

Учбово-методичний посібник та індивідуальні завдання з хімії ( для студентів спеціальності 7.070801 « Екологія та охорона навколишнього середовища »)/ укл.: Г.В. Базаянц, В.Д. Доненко. – Горлівка: ДВНЗ «ДонНТУ» АДИ, 2010. – 83с.

Містить близько 3000 задач з основних розділів загальної та неорганічної хімії і приклад їхнього рішення. Включає два індивідуальних завдання по загальним розділам хімії (теми 1-8) та два – по спеціальним (теми 9-18) .

При розробці частково використано таблиці з індивідуальними завданнями, які складені співробітниками Південно - Російського державного технічного університету «Новочеркаський політехнічний інститут» В.П.Коломойцем, Е.И.Новіковим, В.М.Талановим і Н.П.Шабельською, що включають близько 500 задач. Упорядниками цього посібника розширена тематика та збільшено число задач з урахуванням робочої навчальної програмної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів спеціальності 7.070801 «Екологія та охорона навколишнього середовища».

Укладачі: Базаянц Г.В., проф.  
Доненко В.Д., асист.

Відповідальний за випуск: Базаянц Г.В., проф.

Рецензент: Воробйов Е.А., проф., каф. «Е і БЖ»

Вступ.....	4
Тема1. Класи неорганічних сполук.....	5
Тема 2. Еквівалент. Закон еквівалентів.....	10
Тема 3. Будова атомів.....	14
Тема 4. Періодичний закон.....	21
Тема 5. Хімічний зв'язок і будова молекул.....	25
Тема 6. Енергетика хімічних реакцій.....	28
Тема 7. Хімічна кінетика і рівновага.....	33
Тема 8. Види концентрацій і властивості розчинів.....	39
Тема 9. Жорсткість води.....	44
Тема 10. Водневий показник розчинів.....	47
Тема 11. Гідроліз солей.....	51
Тема 12. Добуток розчинності.....	56
Тема 13. Комплексні сполуки.....	61
Тема 14. Окислювально-відновні реакції (ОВР).....	64
Тема 15. Гальванічні елементи.....	68
Тема 16. Електрохімічна корозія металів.....	73
Тема 17. Хімічні властивості металів.....	76
Тема 18. Електроліз.....	78
Список використаної та рекомендованої літератури.....	83

## ВСТУП

У процесі вивчення курсу хімії студенти виконують два індивідуальних завдання: з теоретичного і з спеціального розділів. Організаційною основою виконання завдання є даний «Методичний посібник» і література, список якої наведений наприкінці переліку тематичних задач.

До всіх тем наведено приклади розв'язання типових задач.

Робота студента над завданням є частиною його самостійної навчальної роботи. Для якісного і результативного її виконання рекомендується спочатку уважно вивчити теоретичний матеріал, використовуючи конспекти лекцій і рекомендовану літературу. На наступному етапі підготовки варто використовувати наробітки, здійснені по кожній темі на практичних і лабораторних заняттях.

Виконане завдання повинне бути акуратно оформлене в окремому зошиті з полями на кожній сторінці. При цьому необхідно вказати номер свого варіанта завдання до назви кожної теми, номер задачі в даній темі, повністю записати завдання на кожну задачу і потім навести її розв'язання. Розв'язання задачі повинне містити всі необхідні розрахунки і теоретичне обґрунтування.

Термін здачі й захисту завдання визначений графіком, розробленим кафедрою відповідно до навчальної програми. При захисті завдання студент повинен показати знання основних закономірностей даного розділу хімії, пояснити й обґрунтувати розв'язок кожної задачі.

Номери варіантів завдання з кожної теми відповідають номерам прізвищ студентів у журналі групи.

При розв'язанні задач може бути використана будь-яка довідкова література з хімії, однак зручніше скористатися « Довідковим посібником з неорганічної хімії »[1], що містить усі необхідні для розрахунків величини.

## Тема 1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Варіанти завдань наведено в табл. 1.1 і 1.2.

1. Написати формули гідроксидів, що відповідають основному А, кислотному Б і амфотерному В оксидам. Назвати оксиди і відповідні їм гідроксиди.

2. Скласти рівняння реакцій одержання всіх можливих солей (середніх, кислих, основних) при взаємодії кислоти Г і основи Д. Назвати отримані солі.

3. Скласти рівняння реакцій взаємодії амфотерного оксиду В з сильною кислотою і лугом у молекулярній та іонно-молекулярній формах. Назвати отримані солі.

4. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії амфотерного гідроксиду Е з сильною кислотою і лугом з утворенням середніх солей. Назвати отримані солі. Вважаючи, що в реакцію вступило 10 г гідроксиду Е, розрахувати масу однієї з отриманих солей.

5. Скласти рівняння реакцій одержання оксиду А при взаємодії відповідного металу з киснем. Вважаючи, що в результаті реакції утворилося 10 г оксиду А, розрахувати обсяг газоподібного кисню, необхідного для реакції при нормальних умовах.

6. Навести не менш трьох рівнянь реакції одержання оксиду В.

7. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення Ж. Назвати продукти реакцій.

### Розв'язання 0-го варіанта

1. Основному оксидові  $\text{Li}_2\text{O}$  відповідає гідроксид у формі основи:  $\text{LiOH}$  (гідроксид літію).

Кислотному оксидові  $\text{B}_2\text{O}_3$  відповідає гідроксид у формі кислоти:  $\text{HBO}_2$  (метаборна кислота).

Амфотерному оксидові  $\text{Al}_2\text{O}_3$  відповідають два гідроксиди – у формі основи  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і у формі кислоти  $\text{HAlO}_2$ .

$\text{Al}(\text{OH})_3$  – гідроксид алюмінію.

$\text{HAlO}_2$  – метаалюмінієва кислота.

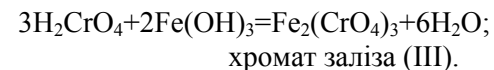
Таблиця 1.1–Варіанти завдань з теми 1

Варіант	А	Б	В	Г	Д	Е
0	Li <sub>2</sub> O	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	Be(OH) <sub>2</sub>
1	MgO	SiO <sub>2</sub>	BeO	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ra(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
2	Na <sub>2</sub> O	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>
3	CaO	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	TiO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
4	K <sub>2</sub> O	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	V(OH) <sub>3</sub>
5	SrO	SO <sub>2</sub>	ZrO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>
6	Rb <sub>2</sub> O	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	V <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub>
7	BaO	TeO <sub>2</sub>	ZnO	H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
8	Cs <sub>2</sub> O	I <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>4</sub>
9	RaO	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO	H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>4</sub>
10	VO	SO <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	Ti(OH) <sub>2</sub>	As(OH) <sub>3</sub>
11	MnO	Cl <sub>2</sub> O	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	Bi(OH) <sub>3</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>
12	FeO	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	BeO	H <sub>3</sub> SbO <sub>3</sub>	V(OH) <sub>2</sub>	As(OH) <sub>3</sub>
13	CoO	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	Co(OH) <sub>3</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>
14	NiO	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SnO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	Mn(OH) <sub>2</sub>	V(OH) <sub>3</sub>
15	Na <sub>2</sub> O	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	V(OH) <sub>3</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>
16	MgO	SeO <sub>2</sub>	PbO	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Co(OH) <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub>
17	K <sub>2</sub> O	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	TiO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
18	CaO	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ZnO	H <sub>3</sub> SbO <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>
19	Rb <sub>2</sub> O	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	V <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	As(OH) <sub>3</sub>	Sn(OH) <sub>4</sub>
20	SrO	TeO <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Co(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>4</sub>
21	Cs <sub>2</sub> O	CrO <sub>3</sub>	SnO	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
22	BaO	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>
23	VO	SeO <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> GeO <sub>3</sub>	Bi(OH) <sub>3</sub>	As(OH) <sub>3</sub>
24	RaO	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Cu(OH) <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>
25	MnO	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	GeO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	V(OH) <sub>3</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>
26	HgO	Cl <sub>2</sub> O	Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>
27	CaO	SeO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub>
28	Ag <sub>2</sub> O	I <sub>2</sub> O	SnO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	Ge(OH) <sub>4</sub>
29	NiO	SeO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>4</sub>
30	RaO	WO <sub>3</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	V(OH) <sub>3</sub>

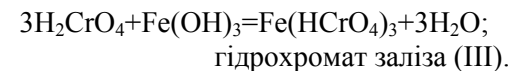
Таблиця 1.2 – Варіанти завдань з теми 1

2. Утворення середньої солі:

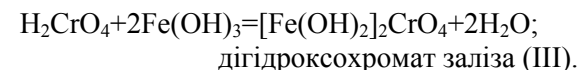
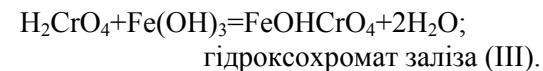
Варіант	Ж
0	$\text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_3$
1	$\text{BeO} \rightarrow \text{BeSO}_4 \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow \text{BeBr}_2 \rightarrow \text{BeCO}_3$
2	$\text{PbO} \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow \text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 \rightarrow \text{PbCl}_2$
3	$\text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
4	$\text{SnO} \rightarrow \text{Sn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Sn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{SnCl}_2$
5	$\text{SrO} \rightarrow \text{SrCl}_2 \rightarrow \text{Sr(OH)}_2 \rightarrow \text{Sr(NO}_3)_2 \rightarrow \text{SrCrO}_4$
6	$\text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AsCl}_3 \rightarrow \text{As(OH)}_3 \rightarrow \text{KAsO}_2 \rightarrow \text{As(NO}_3)_3$
7	$\text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
8	$\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{KCrO}_2 \rightarrow \text{CrI}_3$
9	$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
10	$\text{Sb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{Sb(OH)}_3 \rightarrow \text{Sb(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3$
11	$\text{Ga}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{GaCl}_3 \rightarrow \text{Ga(OH)}_3 \rightarrow \text{NaGaO}_2 \rightarrow \text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$
12	$\text{SnO} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn(OH)}_2 \rightarrow \text{Sn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{SnS}$
13	$\text{PbO} \rightarrow \text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2 \rightarrow \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_2$
14	$\text{Sb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sb(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Sb(OH)}_3 \rightarrow \text{KSbO}_2 \rightarrow \text{SbCl}_3$
15	$\text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnS}$
16	$\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{CrPO}_4$
17	$\text{MnO} \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnCO}_3$
18	$\text{FeO} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeS}$
19	$\text{CoO} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$
20	$\text{NiO} \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{NiCO}_3$
21	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_3 \rightarrow \text{Mn(SO}_4)_2$
22	$\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCrO}_4$
23	$\text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BiCl}_3 \rightarrow \text{Bi(OH)}_3 \rightarrow \text{Bi(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3$
24	$\text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$
25	$\text{CdO} \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 \rightarrow \text{Cd(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CdCO}_3$
26	$\text{MnO} \rightarrow \text{Mn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnS}$
27	$\text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCO}_3$
28	$\text{CdO} \rightarrow \text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{Cd(CN)}_2$
29	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FePO}_4$
30	$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlPO}_4$



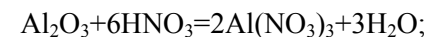
Тому що кислота двоосновна, можливе утворення кислій солі:



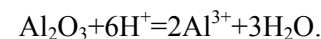
Оскільки основа трикислотна, можливе утворення двох основних солей:



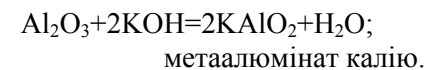
3. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами:



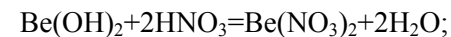
нітрат алюмінію.



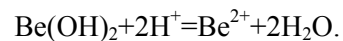
У реакціях з основами вони утворюють метасолі (у твердій фазі):



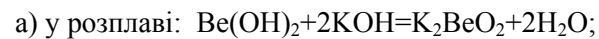
4. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з кислотами:



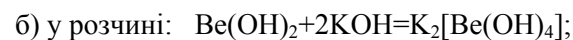
нітрат берилію.



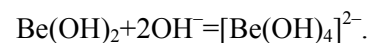
Те ж – з лугами:



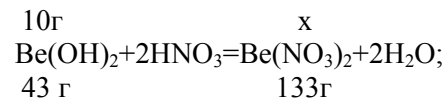
берилат калію.



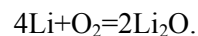
тетрогідроксоберилат калію.



Розрахуємо масу нітрату берилію в реакції:

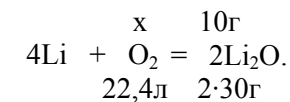


5. Реакція взаємодії металу з киснем:



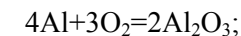
При нормальних умовах 1 моль будь-якого газу займає обсяг 22,4 л.

Тоді одержуємо:

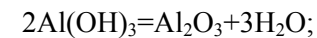


6. Оксиди можна одержати декількома способами:

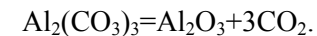
- при взаємодії елемента з киснем



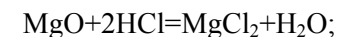
- при термічному розкладанні відповідного гідроксиду



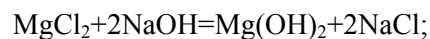
- при розкладанні деяких солей



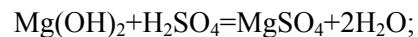
7. Задані перетворення можна здійснити реакціями:



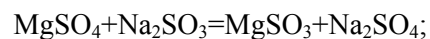
хлорид магнію.



гідроксид магнію.



сульфат магнію.



сульфіт магнію.

## Тема 2. ЕКВІВАЛЕНТИ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Варіанти завдань наведено в табл. 2.1.

1. Розрахувати еквівалент і еквівалентну масу металу А.
2. Який обсяг (л) займають Б еквівалентних обсягів газу В за нормальних умов?
3. Скільки еквівалентних обсягів кисню утримується в обсязі Г л за нормальних умов?
4. Визначити еквівалентну масу гідроксиду Д і солі Е.
5. Скільки грамів NaOH буде потрібно для нейтралізації Б еквівалентних мас  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
6. Розрахувати еквівалентну масу двовалентного металу, якщо Ж г його витиснули Г л водню з кислоти за нормальних умов. Який це метал?

7. При розкладанні Ж г оксиду металу виділилося К л кисню за нормальних умов. Розрахувати еквівалентну масу металу.

Розв'язання 0-го варіанта

1. На підставі формули оксиду  $\text{Al}_2\text{O}_3$  складаємо пропорцію:

3 моля атомів О – 2 моля атомів Al;

0,5 моля атомів О – x.

Тоді:

Таким чином, еквівалент алюмінію дорівнює 1/3 молю.

Еквівалентна маса Al рівна:

$m_e$  г/моль,

де М – молярна маса алюмінію, г/моль; В – валентність алюмінію.

2. Еквівалентний обсяг хлору дорівнює:

$$V_e = 22,4 \cdot \frac{m_e}{M} = 22,4 \cdot 35, \frac{5}{71}, 0 = 11,2 \text{ л/моль,}$$

де  $V_m$  – молярний обсяг газу, л/моль.

Два еквівалентних обсяги хлору займають обсяг:

$$x = 11,2 \cdot 2 = 22,4 \text{ л.}$$

3. Еквівалентний обсяг кисню дорівнює 5,6 л/моль.

Складемо пропорцію:

1 еквівалент O<sub>2</sub> займає обсяг 5,6 л;

x еквівалентів O<sub>2</sub> займають обсяг 22,4 л.

Тоді

хеквіваленти.

4. Еквівалентна маса гідроксиду Cu(OH)<sub>2</sub> дорівнює його молярній масі, діленій на кислотність (кількість гідроксильних груп):

$$m_e = \frac{M}{z} = \frac{97,546}{2} = 48,773 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Таблиця 2.1 – Варіанти завдань з теми 2

Варіант	А	Б	В	Г	Д	Е	Ж	К
0	Al	2	Cl <sub>2</sub>	22,4	Cu(OH) <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	24,0	4,8
1	Mg	3	H <sub>2</sub>	44,8	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	80,0	35,8
2	Ca	4	F <sub>2</sub>	11,2	HClO <sub>4</sub>	NiSO <sub>4</sub>	32,5	9,1
3	Zn	5	N <sub>2</sub>	33,6	Al(OH) <sub>3</sub>	FeSO <sub>4</sub>	96,0	19,2
4	Cd	2	O <sub>2</sub>	5,6	Mg(OH) <sub>2</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	28,0	3,9
5	Ba	3	Cl <sub>2</sub>	11,2	H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	59,5	8,3
6	Cr(III)	4	H <sub>2</sub>	22,4	Cd(OH) <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	24,3	3,0
7	Mn(II)	5	F <sub>2</sub>	44,8	Fe(OH) <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	18,0	2,8
8	Al	2	N <sub>2</sub>	11,2	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	68,5	6,0
9	Fe(II)	3	O <sub>2</sub>	33,6	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	60,0	4,4
10	Co(II)	4	Cl <sub>2</sub>	5,6	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	AlCl <sub>3</sub>	51,8	4,3
11	Sn(II)	5	H <sub>2</sub>	22,4	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	CuCl <sub>2</sub>	55,0	15,4
12	Pb(II)	2	F <sub>2</sub>	11,2	Bi(OH) <sub>3</sub>	Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	68,5	13,7
13	Bi	3	N <sub>2</sub>	44,8	Pb(OH) <sub>4</sub>	CoSO <sub>4</sub>	48,0	6,6

14	Au(III)	4	O <sub>2</sub>	5,6	Sn(OH) <sub>4</sub>	CuSO <sub>4</sub>	22,0	4,4
15	Mn(II)	5	F <sub>2</sub>	11,2	Ca(OH) <sub>2</sub>	Sc(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	12,1	1,1
16	W(IV)	2	N <sub>2</sub>	33,6	Cr(OH) <sub>3</sub>	CdSO <sub>4</sub>	36,4	4,9
17	Nd(III)	3	O <sub>2</sub>	44,8	Cd(OH) <sub>2</sub>	Y(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	18,0	6,6
18	V(II)	4	H <sub>2</sub>	5,6	Ba(OH) <sub>2</sub>	BeCl <sub>2</sub>	26,6	3,7
19	Ag	5	Cl <sub>2</sub>	22,4	H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	39,6	17,3
20	Cu	2	N <sub>2</sub>	33,6	Sb(OH) <sub>3</sub>	BeSO <sub>4</sub>	131,	6,9
21	Hg	3	O <sub>2</sub>	11,2	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	FeSO <sub>4</sub>	56,3	7,9
22	Sb	4	F <sub>2</sub>	5,6	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	CuBr <sub>2</sub>	64,5	7,7
23	Zn(IV)	5	Cl <sub>2</sub>	44,8	As(OH) <sub>3</sub>	FeCl <sub>3</sub>	80,0	6,1
24	Ti(III)	2	H <sub>2</sub>	22,4	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	MnCl <sub>2</sub>	87,6	3,0
25	Cr(III)	3	F <sub>2</sub>	11,2	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	NiI <sub>3</sub>	24,7	1,8
26	Ni	4	N <sub>2</sub>	33,6	Sb(OH) <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	12,0	2,2
27	Zn	5	O <sub>2</sub>	4,48	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	NiCl <sub>2</sub>	23,5	5,2
28	Mg	2	H <sub>2</sub>	5,6	HVO <sub>3</sub>	FeBr <sub>3</sub>	14,0	2,1
29	Ga(III)	3	F <sub>2</sub>	11,2	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	MnSO <sub>4</sub>	26,0	2,0
30	Ra	4	N <sub>2</sub>	44,8	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	18,0	4,4

Еквівалентна маса солі дорівнює її молярній масі, діленій на кількість катіонів солі і на валентність катіона. Для Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> молярна маса дорівнює 342 г/моль. Тоді

$$m_e = \frac{M}{z \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

5. За законом еквівалентів еквівалентні кількості всіх речовин, що беруть участь у реакціях, рівні, тобто

$$n_{\text{екв.кислоти}} = n_{\text{екв.лугу}}$$

За умовою задачі  $n_{\text{екв.кислоти}} = 2$  моль, виходить, і  $n_{\text{екв.лугу}} = 2$  моль.

