кислотами, так і з основами. Характер амфотерного гідроксиду в даній реакції залежить від характеру речовини, з якою він реагує.

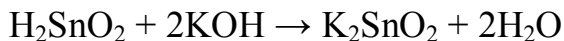
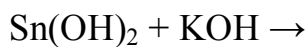
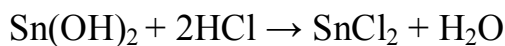
Так під час реакції з кислотами амфотерний гідроксид реалізує основні властивості, а при реакції з основами реалізує кислотні властивості.

Як було показано в розділі 4.7. емпірична формула амфотерного гідроксиду може бути представлена, як в основній, так і в кислотній формі.

Поведінку амфотерних гідроксидів розглянемо на прикладі $\text{Sn}(\text{OH})_2$.

Під час реакції з кислотою $\text{Sn}(\text{OH})_2$ реалізує основні властивості, тому може бути представлений основною формою: $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Під час реакції з лугом

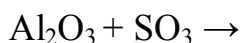
амфотерний $\text{Sn}(\text{OH})_2$ реалізує кислотний характер і може бути записаний у вигляді кислоти: H_2SnO_2 .



Амфотерні оксиди є значно менше реакційно здатними ніж їх гідратні форми, і реалізують свою амфотерність під час стоплення або при підвищених температурах.

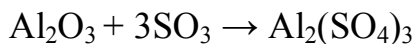
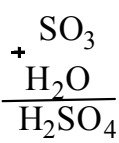
Складання реакцій з амфотерними оксидами розглянемо на прикладі Al_2O_3 .

Під час реакції з кислотними оксидами Al_2O_3 поводить себе, як основний

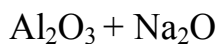


Переходи до відповідних гідратних форм $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$;

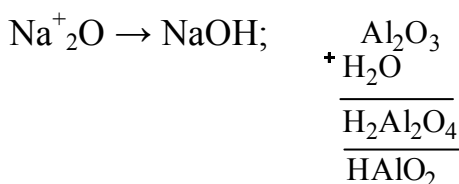
та визначаємо складові частини солі та їх заряд: Al^{+3} ; SO_4^{2-} . Після розставлення індексів, формула солі $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ тому:



Під час реакції з основними оксидами Al_2O_3 поводить себе як кислотний.



Переходимо до відповідних гідратних форм



Та визначаємо складові частини солі та їх заряд: Na^+ ; AlO_2^- . Після розставлення індексів: NaAlO_2 ;



Завдання для самопідготовки

1. Визначити емпіричні формули гідроксидів, яким відповідають оксиди сульфуру (IV) і сульфуру (VI).



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5, \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6, \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7, \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3.$

2. Серед емпіричних формул гідроксидів визначити кількість кислотних, основних та амфотерних. Назвіть їх сучасною номенклатурою.

$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{FeO}_4, \text{HFeO}_2, \text{Sb}(\text{OH})_3, \text{Bi}(\text{OH})_3,$

$\text{H}_2\text{SiO}_3, \text{Ni}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{PbO}_2, \text{NaOH}, \text{Fe}(\text{OH})_3.$

3. Визначити емпіричні формули гідроксидів, яким відповідає оксид фосфору (V).

$\text{HPO}_2, \text{HPO}_3, \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_3\text{PO}_3, \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_4, \text{HPO}_3$

4. Серед емпіричних формул речовин визначити кількість кислот, основних та амфотерних гідроксидів. Назвіть їх.

$\text{H}_2\text{Te}, \text{H}_3\text{AlO}_3, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2, \text{HCl},$

$\text{LiOH}, \text{H}_3\text{CrO}_3, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{ZnO}_2, \text{Fe}(\text{OH})_3.$

5. Запишіть рівняння реакцій, які можуть відбуватись.

$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow, \quad \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow,$

$\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow, \quad \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow,$

$\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow, \quad \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow.$

6. Які з наведених гідроксидів взаємодіють з оксидом карбону (IV)? Запишіть рівняння реакцій.

Цинкатна кислота, Метафосфітна кислота, Метасилікатна кислота,

Сульфідна кислота, Ортостибатна кислота.

7. Написати реакції:

Метаборатна кислота + хром(III) гідроксид

Метасилікатна кислота + цинк(II) гідроксид.

Хром (III) гідроксид + натрій гідроксид.

8. Написати реакції між купрум(II) гідроксидом та нітратною кислотою; плумбум(II) гідроксидом та хлор(V) оксидом.

1.5. СОЛІ

Сіль є продуктом реакції нейтралізації.

За типом або повнотою проходження реакції нейтралізації солі можна поділити на нейтральні (середні), кислі та основні солі.

1.5.1. Нейтральні (середні) солі

Нейтральні (середні) **солі** – є продуктом повної нейтралізації і складаються з катіону металу або іншого катіону (NH_4^+ тощо) і кислотного залишку.

За сучасною та традиційною номенклатурами назва солі будується наступним чином:

назва металу (валентність металу) + назва кислотного залишку.

Валентність металу I, II, III груп періодичної системи (крім Cu, Hg, Au) зазвичай не наводять, виходячи з постійної валентності цих металів у сполуках.

Назва кислотного залишку бінарних кислот будується за загальними правилами бінарних сполук (див. розд. 1).

Приклад:

FeCl_3 – ферум(III) хлорид; Na_2S – натрій сульфід,

NiS – нікель(II) сульфід, PbI_2 –плюмбум(II) іодид.

Назви кислотних залишків оксигенвмісних кислот визначається ступінню окиснення елемента-кислотоутворювача (табл.6).

Префікси, що регламентують кількість атомів елемента – кислото- утворювача: ди- три- тетра тощо та префікси мета-, орто- зберігаються в назві солей, якщо відповідні префікси існували в назві кислоти.

Таблиця 1.6.

с. о. кислотоутворюючого елемента	Побудова назви	Приклад
+7	пер+[К]+АТ	KMnO₄ калій перманганат KClO₄ калій перхлорат
вищий крім +7	[К]+ АТ	KNO₃ калій нітрат Na₂SiO₃ натрій силікат K₂SO₄ калій сульфат
проміжний	[К]+ІТ(ИТ)	Na₂SO₃ натрій сульфит

(крім +1)		NaNO₂ натрій нітрит
+1	гіпо + IT(ИТ)	KClO калій гіпохлорит

За систематичною номенклатурою назва солі будується наступним чином: вказується кількість атомів Оксигену + назва кислотоутворювача, із закінченням – АТ і позначенням його валентності + назва металу та його валентності.

Приклад:

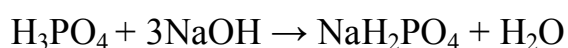
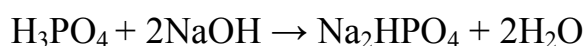
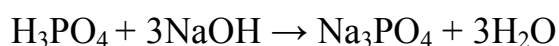
KNO₂ - калій диоксонітрат (III),

Na₂SO₄– натрій тетраоксосульфат (IV),

Na₂SO₃ – динатрій триоксосульфат (IV).

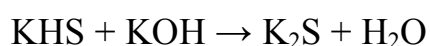
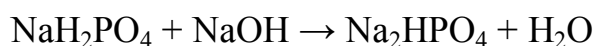
1.5.2. Кислі та основні солі

Кислі солі є продуктом неповної нейтралізації багатоосновної кислоти. Наприклад, під час нейтралізації ортофосфатної кислоти H₃PO₄, в залежності від кількості використаного лугу, можуть бути утворені наступні продукти



Солі – продукти неповного заміщення функціональних груп –Н на катіони Металів: Na₂HPO₄, NaH₂PO₄ зберігають властивості кислот за рахунок наявності активних кислотних груп “-Н”. Такі солі одержали назву кислих солей.

Кислі солі на відміну від середніх солей здатні реагувати з основами та амфотерними гідроксидами реалізуючи кислотні властивості:



За сучасною номенклатурою група –Н у складі кислих солей має назву “гідроген”.

Таким чином назва кислих солей будується так:

Метал (валентність) + “гідроген”(з позначенням кількості груп –H, якщо їх більше ніж одна) + назва кислотного залишку.

Назви кислотних залишків повністю відповідають назвам для звичайних середніх солей:

KHS – калій гідрогенсульфід

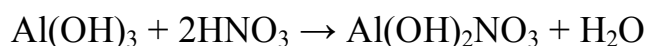
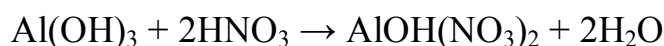
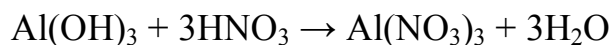
KHSO₃ – калій гідрогенсульфіт

NaH₂PO₄ – натрій дигідрогенортофосфат.

1.5.3 Основні солі

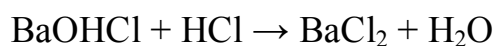
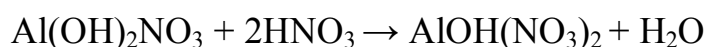
Основні солі є продуктом неповної нейтралізації багатокислотних основ.

Наприклад, під час нейтралізації Al(OH)₃ в залежності від кількості використаної кислоти можуть утворитись наступні продукти:



Солі AlOH(NO₃)₂, Al(OH)₂NO₃ – одержали назву основних (або гідроксо-) солей, тому що ці солі зберігають основні властивості за рахунок наявності активних основних груп –OH.

Основні солі на відміну від середніх солей здатні до подальшої нейтралізації розчинами кислот:



Необхідно зауважити, що більшість гідроксо солей є важкорозчинними сполуками. Розчинними гідроксоосолями є тільки хлориди, нітрати та ацетати (тобто солі хлоридної, нітратної та оцтової кислот).

Група –OH має назву “гідроксо”.

Тому назва основних солей будується так:

Метал (валентність) + “гідроксо” (з позначенням кількості груп –OH, якщо їх більше ніж одна) + назва кислотного залишку.

Назва кислотних залишків відповідають сучасній номенклатурі солей (табл. 6).

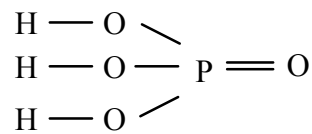
$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ - ферум(III) дигідроксохлорид

BaOHNO_3 - барій гідроксонітрат

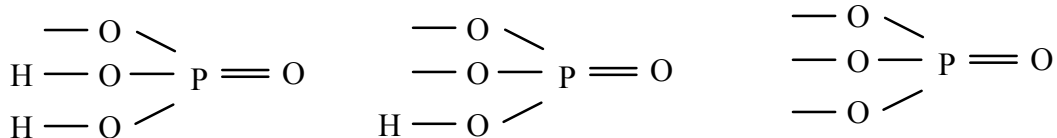
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - купрум(II) гідроксокарбонат

При складанні графічних формул солей необхідно скласти графічні формули кислотних і основних залишків:

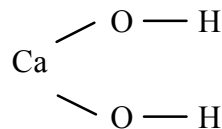
так ортофосфатна кислота



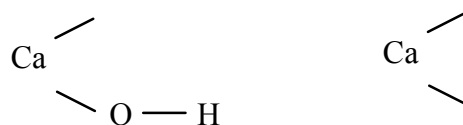
Може утворювати три кислотних залишки:



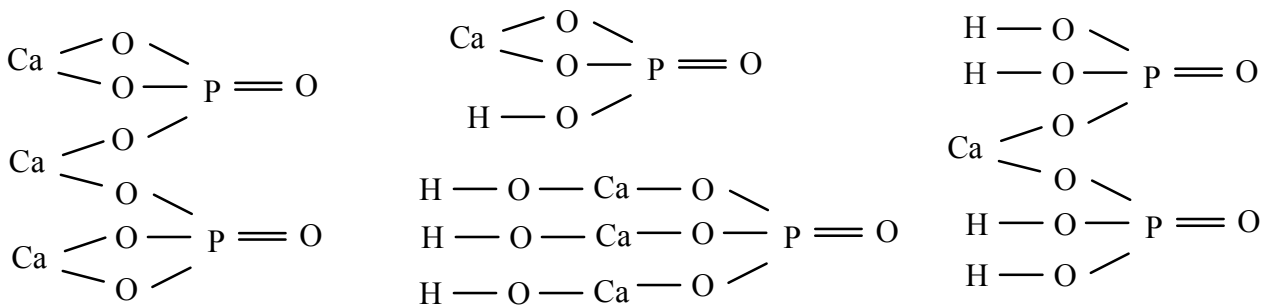
Основа – кальцій гідроксид:



Утворює два основних залишки



Таким чином ортофосфатна кислота і кальцій гідроксид при взаємодії здатні утворювати чотири солі – одну середню ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), дві кислих (CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$) і одну основну ($(\text{CaOH})_3\text{PO}_4$).



1.6. ГАЛОГЕНАНГІДРИДИ

Галогенангідриди можна розглядати як кислотні оксиди у складі яких один або декілька атомів Оксигену замінені на атоми галогену. При цьому треба враховувати, що заміна одного атому двовалентного Оксигену потребує двох атомів одновалентних галогенів. Галогенангідри поділяють на повні та неповні.

Повні галогенангідриди – це кислотні оксиди, в яких всі атоми Оксигену замінені на атоми галогенів.

Неповні галогенангідриди – містять в своєму складі як атоми Оксигену, так і атоми галогенів.

Приклад:

SO_3 – ангідрид

SO_2Cl_2 – }
 SOCl_4 – } неповні галогенангідриди

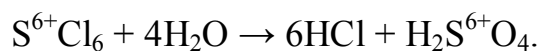
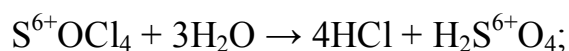
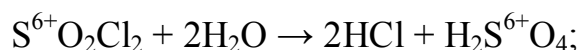
SCl_6 – повний галогенангідрид

Галогенангідриди як і відповідні кислотні оксиди (ангідриди) мають яскраво виражений кислотний характер.

Під час реакції ангідридів з водою відбуваються утворення відповідної кислоти



Під час реакції галогенангідридів з водою (гідроліз галогенангідридів) утворюються дві кислоти: одна відповідна галогенідна та друга – відповідна оксигенвмісна:



Аналогічно до відповідних кислотних оксидів (ангідридів) під час реакції з розчинами луги галоген ангідриди утворюють відповідні солі: бінарну (галогенід) та оксигенвмісну.



Номенклатура галоген ангідридів передбачає перелік кількості атомів галогену та Оксигену (при наявності) + назва елемента з визначенням його валентності.

Завдання для самопідготовки

1. Складіть емпіричні формули усіх можливих солей, які можна теоретично утворити від ортоборатної кислоти та барій гідроксиду.

2. Складіть емпіричні формули усіх можливих солей, які можна теоретично утворити від $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та H_2SiO_3 .

Складіть емпіричні формули усіх можливих солей, які можна теоретично утворити від H_3SbO_4 та $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

3. Складіть емпіричні формули усіх можливих солей, які можна теоретично утворити від карбонатної кислоти та скандій гідроксиду.

4. Складіть графічні формули сполук:

Цинк гідрогенкарбонат

Алюміній гідроксохлорид

Кальцій сульфат

Калій перманганат

Натрій дигідрогенфосфат

Літій нітрат

Кальцій нітрид

Магній гідроксонітрид

Бісмут(III) дигідроксосульфат

Алюміній гіпохлорит

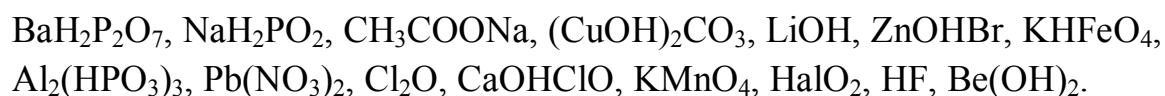
5. За емпіричними формулами солей визначити, від яких кислот вони утворені.



6. Закінчити складання реакцій і записати емпіричні формули солей, які можна одержати при відомих співвідношеннях між реагуючими речовинами:

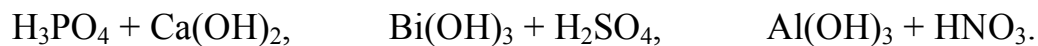


7. Серед емпіричних формул сполук визначити середні, кислі, основні солі.



8. Серед емпіричних формул сполук визначити середні, кислі, основні солі. CaHPO_4 , BaHPO_3 , FeOHCl_2 , $\text{Zn}(\text{ClO})_2$, H_2PbO_2 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, MgS , NiCO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2MnO_4 , NaHSiO_3 , LiHS_2O_5 .

9. Закінчити складання реакцій і записати емпіричні формули солей, які можна одержати при відомих співвідношеннях між реагуючими речовинами.



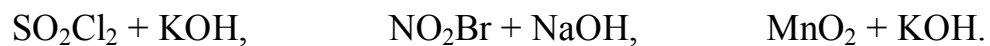
10. Скласти назви солей за їх емпіричними формулами:



11. Визначити, які сполуки належать до класу солей, а які до класу галогеноангідридів.

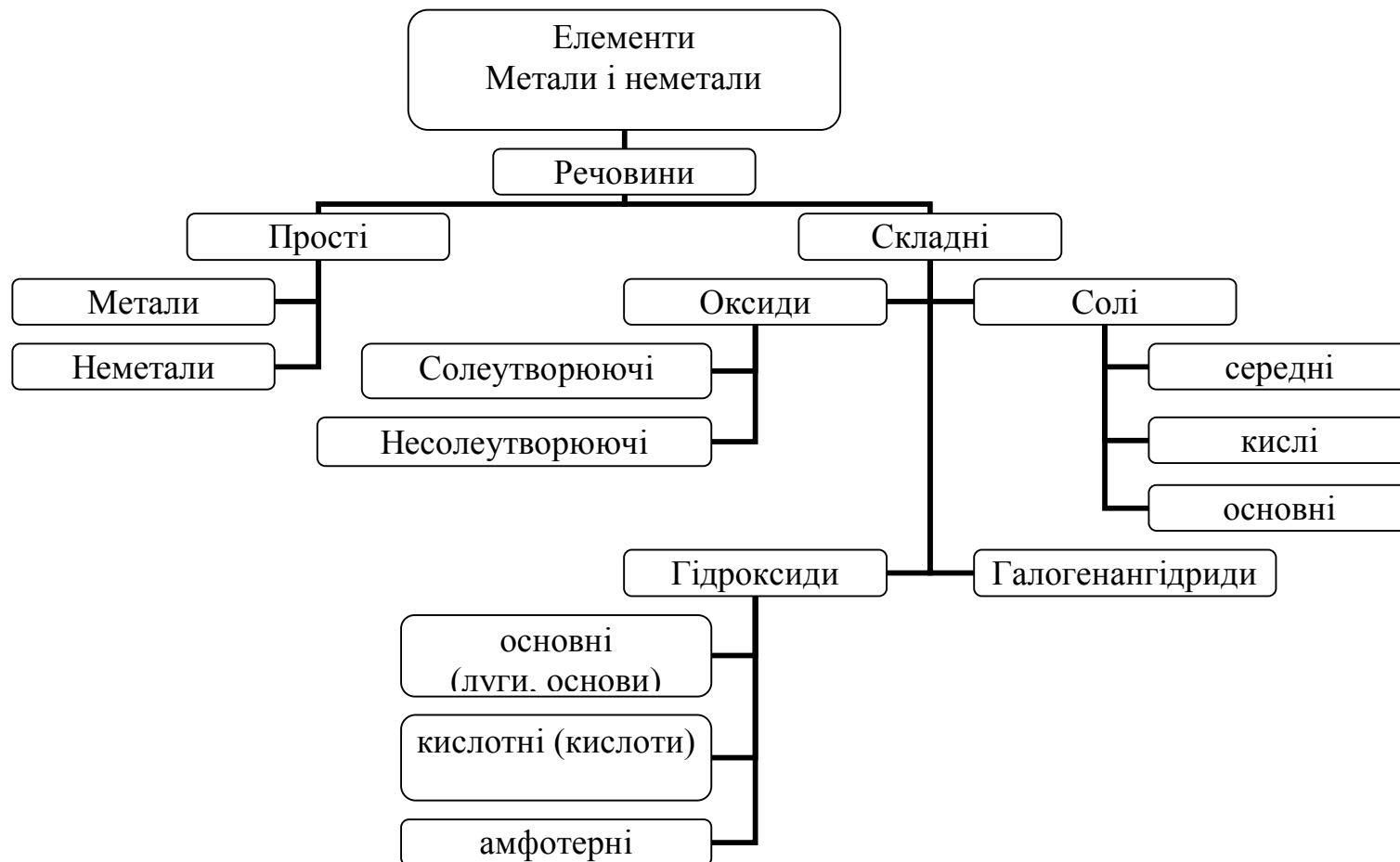


12. Написати реакції взаємодії речовин з лугами.