Еквівалентна маса NaOH дорівнює

$$\frac{M}{\text{КИСЛОТНІСТЬ}} = \frac{40}{1} = 40 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}}$$

$m_e =$

Складемо пропорцію:

маса 1 еквіваленту NaOH дорівнює 40 г;

маса 2 еквівалентів NaOH дорівнює x г,

відкіля  $x =$  .

6. За законом еквівалентів

відкіля

$$m_e = \frac{24 \cdot 11,2}{22,4} = 12 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}},$$

де  $V_e = 11,2$  г/моль – еквівалентний обсяг водню.

Атомна маса металу дорівнює його еквівалентній масі, помноженій на валентність:

$$A = m_e \cdot B = 12 \cdot 2 = 24 \text{ а.о.м.}$$

За таблицею Д.І. Менделєєва знаходимо метал з такою атомною масою. Це – магній ( атомна маса дорівнює 24,3 а. о. м. ).

7. За законом еквівалентів

де  $m$  і  $m_e$  – маса й еквівалентна маса оксиду металу;  $V_e$  – еквівалентний обсяг кисню, л/моль.

Еквівалентна маса оксиду металу дорівнює сумі еквівалентних мас металу і кисню, тобто

$$m_e = m_{e(\text{Me})} + m_{e(\text{O}_2)} = m_{e(\text{Me})} + 8 \text{ (г/моль)}.$$

Тоді одержуємо:

відкіля

$$m_{e(\text{Me})} = 20 \text{ г/моль.}$$

### Тема 3. БУДОВА АТОМІВ

Варіанти завдань наведено в табл. 3.1.

1. Керуючись періодичною системою, охарактеризувати елементи, порядкові номери яких зазначено в графі А, за наступним планом:

- визначити число протонів, електронів і нейтронів в атомі;
- написати повну електронну формулу елемента і підкреслити валентні електрони;
- визначити сімейство елемента (s-,p-,d-,f-елемент);
- значення квантових чисел для валентних електронів;
- розподілити валентні електрони по квантових осередках в основному й у збуджених станах атома, вказати можливі ступені окислювання елементів;



Ступінь окислювання	Гідриди й оксиди	Гідроксиди		Солі
		основи	кислоти	

е) написати формули сполук елементів у вигляді таблиці:

2. За валентними електронами, наведеними у графі Б, визначити елементи, указати їх порядкові номери і назви, навести повну електронну формулу, провести порівняльну характеристику радіусів атомів, енергії іонізації, відбудовної активності, енергії спорідненості до електрона, відносної електронегативності й окисної активності.

#### Розв'язання 0-го варіанта

1. Елемент № 20 – кальцій. Хімічний символ Ca. Атомна маса 40 а.о.м. В електронній оболонці атома на чотирьох енергетичних рівнях розкладуться 20 електронів (e). Ядро атома складається з протонів (p) і нейтронів (n). Для кальцію  $p=20$ ,  $e=20$ ,  $n=40-20=20$ .

Електронна формула:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

Останні електрони розташовані на s- підрівні, тому кальцій належить до сімейства s-елементів.

Значення квантових чисел визначаємо, виходячи з наступних правил:

- головне квантове число (n) дорівнює номеру енергетичного рівня, на якому розташовується електрон;
- орбітальне квантове число (l) для s- електронів дорівнює 0, для p- електронів дорівнює 1, для d- електронів дорівнює 2, для f- електронів дорівнює 3;
- магнітне квантове число ( $m_l$ ) приймає цілочислене значення в інтервалі від  $-l$  до  $+l$ , включаючи 0;
- спінове квантове число ( $m_s$ ) приймає два значення:  $+1/2$  або  $-1/2$ .

У заданому прикладі:

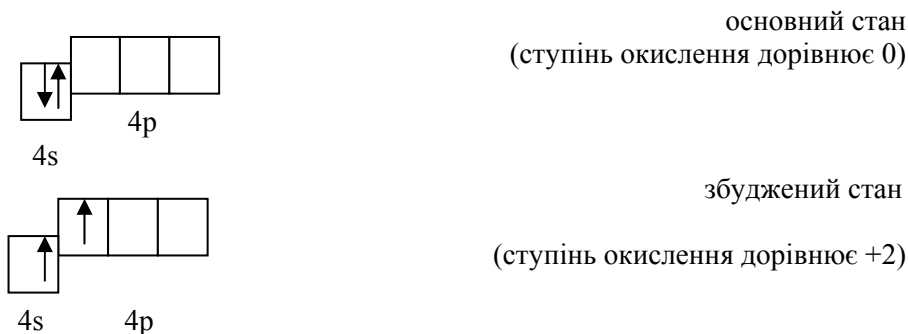
	4s <sup>2</sup>	
n	4	4
l	0	0
$m_l$	0	0
$m_s$	+1/2	-1/2

Таблиця 3.1–Варіанти завдань з теми 3

Варіант	А	Б
0	20,35,43	4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>
1	4,52,39	5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup> 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>
2	56,5,74	5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup> 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>
3	4,51,40	4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup> 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>
4	20,6,75	5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>
5	12,50,41	6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
6	88,15,76	6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
7	12,82,21	5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup> 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>
8	38,16,74	6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
9	20,81,22	4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup> 3d <sup>4</sup> 4s <sup>2</sup>
10	12,84,25	5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup> 4d <sup>4</sup> 5s <sup>2</sup>
11	88,17,23	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
12	20,83,40	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup> 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>
13	38,31,25	6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>
14	12,49,77	6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>
15	56,32,26	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>
16	4,53,40	5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>
17	56,33,27	4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
18	12,51,28	3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>
19	20,52,72	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>
20	38,33,28	3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup> 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>
21	12,50,73	3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup> 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>
22	4,34,77	4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup> 5s <sup>2</sup>
23	20,32,23	3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>
24	12,49,41	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>

25	56,33,25	$3s^2 3p^5$	$5d^{10} 6s^2$
26	4,52,72	$6s^2 6p^4$	$5d^4 6s^2$
27	38,51,23	$5s^2 5p^3$	$4d^4 5s^1$
28	12,50,76	$4s^2 4p^3$	$3d^2 4s^2$
29	56,32,75	$5s^2 5p^6$	$4d^7 5s^1$
30	38,53,77	$4s^2 4p^5$	$3d^5 4s^2$

Розподіляємо валентні електрони Ca по атомним орбіталям:



За винятком водню і гелію, усі s- елементи – метали, утворюють основні оксиди (крім амфотерного оксиду берилію); гідриди s - елементів хитливі.

Заповнимо таблицю:

Ступінь окислювання	Гідриди й оксиди	Гідроксиди		Солі
		основи	кислоти	
+2	CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>	–	CaCl <sub>2</sub>

Елемент № 35–бром. Хімічний символ Br. Атомна маса 80 а.о.м.  
p=35, e=35, n=80-35=45.

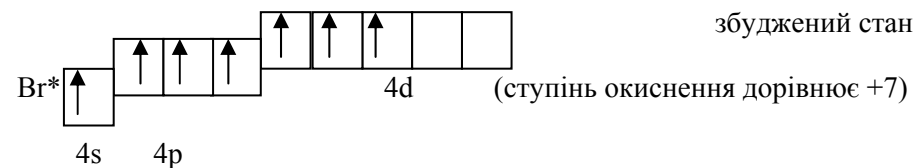
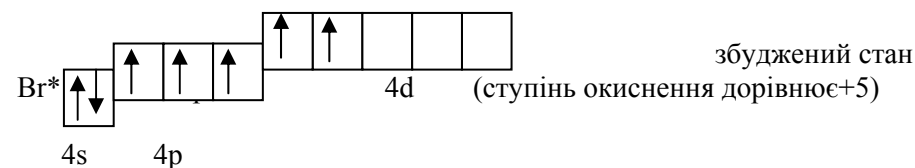
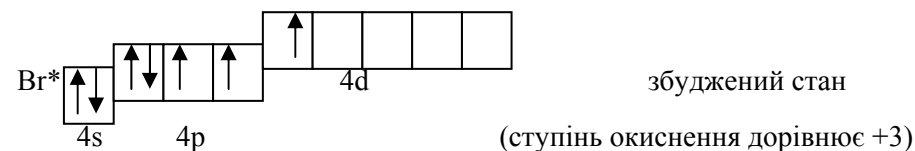
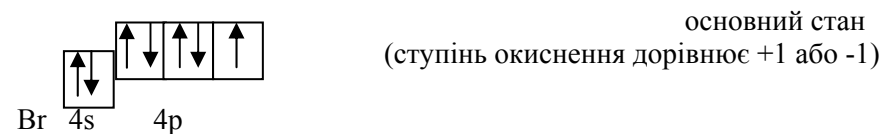
Електронна формула:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .

Бром належить до сімейства p- елементів.

Значення квантових чисел для валентних електронів:

	$4s^2$				$4p^5$		
n	4	4			4	4	4
l	0	0			1	1	1
m <sub>l</sub>	0	0			-1	0	+1
m <sub>s</sub>	+1/2	-1/2			+1/2	+1/2	+1/2
					-1/2	-1/2	-1/2

Розподіл валентних електронів по квантових осередках:



Елементи p- сімейства умовно поділяються на метали і неметали. Межа проходить по діагоналі Be - At періодичної системи: елементи на діагоналі й у лівому нижньому куті вважають металами, а в правому верхньому – неметалами. Метали утворюють оксиди, хімічний

характер яких залежить від ступеня окиснення: +1 – основні оксиди, +2, +3, +4 – амфотерні, +5 і вище – кислотні. Гідриди цих елементів хитливі. Неметали утворюють кислотні оксиди, мають стійкі гідриди в нижчому ступені окиснення даного елемента.

Для р - елементів характерна наступна особливість: якщо елемент розташований у парній групі, для нього стійкі сполуки с парним ступенем окиснення, якщо в непарній – навпаки.

У заданому прикладі бром – неметал. Заповнимо таблицю:

Ступінь окислюван ня	Гідриди й оксиди	Гідроксиди		Солі
		основи	кислоти	
-1	HBr	–	HBr	KBr
+1	Br <sub>2</sub> O	–	HBrO	KBrO
+3	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	–	HBrO <sub>2</sub>	KBrO <sub>2</sub>
+5	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	–	HBrO <sub>3</sub>	KBrO <sub>3</sub>
+7	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	–	HBrO <sub>4</sub>	KBrO <sub>4</sub>

Негативний ступінь окиснення обумовлений кількістю вільних орбіталей в основному стані атома. В аналізованому прикладі в бромі на р- підрівні 5 електронів, до завершення підрівня бракує 1 електрона, тому мінімальний ступінь окиснення цього елемента дорівнює –1.

Позитивні ступені окиснення можуть приймати значення від +1 до максимальної кількості неспарених електронів у збудженому стані.

Елемент № 43–технецій. Хімічний символ Tc. Атомна маса 98 а.о.м., p=43, e=43, n=98-43=55.

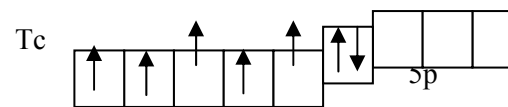
Електронна формула:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$ .

Елемент належить до d - сімейства. Валентними є s- електрони зовнішнього шару і d- електрони передостаннього рівня.

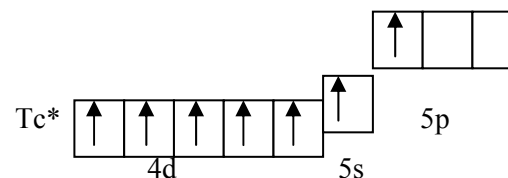
Значення квантових чисел для валентних електронів:

	4d <sup>5</sup>					5s <sup>2</sup>	
n	4	4	4	4	4	5	5
l	2	2	2	2	2	0	0
m <sub>l</sub>	-2	-1	0	+1	+2	0	0
m <sub>s</sub>	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1	+1/2	-1/2

Розподіл електронів по квантових осередках:



основний стан  
(ступінь окиснення дорівнює 0)



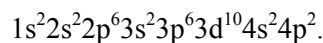
збуджений стан  
(ступінь окиснення дорівнює +2,+3,+4,+5,+6,+7)

Усі d- елементи є металами. Вони утворюють оксиди, хімічний характер яких залежить від ступеня окиснення: +2–основні, +3 і +4 – амфотерні, +5 і вище – кислотні. Сполуки зі ступенем окиснення +1, як правило, хитливі, але якщо можливі, то оксиди мають основний характер. Гідриди d- елементів хитливі. Елементи d – сімейства мають одну особливість: спарені електрони на d – підрівні не розпарюються.

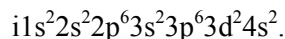
Заповнимо таблицю

Ступінь окислювання	Гідриди й оксиди	Гідроксиди		Солі
		основи	кислоти	
+2	TcO	Tc(OH) <sub>2</sub>	-	TcCl <sub>2</sub>
+3	Tc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Tc(OH) <sub>3</sub>	HTcO <sub>2</sub>	TcCl <sub>3</sub> ,KTcO <sub>2</sub>
+4	TcO <sub>2</sub>	Tc(OH) <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> TcO <sub>3</sub>	TcCl <sub>4</sub> ,K <sub>2</sub> TcO <sub>3</sub>
+5	Tc <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	-	HTcO <sub>3</sub>	KTcO <sub>3</sub>
+6	TcO <sub>3</sub>	-	H <sub>2</sub> TcO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> TcO <sub>4</sub>
+7	Tc <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	-	HTcO <sub>4</sub>	KTcO <sub>4</sub>

2.  $4s^2 4p^2$  – це елемент 4 періоду, тому що максимальне значення головного квантового числа валентних електронів дорівнює 4. На р – підрівні даного елемента два електрони, значить заданий елемент – другий з р – елементів 4 періоду. Це – германій, порядковий номер 32.



$3d^2 4s^2$  – це другий з d – елементів 4 періоду. Виходить, цей елемент – титан, порядковий номер 22.



Для обох елементів проведемо порівняльну характеристику, для чого з довідника [1] випишемо наступні величини:

	Ti	Ge
радіус атома, нм	0,146	0,139
енергія іонізації, eV	7,90	6,82
енергія споріднення до електрона, eV	-1,74	-0,39
електронегативність (відносна)	2,02	1,32

Оскільки в титана енергія іонізації менша, цей елемент легше віддає електрони і тому виявляє більш високу відбудовну активність, ніж германій.

#### Тема 4. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

Варіанти завдань наведено в табл. 4.1.

1. Які електрони визначають хімічні властивості атомів елементів з порядковими номерами А і Б? Дати прогноз хімічних властивостей зазначених елементів.

2. Що загального в будові електронних оболонок атомів елементів одного періоду? Відповідь дати на прикладі елементів В періоду. Написати формулу оксидів елементів у вищих ступенях окиснення. Вказати характер зміни їхніх кислотно-основних властивостей по періоду. Навести рівняння реакцій, що доводять ці властивості.

3. Що загального й у чому розходження в будові електронних оболонок елементів однієї групи? Відповідь дати на прикладі елементів Г групи головної підгрупи. Навести не менш трьох рівнянь реакцій, що характеризують властивості цих елементів.

4. Який із двох гідроксидів – Д або Е виявляють у більшому ступені основні властивості і чому? Відповідь підтвердити рівняннями реакцій з кислотою і лугом у молекулярній та іонній формах.

Таблиця 4.1–Варіанти завдань з теми 4

Варіант	А	Б	В	Г	Д	Е
0	17	25	3	7	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
1	35	43	4	6	Zn(OH) <sub>2</sub>	Cd(OH) <sub>2</sub>
2	53	75	5	4	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ga(OH) <sub>3</sub>
3	16	24	6	5	Sr(OH) <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub>
4	34	42	5	7	Ba(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
5	52	74	4	6	Be(OH) <sub>2</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>
6	15	23	3	5	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>
7	33	41	6	4	Sn(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
8	25	35	3	7	Be(OH) <sub>2</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>
9	43	53	4	6	Ba(OH) <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>2</sub>
10	75	85	5	5	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>
11	24	34	6	4	Ca(OH) <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>2</sub>
12	42	52	4	7	Ba(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
13	17	43	3	6	Sr(OH) <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub>
14	35	75	5	5	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ga(OH) <sub>3</sub>
15	74	84	6	4	NaOH	Al(OH) <sub>3</sub>
16	43	85	3	7	Be(OH) <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>
17	16	42	4	6	Sr(OH) <sub>2</sub>	In(OH) <sub>3</sub>
18	24	52	5	5	CsOH	Pb(OH) <sub>2</sub>
19	34	74	6	4	Mg(OH) <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>2</sub>
20	15	41	4	7	Sr(OH) <sub>2</sub>	Sb(OH) <sub>3</sub>
21	23	51	3	6	RbOH	Sn(OH) <sub>2</sub>
22	33	73	6	5	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ge(OH) <sub>4</sub>
23	41	83	5	4	KOH	Ga(OH) <sub>3</sub>
24	14	40	4	6	Sb(OH) <sub>3</sub>	RbOH

25	22	50	6	5	KOH	Ge(OH) <sub>4</sub>
26	36	44	3	7	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ga(OH) <sub>3</sub>
27	26	36	5	4	KOH	As(OH) <sub>3</sub>
28	24	84	6	5	Pb(OH) <sub>4</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
29	16	74	5	6	Tl(OH) <sub>3</sub>	CsOH
30	15	83	4	5	NaOH	Al(OH) <sub>3</sub>

### Розв'язання 0-го варіанта

1. Елемент № 17 – хлор. Хімічний символ Cl. Розташований у 3 періоді у 7 групі головної підгрупи. Його валентні електрони  $3s^2 3p^5$ . Хлор – неметал, усі його оксиди – кислотні. Стійкий гідрид HCl.

Елемент № 25 – марганець. Хімічний символ Mn. Розташований у 4 періоді, у 7 групі побічної підгрупи. Його валентні електрони  $3d^5 4s^2$ . Марганець – метал, утворює кілька оксидів, гідриди хитливі.

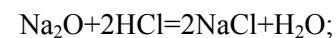
2. Атоми елементів одного періоду мають однакову кількість енергетичних рівнів.

Для порівняння властивостей оксидів елементів складемо таблицю 4.2:

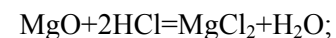
Таблиця 4.2–Характеристика елементів одного періоду

Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Валентні електрони	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$
Вищий оксид і його характер	Na <sub>2</sub> O осн.	MgO осн.	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> амф.	SiO <sub>2</sub> кисл.	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> кисл.	SO <sub>3</sub> кисл.	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> кисл.	-
 Посилення кислотних властивостей								

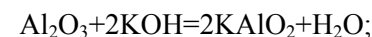
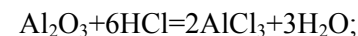
Рівняння реакцій, що характеризують кислотно-основні властивості оксидів елементів 3 періоду у вищих ступенях окиснення:



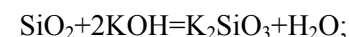
Na<sub>2</sub>O+KOH–реакція не йде, тому що основні оксиди з основами не реагують;



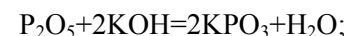
MgO+KOH– реакція не йде з тієї ж причини;



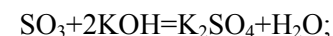
SiO<sub>2</sub>+HCl – реакція не йде, тому що кислотні оксиди з кислотами не реагують;



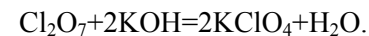
P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>+HCl– реакція не йде з тієї ж причини;



SO<sub>3</sub>+HCl– реакція не йде з тієї ж причини;



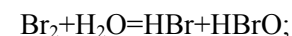
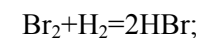
Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>+HCl– реакція не йде з тієї ж причини;

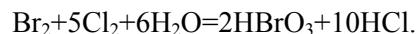


3. Всі елементи 7 групи головної підгрупи мають у зовнішньому шарі сім електронів ( два s- і п'ять p- електронів ). До завершення зовнішнього шару їм бракує одного електрона. Тому всі сполуки розглянутої групи мають нижчий ступінь окиснення -1 і вищу +7.

В міру збільшення порядкового номера елемента зростає кількість енергетичних рівнів, у результаті чого збільшується відстань від ядра до зовнішніх електронів. Тому варто очікувати, що в групі кислотний характер оксидів елементів найвищою мірою окиснення буде слабшати зверху вниз.

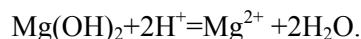
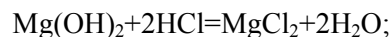
Хімічні властивості розглянутих елементів ілюструють наступні рівняння реакцій:



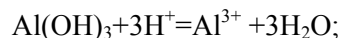
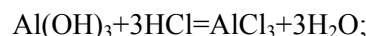


4. Гідроксиди  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  і  $\text{Al}(\text{OH})_3$  утворені елементами, розташованими в одному періоді. По періоду ліворуч праворуч основні властивості гідроксидів елементів слабшають, кислотні – підсилюються. Тому основні властивості гідроксиду магнію виражені яскравіше, ніж гідроксиду алюмінію.

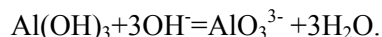
Даний висновок підтвердимо рівняннями реакцій:



$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{KOH}$  – реакція не йде;



$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} = \text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$



## Тема 5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

Варіанти завдань наведено в табл. 5.1.

1. Визначити тип хімічного зв'язку в кожній зі сполук А, Б, В й Г. Відповідь мотивувати. Для сполук з іонним типом зв'язку написати формули іонів, з яких вони складаються.

2. Для сполук з ковалентним неполярним зв'язком навести графічну формулу, позначивши хімічний зв'язок валентним штрихом, а неподілені пари електронів – крапками. Указати види зв'язку в кожній молекулі (σ - або π - зв'язок).

3. Порівняти довжину і полярність зв'язків у сполуках Б і В. Вказати, яке з них більш стійке. Відповідь мотивувати.

4. Визначити геометричну форму молекули Б за методом валентних зв'язків.

Розв'язання 0-го варіанта

1.  $\text{LiCl}$  – сполука складається з металу і неметалу. Зв'язок іонний.

Таблиця 5.1–Варіанти завдань з теми 5

Варіант	А	Б	В	Г
0	$\text{LiCl}$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_2$
1	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{B}_2$
2	$\text{KI}$	$\text{NF}_3$	$\text{NCl}_3$	$\text{N}_2$
3	$\text{RbF}$	$\text{CF}_4$	$\text{SCl}_6$	$\text{Cl}_2$
4	$\text{CaCl}_2$	$\text{NCl}_3$	$\text{PCl}_3$	$\text{As}_2$
5	$\text{LiF}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{O}_2$
6	$\text{NaI}$	$\text{AsBr}_3$	$\text{NBr}_3$	$\text{F}_2$
7	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{Cl}_4$	$\text{CCl}_4$	$\text{Te}_2$
8	$\text{RbI}$	$\text{H}_2\text{Te}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}_2$
9	$\text{LiBr}$	$\text{AsF}_3$	$\text{NI}_3$	$\text{Br}_2$
10	$\text{NaCl}$	$\text{CH}_4$	$\text{SF}_6$	$\text{Se}_2$
11	$\text{BeF}_2$	$\text{PCl}_3$	$\text{PI}_3$	$\text{P}_2$
12	$\text{MgCl}_2$	$\text{NCl}_3$	$\text{NF}_3$	$\text{B}_2$
13	$\text{BeBr}_2$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{I}_2$
14	$\text{LiI}$	$\text{BCl}_3$	$\text{BBr}_3$	$\text{N}_2$
15	$\text{NaF}$	$\text{NI}_3$	$\text{NCl}_3$	$\text{Se}_2$
16	$\text{KBr}$	$\text{CCl}_4$	$\text{SF}_4$	$\text{Cl}_2$
17	$\text{CaF}_2$	$\text{PBr}_5$	$\text{PCl}_5$	$\text{As}_2$
18	$\text{Li}_2\text{S}$	$\text{AsI}_3$	$\text{AsF}_3$	$\text{Te}_2$
19	$\text{NaBr}$	$\text{SiCl}_4$	$\text{SiF}_4$	$\text{O}_2$
20	$\text{KI}$	$\text{AsCl}_5$	$\text{AsBr}_5$	$\text{F}_2$
21	$\text{RbCl}$	$\text{NBr}_3$	$\text{NF}_3$	$\text{As}_2$
22	$\text{BeF}_2$	$\text{SeCl}_4$	$\text{SeI}_4$	$\text{S}_2$

23	Rb <sub>2</sub> S	PCl <sub>3</sub>	PF <sub>3</sub>	I <sub>2</sub>
24	CaI <sub>2</sub>	NCl <sub>3</sub>	NF <sub>3</sub>	P <sub>2</sub>
25	BeCl <sub>2</sub>	PBr <sub>5</sub>	PCl <sub>5</sub>	Br <sub>2</sub>
26	CsBr	NBr <sub>3</sub>	NCl <sub>3</sub>	Te <sub>2</sub>
27	CaBr <sub>2</sub>	PF <sub>5</sub>	PCl <sub>5</sub>	N <sub>2</sub>
28	SrCl <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	SeO <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>
29	BeI <sub>2</sub>	TeO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	S <sub>2</sub>
30	SrF <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	SiO <sub>2</sub>	Si <sub>2</sub>

H<sub>2</sub>Se – складається з атомів двох різних неметалів. Зв'язок ковалентний полярний.

H<sub>2</sub>O – складається з атомів двох різних неметалів. Зв'язок ковалентний полярний.

C<sub>2</sub> – сполука атомів того самого неметалу. Зв'язок ковалентний неполярний.

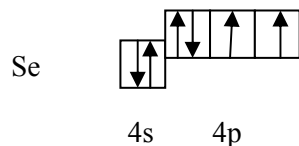
Хлорид літію складається з іонів Li<sup>+</sup> і Cl<sup>-</sup>.

2. Графічна формула C<sub>2</sub> виглядає в такий спосіб: :C=C:

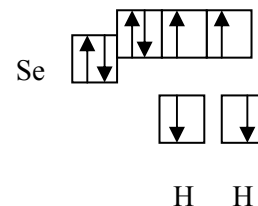
У молекулі C<sub>2</sub> є подвійний зв'язок. При утворенні кратних зв'язків один з них  $\sigma$  -, інші  $\pi$ - зв'язки. У даній молекулі один  $\sigma$  - і один  $\pi$ - зв'язок.

3. Молекули H<sub>2</sub>O і H<sub>2</sub>Se однотипні, але атом кисню в порівнянні з атомом селену має менший радіус і велику електронегативність. Тому зв'язки в H<sub>2</sub>O мають меншу довжину і більшу полярність, ніж H<sub>2</sub>Se, і тому вони більш міцні. Можна припустити, що молекула H<sub>2</sub>O більш стійка, ніж H<sub>2</sub>Se.

4. Молекула H<sub>2</sub>Se. Валентні електрони атома селену розподілені в квантових осередках таким чином:



При утворенні хімічного зв'язку на вільних місцях на 4p-підрівні розміщаються електрони атомів водню:



Оскільки p – орбіталі орієнтовані в просторі під кутом 90°, то молекула H<sub>2</sub>Se має кутову форму.

## Тема 6. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Варіанти завдань наведено в табл. 6.1 і 7.1.

1. Розрахувати тепловий ефект реакції горіння газоподібної речовини А. Скільки теплоти виділиться при згорянні Б літрів даного газу А?

2. Визначити масу коксу, при згорянні якого виділиться стільки ж теплоти, як при горінні Б літрів газу А. У розрахунок допустити, що кокс на 100% складається з вуглецю.

3. Визначити можливість розкладання речовини В до оксиду металу й оксиду вуглецю (IV) при температурі 298 К.

4. Розрахувати константу рівноваги реакції по п.3 при температурі 1000 К. Залежністю  $\Delta G = f(T)$  зневажати.

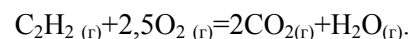
5. Не роблячи обчислень, визначити знак  $\Delta S$  реакції по п.3. Відповідь мотивувати.

6. Визначити температуру, при якій починається самочинне розкладання речовини В.

7. Встановити область температур, при яких можливе самочинне протікання реакції І (табл. 7.1).

Розв'язання 0-го варіанта

1. Запишемо рівняння реакції горіння  $C_2H_2$ . При цьому спалена речовина повинна бути з коефіцієнтом «одиниця», а при молекулі кисню допускаються дробові коефіцієнти:



Тепловий ефект розрахуємо, використовуючи наслідок із закону Гесса:

Таблиця 6.1–Варіанти завдань з теми 6

Варіант	А	Б	В	Г
0	$C_2H_2$	100	$BaCO_3$	-
1	$C_4H_{10}$	50	$BaCO_3$	$Al(OH)_3$
2	$C_2H_6$	200	$MgCO_3$	$Au(OH)_3$
3	$C_3H_8$	100	$MnCO_3$	$Ba(OH)_2$
4	$C_2H_4$	80	$CaCO_3$	$Be(OH)_2$
5	$C_3H_6O$	60	$CoCO_3$	$Bi(OH)_3$
6	$C_7H_8$	140	$CuCO_3$	$Co(OH)_2$
7	$C_5H_{12}$	200	$FeCO_3$	$Ca(OH)_2$
8	$C_6H_{14}$	50	$CoCO_3$	$Cr(OH)_3$
9	$C_6H_6$	40	$ZnCO_3$	$Cu(OH)_2$
10	$C_8H_{10}$	120	$MnCO_3$	$Fe(OH)_2$
11	$C_7H_{16}$	70	$HgCO_3$	$Ca(OH)_3$
12	$C_2H_5OH$	30	$SrCO_3$	$Hf(OH)_4$
13	$CH_3OH$	20	$CdCO_3$	$In(OH)_3$
14	$CO$	90	$PbCO_3$	$Mg(OH)_2$
15	$C_2H_4$	30	$CdCO_3$	$Mn(OH)_2$
16	$C_3H_8$	40	$BeCO_3$	$Ni(OH)_2$
17	$C_4H_{10}$	100	$MgCO_3$	$Pb(OH)_2$

18	$C_2H_6$	110	$CaCO_3$	$Sn(OH)_2$
19	$C_3H_6O$	50	$SrCO_3$	$Y(OH)_3$
20	$C_4H_{10}O$	120	$MnCO_3$	$Tl(OH)_3$
21	$C_5H_{12}$	60	$FeCO_3$	$Zn(OH)_2$
22	$C_6H_{14}$	130	$CoCO_3$	$Ba(OH)_2$
23	$C_5H_{12}$	70	$CuCO_3$	$Be(OH)_2$
24	$C_6H_{14}$	140	$ZnCO_3$	$Bi(OH)_3$
25	$CH_3OH$	80	$CdCO_3$	$Ca(OH)_2$
26	$C_3H_6O$	60	$PbCO_3$	$Co(OH)_2$
27	$C_2H_5OH$	90	$HgCO_3$	$Cr(OH)_3$
28	$CH_3OH$	70	$ZnCO_3$	$Cu(OH)_2$
29	$C_8H_{18}$	80	$PbCO_3$	$Fe(OH)_2$
30	$C_8H_{10}$	50	$CoCO_3$	$Mg(OH)_2$

Підставляючи чисельні значення стандартних ентальпій утворення речовин, що беруть участь у реакції, узяті з довідника [1], одержуємо:

$$\Delta H_{пр}^{\circ} = \sum \nu_i \cdot \Delta H_{ф}^{\circ} = (-393,51) + (-241,82) - 226,75 - 2,5 \cdot 0 = -1255,59 \text{ кДж.}$$

Така кількість теплоти виділяється при згорянні 1 моль  $C_2H_2$ . В обсязі 100 мл утримується

$$v = V/V_m = 100/22,4 = 4,46 \text{ моль } C_2H_2,$$

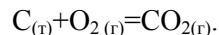
де  $V_m = 22,4$  л/моль – молярний обсяг газу.

Складаємо пропорцію:

при згорянні 1 моль  $C_2H_2$  виділяється 1255,59 кДж теплоти;  
при згорянні 4,46 моль  $C_2H_2$  виділяється x кДж теплоти:



2. Запишемо рівняння реакції горіння коксу:



Тепловий ефект цієї реакції дорівнює:

$$\Delta H_{\text{кр.}}^{\circ} = \Delta H_{CO_2}^{\circ} - \Delta H_C^{\circ} - \Delta H_{O_2}^{\circ} = -393,51 - 0 - 0 = -393,51 \text{ кДж.}$$

Складаємо пропорцію:

при згорянні 1 моль вуглецю виділяється 393,51 кДж теплоти;

при згорянні x моль вуглецю виділяється 5599,9 кДж теплоти;

Оскільки 1 моль вуглецю має масу 12 г, тобто маса 14,23 моль дорівнює  $14,23 \cdot 12 = 171 \text{ г} = 0,171 \text{ кг}$ .

З вирішеного прикладу видно, що 171 г коксу при згорянні дає стільки ж теплоти, як і 100 л ацетилену  $C_2H_2$ .

3. Рівняння реакції розкладання:



Розрахуємо величину енергії Гіббса для цієї реакції:

$$\Delta G_{\text{кр.}}^{\circ} = \Delta G_{BaO}^{\circ} + \Delta G_{CO_2}^{\circ} - \Delta G_{BaCO_3}^{\circ}$$

**Ошибка! Источник ссылки не найден.**  $= -528,4 + (-394,38) - (-1139) = 217,22 \text{ кДж}$ .

$\Delta G_{\text{кр.}}^{\circ} > 0$ , тому процес у стандартних умовах самочинно не протікає.

4. Константа рівноваги K реакції при температурі T зв'язана з енергією Гіббса співвідношенням:

$$\Delta G_{\text{кр.}}^{\circ} = -RT \cdot \ln K,$$

де  $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$  – універсальна газова стала.

Тоді, після перерахування  $\Delta G_{\text{кр.}}^{\circ}$  в Дж/моль·К, одержуємо

$$K = e^{-26.14} = 2,25 \cdot 10^{-11}.$$

5. Ентропія S – міра неупорядкованості в системі. У заданому прикладі (реакція по п.3) з однієї молекули твердої речовини  $BaCO_3$  утворюються дві молекули: твердої речовини  $BaO$  і газоподібного  $CO_2$ . Це призводить до збільшення неупорядкованості в системі, тому ентропія зростає. Отже,  $\Delta S_{\text{кр.}}^{\circ} > 0$ .

6. Розрахуємо тепловий ефект  $\Delta H$  і зміну ентропії  $\Delta S$  хімічної реакції по п.3:

$$\Delta H_{\text{кр.}}^{\circ} = \Delta H_{BaO}^{\circ} + \Delta H_{CO_2}^{\circ} - \Delta H_{BaCO_3}^{\circ}$$

$$\Delta H_{\text{кр.}}^{\circ} = -558,1 + (-393,51) - 1219 = 267,39 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{\text{кр.}}^{\circ} = \Delta S_{BaO}^{\circ} + \Delta S_{CO_2}^{\circ} - \Delta S_{BaCO_3}^{\circ}$$

Ці термодинамічні функції зв'язані з енергією Гіббса співвідношенням:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Якщо система знаходиться в рівновазі, то  $\Delta G = 0$ . Цьому стану відповідає температура рівноваги  $T_p$ , при якій можливий початок

самочинного протікання реакції. Визначимо величину цієї температури:

відкіля

$$T_p = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{267,89 \text{ кДж/моль}}{17198 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}} = 1558 \text{ К.}$$

7. Запишемо рівняння реакції і під кожною реагуючою речовиною вкажемо значення теплоти утворення  $\Delta H_{\text{утв}}^{\circ}$  й ентропії  $\Delta S_{\text{утв}}^{\circ}$ , узяті з довідника [1]:

	$C_{(г)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$
$\Delta H_{\text{утв}}^{\circ}$ , кДж/моль	0	0	-393,51
$\Delta S_{\text{утв}}^{\circ}$ , Дж/моль·К	5,74	205,04	213,68

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{утв}}^{\circ}(CO_2) - \Delta H_{\text{утв}}^{\circ}(C_T) - \Delta H_{\text{утв}}^{\circ}(O_2)$$

Зміна ентропії системи в результаті хімічної реакції дорівнює:

$$\Delta S = \Delta S_{\text{утв}}^{\circ}(CO_2) - \Delta S_{\text{утв}}^{\circ}(C_T) - \Delta S_{\text{утв}}^{\circ}(O_2)$$

$$\Delta S = 213,68 - 5,74 - 205,04 = 2,9 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}} = 0,0029 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \cdot \text{К.}$$

Самочинне протікання реакції можливе при таких температурах, яким відповідає умова  $\Delta G < 0$ .