ЗВ'ЯЗОК МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Можна навести таку узагальнюючу класифікацію хімічних елементів і утворених від них сполук:



2. РОЗЧИНИ

Розчини – це гомогенні системи, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії. До складу розчину входять розчинник та одна або декілька розчинених речовин. Розчинником вважається той компонент, вміст якого більш 50% або агрегатний стан якого зберігається в розчині.

2.1. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЙ РОЗЧИНІВ

Існують різні способи вираження кількісного складу розчину. Найчастіше використовують масову частку розчиненої речовини, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, молярність та інші способи вираження концентрації розчину.

Масова частка (процентна концентрація) розчиненої речовини – це безрозмірна величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%.$$

Масову частку розчиненої речовини ω (омега) зазвичай виражають у долях одиниць або у відсотках.

Молярна концентрація (C_M) – це відношення кількості розчиненої речовини (ν_p) до об'єму розчину (V):

$$C_M = \frac{\nu_p}{V}$$

Молярна концентрація вимірюється у **моль/л** і позначається за допомогою символу M .

Молярна концентрація еквіваленту (C_n або $C_{1/z}$) це відношення кількості еквівалентів ($n_{ек}$) розчиненої речовини до об'єму розчину (V):

$$C_n = \frac{n_{ек}}{V}$$

Молярна концентрація еквіваленту вимірюється у **г-екв/л** і позначається за допомогою символу n . Молярна концентрація еквіваленту широко використовується в хімії. Кількість еквівалентів дорівнює:

$$n_{ек} = \frac{m_{речовини}}{M_{ек}},$$

де $m_{речовини}$ – маса речовини,

$M_{ек}$ – молярна маса еквіваленту речовини.

Молярна маса еквіваленту елемента – це така кількість елемента, яка сполучається з 1,008 ваговими частинами Гідрогену або з 8,0 ваговими частинами Оксигену, чи заміщує їх в хімічних сполуках.

Молярна маса еквіваленту кислоти – це така її кількість, яка вміщує один моль еквівалентів Гідрогену, здатного заміщуватись металом і дорівнює

$$M_{ек(кислоти)} = \frac{M_{кислоти}}{z},$$

де z – основність кислоти;

Молярна маса еквіваленту основи – це така її кількість, яка вміщує один моль еквівалентів гідроксид-іонів, здатних заміщуватись на кислотні залишки.

$$M_{ек(основи)} = \frac{M_{основи}}{z},$$

де z – кислотність основи;

Молярна маса еквіваленту солі:

$$M_{ек(солі)} = \frac{M_{солі}}{z},$$

де z – кількість атомів металу, помножена на валентність металу;

Для переходу від одного способу вираження концентрації до іншого треба знати:

Густину (ρ) розчину, яка є відношенням маси розчину до його об'єму:

$$\rho = \frac{m_{розчину}}{V}.$$

Приклад 1. Знайти масову частку калій сульфату у розчині, що містить 350 г води та 75 г цієї солі.

Розв'язок. Маса розчину буде складатися з маси води та маси солі:

$$m_{розчину} = 350 + 75 = 425 \text{ г.}$$

Отже масова частка калій сульфату буде становити:

$$\omega = \frac{75}{425} \cdot 100\% = 17,65\%.$$

Відповідь: 17,65%.

Приклад 2. Знайти масову частку нітратної кислоти у розчині, у 1 л якого містить 224 г HNO_3 ($\rho = 1,12$ г/мл).

Розв'язок. Знайдемо масу розчину виходячи з густини розчину:

$$m_{розчину} = \rho \cdot V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г,}$$

отже масова частка нітратної кислоти буде становити:

$$\omega = \frac{224}{1120} \cdot 100\% = 20\%$$

Відповідь: 20%.

Приклад 3. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 10% розчину калій хлориду ($\rho=1,063$ г/мл).

Розв'язок. За умови задачі відсутні відомості про об'єм розчину, тому прийmemo об'єм 1 л. Обчислимо масу 1 л або 1000 мл цього розчину:

$$m_{\text{розчину}} = \rho \cdot V = 1,063 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1063 \text{ г},$$

тоді маса речовини буде дорівнювати:

$$m_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{розчину}} \cdot \omega}{100\%} = \frac{1063 \cdot 10\%}{100\%} = 106,3 \text{ г}.$$

Виходячи з маси речовини визначимо кількість молів та молярну концентрацію розчину:

$$v = \frac{m_{\text{речовини}}}{M} = \frac{106,3}{74,5} = 1,427 \text{ моль},$$

$$C_M = \frac{v}{V} = \frac{1,427 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 1,427 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 1,427 М, 1,427 н.

Приклад 4. Визначити масову частку 3 л розчину амоній сульфату з молярною концентрацією 1,8 моль/л ($\rho=1,122$ г/мл).

Розв'язок. Визначимо кількість молей амоній сульфату, що містить у розчині:

$$v = C_M \cdot V = 1,8 \text{ моль/л} \cdot 3 \text{ л} = 5,4 \text{ моля},$$

тоді маса речовини амоній сульфату буде становити:

$$m_{\text{речовини}} = v \cdot M = 5,4 \text{ моль} \cdot 132 \text{ г/моль} = 712,8 \text{ г}.$$

Визначимо масу 3 л або 3000 мл розчину:

$$m_{\text{розчину}} = \rho \cdot V = 1,122 \text{ г/мл} \cdot 3000 \text{ мл} = 3366 \text{ г},$$

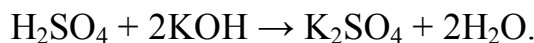
отже, масова частка розчину амоній сульфату:

$$\omega = \frac{712,8}{3366} \cdot 100\% = 21,2\%.$$

Відповідь: 21,2%

Приклад 5. Який об'єм H_2SO_4 з молярною концентрацією 6 моль/л необхідний для повною нейтралізації 4,5 г KOH .

Розв'язок. Складемо рівняння реакції взаємодії кислоти та лугу:



Виходячи з того, що рівняння реакції вказує на мольні співвідношення реагуючих речовин, знайдемо кількість молів KOH :

$$\nu = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{4,5}{56} = 0,08 \text{ моль},$$

отже кількість молей сульфатної кислоти:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\nu(\text{KOH}).$$

Знаючи молярну концентрацію знайдемо об'єм кислоти необхідний для взаємодії з KOH :

$$\nu = \frac{V}{C_M} = \frac{0,08}{6} = 0,0134 \text{ л} = 13,4 \text{ мл}.$$

Відповідь: 13,4 мл.

Завдання для самоконтролю

1. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 25г NaCl та 275г води ($\rho = 1,056$ г/мл).
2. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 100г K_2CO_3 та 400 г води ($\rho = 1,19$ г/мл).
3. Який об'єм води необхідно додати до 200 г 50%-ного розчину сульфатної кислоти для того щоби отримати 15%-вий розчин.
4. Скільки грамів сухої солі KCl необхідно додати до 1л 6%-вого розчину ($\rho = 1,067$ г/мл) для отримання 15%-ного розчину цієї ж солі.
5. Змішано 300г 40%-вого розчину сульфатної та 700г 10%-ного розчину тієї ж кислоти. Розрахуйте відсотковий вміст H_2SO_4 та об'єм отриманого розчину ($\rho = 1,13$ г/мл).
6. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 21%-вого розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,12$ г/мл).
7. Визначити молярну концентрацію еквіваленту та масову частку розчину ортофосфатної кислоти з молярною концентрацією 1,78 моль/л ($\rho = 1,089$ г/мл).

8. Який об'єм 10,5%-ного розчину HCl ($\rho = 1,05\text{г/мл}$) необхідний для взаємодії з 50г CaCO₃?
9. Який об'єм 0,5М NaOH необхідний для повної нейтралізації 355г 15%-ного розчину HCl.
10. Яку масу BaCl₂ необхідно додати до 200мл 30,0%-ного розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,22\text{г/мл}$), щоб добути розчин, в якому масова частка сульфатної кислоти буде дорівнювати 4%? Чому дорівнює молярна концентрація розчину кислоти після реакції, якщо відомо, що густина 4% H₂SO₄ дорівнює 1,025г/мл.

2.2. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Електроліти – це речовини, розчини яких проводять електричний струм.

Це кислоти, основи, солі. **Неелектроліти** – це речовини, розчини яких не проводять електричний струм. До них відносяться, наприклад, цукор, ацетон, бензол.

Електролітична дисоціація – це розклад електроліту на іони за його розчиненні під дією полярних молекул розчинника, наприклад, води.

У результаті електролітичної дисоціації утворюються позитивно заряджені частинки – **катіони** та негативно заряджені частки – **аніони**.

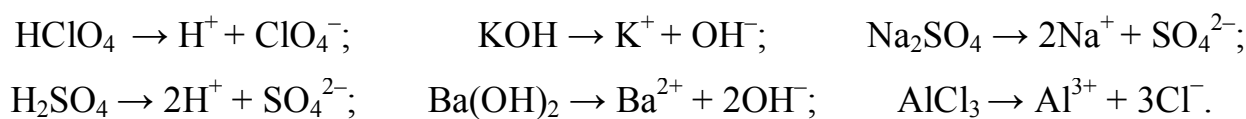
Існує кількісна оцінка здібності речовини розпадатися на іони – це ступінь дисоціація (α).