З формули  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$  видно, що при  $\Delta H < 0$  і  $\Delta S > 0$  при будь-яких температурах  $T$   $\Delta G < 0$ . Отже, дана реакція можлива при будь-яких температурах.

## Тема 7. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА

Варіанти завдань наведено в табл. 7.1 і 7.2.

1. Написати вираження закону дії мас для реакції I (табл.7.1).
2. Зміною яких факторів можна збільшити швидкість прямої реакції I (табл.7.1)?
3. У скільки разів збільшиться швидкість деякої хімічної реакції при збільшенні температури на  $10^{\circ}\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює  $M$ ?
4. Як зміниться швидкість прямої реакції H(табл.7.2) при збільшенні тиску в системі в  $P$  раз?
5. У ході прямої реакції H у визначений момент часу утворився  $P$  моль речовини С. Розрахувати масу речовини А, витрачену до цього моменту.
6. Написати вираження констант рівноваги для оборотних реакцій I і H. Для реакції I розрахувати чисельні значення константи рівноваги, прийнявши рівноважні концентрації всіх речовин рівними  $0,1$  моль/л.

Таблиця 7.1–Варіанти завдань з теми 7

Варіант	I				Л	М
	A	B	C	D		
0	C	+ O <sub>2</sub>	→ CO <sub>2</sub>	-	20	2
1	C	+ 2N <sub>2</sub> O	→ CO <sub>2</sub> + 2N <sub>2</sub>	-	40	3
2	FeO	+ CO	→ Fe + CO <sub>2</sub>	-ΔH	60	4

3	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}_2$	50	4	
4	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$	30	2	
5	$\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$	-	70	3
6	$\text{IrS}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{S}$	20	2	
7	$\text{Tl}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Tl}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-	70	4
8	$\text{PdO} + \text{CO} \rightarrow \text{Pd} + \text{CO}_2$	-	30	3
9	$\text{IrO}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-	60	3
10	$2\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO} + 4\text{S}_{(г)}$	40	2	
11	$\text{S}_{(г)} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$	-	50	4
12	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-	70	2
13	$\text{S}_{(г)} + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{CO}$	20	3	
14	$\text{S}_{(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2$	40	2	
15	$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$	-	20	4
16	$\text{CdS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cd} + \text{SO}_2$	-	60	3
17	$\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{SO}_2$	-	40	2
18	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	-	70	2
19	$\text{ZrO}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Zr} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	30	4	
20	$\text{S}_{(г)} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \Delta H$	20	3	
21	$\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{SO}_2$	-	40	4
22	$\text{BaO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ba} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	60	3	
23	$\text{NiO} + \text{CO} \rightarrow \text{Ni} + \text{CO}_2$	-	30	2
24	$\text{MnO} + \text{CO} \rightarrow \text{Mn} + \text{CO}_2$	-	50	3
25	$\text{FeO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	40	4	
26	$\text{CaO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	20	3	
27	$\text{FeS} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{S}$	70	2	
28	$\text{MnO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{MnO} + \text{CO}_2$	-	90	4
29	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-	80	2
30	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 2\text{FeO} + \text{CO}_2$	30	3	

Таблиця 7.2–Варіанти завдань з теми 7

Варіант	Н				П
	A	B	C	D	
0	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	-			2,4
1	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	-			3,0

2	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$	-	1,8
3	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{CO}_2$	-	0,6
4	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	-	0,8
5	$2\text{HCl} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Cl}_2\text{O} +$		1,4
6	$\text{Xe} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{XeF}_4$	-	2,6
7	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} +$		1,2
8	$\text{ClF}_{3(г)} + \text{F}_{2(г)} \rightarrow \text{ClF}_{5(г)}$	-	0,5
9	$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$	-	1,5
10	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2 +$		2,0
11	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$		2,5
12	$\text{SeO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{H}_2\text{Se} - \Delta H$		0,4
13	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$		3,2
14	$\text{SO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{H}_2\text{S} -$		1,6
15	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$	-	2,5
16	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} - \Delta H$		0,8
17	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} - \Delta H$		1,5
18	$\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HF} - \Delta H$		1,8
19	$\text{SO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(г)} -$		2,0
20	$\text{Si}_2\text{H}_{6(г)} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{SiH}_{4(г)}$	-	0,6
21	$\text{ClF} + \text{O}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{ClO}_2\text{F}_3 -$		3,0
22	$\text{Cl}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow 2\text{ClO}_2 + 3\text{H}_2$		1,4
23	$\text{SO}_3 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)} -$		3,5
24	$\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2 -$		1,2
25	$\text{SO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$		0,4
26	$\text{SO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} -$		0,6
27	$\text{ClF}_3 + \text{OF}_2 \rightarrow \text{ClOF}_5 -$		1,6
28	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{CO}_2 -$		0,8
29	$\text{SeO}_2 + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SeF}_6 + \text{O}_2 -$		1,8
30	$2\text{NO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_{(г)} -$		1,2

7. В якому напрямку зміститься рівновага оборотної реакції Н, якщо: а) збільшити тиск у системі; б) збільшити концентрації речовини В; в) підвищити температуру?

8. Вихідна концентрація речовини А в прямій реакції Н дорівнює П моль/л, а до моменту настання рівноваги утворився 0,5 П

моль/л речовини С. Розрахувати вихідну концентрацію речовини В, якщо константа рівноваги реакції чисельно дорівнює 0,5 П.

### Розв'язання 0-го варіанта

1. Для заданої реакції  $C_{(r)} + O_{2(r)} = CO_{2(r)}$  закон дії мас представимо у вигляді:

- для прямої реакції  $V = K_1 \cdot C_{O_2}$ ;

- для зворотної реакції  $V = K_2 \cdot C_{CO_2}$ ,

де і – молярні концентрації речовин, моль/л.

Тверді речовини в кінетичному рівнянні швидкості реакції не враховуються.

2. Для збільшення швидкості прямої реакції необхідно понизити температуру ( тому що пряма реакція екзотермічна ), збільшити концентрацію кисню, увести каталізатор.

3. Дано:

Відповідно до правила Вант-Гоффа

$$2^{20/10} = 4.$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться в 4 рази.

4. Кінетичне рівняння швидкості прямої реакції:

$$V_0 = K \cdot C^2 \cdot C$$

При збільшенні тиску в системі в 2 рази в стільки ж раз зменшується її обсяг, що приведе до збільшення концентрації кожного газу в 2 рази. Тоді швидкість реакції стане рівною:

$$V_1 = K \cdot 8C \cdot C = 8K C^2 = 8V_0$$

що дає співвідношення:  $V_1/V_0 = 8$ .

Отже, швидкість реакції зростає в 8 разів.

5. З рівняння реакції видно , що якщо в ході реакції утворилося 2,4 моль речовини  $SO_3$ , то в реакції прореагувало теж 2,4 моль речовини  $SO_2$ . Помноживши цю величину на молярну масу  $SO_2$ , одержимо

$$m = 2,4 \cdot M_{SO_2} = 2,4 \cdot 64 = 153,6 \text{ г.}$$

6. Для реакції  $C_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)}$  константа рівноваги дорівнює

$$K = \frac{V}{V} = \frac{[CO_2]}{[O_2]}$$

Для реакції  $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2SO_{3(r)}$  вона дорівнює

Тут у квадратних дужках використовуються рівноважні концентрації газів, що беруть участь у реакції.

7. Для реакції  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ ,  $\Delta H < 0$ , відповідно до принципу Ле-Шательє, можна затверджувати, що:

а) збільшення тиску зміщує рівновагу в напрямку процесу, що йде з утворенням меншої кількості молей газоподібних речовин. У даному випадку в лівій частині рівняння 3 моль газів, а в правій – 2 моль. Тому збільшення тиску в системі змістить рівновагу у бік продуктів реакції, тобто вправо;

б) збільшення концентрації вихідних речовин зміщує рівновагу в напрямку продуктів реакції. У даному випадку ріст концентрації кисню змістить рівновагу вправо;

в) підвищення температури зміщує рівновагу в напрямку ендотермічної реакції. У даному випадку пряма реакція – екзотермічна ( $\Delta H < 0$ ), виходить, зворотна реакція – ендотермічна. Тому підвищення температури системи зміщує рівновагу вправо.

8. Дано:  $[\text{SO}_2]_{\text{вих}} = 2,4$  моль/л;  $[\text{SO}_3]_{\text{в реакції}} = 1,2$  моль/л;  $K_p = 1,2$ ;  $[\text{O}_2]_{\text{вих}} = ?$

Приймаючи  $[\text{SO}_3]_{\text{вих}} = 0$  ( як продукту реакції ) і з огляду на стехіометричні коефіцієнти реагуючих речовин, представимо концентрації цих речовин на кожному етапі реакції у вигляді схеми:

	$2\text{SO}_2$	+	$\text{O}_2$	=	$2\text{SO}_3$
Концентрації вихідні, моль/л	2,4		x		0
Концентрації в ході реакції, моль/л	1,2		0,6		1,2
Концентрації рівноважні, моль/л	1,2		x-0,6		1,2

Константа рівноваги цієї реакції дорівнює:

Підставивши відомі величини, одержуємо  $1,2 = \frac{1,2^2}{1,2^2 \cdot (x - 0,6)}$   
 Вирішуючи це рівняння, одержуємо  $x = 1,43$  моль/л.

## Тема 8. ВИДИ КОНЦЕНТРАЦІЙ І ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Варіанти завдань наведено в табл. 8.1.

1. У воді масою А г розчинено Б г речовини В. Обчислити масову частку розчину.
2. За даними п. 1 розрахувати молярну концентрацію з урахуванням густини розчину Г г/моль.
3. Визначити молярну концентрацію розчину по п.1.
4. До розчину по п. 1 додали 500 мл води. Розрахувати масову частку отриманого розчину.
5. Для нейтралізації А мл кислоти були треба Б мл луги, нормальна концентрація якої Д екв/л. Яка була нормальна концентрація кислоти?
6. Який обсяг 0,01М розчину В можна приготувати з розчину, зазначеного в п.1?
7. Скільки грамів води необхідно додати до А г Б% - ного розчину речовини В, щоб одержати Е% - ний розчин?
8. Для водного розчину речовини В з концентрацією Е% розрахувати тиск насиченої пари при температурі Б<sup>0</sup>С ( варіанти 1–10 ), температуру замерзання ( варіанти 11–20 ) і осмотичний тиск при

температурі Б<sup>0</sup>С ( варіанти 21–30 ). Ступінь дисоціації прийняти 90% – для сильних і 0% – для слабких електролітів.

Розв'язання 0-го варіанта

1. Дано:  $m_{\text{в-ва}} = 30 \text{ г}$ ,  $m_{\text{р-ля}} = 170 \text{ г}$ ,  $C=?$

Масова частка розчину дорівнює:

Якщо цю величину помножити на 100%, одержуємо масову (процентну ) концентрацію розчину ( у даному випадку рівну 15% ).

2. Молярна концентрація розчину дорівнює

$C_m$

Таблиця 8.1– Варіанти завдань з теми 8

Варіант	А	Б	В	Г	Д	Е
0	170	30	HCl	1,150	0,10	10
1	180	20	NH <sub>4</sub> OH	0,958	0,11	5
2	170	30	NaOH	1,110	0,12	10
3	90	10	KOH	1,035	0,14	8
4	70	30	HNO <sub>3</sub>	1,080	0,16	15
5	80	20	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,140	0,18	10
6	150	50	NiSO <sub>4</sub>	1,170	0,20	20

7	160	40	CuSO <sub>4</sub>	1,206	0,10	15
8	190	10	CuCl <sub>2</sub>	1,042	0,18	3
9	70	30	NiCl <sub>2</sub>	1,190	0,20	20
10	80	20	NaCl	1,148	0,16	10
11	170	30	KNO <sub>3</sub>	1,070	0,30	12
12	180	20	KCl	1,065	0,24	8
13	150	50	NaNO <sub>3</sub>	1,420	0,25	18
14	90	10	NH <sub>4</sub> Cl	0,958	0,28	4
15	70	30	AgNO <sub>3</sub>	1,321	0,15	24
16	180	20	BeCl <sub>2</sub>	1,066	0,22	4
17	160	40	Co(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,184	0,17	12
18	60	40	CdCl <sub>2</sub>	1,483	0,30	16
19	80	20	HI	1,165	0,19	14
20	170	30	FeSO <sub>4</sub>	1,156	0,14	12
21	150	50	KCNS	1,135	0,21	18
22	90	10	MgCl <sub>2</sub>	1,088	0,26	8
23	160	40	MnCl <sub>2</sub>	1,185	0,12	15
24	190	10	NaHCO <sub>3</sub>	1,035	0,18	3
25	180	20	ZnCl <sub>2</sub>	1,090	0,16	7
26	170	30	BeCl <sub>2</sub>	1,097	0,23	8
27	150	50	Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	1,234	0,20	15
28	120	80	CaCl <sub>2</sub>	1,396	0,25	30
29	160	40	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,189	0,24	18
30	140	60	HIO <sub>4</sub>	1,355	0,27	23

Знаючи масу і густину  $\rho$  розчину, розрахуємо його обсяг:

$$V_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}}/\rho = 200/1,150 = 174 \text{мл} = 0,174 \text{л}.$$

З урахуванням молярної маси HCl, рівної  $M_{\text{в-ва}} = 36,5 \text{г/моль}$ , молярна концентрація розчину дорівнює:

3. Молярна концентрація розчину дорівнює:

4. Оскільки густина води дорівнює 1г/мл, то маса доданої води дорівнює  $m_{H_2O} = V_{H_2O} \cdot \rho = 500 \cdot 1 = 500\text{г}$ .

Після додатка води маса розчину стала рівною:

$$m_{p-pa} = m_{p-pa} + m_{H_2O} = 200 + 500 = 700\text{г}.$$

Масова частка розчину після додатка води дорівнює:

$$C_{\%} = \frac{m_{p-pa}}{m_{p-pa}} = \frac{30}{700} = 0,043 \text{ (або 4,3\%)}$$

5. Дано:  $V_k=170\text{мл}$ ,  $V_l=30\text{мл}$ ,  $C_{H(l)}=0,10\text{екв/л}$ ,  $C_{H(k)}=?$

За законом еквівалентів  $C_{H(k)} \cdot V_k = C_{H(l)} \cdot V_l$ , відкіля

6. Обсяг і молярна концентрація вихідного розчину визначені в п.2. Вони рівні:  $V_1=0,174\text{л}$  і  $C_{M1}=4,72\text{моль/л}$ . Кінцевий розчин одержуємо розведенням вихідного водою. Концентрація кінцевого

розчину, відповідно до завдання, повинна бути  $C_{M2}=0,01\text{моль/л}$ . Обсяг цього розчину позначимо  $V_2(\text{л})$ .

За правилом розведення,  $C_{M1} \cdot V_1 = C_{M2} \cdot V_2$ , відкіля

$$V_2 = \frac{C_{M1} \cdot V_1}{C_{M2}} = \frac{4,72 \cdot 0,174}{0,01} = 82,13 \text{ л.}$$

Відповідь: з розчину по п.1 можна приготувати 82,13л 0,01 М розчину HCl.

7. За умовою задачі, мається 170 г 30% - ного розчину HCl. Необхідно розрахувати, скільки грамів води треба додати до цього розчину, щоб одержати 10%- ний розчин.

Уведемо позначення:  $m_{p-pa1}=170\text{г}$ ,  $C_1=0,30$ ;  $C_2=0,10$ ,  $m_{p-pa2}=?$   $m_{H_2O}=?$

За правилом розведення,  $m_{p-pa1} \cdot C_1 = m_{p-pa2} \cdot C_2$ , відкіля маса розведеного розчину дорівнює:

Маса води, необхідної для розведення, дорівнює:

$$m_{H_2O} = m_{p-pa2} - m_{p-pa1} = 510 - 170 = 340\text{г}$$

8. а) Дано: HCl,  $C=10\%$ ,  $t=30^\circ\text{C}$ ,  $\alpha_k=90\%$ ,  $P_1=?$

По довіднику [1] визначаємо тиск насиченої пари води при заданій температурі  $30^\circ\text{C}$ :  $P_0=4,241\text{кПа}=4241\text{Па}$ . За першим законом Рауля:  $P_1=P_0 \cdot N_1$ , де  $N_1$  – мольна частка розчинника в розчині. З огляду на те, що розчинена речовина – електроліт, розрахункова формула має вигляд:

$$P_1 = P_0 \frac{V_1}{V_1 + i \cdot V_2},$$

де  $i$  – ізотонічний коефіцієнт, обумовлений зі співвідношення:

$$\alpha_k = \frac{i-1}{n-1}$$

Візьмемо 100г 10%- ного розчину HCl. У ньому утримується  $m_1=90$ г води і  $m_2=10$ г HCl. Розрахуємо число молів води  $\nu_1$  і розчиненої речовини  $\nu_2$  в заданому розчині:

Розрахуємо величину ізотонічного коефіцієнта. З рівняння електролітичної дисоціації  $\text{HCl}=\text{H}^++\text{Cl}^-$  видно, що молекула HCl розпадається в розчині на дві частки:  $\text{H}^+$  і  $\text{Cl}^-$ . Виходить,  $n=2$ . Тоді

$$i = \alpha_k(n-1) + 1 = 0,9 \cdot (2-1) + 1 = 1,9.$$

Тиск водяної пари над розчином дорівнює:

$$P_1 = 4241 \frac{\text{В}}{\text{В} + 1,9 \cdot 0,274} = 4241 \frac{\text{В}}{\text{В},52} = 3841,5 \text{ Па}.$$

б) Дано: HCl,  $C=10\%$ ,  $\alpha_k=90\%$ ,  $t_{\text{зам}}=?$

За другим законом Рауля з обліком того, що розчинена речовина – електроліт, зниження температури замерзання розчину дорівнює:

$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m$ , де  $i=1,9$  (див. п.8а),  $K=1,86$  – криоскопічна константа

**С**

води; – молярна концентрація розчину, рівна( з обліком п.8а ):

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,9 \cdot 1,86 \cdot 3,044 = 10,8 \text{ градусів}.$$

Температура замерзання розчину дорівнює:

в) Дано: HCl,  $C=10\%$ ,  $t=30^\circ\text{C}$ ,  $\alpha_k=90\%$ ,  $P=?$

З обліком, що розчинена речовина – електроліт, осмотичний тиск розчину за правилом Вант-Гоффа дорівнює:

$$P = i \frac{m_2}{M_{\text{HCl}} \cdot V} RT,$$

де  $V$  – обсяг розчину, л;  $R=8,314$  Дж/моль·К – універсальна газова стала;  $T=273+30=303\text{K}$  – температура розчину;  $i=1,9$  – ізотонічний коефіцієнт ( див. п. 8а ).