В залежності від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на сильні, електроліти середньої сили та слабкі.

Таблиця 2.1

Електроліти	
Сильні електроліти $\alpha > 30\%$	Слабкі електроліти $\alpha < 3\%$
а) Сильні кислоти (HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HMnO ₄ , HClO ₄ , H ₂ SeO ₄ та ін.) б) Луги (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂) в) Водорозчинні солі (Na ₂ CO ₃ , K ₂ SO ₄ , AlCl ₃ та ін.)	а) Слабкі кислоти (HF, HClO, H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , CH ₃ COOH, HCN та ін.) б) Слабкі основи (NH ₄ OH, Be(OH) ₂ , Mg(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃ та ін.) в) Нерозчинні та малорозчинні солі (Ag ₂ S, CaCO ₃ , BaSO ₄ та ін.)

Процес електролітичної дисоціації електролітів відображають рівняння дисоціації. У випадку сильних електролітів у рівняння вказують одну стрілочку « \rightarrow » – майже повний розклад електроліту на іони. Наприклад:



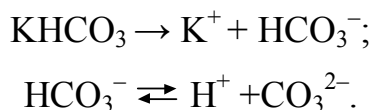
У випадку слабого електроліту вказують дві стрілочки « \rightleftharpoons » – частковий розклад електроліту на іони.



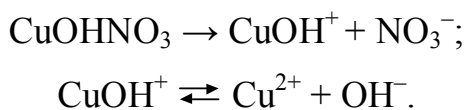
Слабкі основи, що містять декілька гідроксильних груп, або слабкі кислоти, що містять декілька іонів гідрогену, дисоціюють (розкладаються) в декілька стадій. Кількість стадій визначається кількістю іонів H^+ або OH^- у молекулі електроліту. Наприклад:



За дисоціації кислих і основних солей крім катіонів металів й аніонів кислотних залишків у розчинах утворюються ще, відповідно, протони H^+ та іони OH^- . Наприклад, у розчині кислої солі – калій гідрогенкарбонату:



Дисоціацію основної солі – купрум(II) гідроксохлориду можна зобразити такими рівняннями:



В усіх рівняннях електролітичної дисоціації сума зарядів іонів у продуктах дорівнює сумі зарядів у вихідних речовинах.

2.3. КОНСТАНТА ДИСОЦІАЦІЇ

Крім ступеня дисоціації (α) для електролітів є друга кількісна характеристика процесу дисоціації - константа дисоціації ($K_{\text{дис.}}$). Вона по суті є константою рівноваги. Наприклад, слабка кислота HCN дисоціює по рівнянню:



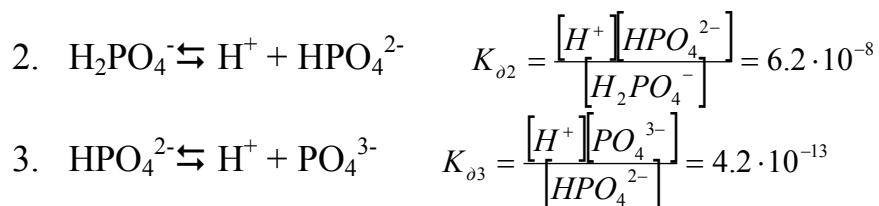
Константа рівноваги цього процесу:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 7.9 \cdot 10^{-10}$$

називається **константою дисоціації**. В чисельнику цього виразу – концентрації іонів, а в знаменнику – концентрація недисоційованих молекул. Як наслідок, чим слабкіший даний електроліт, тим меншою повинна бути рівноважна концентрація його іонів у розчині і тим менше значення константи дисоціації (менше чисельник, більше знаменник у виразу для $K_{\text{дис.}}$). Навпаки, чим сильніший електроліт, тим більше значення $K_{\text{дис.}}$. Для сильних електролітів рівновага дисоціації цілком зміщена вбік утворення іонів, тому константи дисоціації таких речовин дуже великі.

Константа дисоціації у відмінності від ступеня дисоціації, при даній температурі не залежить від концентрації, тому вона є найважливішою характеристикою електролітів. Значення констант дисоціації різних електролітів приводяться в довідниках (див. табл.2 додатку). Коли виникають ускладнення, до якої категорії зарахувати даний електроліт, потрібно відшукати в таблицях довідника константу дисоціації цієї сполуки. Можна умовно вважати, що якщо $K_{\text{дис.}} > 10^{-1}$, то даний електроліт сильний, якщо $K_{\text{дис.}} < 10^{-5}$, то електроліт слабкий. У інтервалі між цими значеннями знаходяться розміри констант дисоціації електролітів середньої сили. Багатоосновні слабкі кислоти та багатокислотні слабкі основи дисоціюють по стадіях і кожна стадія характеризується своєю константою дисоціації. Наприклад, для триосновної ортофосфорної кислоти необхідно записати три рівняння дисоціації:

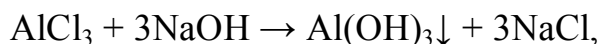




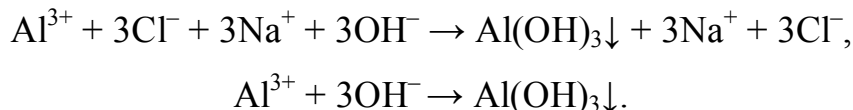
Перша константа дисоціації завжди більше, ніж наступні, тому що відрив заряджених частинок (H^+ від кислот та OH^- від основ) відбувається легше від нейтральної молекули, чим від протилежно зарядженого іона.

2.4. РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, всі реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між іонами. Вони мають назву іонних реакцій, а рівняння цих реакцій – іонних рівнянь. Вони простіші, ніж рівняння реакцій, записані у молекулярній формі, та мають більш загальний характер. Наприклад, реакція взаємодії алюміній хлориду з натрій гідроксидом в молекулярній формі має вигляд:

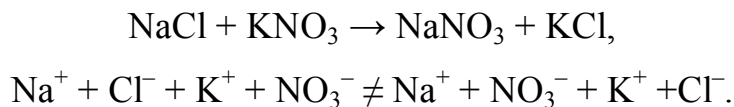


а в молекулярно-іонному вигляді:



Як видно з цього рівняння, суть цієї реакції зводиться до взаємодії іонів Al^{3+} і OH^- , внаслідок чого утворюється осад алюміній гідроксиду.

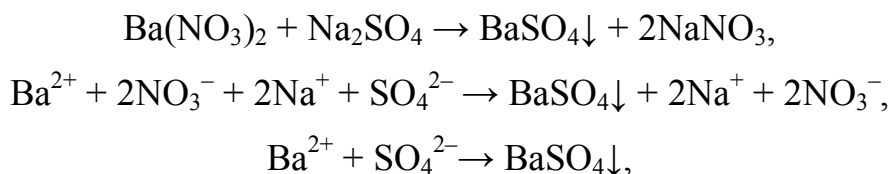
Наступну реакцію записати в скороченому іонному вигляді не виявляється можливим тому, що з точки зору електролітичної дисоціації ця реакція не відбувається:



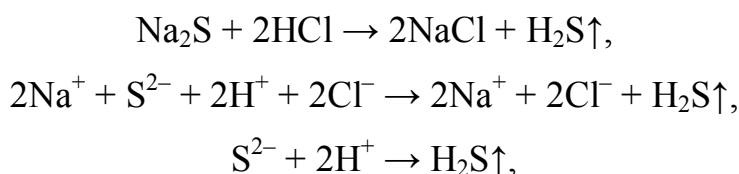
Однак, якщо випарювати цей розчин, то виникатимуть нові хімічні зв'язки між іонами і утвориться суміш чотирьох солей: хлориди і нітрати натрію і калію.

Якщо при проходженні іонних реакцій не відбувається зміна зарядів іонів, то такі реакції мають назву іонно-обмінних. Таки реакції стають необоротни-

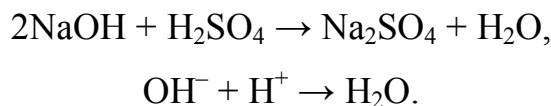
ми, якщо у взаємодію вступають сильні електроліти, а продуктами їх взаємодії є або осад. Розчинність сполук наведено в табл.1 додатку



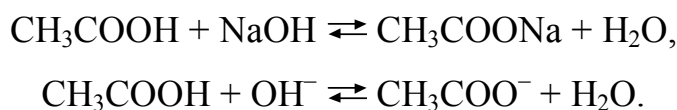
або газоподібні речовини:



або слабкі електроліти:



Іонно-обмінні реакції можуть бути зворотними, якщо у взаємодію зі слабким електролітом вступає сильний електроліт:



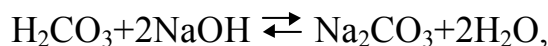
Після досягнення рівноваги в розчині у цьому випадку одночасно будуть існувати чотири речовини: оцтова кислота, натрій ацетат, натрій гідроксид та вода.

.Завдання для самопідготовки

11. Написати молекулярні та молекулярно-іонні рівняння наступних обмінних реакцій. Визначити чи є ці реакції необоротними чи зворотними:
 - а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 - б) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$
12. а) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$
- б) $\text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
13. а) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- б) $\text{PbF}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
14. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
- б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
15. а) $\text{NiSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- б) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16. а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
17. а) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
- б) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$
18. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- б) $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
19. а) $\text{SnCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$
- б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
20. а) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow$

2.5. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Гідроліз – це взаємодія солей з водою. Гідроліз є окремим випадком процесу сольволізу – обмінного розкладу розчиненої речовини та розчинника. Крім того, гідроліз можна визначити як обернену реакцію нейтралізації:

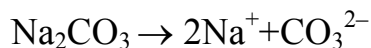


Реакції гідролізу поділяють на оборотні та необоротні.

Гідроліз завжди проходить за іоном слабкого електроліту.

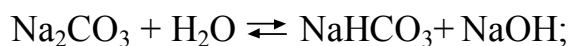
Розглянемо механізм гідролізу різних типів солей.

1. Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та сильною основою проходить за аніоном кислоти.

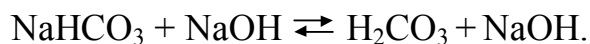


I стадія $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, лужне середовище ($\text{pH} > 7$)

В молекулярному вигляді:

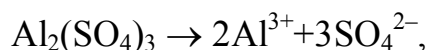


II стадія $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$,



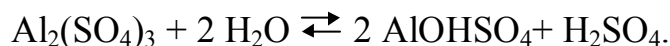
Зазвичай друга стадія та всі наступні стадії гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників. Сильніше гідролізує сіль більш слабкої кислоти. Чим менше K_d кислоти, тим слабшим електролітом є ця речовина і тим сильніше гідролізує відповідна сіль.

2. Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та слабкою основою проходить за катіоном основи.

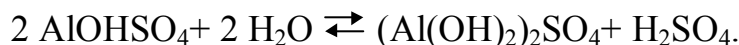


I стадія $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$, середовище кисле ($\text{pH} < 7$)

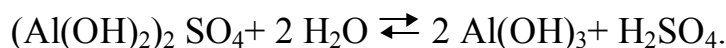
В молекулярному вигляді:



II стадія $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$,



III стадія $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$,



Сильніше гідролізує сіль більш слабкої основи. Щоб визначити яка основа є більш слабким електролітом порівнюємо ДР основ. Чим менше ДР, тим слабшим електролітом є основа, тим сильніше йде процес гідролізу відповідної солі.

3. Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та сильною основою не відбувається

$\text{NaCl} + \text{HOH} \neq$ немає реакції, $\text{pH} = 7$ середовище нейтральне.

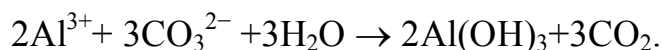
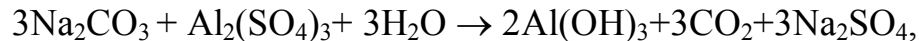
4. Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та слабкою основою

Наприклад, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$. Такі солі гідролізують націло одразу (в одну стадію) та цей процес є необерненим:



В цьому випадку середовище залежить від того, який електроліт сильніший: кислота чи основа.

Оскільки гідроліз відбувається майже миттєво, то, зазвичай, такі солі не можливо отримати у розчині:



Якщо у таблиці розчинності біля певної солі стоїть прочерк, це найчастіше означає, що таку сіль ми не можемо отримати у розчині, тому що вона підлягає миттєвому гідролізу. Продуктами такої реакції будуть відповідні основа та кислота, від яких мала б утворитися ця сіль.

Завдання для самопідготовки

21. Написати рівняння електролітичної дисоціації та рівняння гідролізу наступних солей:
- | | |
|-------------------------------------|-----------------------------------|
| a) FeCl_3 ; | б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; |
| 22. a) Na_2S ; | б) FeCl_3 ; |
| 23. a) BeCl_2 ; | б) K_3PO_4 ; |
| 24. a) CuSO_4 ; | б) Na_2SO_3 ; |
| 25. a) K_2SiO_3 ; | б) NiSO_4 ; |
| 26. a) AlCl_3 ; | б) NH_4Cl ; |
| 27. a) Na_2CO_3 ; | б) CoBr_2 ; |
| 28. a) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; | б) Al_2S_3 ; |
| 29. a) NH_4F ; | б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; |

30. а) FeSO_4 ;

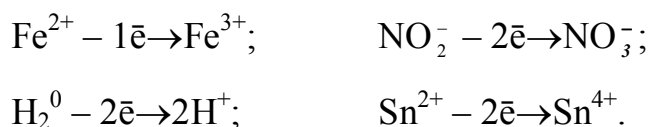
б) Na_2SiO_3 .

3. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

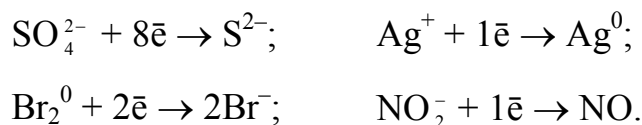
Хімічні реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин називаються **окисно-відновними реакціями (ОВР)**.

Будь яка окисно-відновна реакція складається з процесів окиснення та відновлення.

Окиснення – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон віддає електрони. Наприклад:



Відновлення – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон приєднує електрони. Наприклад:

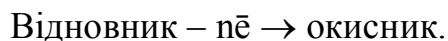
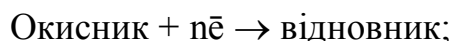


Процес окиснення супроводжується збільшенням ступеня окиснення відповідних елементів, а відновлення, навпаки, – зменшенням ступеня окиснення елементів.

Відновник – це речовина (атом, молекула, іон), що містить елемент, який віддає електрони.

Окисник – це речовина, що містить елемент, який приєднує електрони.

Процеси приєднання і віддавання електронів відбувається одночасно: одні сполуки відновнюються, а інші окиснюються.



Необхідною умовою ОВР є електронний баланс, тобто, кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Окисниками і відновниками можуть бути як прості так і складні речовини. Елементи, метали і неметали, в найнижчому ступені окиснення можуть виявляти лише відновні властивості.

Елементи у найвищому ступені окиснення можуть лише приймати електрони і тому виступають тільки як окисники.

Елементи з проміжними ступенями окиснення, залежно від умов, можуть виявляти як окисні так і відновні властивості. Найважливіші окисники і відновники наведені в таблицях 5 та 6 додатку. Але при складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно враховувати такі особливості:

1. $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$ окиснює неметали в будь-якому ступені окиснення до відповідних оксигенвмісних кислот у вищому ступені окиснення.
2. Сполуки амфотерних металів у лужному середовищі утворюють гідросокомплекси відповідних ступенів окиснення.
3. Речовини, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення, (H_2O_2 , NO_2^- , SO_3^{2-}) виявляють окисно-відновну подвійність властивостей.
4. Sn, Sb, Ge тощо по відношенню до $\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$ поведуть себе як неметали, тобто утворюють оксигенвмісні кислоти вищого ступеня окиснення.

Атоми металів легко віддають валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені іони. Тому метали є тільки відновниками.

В таблицях 2 та 3 наведені найважливіші окисники та відновники.

Застосовуються два методи складання рівнянь ОВР – метод електронного балансу і метод напівреакцій.

За методом електронного балансу складання ОВР легше провести за стадіями:

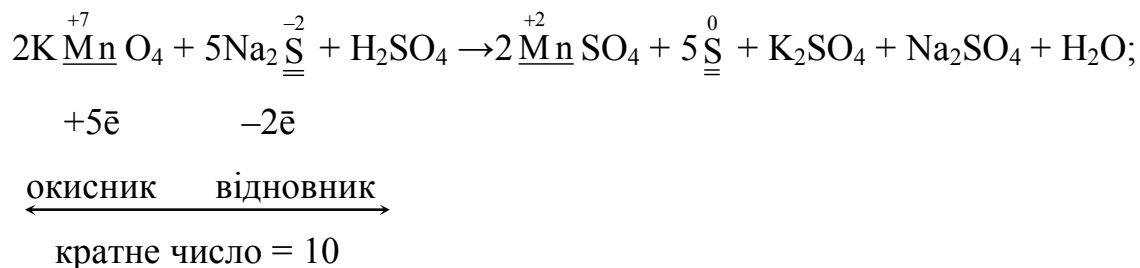
1. Встановити формули вихідних речовин та продуктів реакції.



2. Визначити ступінь окиснення елементів у вихідних речовинах і продуктах реакції (частіше кількість тих, які змінюють ступінь окиснення):



3. Визначити число електронів, яке віддає відновник (підписати під відновником) і число електронів, яке приймає окисник (підписати під окисником). Поставити коефіцієнти перед відновником і окисником, та продуктами окиснення і відновлення виходячи з кратного числа. Перевірте себе: число підкреслених атомів повинно бути однаковим.



Коефіцієнти електронного балансу – це основні коефіцієнти, і співвідношення між їх числовими значеннями є сталим.

4. Розставте коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції (K_2SO_4 , Na_2SO_4 , H_2SO_4):



5. На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води.

6. Кількість атомів Оксигену зазвичай в ОВР не зрівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

3.1. РОЗРАХУНОК МОЖЛИВОСТІ ПЕРЕБІГУ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ ЗА СТАНДАРТНИХ УМОВ

В довідниках з хімії є таблиці стандартних окисно-відновних потенціалів.

Ці таблиці дають можливість:

- складати рівняння будь яких ОВР;
- кількісно охарактеризувати силу окисника і відновника;
- визначити можливість та напрямок перебігу будь якої ОВР.

В цих таблицях:

1. Процеси окиснення і відновлення надані у вигляді напівреакцій:

«окисна форма $+n\bar{e}$ = відновна форма».

Для кожної напівреакції наведені значення та знак стандартного окисно-відновного потенціалу E^0_{298} (φ^0_{298}), який вимірюється у вольтах.

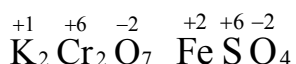
2. Чим більшою є величина окисно-відновного потенціалу, тим сильніший окисник входить до складу цієї напівреакції.
3. Чим меншим є значення E^0_{298} , тим сильніші відновні властивості частки, яка входить до цієї напівреакції.
4. Усі речовини, іони і атоми, які мають більші значення E^0_{298} є окисниками відносно тих, що мають менші значення E^0_{298} .
5. Можна визначити напрямок і можливість перебігу будь-якої ОВР. Умовою перебігу ОВР є додатне (позитивне) значення різниці ΔE :

$$\Delta E = E^0_{298}(\text{окисник}) - E^0_{298}(\text{відновник}) > 0.$$

Приклад 1. За допомогою методу електронного балансу складіть в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді рівняння наступних реакцій та розрахуйте можливість їх перебігу за стандартних умов:

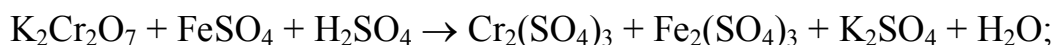


Розв'язок. Визначимо ступіні окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин:

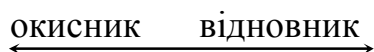
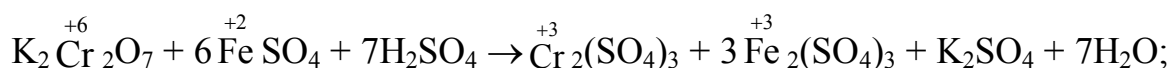


Ступінь окиснення Хрому «+6», що відповідає вищому ступеню окиснення, отже калій дихромат є окисником, отже ферум(II) сульфат – відновник.