За довідником [1], густина 10%- ного розчину HCl дорівнює  $\rho=1,050$  г/мл. Тоді обсяг 100г такого розчину дорівнює

Осмотичний тиск цього розчину дорівнює:

$$P = 1,9 \cdot \frac{10}{36,5 \cdot 0,095} \cdot 8,314 \cdot 303 = 13803 \text{ кПа}.$$

## Тема 9. ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ

Варіанти завдань наведено в табл. 9.1.

1. В А л води розчинено Б г іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і В г іонів  $\text{Mg}^{2+}$ . Визначити загальну жорсткість води.

2. Чому дорівнює тимчасова жорсткість води, у 1 л якої утримується Г грамів гідрокарбонату Mg?



3. Вода містить лише сульфат магнію. Її жорсткість дорівнює  $D$  мекв/л. Скільки грамів солі розчинено в  $1 \text{ м}^3$  цієї води?

4. Скільки грамів карбонату натрію необхідно ввести в  $A$  л води, щоб усунути загальну жорсткість, рівну  $D$  мекв/л?

5. На нейтралізацію іона \_\_\_\_\_, що утримується в  $E$  мл води, витрачене  $K$  мл  $0,1N$  розчину  $HCl$ . Розрахувати тимчасову жорсткість води.

Розв'язання 0-го варіанта

1. Дано:  $V=100\text{л}$ ,  $m_1=3,0\text{г}$ ,  $m_2=3,6\text{г}$ ,  $Ж=?$

Індекс «1» належить до іона  $Ca^{2+}$ , індекс «2»—до іона  $Mg^{2+}$ .

Жорсткість води розрахуємо за формулою:

Таблиця 9.1– Варіанти завдань з теми 9

Варіант	A	Б	В	Г	Д	Е	Ж
0	100	3,0	3,6	0,124	10	100	4
1	5	0,2	0,1	0,136	12	10	2
2	10	0,4	0,2	0,142	14	200	3
3	1000	24,0	24,0	0,128	16	300	7
4	100	2,0	2,4	0,156	18	400	5
5	10	0,5	0,3	0,214	20	500	2
6	5	0,2	0,2	0,210	10	600	8
7	1000	32,0	30,0	0,216	18	700	9
8	100	4,2	4,0	0,214	16	800	4

9	10	0,6	0,1	0,124	12	900	2
10	5	0,3	0,4	0,126	14	10	6
11	1000	28,0	30,0	0,128	18	200	8
12	100	2,8	4,6	0,122	20	100	5
13	10	0,3	0,1	0,112	16	300	3
14	5	0,1	0,3	0,114	14	800	9
15	100	6,2	4,4	0,130	8	400	2
16	10	0,6	0,8	0,116	10	600	4
17	5	0,1	0,4	0,132	14	900	6
18	1000	26,4	20,6	0,138	16	500	8
19	50	3,2	1,6	0,118	12	700	3
20	100	4,8	3,6	0,142	18	100	5
21	10	0,8	0,6	0,120	20	10	7
22	1000	22,2	32,0	0,134	8	200	9
23	500	12,4	12,0	0,140	12	400	2
24	10	0,6	0,4	0,146	10	300	5
25	50	4,4	2,8	0,150	14	500	3
26	10	0,6	0,9	0,122	3	200	2
27	50	3,8	2,4	0,134	9	500	4
28	15	1,2	1,6	0,126	5	400	3
29	100	5,2	3,6	0,136	11	700	8
30	1000	23,2	28,8	0,128	7	600	7

Оскільки в аналізованій воді присутні два іони, що обумовлюють її жорсткість, розрахункова формула має вигляд:

де  $V$  – обсяг води в літрах,  $m_{e1}$  і  $m_{e2}$  – еквівалентні маси іонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  відповідно, г/екв.

Еквівалентні маси іонів рівні:

У результаті одержуємо:

2. Дано:  $V=1\text{л}$ ,  $m_1=0,124\text{г}$   $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Ж}=?$

Еквівалентна маса гідрокарбонату магнію дорівнює:

3. Дано:  $\text{Ж}=10$  мекв/л,  $V=1\text{м}^3$ ,  $m=?$

$$\text{Ж} = 1000 \frac{m}{m_e \cdot V}$$

відкіля маса солі дорівнює

де  $V=1000$  – обсяг води в літрах,  $m_e=60$  – еквівалентна маса сульфату магнію, г/екв.

4. Дано:  $V=100\text{л}$ ,  $\text{Ж}=10$  мекв/л,  $m=?$

Жорсткість води дорівнює  $\text{Ж}=1000 \cdot C_n$  відкіля

За законом еквівалентів

відкіля маса карбонату натрію дорівнює

де  $m_e$  – еквівалентна маса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , рівна

5. Дано:  $V_1=100\text{мл}$ ,  $V_2=4\text{мл}$ ,  $C_{\text{H}_2}=0,1$  екв/л,  $\text{Ж}=?$

За законом еквівалентів:

$$C_{\text{H}_1} \cdot V_1 = C_{\text{H}_2} \cdot V_2$$

відкіля

Жорсткість води дорівнює  $\text{Ж}=1000 \cdot C_n=4$  мекв/л.

## Тема 10. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК РОЗЧИНІВ

Варіанти завдань наведено в табл. 10.1.

1. Обчислити рН розчину сильної кислоти Б, концентрація якого дорівнює А моль/л.

2. Розрахувати рН розчину лугу В, концентрація якого дорівнює А моль/л.

3. рН розчину дорівнює Г. Розрахувати молярну концентрацію іонів  $\text{OH}^-$ .

4. Концентрація іонів  $\text{OH}^-$  у розчині дорівнює А моль/л. Розрахувати концентрацію іонів  $\text{H}^+$ .

5. Концентрація розчину слабкої кислоти Д дорівнює А моль/л. Чому дорівнює рН цього розчину?

6. Злили Г мл розчину Б ( концентрація А моль/л ) і 5 мл розчину В ( концентрація 0,05 моль/л ). Визначити рН суміші.

Розв'язання 0-го варіанта

1. Дано:  $\text{HCl}$ ,  $C=0,1$  моль/л,  $\text{pH}=?$

Якщо  $\text{HCl}$  – сильний електроліт, то концентрація іонів  $\text{H}^+$  дорівнює концентрації кислоти, тобто  $[\text{H}^+]=0,1$  моль/л. Тоді

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-1} = 1.$$

2. Дано:  $\text{KOH}$ ,  $C=0,1$  моль/л,  $\text{pH}=?$

Оскільки  $\text{KOH}$  – сильний електроліт, то  $[\text{OH}^-]=C=0,1$  моль/л. Тоді

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,1 = -\lg 10^{-1} = 1.$$

Водневий показник цього розчину дорівнює:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

3. Дано:  $\text{pH}=1$ ,  $[\text{OH}^-]=?$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1 = 13.$$

Оскільки  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ , то  $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-13}$  моль/л.

4. Дано:  $[\text{OH}^-]=0,1$  моль/л,  $[\text{H}^+]=?$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,1 = -\lg 10^{-1} = 1.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

Якщо  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ , то  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13}$  моль/л.

5. Дано:  $\text{HBO}_2$ ,  $C=0,1$  моль/л,  $\text{pH}=?$

У водному розчині кислота дисоціює по рівнянню:

Таблиця 10.1– Варіанти завдань з теми 10

Варіант	А	Б	В	Г	Д
0	0,1	$\text{HCl}$	$\text{KOH}$	1	$\text{HBO}_2$
1	0,01	$\text{HNO}_3$	$\text{NaOH}$	2	$\text{HNO}_2$
2	0,001	$\text{HClO}_4$	$\text{LiOH}$	3	$\text{HN}_3$
3	0,0001	$\text{HBr}$	$\text{RbOH}$	4	$\text{HSbO}_2$
4	0,1	$\text{HCl}$	$\text{CsOH}$	5	$\text{HClO}$
5	0,01	$\text{HNO}_3$	$\text{LiOH}$	6	$\text{HBrO}$
6	0,001	$\text{HI}$	$\text{KOH}$	6	$\text{HCN}$
7	0,0001	$\text{HClO}_4$	$\text{NaOH}$	5	$\text{HBO}_2$
8	0,1	$\text{HBr}$	$\text{RbOH}$	4	$\text{HAsO}_2$
9	0,01	$\text{HCl}$	$\text{CsOH}$	3	$\text{HCN}$
10	0,001	$\text{HNO}_3$	$\text{RbOH}$	2	$\text{HBrO}$
11	0,0001	$\text{HMnO}_4$	$\text{CsOH}$	1	$\text{HClO}$
12	0,1	$\text{HI}$	$\text{KOH}$	1	$\text{HSbO}_2$
13	0,01	$\text{HBr}$	$\text{NaOH}$	2	$\text{HN}_3$
14	0,001	$\text{HI}$	$\text{LiOH}$	3	$\text{HNO}_2$
15	0,0001	$\text{HNO}_3$	$\text{RbOH}$	4	$\text{HClO}$
16	0,1	$\text{HClO}_4$	$\text{CsOH}$	5	$\text{HSbO}_2$
17	0,01	$\text{HBr}$	$\text{NaOH}$	6	$\text{HBrO}$
18	0,001	$\text{HI}$	$\text{KOH}$	6	$\text{HN}_3$
19	0,0001	$\text{HBr}$	$\text{LiOH}$	5	$\text{HCN}$
20	0,1	$\text{HNO}_3$	$\text{NaOH}$	4	$\text{HNO}_2$
21	0,01	$\text{HClO}_4$	$\text{KOH}$	3	$\text{HAsO}_2$
22	0,001	$\text{HMnO}_4$	$\text{CsOH}$	2	$\text{HBO}_2$
23	0,0001	$\text{HI}$	$\text{RbOH}$	1	$\text{HCN}$
24	0,1	$\text{HCl}$	$\text{LiOH}$	1	$\text{HBrO}$
25	0,01	$\text{HBr}$	$\text{KOH}$	2	$\text{HClO}$

26	0,001	HNO <sub>3</sub>	NaOH	3	HCN
27	0,0001	HCl	LiOH	4	HF
28	0,1	HI	RbOH	5	HClO
29	0,01	HBr	KOH	6	HNCS
30	0,001	HClO <sub>4</sub>	CsOH	1	HSbO <sub>2</sub>

Ця кислота – слабкий електроліт, тому концентрації й  
у розчині не рівні. Концентрацію іонів розрахуємо за  
формулою:

де  $K=7,5 \cdot 10^{-10}$  ( довідкове значення константи дисоціації слабкої  
кислоти ).

6. Дано:  $V_1=1$ мл HCl,  $C_1=0,1$ моль/л,  $V_2=5$ мл KOH,  
 $C_2=0,05$ моль/л, pH=?

Після змішування обсяг розчину став дорівнювати

$$V=V_1+V_2=1+5=6 \text{ л.}$$

Концентрація кислоти в цьому обсязі стала рівною

а концентрація лугу – рівною:

Концентрація іонів  $H^+$  і  $OH^-$  в цьому розчині рівні

$$[H^+]=0,017 \text{ моль/л}; [OH^-]=0,042 \text{ моль/л.}$$

У результаті реакції  $H^+ + OH^- = H_2O$  іон водню цілком  
нейтралізується, а концентрація іона  $OH^-$  стане рівною його  
надлишкові, тобто

$$OH^- = 0,042 - 0,017 = 0,025 \text{ моль/л.}$$

Тоді:

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,025 = -\lg 2,5 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 2,5 = 2 - 0,4 = 1,6.$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,6 = 12,4.$$

### Тема 11. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Варіанти завдань наведено в табл. 11.1.

1. Написати рівняння реакції гідролізу солей А і Б у молекулярній та іонній формах.

2. Розрахувати ступінь і константу гідролізу, а також pH розчину солі А при її концентрації В моль/л.

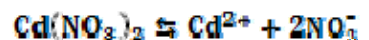
3. Розрахувати ступінь, константу гідролізу і pH розчину солі Б при її концентрації В моль/л.

4. Визначити, в яку сторону зміститься рівновага реакції гідролізу солі А, якщо в розчин додати: а) гідроксид натрію; б) соляну кислоту.

5. Визначити, в яку сторону зміститься рівновага реакції гідролізу солі Б, якщо в розчин додати: а) розчин  $Na_2S$ ; б) розчин  $Pb(NO_3)_2$ .

#### Розв'язання 0-го варіанта

1. Дано:  $Cd(NO_3)_2$  – сіль, утворена слабкою основою  $Cd(OH)_2$  і сильною кислотою  $HNO_3$ . У воді ця сіль дисоціює по рівнянню:



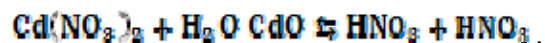
Гідроліз йде по «слабкій» частці – катіонові:

Рівняння гідролізу в іонній формі:

Таблиця 11.1– Варіанти завдань з теми 11

Варіант	А	Б	В
0	$Cd(NO_3)_2$	$Na_2CO_3$	0,10
1	$ZnCl_2$	$Na_2SO_3$	0,20
2	$CdSO_4$	$KCN$	0,12
3	$FeSO_4$	$K_2SiO_3$	0,11
4	$FeCl_2$	$NaCN$	0,14
5	$FeCl_3$	$K_2CO_3$	0,15
6	$AlCl_3$	$K_2SO_3$	0,13
7	$Fe(NO_3)_2$	$NaCN$	0,16
8	$Zn(NO_3)_2$	$Na_2SiO_3$	0,18
9	$MnCl_2$	$Na_3PO_4$	0,21
10	$CrCl_3$	$NaNO_2$	0,19
11	$Al(NO_3)_3$	$Na_2CO_3$	0,17
12	$CuSO_4$	$Na_2SO_3$	0,22
13	$CuCl_2$	$Na_3PO_4$	0,24
14	$Cr(NO_3)_3$	$Na_2SiO_3$	0,23
15	$SnCl_2$	$K_3PO_4$	0,11
16	$CdCl_2$	$K_2SiO_3$	0,15
17	$Co(NO_3)_2$	$KNO_2$	0,19
18	$Sn(NO_3)_2$	$NaAlO_2$	0,12
19	$NiSO_4$	$KBO_2$	0,16
20	$Cu(NO_3)_2$	$KBrO$	0,20
21	$MnSO_4$	$K_2MoO_4$	0,13
22	$Fe(NO_3)_2$	$K_3AsO_4$	0,17
23	$Bi(NO_3)_3$	$NaAsO_2$	0,21
24	$CoCl_2$	$K_2SnO_3$	0,14
25	$BiCl_3$	$Na_2SeO_3$	0,18
26	$SbCl_3$	$K_3PO_4$	0,25
27	$Fe(NO_3)_2$	$Na_2CO_3$	0,22
28	$ZnSO_4$	$K_2TeO_4$	0,27
29	$Cr(NO_3)_3$	$K_3SbO_4$	0,24
30	$ScCl_3$	$Na_2SeO_3$	0,29

Рівняння гідролізу в молекулярній формі:



Скорочене іонне рівняння гідролізу:

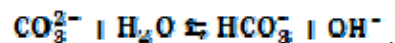


З рівняння видно, що утвориться кисле середовище,  $\text{pH} < 7$ .

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сіль, утворена сильною основою  $\text{NaOH}$  і слабкою кислотою  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . У воді ця сіль дисоціює по рівнянню:

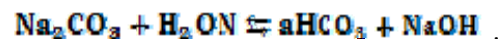


Гідроліз йде по «слабкій» частці – аніоні:

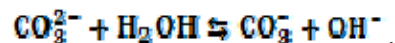


Рівняння гідролізу в іонній формі:

У молекулярній формі:



Скорочене іонне рівняння реакції:



З цього рівняння видно, що середовище лужне,  $\text{pH} > 7$ .

2. Коротке рівняння гідролізу солі  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  в іонній формі:

Константа гідролізу розраховується за формулою:

де  $= 10^{-14}$  – іонний добуток води;  $K$  – константа дисоціації слабкої основи  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , рівна  $5 \cdot 10^{-3}$  (довідник [1]).  
Концентрація іона  $\text{H}^+$  в розчині дорівнює:

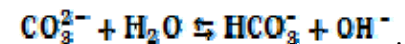
де  $C = 0,10$  моль/л – концентрація солі (за завданням).

Розрахуємо концентрацію іона  $\text{H}^+$ :

відкіля

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,47 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 4,47 = 7 - 0,65 = 6,35$$

3. Коротке рівняння гідролізу солі  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в іонній формі:



Константа гідролізу такого типу солей дорівнює

де  $K=4,69 \cdot 10^{-11}$  – константа дисоціації слабкої кислоти  $H_2CO_3$  по останньому (другому) ступеню, узятя з довідника [1].

Концентрація іона  $OH^-$  в розчині такої солі дорівнює:

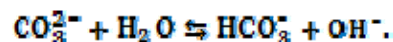
$$pH=14-pOH=14-2,34=11,66.$$

4. Коротке іонне рівняння гідролізу солі  $Cd(NO_3)_2$ :

а) якщо до цього розчину додати  $NaOH$ , гідроксильні групи  $OH^-$  цього лугу будуть зв'язувати іони  $H^+$  в молекули води. Відповідно до принципу Ле-Шательє, при зниженні концентрації іона  $H^+$  рівновага зміститься вправо;

б) якщо до цього розчину додати  $HCl$ , іони  $H^+$  цієї кислоти збільшать концентрацію продукту гідролізу  $H^+$  і рівновага зміститься вліво.

5. Коротке іонне рівняння гідролізу солі  $Na_2CO_3$ :



а) сіль  $Na_2S$  утворена сильною основою  $NaOH$  і слабкою кислотою  $H_2S$ . Вона піддається гідролізові по аніону:

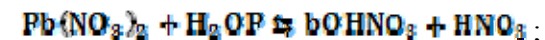


;



У результаті гідролізу солі  $Na_2S$  утворюються іони  $OH^-$ . Тому при додаванні розчину солі  $Na_2S$  до розчину солі  $Na_2CO_3$  концентрація іонів  $OH^-$  збільшується, рівновага зміститься вліво.

б) сіль  $Pb(NO_3)_2$  утворена слабкою основою  $Pb(OH)_2$  і сильною кислотою  $HNO_3$ . У воді вона піддається гідролізові по катіону:



;

Катіони  $H^+$ , що утворюються, нейтралізують наявні у вихідному розчині  $OH^-$  іони, тому концентрація  $OH^-$  зменшується і рівновага зміститься вправо.

## Тема 12. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Варіанти завдань наведено в табл. 12.1 і 12.2.

1. Розрахувати розчинність солі А в моль/л і г/л при температурі 298 К.

2. В скільки разів зменшиться розчинність солі А у воді при додаванні її до 1л 0,1М розчину речовини Б? Дисоціацію речовини Б вважати повною.

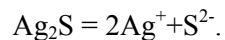
3. Скільки води буде потрібно для розчинення 1мг солі А?

4. Чи утвориться осад, якщо злити рівні обсяги розчинів солі В (концентрація Г моль/л) і солі Д (концентрація Е моль/л)? Відповідь підтвердити розрахунком.