За допомогою таблиць 2 та 3 визначимо продукти окиснення та відновлення звертаючи увагу на середовище реакції:

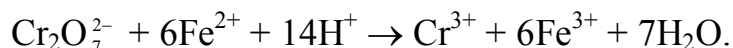


Складаємо баланс електронів та розставляємо коефіцієнти для речовин, що беруть участь у реакції:



кратне число = 6

Запишемо рівняння цієї реакції у молекулярно-іонному вигляді:



Запишемо напівреакції та значення стандартного окисно-відновного потенціалу E^0_{298} , використовуючи довідкову літературу:



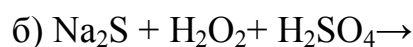
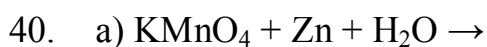
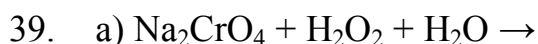
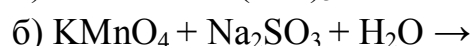
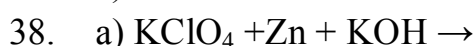
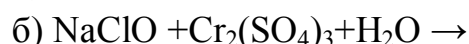
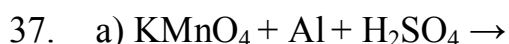
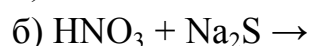
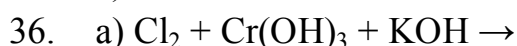
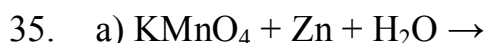
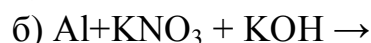
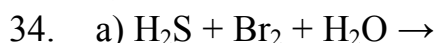
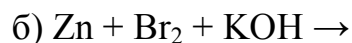
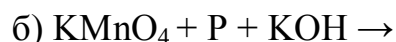
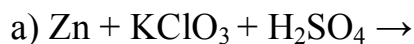
Визначимо можливість перебігу реакції за стандартних умов:

$$\Delta E = E^0_{298}(\text{окисник}) - E^0_{298}(\text{відновник}) = 1,33 - 0,771 = 0,559 \text{ В} > 0.$$

Отже реакція можлива за стандартних умов.

Завдання для самопідготовки

31. За допомогою методу електронного балансу складіть в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді рівняння наступних реакцій та розрахуйте можливість їх перебігу за стандартних умов:



41. Який об'єм сірководню та сульфур(IV) оксиду за нормальних умов повинні прореагувати, щоб маса утвореної сірки була 500 г?

42. Які об'єми хлору ($t = 37^\circ\text{C}$, $p = 110 \text{ кПа}$) та розчину калій броміду ($\omega = 20\%$, $\rho = 1,2 \text{ г/мл}$) потрібні для утворення 1,5 кг бромиду.

43. Визначити об'єм нітроген(II) оксиду (20°C , 100 кПа), що утвориться за взаємодії міді з 5 л розчину 20%-вої нітратної кислоти ($1,25 \text{ г/мл}$).

44. 670 мл сірководню за нормальних умов відновили 500 г розчину калій дихромату. Яка масова частка цього розчину?

45. Який об'єм газу (7°C , 93 кПа) виділиться за взаємодії концентрованої соляної кислоти з 10 кг манган(IV) оксиду.

46. Який об'єм сірководню (17°C , 98 кПа) треба пропустити через $1,8\text{ л}$ розчину йоду, $C_{\text{н}} = 0,1\text{ г-екв/л}$, для повного відновлення йоду.
47. Скільки мілілітрів розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з молярною концентрацією $0,1\text{ моль/л}$ необхідно додати до підкисленого сульфатною кислотою розчину KI для утворення 50 мг йоду.
48. За взаємодії металічного алюмінію з розчином натрій гідроксиду утворилося $33,6\text{ л}$ водню, виміряного за нормальних умов. Визначити масу металу, яка була витрачена для проходження цієї реакції.
49. За взаємодії 500 г розчину CoCl_2 з бромною водою у лужному середовищі утворилося $16,5\text{ г}$ осаду. Визначити вихідну концентрація розчину солі кобальту(II).
50. Який об'єм 3%-вого розчину H_2O_2 ($\rho \approx 1\text{ г/мл}$) необхідно взяти для повного відновлення 500 мл $0,15\text{ н.}$ розчину калій перманганату у кислому середовищі?

Розчинність деяких солей у воді

	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Co ²⁺	Sn ²⁺	Sn ⁴⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Sb ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Al ³⁺	
OH ⁻	р	р	р	-	м	р	н	н	н	н	н	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
F ⁻	р	р	р	р	н	м	н	р	м	м	н	р	н	н	р	р	р	м	н	р	н	р	м	м
Cl ⁻	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	-	р	р	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р	-	м	р	н	р
S ²⁻	р	р	р	н	м	р	м	н	н	н	н	н	н	р	н	н	н	н	н	н	-	н	-	-
AsO ₄ ³⁻	р	р	р	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н	м	н	-	н	-	н	н	н	н	н	н
AsO ₃ ³⁻	р	р	р	н	-	р	р	-	-	н	н	н	н	м	н	-	-	-	н	н	-	-	-	-
CN ⁻	р	р	р	н	р	р	р	н	р	н	-	н	м	р	н	-	-	н	-	-	-	-	-	-
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р
CO ₃ ²⁻	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	-	-	-	н	-	-
CrO ₄ ²⁻	р	р	р	н	м	н	р	м	-	-	р	н	н	м	н	-	-	-	р	-	н	н	р	р
IO ₃ ⁻	р	р	р	н	-	н	р	м	м	-	м	-	н	-	м	-	-	-	-	-	-	-	н	-
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р	р	р	р	р	р
SO ₃ ²⁻	р	р	р	н	н	н	р	-	м	-	-	н	н	н	н	-	-	н	-	-	-	-	-	-
SO ₄ ²⁻	р	р	р	м	м	н	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
SCN ⁻	р	р	р	н	р	р	р	р	м	р	н	р	р	р	р	-	-	р	р	-	р	-	р	р
SiO ₃ ²⁻	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н	-	-	н	н	-	н	-	н	н
PO ₄ ³⁻	р	р	р	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	-	н	н	н	н

Умовні позначення:

«р» – розчинні сполуки

(> 1 г на 100 мл води)

«м» – малорозчинні сполуки

(0,1-1 г на 100мл води)

«н» – нерозчинні сполуки

(0,001-0,1 г на 100мл води)

«-» – сполуки не існують або розкладаються водою

Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

	I A	II A											III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A											
1	1 H Гідроген 1.0079 1S ¹		<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">Атомний номер</div> <div style="text-align: center;"> 78 Pt Платина 195.08 5d⁹6s¹ </div> <div style="text-align: center;">Символ Назва</div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;">Відносна атомна маса</div> <div style="text-align: center;">Валентні електрони</div> </div>																										2 He Гелій 4.0026 1S ²
	2	3 Li Літій 6.941 2S ¹											4 Be Берилій 9.0122 2S ²											5 B Бор 10.811 2S ² 2P ¹	6 C Карбон 12.011 2S ² 2P ²	7 N Нітроген 14.007 2S ² 2P ³	8 O Оксиген 15.999 2S ² 2P ⁴	9 F Флюор 18.998 2S ² 2P ⁵	10 Ne Неон 20.18 2S ² 2P ⁶
3		11 Na Натрій 22.990 3S ¹	12 Mg Магній 24.305 3S ²	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	13 Al Алюміній 26.982 3S ² 3P ¹	14 Si Силіцій 28.086 3S ² 3P ²	15 P Фосфор 30.974 3S ² 3P ³	16 S Сульфур 32.066 3S ² 3P ⁴	17 Cl Хлор 35.453 3S ² 3P ⁵	18 Ar Аргон 39.948 3S ² 3P ⁶										
	4	19 K Калій 39.098 4S ¹	20 Ca Кальцій 40.078 4S ²	21 Sc Скандій 44.956 3d ¹ 4S ²	22 Ti Титан 47.67 3d ² 4S ²	23 V Ванадій 50.942 3d ³ 4S ²	24 Cr Хром 51.996 3d ⁵ 4S ¹	25 Mn Манган 54.938 3d ⁵ 4S ²	26 Fe Ферум 55.845 3d ⁶ 4S ²	27 Co Кобальт 58.933 3d ⁷ 4S ²	28 Ni Нікель 58.693 3d ⁸ 4S ²	29 Cu Купрум 63.546 3d ¹⁰ 4S ¹	30 Zn Цинк 65.39 3d ¹⁰ 4S ²	31 Ga Галій 69.723 4S ² 4P ¹	32 Ge Германій 72.61 4S ² 4P ²	33 As Арсен 74.922 4S ² 4P ³	34 Se Селен 78.96 4S ² 4P ⁴	35 Br Бром 79.904 4S ² 4P ⁵	36 Kr Криптон 83.80 4S ² 4P ⁶										
5		37 Rb Рубідій 85.468 5S ¹	38 Sr Стронцій 87.62 5S ²	39 Y Ітрій 88.906 4d ¹ 5S ²	40 Zr Цирконій 91.224 4d ² 5S ²	41 Nb Ніобій 92.906 4d ⁴ 5S ¹	42 Mo Молибден 95.94 4d ⁵ 5S ¹	43 Tc Технецій 98.906 4d ⁵ 5S ¹	44 Ru Рутеній 101.07 4d ⁷ 5S ¹	45 Rh Родій 102.91 4d ⁸ 5S ¹	46 Pd Паладій 106.42 4d ¹⁰	47 Ag Аргентум 107.87 4d ¹⁰ 5S ¹	48 Cd Кадмій 112.41 4d ¹⁰ 5S ²	49 In Індій 114.82 5S ² 5P ¹	50 Sn Станум 118.71 5S ² 5P ²	51 Sb Стибій 121.76 5S ² 5P ³	52 Te Телур 127.60 5S ² 5P ⁴	53 I Іод 126.90 5S ² 5P ⁵	54 Xe Ксенон 131.29 5S ² 5P ⁶										
	6	55 Cs Цезій 132.91 6S ¹	56 Ba Барій 137.33 6S ²	57 La Лантан 138.91 5d ¹ 6S ²	72 Hf Гафній 178.49 5d ² 6S ²	73 Ta Тантал 180.95 5d ³ 6S ²	74 W Вольфрам 183.84 5d ⁴ 6S ²	75 Re Реній 186.21 5d ⁵ 6S ²	76 Os Осмій 190.23 5d ⁶ 6S ²	77 Ir Іридій 192.22 5d ⁷ 6S ²	78 Pt Платина 195.08 5d ⁹ 6S ¹	79 Au Аурум 196.97 5d ¹⁰ 6S ¹	80 Hg Меркурій 200.59 5d ¹⁰ 6S ²	81 Tl Талій 204.38 6S ² 6P ¹	82 Pb Плюмбум 207.2 6S ² 6P ²	83 Bi Бісмут 208.98 6S ² 6P ³	84 Po Полоній 209.98 6S ² 6P ⁴	85 At Астат 209.99 6S ² 6P ⁵	86 Rn Радон 222.02 6S ² 6P ⁶										
7		87 Fr Францій 223.02 7S ¹	88 Ra Радій 226.03 7S ²	89 Ac Актиній 227.03 6d ¹ 7S ²	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium [262.11]	106 Sg Seaborgium [266.12]	107 Bh Bohrium [264.12]	108 Hs Hassium [269.13]	109 Mt Meitnerium [268.14]	110 Uun Ununnilium [271.15]	111 Uuu Unununium [272.15]	112 Uub Ununbium [277]	114 Uuq Unnquadium [285]	116 Uuh Ununhexium m	118 Uuo Ununoctium m													
	Лантаноїди			58 Ce Церій 140.12 4f ¹ 6S ²	59 Pr Празеодим 140.91 4f ³ 6S ²	60 Nd Неодим 144.24 4f ⁴ 6S ²	61 Pm Прометій 146.92 4f ⁶ 6S ²	62 Sm Самарій 150.36 4f ⁶ 6S ²	63 Eu Європій 151.96 4f ⁷ 6S ²	64 Gd Гадоліній 157.25 4f ⁷ 5d ¹ 6S ²	65 Tb Тербій 158.93 Xe4f ⁹ 6S ²	66 Dy Диспрозій 162.50 4f ¹⁰ 6S ²	67 Ho Гольмій 164.93 4f ¹¹ 6S ²	68 Er Ербій 167.26 4f ¹² 6S ²	69 Tm Тулій 168.93 4f ¹³ 6S ²	70 Yb Ітербій 173.04 4f ¹⁴ 6S ²	71 Lu Лютецій 174.97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6S ²												
Актиноїди			90 Th Торій 232.04 6d ² 7S ²	91 Pa Протактіній 231.04 5f ² 6d ¹ 7S ²	92 U Уран 238.03 5f ³ 6d ¹ 7S ²	93 Np Нептуній 237.05 5f ⁴ 6d ¹ 7S ²	94 Pu Плутоній 244.06 5f ⁶ 7S ²	95 Am Америцій 243.06 5f ⁷ 7S ²	96 Cm Кюрій 247.07 5f ⁷ 6d ¹ 7S ²	97 Bk Берклій 247.07 5f ⁹ 7S ²	98 Cf Каліфорній 251.08 5f ¹⁰ 7S ²	99 Es Ейнштейній 252.08 5f ¹¹ 7S ²	100 Fm Фермій 257.10 5f ¹² 7S ²	101 Md Менделєвій 258.10 5f ¹³ 7S ²	102 No Нобелій 259.10 5f ¹⁴ 7S ²	103 Lr Лоуренсій 262.11 5f ¹⁴ 6d ¹ 7S ²													

Константи дисоціації деяких речовин у водному середовищі при 25 °С.

Кислота	$K_{\text{дис.1}}$	$K_{\text{дис.2}}$	$K_{\text{дис.3}}$
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ S	$9,1 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	-
H ₂ Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	-
H ₂ Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$	-
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$	-	-
HClO	$5 \cdot 10^{-8}$	-	-
HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$	-	-
HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	-	-
HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	-	-
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ C ₂ O ₄	$6,5 \cdot 10^{-2}$	$6,1 \cdot 10^{-5}$	-
H ₂ CO ₃	$4,4 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	-
H ₂ SiO ₃	$1 \cdot 10^{-10}$	$2 \cdot 10^{-12}$	-
H ₂ SO ₃ S	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	-
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	-
H ₂ SeO ₃	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	-
H ₆ TeO ₆	$2 \cdot 10^{-8}$	$1,1 \cdot 10^{-11}$	$1 \cdot 10^{-15}$
H ₂ CrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	-
H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
H ₃ PO ₃	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-7}$	-
H ₃ PO ₂	$7,9 \cdot 10^{-2}$	-	-
H ₃ AsO ₄	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HCOOH	$2,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
CH ₃ COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	-	-
C ₆ H ₅ COOH	$6,6 \cdot 10^{-5}$	-	-
NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	-	-
H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	-	-

Добуток розчинності деяких сполук при 25 °С

Формула	ДР	Формула	ДР	Формула	ДР
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Cd(OH)₂	$2,5 \cdot 10^{-14}$	Mg(OH)₂	$1,8 \cdot 10^{-11}$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	CdCO₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	MgC₂O₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	CdS	$8,0 \cdot 10^{-27}$	MgNH₄PO₄	$2,5 \cdot 10^{-13}$
Ag₂CO₃	$8,1 \cdot 10^{-12}$	CoS	$4,0 \cdot 10^{-21}$	Mg₃(PO₄)₂	$1 \cdot 10^{-13}$
Ag₂S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	Co(OH)₂	$1,6 \cdot 10^{-15}$	Mn(OH)₂	$4,5 \cdot 10^{-13}$
Ag₂SO₄	$1,4 \cdot 10^{-5}$	Co(OH)₃	$4 \cdot 10^{-45}$	MnCO₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
Ag₂CrO₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CoCO₃	$8 \cdot 10^{-13}$	MnS	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Ag₂Cr₂O₇	$1 \cdot 10^{-10}$	Cr(OH)₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	Ni(OH)₂	$2 \cdot 10^{-15}$
Ag₃AsO₄	$1,0 \cdot 10^{-22}$	CrF₃	$6,6 \cdot 10^{-11}$	NiCO₃	$6,6 \cdot 10^{-9}$
Ag₃PO₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Cu(OH)₂	$5 \cdot 10^{-20}$	NiC₂O₄	$4 \cdot 10^{-10}$
AgCN	$1,2 \cdot 10^{-16}$	CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$	NiS	$3,2 \cdot 10^{-19}$
Al(OH)₃	$1 \cdot 10^{-32}$	CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	Pb(OH)₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$
AlPO₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	Cu₂S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	PbF₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
AuCl	$2,0 \cdot 10^{-13}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	PbCl₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AuCl₃	$3,2 \cdot 10^{-25}$	CuCO₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbBr₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ba(OH)₂	$5 \cdot 10^{-3}$	CuCrO₄	$3,6 \cdot 10^{-6}$	PbI₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaF₂	$1,0 \cdot 10^{-6}$	Fe(OH)₂	$8,0 \cdot 10^{-16}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
BaCO₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH)₃	$4 \cdot 10^{-38}$	PbSO₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
BaC₂O₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	FeCO₃	$3,2 \cdot 10^{-11}$	PbCO₃	$7,4 \cdot 10^{-14}$
BaSO₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	FePO₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$	PbCrO₄	$2,8 \cdot 10^{-13}$
BaCrO₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	FeS	$6,3 \cdot 10^{-18}$	Sb₂S₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$
Ba₃(PO₄)₂	$6,03 \cdot 10^{-39}$	Hg(OH)₂	$3,0 \cdot 10^{-26}$	SrCO₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Bi(OH)₃	$3,2 \cdot 10^{-40}$	Hg₂Cl₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$	Sn(OH)₂	$1,4 \cdot 10^{-28}$
Bi₂S₃	$1 \cdot 10^{-97}$	Hg₂S	$1,0 \cdot 10^{-47}$	Sn(OH)₄	$1 \cdot 10^{-57}$
Ca(OH)₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
CaF₂	$3,9 \cdot 10^{-11}$	Hg₂C₂O₄	$1 \cdot 10^{-13}$	Zn(OH)₂	$1,2 \cdot 10^{-17}$
CaSO₄	$2,37 \cdot 10^{-5}$	LiOH	$4,0 \cdot 10^{-2}$	ZnCO₃	$1,4 \cdot 10^{-11}$
CaCrO₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	LiF	$3,8 \cdot 10^{-3}$	ZnC₂O₄	$2,7 \cdot 10^{-8}$
CaCO₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Li₂CO₃	$3,98 \cdot 10^{-3}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Ca₃(PO₄)₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Li₃PO₄	$43,2 \cdot 10^{-9}$	Zr₃(PO₄)₄	10^{-132}