5. Написати рівняння можливих реакцій, що протікають при додаванні розчину І к розчиніві, що містить речовини Ж і З. Яке з двох малорозчинних сполук буде осаджуватися в першу чергу? Відповідь підтвердити розрахунком.

Розв'язання 0-го варіанта

1. У насиченому розчині  $\text{Ag}_2\text{S}$  встановлюється рівновага:



Для солі типу  $\text{A}_m\text{B}_n$  розчинність у моль/л розраховується за формулою:

де  $\alpha$  – значення добутку розчинності.

Таблиця 12.1– Варіанти завдань з теми 12

Варіант	А	Б	В	Г	Д
0	$\text{Ag}_2\text{S}$	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{MnCl}_2$	0,01	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
1	$\text{CaF}_2$	$\text{NaF}$	$\text{ZnSO}_4$	0,08	$\text{KCN}$
2	$\text{FeCO}_3$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{AgNO}_3$	0,15	$\text{K}_2\text{CrO}_4$
3	$\text{GaPO}_4$	$\text{K}_3\text{PO}_4$	$\text{KBr}$	0,02	$\text{AgNO}_3$
4	$\text{AgCN}$	$\text{KCN}$	$\text{SnCl}_2$	0,09	$\text{Na}_2\text{S}$
5	$\text{CaSO}_4$	$\text{CaCl}_2$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	0,16	$\text{ZnCl}_2$
6	$\text{MgCO}_3$	$\text{MgCl}_2$	$\text{KCNS}$	0,03	$\text{AgNO}_3$
7	$\text{SnI}_2$	$\text{KI}$	$\text{CaCl}_2$	0,10	$\text{KIO}_3$
8	$\text{AgI}$	$\text{AgNO}_3$	$\text{CdSO}_4$	0,17	$\text{K}_2\text{CO}_3$
9	$\text{CuS}$	$\text{CuSO}_4$	$\text{ZnSO}_4$	0,04	$\text{Na}_2\text{S}$
10	$\text{SrCO}_3$	$\text{SrCl}_2$	$\text{NiCl}_2$	0,11	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
11	$\text{AgNO}_2$	$\text{NaNO}_2$	$\text{K}_2\text{CrO}_4$	0,18	$\text{SrCl}_2$
12	$\text{MnCO}_3$	$\text{MnCl}_2$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	0,05	$\text{CoCl}_2$
13	$\text{Zn}(\text{CN})_2$	$\text{ZnCl}_2$	$\text{K}_2\text{S}$	0,12	$\text{NiCl}_2$
14	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$\text{AgNO}_3$	$\text{AgNO}_3$	0,19	$\text{K}_2\text{S}$
15	$\text{AgBr}$	$\text{KBr}$	$\text{NaF}$	0,06	$\text{CaCl}_2$
16	$\text{SnS}$	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{FeSO}_4$	0,13	$\text{K}_2\text{CO}_3$
17	$\text{ZnCO}_3$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$\text{AgNO}_3$	0,20	$\text{NaCN}$
18	$\text{AgCNS}$	$\text{NaCNS}$	$\text{CaCl}_2$	0,07	$\text{Na}_2\text{SO}_4$
19	$\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$	$\text{CaCl}_2$	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	0,14	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
20	$\text{CdCO}_3$	$\text{CdSO}_4$	$\text{SnCl}_2$	0,01	$\text{KI}$

21	$\text{ZnS}$	$\text{ZnCl}_2$	$\text{NaI}$	0,03	$\text{AgNO}_3$
22	$\text{NiCO}_3$	$\text{NiSO}_4$	$\text{CuCl}_2$	0,05	$\text{K}_2\text{S}$
23	$\text{SrCrO}_4$	$\text{K}_2\text{CrO}_4$	$\text{SrCl}_2$	0,02	$\text{K}_2\text{CO}_3$
24	$\text{CoCO}_3$	$\text{CoCl}_2$	$\text{AgNO}_3$	0,04	$\text{KNO}_2$
25	$\text{NiS}$	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	0,06	$\text{Na}_2\text{S}$
26	$\text{ZnSe}$	$\text{ZnCl}_2$	$\text{SbCl}_3$	0,07	$\text{K}_2\text{S}$
27	$\text{TlCl}$	$\text{TlNO}_3$	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$	0,06	$\text{KI}$
28	$\text{SrSO}_4$	$\text{SrCl}_2$	$\text{ZnCl}_2$	0,09	$\text{Na}_2\text{Se}$
29	$\text{SnI}_2$	$\text{SnCl}_2$	$\text{NiCl}_2$	0,08	$\text{K}_2\text{CO}_3$
30	$\text{Sb}_2\text{S}_3$	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{TlNO}_3$	0,11	$\text{NaBr}$

Таблиця 12.2– Варіанти завдань з теми 12

Варіант	Е	Ж	З	І
0	0,10	$\text{KF}$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{LiCl}$
1	0,06	$\text{KCN}$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{CdCl}_2$
2	0,18	$\text{NaOH}$	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{CdSO}_4$
3	0,09	$\text{CoCl}_2$	$\text{CrCl}_3$	$\text{KOH}$
4	0,05	$\text{KOH}$	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{FeCl}_2$
5	0,17	$\text{KBr}$	$\text{KCN}$	$\text{AgNO}_3$
6	0,16	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{BaCl}_2$
7	0,08	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{KF}$	$\text{CaCl}_2$
8	0,04	$\text{CaCl}_2$	$\text{BaCl}_2$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$
9	0,19	$\text{KOH}$	$\text{K}_3\text{PO}_4$	$\text{AlCl}_3$
10	0,07	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{NaCl}$	$\text{AgNO}_3$
11	0,03	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
12	0,15	$\text{NiCl}_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{KOH}$
13	0,11	$\text{BaCl}_2$	$\text{CaCl}_2$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
14	0,02	$\text{K}_2\text{S}$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{CoCl}_2$
15	0,14	$\text{KCNS}$	$\text{KI}$	$\text{AgNO}_3$
16	0,10	$\text{NaOH}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{MgCl}_2$
17	0,07	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{CoCl}_2$
18	0,01	$\text{KCN}$	$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{ZnCl}_2$
19	0,13	$\text{SrCl}_2$	$\text{SnCl}_2$	$\text{KOH}$
20	0,09	$\text{KI}$	$\text{KOH}$	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$



21	0,05	NiCl <sub>2</sub>	SrCl <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
22	0,12	K <sub>2</sub> S	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>
23	0,08	BeSO <sub>4</sub>	CaCl <sub>2</sub>	KOH
24	0,06	KOH	K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	MgCl <sub>2</sub>
25	0,04	ZnCl <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
26	0,05	KCN	K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ZnCl <sub>2</sub>
27	0,08	NiCl <sub>2</sub>	ZnCl <sub>2</sub>	NaOH
28	0,03	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	KOH	MnCl <sub>2</sub>
29	0,04	KF	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	MgSO <sub>4</sub>
30	0,01	NaOH	K <sub>2</sub> S	FeSO <sub>4</sub>

За довідником [1]  $DP_{Ag_2S} = 7,2 \cdot 10^{-50}$ . Тоді

$$S' = S \cdot M_{Ag_2S} = 2,62 \cdot 10^{-17} \cdot 248 = 6,5 \cdot 10^{-12} \text{ г/л,}$$

де  $M_{Ag_2S} = 248$  г/моль – молярна маса солі.

2. У водному розчині сіль Na<sub>2</sub>S як сильний електроліт дисоціює по рівнянню  $Na_2S = 2Na^+ + S^{2-}$ . Концентрація іонів S<sup>2-</sup> дорівнює концентрації самої солі в розчині, тобто  $[S^{2-}] = 0,1$  моль/л. Концентрація цих же іонів S<sup>2-</sup>, утворених при дисоціації малорозчинної солі Ag<sub>2</sub>S (п.1) дуже мала, і нею можна знехотати. Тоді після додавання Na<sub>2</sub>S у вихідний розчин концентрація іонів срібла буде дорівнювати:

Концентрація цих же іонів у вихідному розчині була рівною (див.п.1):

$$[Ag^+] = 2 \cdot S = 2 \cdot 2,62 \cdot 10^{-17} = 5,24 \cdot 10^{-17} \text{ моль/л.}$$

Отже, розчинність Ag<sub>2</sub>S у присутності сильного електроліту Na<sub>2</sub>S, що містить однойменний іон S<sup>2-</sup>, зменшилася в n раз, де

$$n = 5,24 \cdot 10^{-17} / 8,5 \cdot 10^{-25} = 6 \cdot 10^7.$$

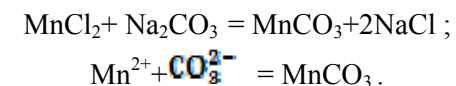
3. Відповідно до розрахунку в п.1, розчинність солі Ag<sub>2</sub>S дорівнює 6,5 · 10<sup>-12</sup> г/л. Складемо пропорцію:

$$\begin{aligned} 6,5 \cdot 10^{-12} \text{ г солі розчиняється в } 1 \text{ л води;} \\ 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ г солі розчиняється в } x \text{ л води.} \end{aligned}$$

$$x = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{6,5 \cdot 10^{-12}} = 1,5 \cdot 10^8 \text{ л}$$

4. Дано: MnCl<sub>2</sub>, C<sub>1</sub>=0,01 моль/л, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, C<sub>2</sub>=0,10 моль/л, V<sub>1</sub>=V<sub>2</sub>.

Рівняння можливої реакції:



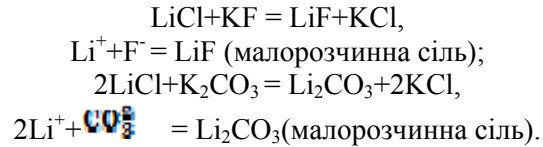
Осад випадає, якщо добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту більше значення його добутку розчинності ДР. По довідковим даним [1],  $DP_{MnCO_3} = 4,9 \cdot 10^{-11}$ .

Після змішування двох розчинів обсяг суміші зростає вдвічі, тому що  $V = V_1 + V_2$ , а  $V_1 = V_2$ . Тому концентрації вихідних розчинів зменшуються в 2 рази і стають рівними =0,005 моль/л і =0,05 моль/л. Тому концентрації іонів Mn<sup>2+</sup> і CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> виявляться рівними:  $[Mn^{2+}] = 0,005$  моль/л і  $CO_3^{2-} = 0,05$  моль/л.

Тема 13. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Умова випадання осаду:  $[Mn^{2+}][CO_3^{2-}] > DP_{MnCO_3}$ .  
 Перевіримо це:  $0,005 \cdot 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-4}$ . Тоді  $2,5 \cdot 10^{-4} > 4,9 \cdot 10^{-11}$  – осад випадає.

5. Рівняння можливих реакцій при змішуванні розчинів:



Випишемо з довідника [1] значення добутків розчинності обох солей:

$$DP_{LiF} = 1,5 \cdot 10^{-3}; \quad DP_{Li_2CO_3} = 1,9 \cdot 10^{-3}.$$

Розчинності і концентрації іонів  $Li^+$  рівні:

$$[Li^+] = S_{LiF} = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$[Li^+] = 2 \cdot S_{Li_2CO_3} = 1,56 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л.}$$

Отже, у першу чергу утвориться осад солі  $LiF$ , тому що в цьому випадку потрібна менша концентрація іонів  $Li^+$  для досягнення величини, рівної  $DP$ .

Варіанти завдань наведено в табл. 13.1.

1. Скласти формулу комплексної сполуки на основі наступних даних: комплексоутворювач А; координаційне число Б; ліганд В. Іони зовнішньої сфери підібрати самостійно. Назвати отриману сполуку.

2. Назвати комплексну сполуку Г, навести рівняння її первинної і вторинної дисоціації, написати вираження константи нестійкості комплексного іона.

3. Чи відбудеться заміна ліганда в комплексній сполуці Г, якщо до її розчину додати розчин, що містить іон Д? Відповідь обґрунтувати.

4. Розрахувати концентрацію іонів комплексоутворювача в розчині комплексної сполуки Г з концентрацією Е моль/л.

Таблиця 13.1– Варіанти завдань з теми 13

Вар.	А	Б	В	Г	Д	Е	Ж
0	$Al^{3+}$	6	$OH^-$	$K_2[Ni(CN)_4]$	$NCS^-$	0,1	0,01
1	$Ag^+$	2	$Br^-$	$Na_2[Cu(CN)_2]$	$SO_3^{2-}$	0,01	0,1
2	$Cu^+$	2	$S_2O_3^{2-}$	$Na_2[ZnBr_4]$	$OH^-$	0,001	0,1
3	$Al^{3+}$	4	$OH^-$	$K[AgI_2]$	$NO_2^-$	0,01	0,1
4	$Bi^{3+}$	6	$Br^-$	$Na[AgBr_2]$	$CN^-$	0,001	0,01
5	$Ag^+$	2	$CN^-$	$K[AuCl_4]$	$NCS^-$	0,1	0,001
6	$Hg^{2+}$	4	$S_2O_3^{2-}$	$Mg[PbI_4]$	$Br^-$	0,001	0,1
7	$Au^{3+}$	4	$NH_3$	$K[FeCl_4]$	$F^-$	0,01	0,001
8	$Hg^{2+}$	4	$NO_2^-$	$[Hg(NH_3)_4]Cl_2$	$Br^-$	0,01	0,1
9	$Bi^{3+}$	4	$OH^-$	$K[Ag(CN)_2]$	$NO_2^-$	0,001	0,1
10	$Cd^{2+}$	4	$Br^-$	$Na[BiI_4]$	$OH^-$	0,1	0,01
11	$Cu^+$	2	$NH_3$	$K_2[HgCl_4]$	$NCS^-$	0,01	0,1
12	$Co^{2+}$	6	$NH_3$	$Li_2[Hg(CN)_4]$	$I^-$	0,001	0,01
13	$Cd^{2+}$	4	$OH^-$	$Na_3[Fe(CN)_6]$	$NCS^-$	0,1	0,001
14	$Bi^{3+}$	6	$NCS^-$	$K[Ag(NO_3)_2]$	$Cl^-$	0,001	0,1
15	$Hg^{2+}$	4	$Br^-$	$K[Au(CN)_4]$	$NCS^-$	0,01	0,001
16	$Cd^{2+}$	4	$CN^-$	$Ca_2[CdI_6]$	$Cl^-$	0,1	0,01

17	Hg <sup>2+</sup>	4	NH <sub>3</sub>	[Ti(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]Cl <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup>	0,01	0,1
18	Ag <sup>+</sup>	2	OH <sup>-</sup>	Ca[Ni(CN) <sub>4</sub> ]	Br <sup>-</sup>	0,001	0,01
19	Fe <sup>3+</sup>	6	NCS <sup>-</sup>	K <sub>2</sub> [ZnI <sub>4</sub> ]	OH <sup>-</sup>	0,1	0,01
20	Ni <sup>2+</sup>	4	Br <sup>-</sup>	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>3</sub>	CN <sup>-</sup>	0,01	0,1
21	Hg <sup>2+</sup>	4	NCS <sup>-</sup>	K[CuI <sub>2</sub> ]	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	0,1	0,001
22	Fe <sup>2+</sup>	4	OH <sup>-</sup>	K[BiCl <sub>4</sub> ]	OH <sup>-</sup>	0,001	0,1
23	Mn <sup>2+</sup>	6	NH <sub>3</sub>	Mg[CdCl <sub>4</sub> ]	I <sup>-</sup>	0,1	0,001
24	Zn <sup>2+</sup>	4	I <sup>-</sup>	K <sub>2</sub> [HgI <sub>4</sub> ]	NCS <sup>-</sup>	0,01	0,1
25	Pb <sup>2+</sup>	4	Br <sup>-</sup>	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ](NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	CN <sup>-</sup>	0,1	0,01
26	Hg <sup>2+</sup>	4	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]Cl	OH <sup>-</sup>	0,01	0,1
27	Al <sup>3+</sup>	4	OH <sup>-</sup>	K <sub>2</sub> [HgI <sub>4</sub> ]	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	0,001	0,01
28	Au <sup>3+</sup>	4	NH <sub>3</sub>	Na[PbF <sub>3</sub> ]	HS <sup>-</sup>	0,1	0,01
29	Hg <sup>2+</sup>	4	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	K <sub>2</sub> [Cd(CN) <sub>4</sub> ]	Br <sup>-</sup>	0,01	0,001
30	Pb <sup>4+</sup>	4	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	K <sub>2</sub> [HgBr <sub>4</sub> ]	Cl <sup>-</sup>	0,001	0,1

#### Розв'язання 0-го варіанта

1. У квадратні дужки укладаємо іон комплексоутворювача і його шість лігандів і одержуємо внутрішню координаційну сферу [Al(OH)<sub>6</sub>]. Розрахуємо заряд цього іона як алгебраїчну суму зарядів його часток: +3+(-1)·6=-3. Отже, це іон [Al(OH)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>. Для дотримання умови електронейтральності молекули, зовнішню сферу складають катіони, наприклад: K<sub>3</sub>[Al(OH)<sub>6</sub>]. Назва цієї сполуки: гексагідроксоалюмінат калію.

2. Комплексна сполука K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>] тетраціанонікелат (II) калію.

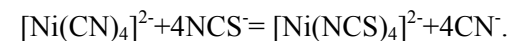
Первинна дисоціація: K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>]=2K<sup>+</sup>+ [Ni(CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>.

Вторинна дисоціація: [Ni(CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> ⇌ Ni<sup>2+</sup>+4CN<sup>-</sup>.

Константа нестійкості комплексного іона



3. Сполука K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>] в розчині дає іон [Ni(CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> ( див.п.2 ). Якщо в розчині буде й іон NCS<sup>-</sup>,можлива реакція



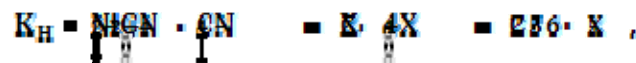
За даними довідника [1], чисельні значення констант стійкості K<sub>1</sub> вихідного іона й K<sub>2</sub> отриманого іона комплексної сполуки рівні:

$$K_1 = 1,0 \cdot 10^{31}; K_2 = 6,5 \cdot 10^1$$

Чим вище значення константи стійкості, тим більш міцний комплексний іон. Оскільки K<sub>1</sub>>K<sub>2</sub>, то вихідний комплекс більш міцний, тому заміни лігандів не відбудеться.

4. Дано: K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>], C = 0,1 моль/л, [Ni<sup>2+</sup>] =?

З рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки (див.п.2) видно, що з однієї молекули K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>] утвориться один іон [Ni(CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>. Тому концентрація іона в розчині дорівнює концентрації солі, тобто 0,1 моль/л. З рівняння вторинної дисоціації випливає, що концентрація іонів CN<sup>-</sup> у чотири рази вища, ніж іона Ni<sup>2+</sup>. Позначивши [Ni<sup>2+</sup>] = x, одержимо [CN<sup>-</sup>] = 4x. Вираження константи нестійкості прийме вигляд:



відкіля

$$x = \sqrt{\frac{K_H \cdot C}{236}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-21} \cdot 0,1}{236}} = 2,1 \cdot 10^{-7}$$

де  $K_H = 1/K_1$  – константа нестійкості комплексного іона.  
Отже,  $[Ni^{2+}] = 2,1 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

#### Тема 14. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

Варіанти завдань наведено в табл. 14.1 і 14.2.

1. Указати, якими властивостями окисника або відновника володіє речовина А в ОВР. Відповідь обґрунтувати.

2. Написати електронні рівняння напівреакцій, що характеризують зміни ступеня окиснення елементів Б в переходах В і Г. Указати, який це процес – окиснення чи відновлення.

3. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти в реакції Д. У парних варіантах розрахувати еквівалентну масу окисника, у непарних – відновника.

Таблиця 14.1– Варіанти завдань з теми 14

Вар.	А	Б	В	Г
0	HNO <sub>3</sub>	S,N	S → H <sub>2</sub> S → SO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> → NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>

1	SO <sub>3</sub>	S,N	SO <sub>2</sub> → H <sub>2</sub> S → SO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> → NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
2	N <sub>2</sub>	N,Si	NH <sub>3</sub> → N <sub>2</sub> → NO	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → Si <sup>4+</sup>
3	HNO <sub>2</sub>	P,N	P → PH <sub>3</sub> → P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> → NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
4	Ni	S,Cr	H <sub>2</sub> S → S → SO <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> → CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
5	Cl <sub>2</sub>	C,B	CO → C → CO <sub>2</sub>	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> → B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
6	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Si,P	SiH <sub>4</sub> → SiO <sub>2</sub> → Si	PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> → PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
7	SO <sub>2</sub>	Bi,Br	Bi(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> → Bi → Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
8	HCl	S,Br	S → SO <sub>3</sub> → SO <sub>2</sub>	BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup> → Br <sup>-</sup>
9	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	N,Cl	NO → NO <sub>2</sub> → NH <sub>3</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> → ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
10	I <sub>2</sub>	As,C	As → AsH <sub>3</sub> → As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
11	H <sub>2</sub> S	Sb,P	Sb → HSbO <sub>3</sub> → SbCl <sub>3</sub>	PO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
12	KClO <sub>3</sub>	Cr,P	CrCl <sub>2</sub> → Cr → CrCl <sub>3</sub>	PO <sub>2</sub> <sup>3-</sup> → PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>
13	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	P,Se	P → P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> → P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Se <sup>2-</sup> → SeO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
14	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Si,P	Si → SiO <sub>2</sub> → SiH <sub>4</sub>	PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> → PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
15	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Sn,As	SnCl <sub>2</sub> → Sn → SnCl <sub>4</sub>	AsO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
16	CO <sub>2</sub>	P,Al	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> → H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> → P	AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup> → Al <sup>3+</sup>
17	NaNO <sub>2</sub>	C,Mn	CO <sub>2</sub> → C → CO	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> → MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
18	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Cr,Fe	CrCl <sub>3</sub> → Cr → H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	FeO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> → Fe <sup>3+</sup>
19	CrCl <sub>3</sub>	I,Sb	I <sub>2</sub> O → I <sub>2</sub> → I <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SbO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → Sb <sup>3+</sup>
20	KMnO <sub>4</sub>	Cr,N	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> → CrCl <sub>2</sub> →	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> → NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
21	Fe	Sn,Sb	SnCl <sub>4</sub> → Sn → SnCl <sub>2</sub>	SbO <sub>2</sub> → SbO <sub>3</sub>
22	N <sub>2</sub> O	Sb,S	Sb → HSbO <sub>3</sub> → Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → HSC <sub>3</sub>
23	K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	V,S	V <sub>2</sub> O <sub>3</sub> → V → V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → S <sup>2-</sup>
24	KNO <sub>3</sub>	Sb,N	HSbO <sub>2</sub> → Sb → HSbO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
25	KIO <sub>3</sub>	Ni,Pb	N <sub>2</sub> → NO <sub>2</sub> → NH <sub>3</sub>	
26	NO <sub>2</sub>	Pb,I	PbO → Pb → PbO <sub>2</sub>	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup> → IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
27	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cr,I	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> → Cr → CrCl <sub>3</sub>	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → I <sup>-</sup>
28	SeO <sub>2</sub>	Cl,P	Cl <sub>2</sub> → HCl → Cl <sub>2</sub> O	P <sup>3-</sup> → PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>
29	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Br,Sn	Br <sub>2</sub> O → Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub> → HBr	SnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> → SnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
30	MnO <sub>2</sub>	P,Si	P → PH <sub>3</sub> → H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> → SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>

Таблиця 14.2– Варіанти завдань з теми 14

Варіант	Д
---------	---

0	$\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
1	$\text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
3	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} + \text{KCl} + \text{CO}_2$
4	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
7	$\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
10	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{KCl} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{NaCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{NaCl} + \text{KOH}$
17	$\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{NaAsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{KBr} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
21	$\text{MnO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
22	$\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23	$\text{KI} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{HCl}$
24	$\text{NaBrO}_3 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
25	$\text{Ge} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{GeO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
26	$\text{HNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
27	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
28	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
29	$\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
30	$\text{Ge} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{GeO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

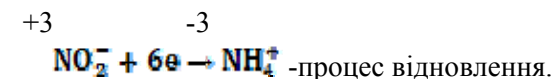
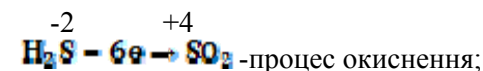
Розв'язання 0-го варіанта

1. До складу сполуки  $\text{HNO}_3$  входить азот у ступені окислювання +5. Це вищий ступінь окислювання даного елемента, тому в ОВР він може тільки приймати електрони, тобто бути тільки окисником.

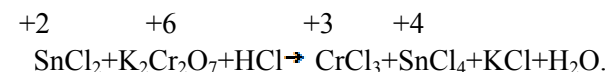
2. Записуємо задані переходи:



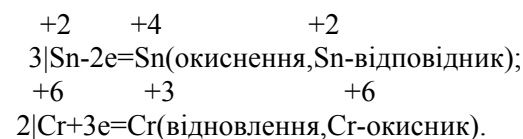
-процес відновлення;



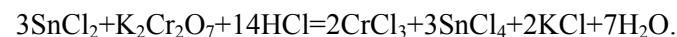
3. Записуємо схему реакції і визначасмо елементи, що змінюють ступені окиснення:



Рівняння напівреакцій:



Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакцій:



У заданій реакції окисником є  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Еквівалентна маса окисника дорівнює молярній масі, діленій на число електронів, прийнятих одною молекулою:

$$E_{\text{кат}}^0 - E_{\text{ан}}^0 = E_{\text{Ag}^+}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}}^0$$

Стандартна ЕРС=

Стандартні потенціали електродів знаходимо в довіднику [1].

## Тема 15. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ (ГЕ)

Варіанти завдань наведено в табл. 15.1 і 15.2.

1. Обчислити стандартну електрорушійну силу ГЕ, схему якого наведено в стовпці А, і максимальну стандартну енергію Гіббса, що ГЕ може зробити під час протікання реакцій на електродах.

2. Розрахувати електродний потенціал металу Б в розчині солі В при температурі 25<sup>0</sup>С, якщо в 1л розчину утримується Г грамів речовини В.

3. Розрахувати рівноважну напругу концентраційного ГЕ, складеного з металу Б, при температурі 25<sup>0</sup>С за схемою



якщо  $C_2 = 0,5$  моль/л,  $C_1 = 0,5; 0,05$  і  $0,005$  моль/л.

4. Скласти схему ГЕ, в якому протікає реакція Д. Розрахувати напругу елемента, прийнявши концентрацію потенціалозумовлюючих іонів у катода в Е раз більше, ніж у анода, якщо концентрація потенціалозумовлюючих іонів у анода дорівнює 1 моль/л.

### Розв'язання 0-го варіанта

1. Схема елемента: Анод(-)Zn|Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>||AgNO<sub>3</sub>|Ag(+)Катод

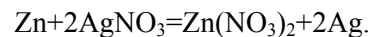
Електронні рівняння електродних процесів:

на аноді:  $\text{Zn} - 2\text{e} = \text{Zn}^{2+} \cdot 1;$

на катоді:  $\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag} \cdot 2;$

сумарно:  $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}.$

Повне рівняння струмоутворюючої реакції:



Таблиця 15.1– Варіанти завдань з теми 15

Варіант	А	Б	В	Г
0	(-)Zn Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   AgNO <sub>3</sub>  Ag(+)	Mn	MnCl <sub>2</sub>	12,6
1	(-)Mg MgCl <sub>2</sub>   CdCl <sub>2</sub>  Cd(+)	Zn	ZnSO <sub>4</sub>	32,2
2	(-)Be BeCl <sub>2</sub>   SnCl <sub>2</sub>  Sn(+)	Mg	MgCl <sub>2</sub>	28,5
3	(-)Ti Ti(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Pb(+)	Cu	CuSO <sub>4</sub>	16,0
4	(-)Zn ZnCl <sub>2</sub>   CoCl <sub>2</sub>  Co(+)	Cr	CrCl <sub>3</sub>	31,7
5	(-)Al AlCl <sub>3</sub>   CrCl <sub>3</sub>  Cr(+)	Be	BeSO <sub>4</sub>	10,5
6	(-)Fe FeCl <sub>2</sub>   CuCl <sub>2</sub>  Cu(+)	Cd	CdCl <sub>2</sub>	18,3
7	(-)Co CoCl <sub>2</sub>   AgNO <sub>3</sub>  Ag(+)	Fe	FeCl <sub>2</sub>	38,1
8	(-)Ni NiCl <sub>2</sub>   CuCl <sub>2</sub>  Cu(+)	Cd	CdSO <sub>4</sub>	41,6
9	(-)Sn SnCl <sub>2</sub>   AgNO <sub>3</sub>  Ag(+)	Co	CoCl <sub>2</sub>	13,0
10	(-)Pb Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Cu(+)	Ni	NiCl <sub>2</sub>	26,0
11	(-)Cd Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Pb(+)	Al	AlCl <sub>3</sub>	26,7
12	(-)Mg MgCl <sub>2</sub>   SnCl <sub>2</sub>  Sn(+)	Pb	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	33,1
13	(-)Be BeSO <sub>4</sub>   CuSO <sub>4</sub>  Cu(+)	Ag	AgNO <sub>3</sub>	34,0
14	(-)Ti TiSO <sub>4</sub>   CoSO <sub>4</sub>  Co(+)	Fe	FeCl <sub>2</sub>	12,7
15	(-)Zn ZnSO <sub>4</sub>   NiSO <sub>4</sub>  Ni(+)	Ca	CaCl <sub>2</sub>	22,2
16	(-)Cr CrCl <sub>3</sub>   FeCl <sub>3</sub>  Fe(+)	Cu	CuSO <sub>4</sub>	32,0
17	(-)Fe FeSO <sub>4</sub>   NiSO <sub>4</sub>  Ni(+)	Ag	AgNO <sub>3</sub>	68,0
18	(-)Cd CdSO <sub>4</sub>   SnCl <sub>2</sub>  Sn(+)	Ca	CaCl <sub>2</sub>	11,1
19	(-)Co CoCl <sub>2</sub>   CuCl <sub>2</sub>  Cu(+)	Mg	MgSO <sub>4</sub>	12,0
20	(-)Ni NiCl <sub>2</sub>   AgNO <sub>3</sub>  Ag(+)	Zn	ZnCl <sub>2</sub>	68,0
21	(-)Sn SnCl <sub>2</sub>   CuCl <sub>2</sub>  Cu(+)	Cd	CdSO <sub>4</sub>	20,8
22	(-)Pb Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   AgNO <sub>3</sub>  Ag(+)	Ni	NiSO <sub>4</sub>	31,0
23	(-)Be BeSO <sub>4</sub>   Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Pb(+)	Co	CoBr <sub>2</sub>	21,9
24	(-)Zn ZnSO <sub>4</sub>   NiSO <sub>4</sub>  Ni(+)	Pb	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	66,2

25	(-)Co CoSO <sub>4</sub>   Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Pb(+)	Zn	ZnSO <sub>4</sub>	16,1
26	(-)Sc ScCl <sub>3</sub>   AlCl <sub>3</sub>  Al(+)	Sr	SrI <sub>2</sub>	68,4
27	(-)Ti TiCl <sub>2</sub>   CoCl <sub>2</sub>  Co(+)	Cu	CuCl <sub>2</sub>	40,5
28	(-)Zn ZnCl <sub>2</sub>   SnCl <sub>2</sub>  Sn(+)	Zn	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	75,6
29	(-)Fe FeSO <sub>4</sub>   CuSO <sub>4</sub>  Cu(+)	Cr	Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	47,6
30	(-)Cd Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>   Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>  Pb(+)	Cd	Cd(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	94,4

Таблиця 15.2– Варіанти завдань з теми 15

Варіант	Д	Е	Ж	З	І	К
0	Fe <sup>0</sup> +Ru <sup>2+</sup> =Fe <sup>2+</sup> +Ru <sup>0</sup>	10	Mn	Zn	3,0	Zn
1	Gd <sup>0</sup> +Fe <sup>3+</sup> =Gd <sup>3+</sup> +Fe <sup>0</sup>	1000	Co	Ba	9,5	Na
2	Zn <sup>0</sup> +Pb <sup>2+</sup> =Zn <sup>2+</sup> +Pb <sup>0</sup>	100	Zn	Mg	3,5	Mg
3	Mg <sup>0</sup> +Ni <sup>2+</sup> =Mg <sup>2+</sup> +Ni <sup>0</sup>	0,1	Ni	Pb	10,0	Al
4	Be <sup>0</sup> +Sn <sup>2+</sup> =Be <sup>2+</sup> +Sn <sup>0</sup>	0,01	Cr	Fe	4,0	Ca
5	Zn <sup>0</sup> +Cd <sup>2+</sup> =Zn <sup>2+</sup> +Cd <sup>0</sup>	0,001	Sn	Al	3,0	Be
6	Al <sup>3+</sup> +Sc <sup>0</sup> =Al <sup>0</sup> +Sc <sup>3+</sup>	10	Fe	Co	4,5	Ti
7	Cd <sup>0</sup> +Cu <sup>2+</sup> =Cd <sup>2+</sup> +Cu <sup>0</sup>	100	Pb	Ni	3,5	V
8	Fe <sup>0</sup> +Pb <sup>2+</sup> =Fe <sup>2+</sup> +Pb <sup>0</sup>	1000	Cd	Cr	5,0	Cr
9	Zn <sup>0</sup> +Sn <sup>2+</sup> =Zn <sup>2+</sup> +Sn <sup>0</sup>	0,1	Bi	Zn	4,0	Mn
10	Sn <sup>0</sup> +2Ag <sup>+</sup> =Sn <sup>2+</sup> +2Ag <sup>0</sup>	0,01	Sb	Fe	5,5	Fe
11	Mg <sup>0</sup> +Co <sup>2+</sup> =Mg <sup>2+</sup> +Co <sup>0</sup>	0,001	Cu	Ni	4,5	Cu
12	Al <sup>0</sup> +Sb <sup>3+</sup> =Al <sup>3+</sup> +Sb <sup>0</sup>	10	Mn	Sn	6,0	Sr
13	Fe <sup>0</sup> +Sn <sup>2+</sup> =Fe <sup>2+</sup> +Sn <sup>0</sup>	100	Zn	Cd	5,0	Mo
14	Cr <sup>0</sup> +As <sup>3+</sup> =Cr <sup>3+</sup> +As <sup>0</sup>	1000	Co	Mn	6,5	Re
15	Co <sup>0</sup> +Sn <sup>2+</sup> =Co <sup>2+</sup> +Sn <sup>0</sup>	0,1	Cr	Co	5,5	Ag
16	Ni <sup>0</sup> +Cu <sup>2+</sup> =Ni <sup>2+</sup> +Cu <sup>0</sup>	0,01	Ni	Fe	7,0	Cd
17	Be <sup>0</sup> +Pb <sup>2+</sup> =Be <sup>2+</sup> +Pb <sup>0</sup>	0,001	Fe	Cr	6,0	In
18	Al <sup>0</sup> +Bi <sup>3+</sup> =Al <sup>3+</sup> +Bi <sup>0</sup>	10	Sn	Zn	7,5	Sn
19	Cr <sup>0</sup> +Sb <sup>3+</sup> =Cr <sup>3+</sup> +Sb <sup>0</sup>	100	Cd	Al	6,5	Cs
20	Mg <sup>0</sup> +Co <sup>2+</sup> =Mg <sup>2+</sup> +Co <sup>0</sup>	1000	Pb	Co	8,0	Ba
21	Zn <sup>0</sup> +Fe <sup>2+</sup> =Zn <sup>2+</sup> +Fe <sup>0</sup>	0,1	Bi	Zn	7,0	Hg
22	Fe <sup>0</sup> +Sn <sup>2+</sup> =Fe <sup>2+</sup> +Sn <sup>0</sup>	0,01	Sb	Ni	8,5	Tl
23	Ni <sup>0</sup> +2Ag <sup>+</sup> =Ni <sup>2+</sup> +2Ag <sup>0</sup>	0,001	Co	Zn	7,5	Pb

24	Cd <sup>0</sup> +Cu <sup>2+</sup> =Cd <sup>2+</sup> +Cu <sup>0</sup>	10	Ni	Mn	9,0	Bi
25	Cr <sup>0</sup> +3Ag <sup>+</sup> =Cr <sup>3+</sup> +3Ag <sup>0</sup>	100	Zn	Cd	8,0	K
26	Sn <sup>0</sup> +Cu <sup>2+</sup> =Sn <sup>2+</sup> +Cu <sup>0</sup>	1000	Bi	Cd	8,5	Ni
27	Pb <sup>0</sup> +2Ag <sup>+</sup> =Pb <sup>2+</sup> +2Ag <sup>0</sup>	0,1	Pb	Fe	10,0	Co
28	Be <sup>0</sup> +Pb <sup>2+</sup> =Be <sup>2+</sup> +Pb <sup>0</sup>	0,01	Sn	Cr	9,0	Tc
29	Zn <sup>0</sup> +Ni <sup>2+</sup> =Zn <sup>2+</sup> +Ni <sup>0</sup>	0,001	Ni	Ti	3,0	Nb
30	Co <sup>0</sup> +Pb <sup>2+</sup> =Co <sup>2+</sup> +Pb <sup>0</sup>	100	Co	Be	9,5	W

Тоді

$$EPC = 0,799 - (-0,763) = 1,562 \text{ В.}$$

Енергія Гіббса реакції  $Zn + 2Ag^+ = Zn^{2+} + 2Ag$  дорівнює:

$$\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0,$$

де n – число електронів цієї реакції ( n=2 ); F=96500 Кл/моль – число Фарадея; E<sup>0</sup>–ЕРС елемента, В.