Таблиця 4

Густина розчинів деяких речовин при 20⁰С, г/мл

%	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	NaOH	KOH	NaCl	Na ₂ CO ₃	NH ₄ OH
1	1,003	1,005	1,004	1,010	1,008	1,005	1,008	0,994
2	1,008	1,012	1,009	1,021	1,016	1,012	1,019	0,990
4	1,018	1,025	1,020	1,043	1,035	1,026	1,039	0,981
6	1,028	1,038	1,031	1,065	1,053	1,041	1,060	0,973
8	1,038	1,052	1,043	1,087	1,072	1,055	1,081	0,965
10	1,047	1,066	1,054	1,109	1,090	1,070	1,102	0,958
12	1,057	1,080	1,066	1,131	1,110	1,085	1,125	0,950
14	1,068	1,095	1,078	1,153	1,128	1,101	1,146	0,943
16	1,078	1,109	1,090	1,175	1,148	1,116	1,170	0,936
18	1,088	1,124	1,103	1,197	1,167	1,131		0,930
20	1,098	1,139	1,115	1,219	1,187	1,147		0,923
22	1,108	1,155	1,128	1,241	1,207	1,164		0,916
24	1,119	1,170	1,140	1,263	1,227	1,180		0,910
26	1,129	1,186	1,153	1,285	1,247	1,197		0,904
28	1,139	1,202	1,167	1,306	1,267			0,898
30	1,149	1,219	1,180	1,328	1,288			0,892
32	1,159	1,235	1,193	1,349	1,309			0,886
34	1,169	1,252	1,207	1,370	1,330			0,881
36	1,179	1,268	1,221	1,390	1,352			
38	1,189	1,286	1,234	1,410	1,374			
40	1,198	1,303	1,246	1,430	1,395			
42		1,321	1,259	1,449	1,419			
44		1,338	1,272	1,469	1,440			
46		1,357	1,285	1,487	1,464			
48		1,376	1,298	1,507	1,488			
50		1,395	1,310	1,525	1,510			
52		1,415	1,322		1,535			
56		1,456	1,345					
58		1,477	1,356					
60		1,498	1,367					
62		1,520	1,377					
64		1,542	1,387					
66		1,565	1,396					
68		1,587	1,405					
70		1,611	1,413					
72		1,634	1,422					
74		1,657	1,430					
76		1,681	1,438					
78		1,704	1,445					
80		1,727	1,452					
82		1,749	1,459					
84		1,769	1,466					
86		1,787	1,472					
88		1,802	1,477					
90		1,814	1,482					

Таблиця 5

Найважливіші окисники

Окисник	Іон або група окисник	середовище	Відновна форма
VIII група ПС			
K_2FeO_4	FeO_4^{2-}	кисле	Сіль Fe^{+3} з кислотою, що була взята для підкислення
	-	Лужне нейтральне	$Fe(OH)_3$
Сполуки $Fe(III)$ (сіль Fe^{+3} , оксиди, $Fe(OH)_3$)	Fe^{3+}	кисле	Сіль Fe^{+2}
	-	нейтральне	$Fe(OH)_2$, або сіль Fe^{+3}
$Me_2O_3, MeOOH$ [$Me=Co, Ni$]	-	кисле	Сіль Me^{+2}
VII група ПС			
$KMnO_4$	MnO_4^-	кисле	Сіль Mn^{+2} з кислотою, що була взята для підкислення
	MnO_4^-	нейтральне	MnO_2
	MnO_4^-	лужне	K_2MnO_4
K_2MnO_4	MnO_4^{2-}	кисле	Сіль Mn^{+2} з кислотою, що була взята для підкислення
	MnO_4^{2-}	нейтральне	MnO_2
MnO_2	-	кисле	Сіль Mn^{+2} з кислотою, що була взята для підкислення
$KClO$	ClO^-	Будь-яке	KCl
$KClO_2$	ClO_2^-		
$KClO_3$	ClO_3^-		
$KClO_4$	ClO_4^-		
KGO_n ($n=1-4$, $G = Br, I$)	GO_n^-	Будь-яке	Частіше – G_2 або G^{-1} (наприклад: HCl, KCl)
G_2 ($G = F, Cl, Br, I$)	-	Будь-яке	$2G^{-1}$ (наприклад: HCl, KCl)
VI група ПС			
K_2CrO_4 $K_2Cr_2O_7$	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	кисле	Сіль Cr^{+3} з кислотою, що була взята для підкислення
	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	нейтральне	$Cr(OH)_3$
	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	Лужне(KOH)	в розчині - $K_3[Cr(OH)_6]$, в розплаві – $KCrO_2$
H_2SO_4 (концентрована)	SO_4^{2-}	кисле	SO_2
	SO_4^{2-}		H_2S (при взаємодії з сильними відновниками)
H_2SeO_4	SeO_4^{2-}	кисле	SeO_2
$(NH_4)_2S_2O_8$ (пероксосульфат) $(NH_4-SO_3-O^I-O^I-SO_3-NH_4)$	$S_2O_8^{2-}$ пероксогрупа	Будь-яке	$(NH_4)_2SO_4$
H_2O_2, Na_2O_2	пероксогрупа	Будь-яке	$H_2O, NaOH$
O_2	-	Будь-яке	O^{-2} (в складі сполук: H_2O , оксиди, гідроксиди та ін)
S^0	-	Будь-яке	S^{2-} (в складі H_2S або її солей)
V група ПС			
HNO_3 концентрована	NO_3^-	кисле	NO_2
HNO_3 розведена	NO_3^-	кисле	NO
$NaNO_2, KNO_2$	NO_2^-	кисле	NO
$NaNO_3, KNO_3$	NO_3^-	Лужне(KOH)	$NaNO_2, KNO_2$
$NaBiO_3$	-	кисле	Сіль Bi^{3+} з кислотою, що була взята для підкислення
P	-	Будь-яке	PH_3
IV група ПС			
PbO_2 Pb_3O_4 – (сурик Pb_2PbO_4)	-	кисле	Сіль Pb^{2+} з кислотою, що була взята для підкислення
	$[Pb(OH)_6]^{2-}$ (PbO_3^{2-})	Лужне(KOH)	в розчині - $K_2[Pb(OH)_4]$, в розплаві – K_2PbO_2
III група ПС			
Сполуки $Hg(II)$	-	Будь-яке	Сполуки $Hg(I)$: сіль або Hg_2O
Сполуки $Hg(I)$	-	Будь-яке	Hg^0
I група ПС			
Сполуки $Cu(II)$	-	Будь-яке	Соли Cu^{1+} або Cu_2O
	-		Cu^0
Сполуки $Ag(I)$	-	Будь-яке	Ag^0
Сполуки $Au(III)$	-	Будь-яке	Сполуки $Au(I)$
	-		Au^0

Таблиця 6

Найважливіші відновники

Відновник	Іон, молекула або група відновник	середовище	Окисна форма
VIII група ПС			
Сполуки Fe(II) (сіль Fe^{2+} , оксиди, $Fe(OH)_2$)	Fe^{2+}	кисле	Сіль Fe^{3+} з кислотою, що була взята для підкислення
	-	лужне,	$Fe(OH)_3$
Солі Co^{+2} , Ni^{+2}	$Co(OH)_2$, $Ni(OH)_2$	лужне	$Co(OH)_3$ $Ni(OH)_3$
VII група ПС			
H_2	-	Будь-яке	$2H^+$: в складі H_2O
HCl концентрована	Cl ⁻	кисле	Cl_2
HBr (KBr)	Br ⁻	Будь-яке	Br_2
HI (KI)	I ⁻	Будь-яке	I_2
I_2	-	Нейтральне	$HI O_3$
	-	Лужне (KOH)	KIO_3
Сіль Mn^{2+}	Mn^{2+}	Нейтральне	MnO_2
	$Mn(OH)_2$	Лужне (KOH)	K_2MnO_4
	Mn^{2+}	кисле	$KMnO_4$ (з дуже сильними окисниками)
K_2MnO_4	MnO_4^-	кисле	$KMnO_4$
VI група ПС			
H_2S (солі S^{2-})	-	Будь-яке	S^0
	-		H_2SO_4 K_2SO_4
Сполуки S(IV) : (SO_2 , H_2SO_3 , K_2SO_3)	кисле- H_2SO_3 лужне- SO_3^{2-}	Будь-яке	H_2SO_4 K_2SO_4
$Na_2S_2O_3$ ($Na_2SO_3S^{2-}$ - тиосульфат)	$S_2O_3^{2-}$	Будь-яке	Частіше S^0 або Na_2SO_4
S (у розчині)	-	Будь-яке	H_2SO_4 , K_2SO_4
	-		H_2SO_3 , K_2SO_3
Сполуки Cr(III): (сіль Cr^{3+} , $Cr(OH)_3$, $K[Cr(OH)_4]$)	$[Cr(OH)_4]^{2-}$	лужне (KOH)	K_2CrO_4
	Cr^{3+}	кисле	$K_2Cr_2O_7$ (з дуже сильними окисниками)
H_2O_2	пероксогрупа	Будь-яке	O_2
V група ПС			
KNO_2 , $NaNO_2$	кисле- HNO_2 лужне- NO_2^-	Будь-яке	KNO_3 , $NaNO_3$
NH_3	-	Будь-яке	N_2
N_2H_4 , $N_2H_6SO_4$	-	Будь-яке	N_2
NH_2OH	-	Будь-яке	N_2
H_3PO_3 , K_2HPO_3 PH_3 H_3PO_2 , KH_2PO_2	-	кисле	H_3PO_4
	-	лужне	K_3PO_4
P (у розчині)	-	кисле	H_3PO_4
	-	лужне	K_3PO_4
IV група ПС			
Сполуки Sn(II): (Сіль Sn^{2+} , SnO , $Sn(OH)_2$, $K_2[Sn(OH)_4]$)	Sn^{2+}	кисле	Сіль Sn^{4+}
	$[Sn(OH)_4]^{2-}$	лужне	в розчині – $K_2[Sn(OH)_6]$, в розплаві – K_2SnO_3
	-	Кисле	CO_2
Метали			
Me^0	-	Кисле	Сіль Me^{+n} з кислотою, що була взята для підкислен-
Амфотерні метали (Be, Zn, Al, Sn, Pb, Cr, Sb то- що)	-	Кисле	Сіль Me^{+n} з кислотою, що була взята для підкислен-
	-	лужне	гідроксокомплекс більш стійкого ступеня окиснення Me

ЛІТЕРАТУРА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь: Перун, 1998. - 480 с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. – Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. - 152 с.
5. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія: задачі та вправи. – К.: Либідь, 2001. - 400 с.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высш. шк., 2008. – 745 с.
7. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Том 1. – М.: Химия, том 1, 1974. – 656с.
8. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1981. – 328 с.
9. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии.– М.: Химия, 1984. - 224 с.
10. Ремсден Э.Н. Начала современной химии. – Л.: Химия, 1989. – 784 с.