Тоді

$$\Delta G^0 = -2 \cdot 96500 \cdot 1,562 = -301300 \text{ Дж} = -301,3 \text{ кДж.}$$

2. Величину електродного потенціалу напівелемента Mn/MnCl<sub>2</sub> при 25<sup>0</sup>C ( 298K ) розрахуємо за рівнянням Нернста:

$$E = E_{Mn^{2+}/Mn}^0 + 0, \frac{0,059}{n} \lg[Mn^{2+}] = -1,18 + 0, \frac{0,059}{2} \lg[Mn^{2+}].$$

При m=12,6 г MnCl<sub>2</sub> молярна концентрація розчину дорівнює:

$$C_M = \frac{m}{M} \cdot V = \frac{12,626}{126} = 0,1 \text{ моль,}$$

де M=126 г/моль – молярна маса солі MnCl<sub>2</sub>.

З огляду на те, що концентрація іона  $Mn^{2+}$  в розчині дорівнює концентрації солі  $MnCl_2$ , одержуємо  $[Mn^{2+}] = 0,1$  моль/л.

Тоді

$$E = -1,18 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -1,18 - 0,0295 = -1,2095 \approx -1,21 \text{ В}$$

3. Напрягу концентраційного елементу розрахуємо за формулою:

де  $n$  – число електронів ( $n=2$ ),  $C_2$  і  $C_1$  – концентрації іонів  $Mn^{2+}$  у розчинах з більшою і меншою концентраціями відповідно.

При  $C_1 = 0,5$  моль/л

При

$C_1 = 0,05$

$$\text{моль/л} \quad E = 0, \frac{059}{2} \lg 0, \frac{5}{0,05} = 0,0295 \cdot \lg 10 = 0,0295 \text{ В}$$

При

$C_1 = 0,005$

$$\text{моль/л} \quad E = 0, \frac{059}{2} \lg 0, \frac{5}{0,005} = 0,0295 \cdot \lg 100 = 0,059 \text{ В}$$

4. Для струмоутворюючої реакції  $Fe + Ru^{2+} = Fe^{2+} + Ru$  в довіднику [1] знаходимо значення стандартних потенціалів заліза (II) і рутенію (II):

$$E_{PC} = E_{Fe}^{\circ} - E_{Ru}^{\circ} = 0,4795 - (-0,441) = 0,9205 \text{ В.}$$

Оскільки

E

<

E

, то анодом буде залізний електрод, а катодом – рутенієвий.

Отже, на аноді піде реакція окислення:  $Fe - 2e = Fe^{2+}$ , а на катоді – відновлення:  $Ru^{2+} + 2e = Ru$ .

Схема ГЕ:

Анод (-)  $Fe | Fe^{2+} || Ru^{2+} | Ru$  (+) Катод

Відповідно до завдання,  $[Fe^{2+}] = 1$  моль/л,  $[Ru^{2+}] = 10$  моль/л. По рівнянню Нернста електродні потенціали рівні:



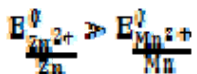
1. Два метали Ж і З знаходяться в контактi. Описати процес електрохімічної корозії у водi, що містить розчинений кисень.

2. Для металу З запропонувати металеве покриття анодного і катодного типу й описати процес електрохімічної корозії в кислому середовищі при порушенні цілісності покриття.

3. Розрахувати, чи можлива корозія металу З з водневою і з кисневою деполяризацією в середовищі з рН, що показано в стовпці І.

#### Розв'язання 0-го варіанта

1. При контактi двох різних металів у водi утвориться короткозамкнутий гальванічний елемент. По довіднику [1] визначимо стандартні електродні потенціали:

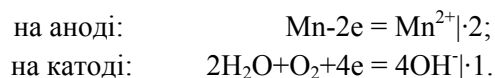


Оскільки  $E_{\text{Zn}}^{0} > E_{\text{Mn}}^{0}$ , то цинк буде катодом, а марганець – анодом.

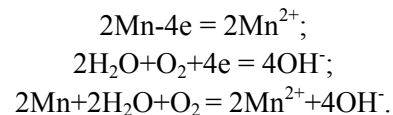
Схема гальванічного елемента

Анод(-)Mn|H<sub>2</sub>O, O<sub>2</sub>|Zn(+)|Катод

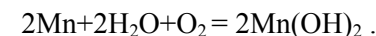
З огляду на те, що на аноді протікає процес окиснення, а на катоді – відновлення, запишемо електронні рівняння електродних процесів:



Для балансу по електронах верхнє рівняння множимо на 2 і складемо ліві і праві частини обох рівнянь:



З обліком того, що продукт реакції – малорозчинна сполука, повне рівняння реакції має вигляд:

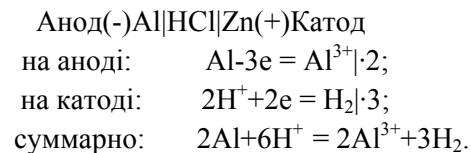


З рівняння реакції видно, що в заданому варіанті електрохімічної корозії піддається марганець.

2. Як анодне покриття для цинку можна використовувати більш активний метал, наприклад алюміній.

При порушенні цілісності покриття виникає гальванічний елемент.

Схема ГЕ:

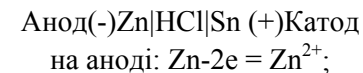


Повне рівняння реакції:  $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ .

З рівняння видно, що електрохімічній корозії піддається алюмінієве покриття. Висновок: анодні покриття надійні.

Як катодне покриття для цинку можна використовувати менш активний метал, наприклад олово:

Схема ГЕ:



на катоді:  $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$ ;  
суммарно:  $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$ .

Повне рівняння реакції:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ .

З рівняння видно, що електрохімічній корозії піддається цинковий виріб. Висновок: катодні покриття не надійні.

3. Запишемо рівняння можливих процесів корозії:

анодний процес:  $\text{Zn} - 2\text{e} = \text{Zn}^{2+}$ ;

катодний процес(1):  $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$  – з водневою деполяризацією;

катодний процес(2):  $4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$  – з кисневою деполяризацією.

Стандартні потенціали цих процесів, обумовлені за довідником [1], рівні

Потенціали катодних процесів для заданих умов (рН 3.0) рівні:

$$E_{\text{K}(1)} = E_{\text{K}(1)}^0 - 0,059 \cdot \text{pH} = 0 - 0,059 \cdot 3 = -0,18 \text{ В,}$$

$$E_{\text{K}(2)} = E_{\text{K}(2)}^0 - 0,059 \cdot \text{pH} = 1,23 - 0,059 \cdot 3 = 1,05 \text{ В.}$$

Процес можливий, якщо потенціал катодного процесу більше потенціалу анодного. У заданому випадку:

$E_{\text{A}}^0 = -0,76 \text{ В} < E_{\text{K}(1)}^0 = -0,18 \text{ В}$ , отже, процес корозії з водневою деполяризацією можливий;

$E_{\text{A}}^0 = -0,76 \text{ В} < E_{\text{K}(2)} = 1,05 \text{ В}$ , отже, процес корозії з кисневою деполяризацією теж можливий.

Тема 17. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

Варіанти завдань наведено в табл. 15.2.

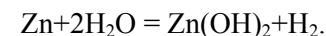
1. Написати рівняння реакцій (якщо вони можливі) металу К з водою, розведеною і концентрованою сірчаною й азотною кислотами, а також з розчином луку і з розчином солі  $\text{FeCl}_2$ .

Розв'язання 0-го варіанта

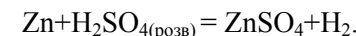
1. Стандартний електронний потенціал цинку

Цей метал можна умовно віднести до металів середньої хімічної активності.

З водою реагують усі метали, стандартний електродний потенціал яких нижче  $-0,41 \text{ В}$ . Тому реакція цинку з водою можлива. Рівняння реакції:



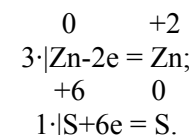
З розведеною сірчаною кислотою реагують усі метали, що розміщені у ряді напруг до водню. Тому реакція цинку можлива. Рівняння реакції:



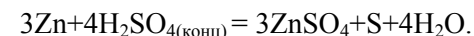
З концентрованою сірчаною кислотою не реагують: золото, платина, залізо, хром. Тому реакція цинку можлива. Оскільки цинк належить до металів середньої хімічної активності, продуктами реакції є сіль, вода й одне з наступних речовин:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$  або  $\text{SO}_2$ . Прийmemo наступну схему реакції:



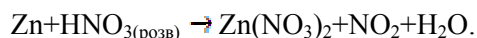
Методом електронного балансу розставимо коефіцієнти:



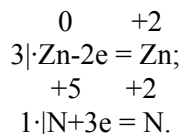
Тоді рівняння реакції має вигляд:



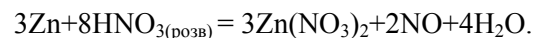
З розведеною азотною кислотою не реагують золото і платина. Оскільки цинк не відноситься до активних металів, прийmemo схему реакції:



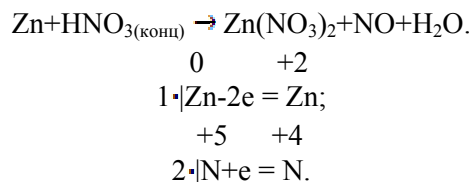
Методом електронного балансу розставимо коефіцієнти:



Рівняння реакції має вигляд:

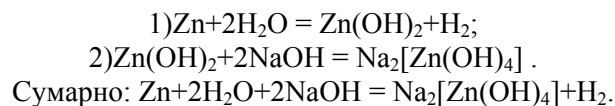


З концентрованою азотною кислотою не реагують золото, платина, залізо, хром, алюміній. Тому реакція можлива. Схема реакції:



Рівняння реакції:  $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

З розчинами лугів реагують ті метали, в яких нижчі гідроксиди амфотерні. Цинк належить до таких металів, реакція можлива. Вона протікає в двох стадіях:



З розчинами солей реагують ті метали, чий стандартний електродний потенціал нижче, ніж потенціал металу, що утворює сіль.

Якщо , реакція можлива.

Рівняння реакції:  $\text{Zn} + \text{FeCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Fe}$ . При цьому залізо, що утвориться, буде осаджуватися на поверхні цинку.

## Тема 18. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Варіанти завдань наведено в табл. 18.1.

1. Скласти схему електролізу розплаву А і написати рівняння процесів, що протікають на інертних електродах, і рівняння сумарної реакції, що протікає при електролізі.

2. Скласти схему електролізу розчину А і вивести рівняння сумарної реакції, що протікає при електролізі з інертними електродами.

3. Скласти схему електролізу розчину Б в електролізері з В – анодом і Г – катодом і вивести рівняння сумарної реакції.

4. Розрахувати масу речовини, що виділяється на катоді, і обсяг газу, що виділяється на аноді, якщо електроліз розчину Б проведений на інертних електродах протягом Д годин при силі струму Е Амперів.

5. Написати рівняння реакцій електролізу розчину, що містить одночасно речовини А і Б, на В – аноді і Г – катоді. Указати речовини, що утворюються в розчині.

### Розв'язання 0-го варіанта

1. У розплаві вихідна сіль дисоціює по рівнянню:

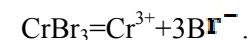
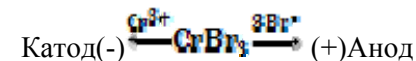


Схема електролізу



на катоді:  $\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr} \cdot 2;$

на аноді:  $2\text{Br}^- - 2e = \text{Br}_2 \cdot 3;$

сумарно:  $2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Br}^- = 2\text{Cr} + 3\text{Br}_2.$

У молекулярному вигляді:  $2\text{CrBr}_3 = 2\text{Cr} + 3\text{Br}_2.$

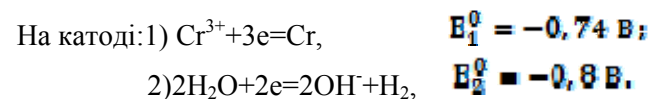
Таблиця 18.1– Варіанти завдань з теми 18

Варіант	А	Б	В	Г	Д	Е
0	CrBr <sub>3</sub>	CuSO <sub>4</sub>	Tl	C	2	10
1	BeSO <sub>4</sub>	MnCl <sub>2</sub>	Bi	Au	11	7
2	CdF <sub>2</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Nb	Ti	3	9
3	SrCl <sub>2</sub>	SbF <sub>3</sub>	Cu	Bi	12	6
4	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	CoCl <sub>2</sub>	Sb	Nb	4	8
5	BaBr <sub>2</sub>	BeSO <sub>4</sub>	Zn	Cu	13	5
6	SnF <sub>2</sub>	CuCl <sub>2</sub>	Pb	Ag	5	7
7	CoSO <sub>4</sub>	ZnCl <sub>2</sub>	Ni	Sb	14	4
8	FeCl <sub>2</sub>	CoSO <sub>4</sub>	Cr	Zn	6	4
9	SnF <sub>2</sub>	CdSO <sub>4</sub>	Co	Pb	15	3
10	NiSO <sub>4</sub>	CoCl <sub>2</sub>	Fe	Ni	7	6
11	CoCl <sub>2</sub>	ZnSO <sub>4</sub>	In	Cr	16	1
12	FeSO <sub>4</sub>	MnCl <sub>2</sub>	Cd	Co	8	2
13	CuSO <sub>4</sub>	NiF <sub>2</sub>	Sn	Fe	17	5
14	ZnBr <sub>2</sub>	MnSO <sub>4</sub>	In	Cd	9	1
15	MnSO <sub>4</sub>	NiF <sub>2</sub>	Ti	In	18	3
16	SnSO <sub>4</sub>	CdBr <sub>2</sub>	Nb	Sn	10	10
17	NiF <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Co	Ti	19	2
18	CdBr <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ni	Nb	2	9
19	ZnSO <sub>4</sub>	SbF <sub>3</sub>	Bi	Co	20	1
20	CuF <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sn	Ni	5	8
21	CoCl <sub>2</sub>	BeSO <sub>4</sub>	Cu	Sn	3	10
22	SbCl <sub>3</sub>	MgSO <sub>4</sub>	Pb	Cu	6	7
23	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	SnF <sub>2</sub>	Zn	Pb	7	9
24	NiCl <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sb	Zn	4	6
25	MnCl <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	Pb	Sb	8	8
26	BiCl <sub>3</sub>	BaSO <sub>4</sub>	Nb	C	9	5
27	SnSO <sub>4</sub>	CdI <sub>2</sub>	Pb	Pt	12	2
28	NiCl <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub>	Zn	Au	10	5

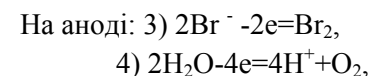
29	SbCl <sub>3</sub>	CoSO <sub>4</sub>	Cr	Ag	11	3
30	CoF <sub>2</sub>	MgSO <sub>4</sub>	Sb	Zn	14	6

2. Схема електролізу аналогічна п.1.

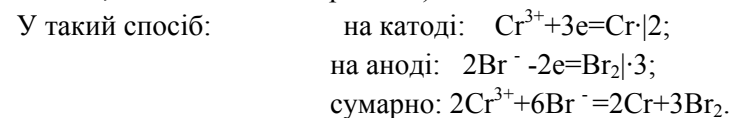
При електролізі розчину в процесах окиснення ( на аноді ) і відновлення ( на катоді ) можуть брати участь молекули води. У довіднику [1] знаходимо і виписуємо стандартні потенціали можливих ( конкуруючих ) реакцій.



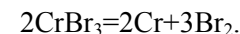
Оскільки ,то на катоді піде процес 1).



Якщо ,то на аноді піде процес 3).



Рівняння реакції в молекулярному вигляді:



3. У водному розчині дана сіль дисоціює по рівнянню:

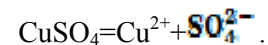
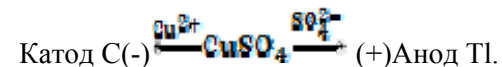
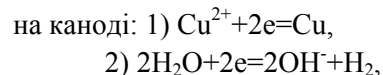


Схема електролізу

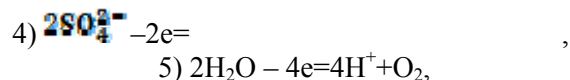
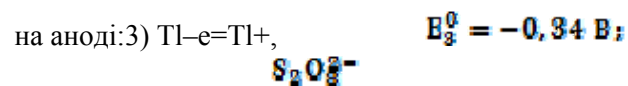


Відповідно до завдання, процес проводять на талієвому аноді і графітовому катоді. Талієвий анод належить до типу активних електродів, тобто він може розчинятися.

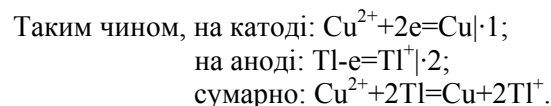
Стандартні потенціали можливих реакцій на електродах:



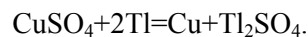
Оскільки , підє процесс 1).



Якщо , то підє процесс 3).



З урахуванням розчиненої солі рівняння реакції має вигляд:

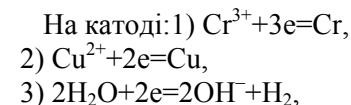


4. Відповідно до умови, процес проводять на інертних електродах, тому на катоді осаджується мідь, а на аноді виділяється кисень. Масу міді розрахуємо за законом Фарадея:

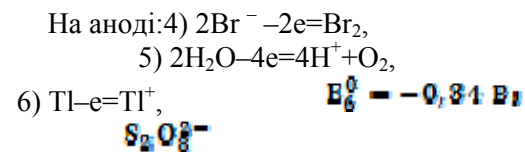
де  $I=10 \text{ А}$  – сила струму;  $t=3600 \cdot 2$  – час у секундах,  $m_e=32 \text{ г/моль}$  – еквівалентна маса міді;  $F=96500 \text{ Кл/моль}$  – число Фарадея.  
Обсяг кисню дорівнює:

де  $V_e=5,6 \text{ л/моль}$  – еквівалентний обсяг кисню.

5. При електролізі розчину солей  $\text{CrBr}_3$  і  $\text{CuSO}_4$  на  $\text{Tl}$  – аноді і графітовому катоді можуть протікати наступні реакції.

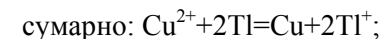
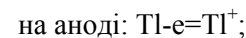


Оскільки , то підє реакція 2).



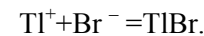
Оскільки , то підє реакція 6).

Таким чином, на катоді:  $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ ;



Повне рівняння:  $\text{CuSO}_4 + 2\text{Tl} = \text{Cu} + \text{Tl}_2\text{SO}_4$

Отже, у розчині в поверхні анода буде утримуватися сульфат талію  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  і можливе утворення нерозчинного броміду талію по реакції:



#### СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ТА РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Базаянц Г.В. Довідковий посібник /Г.В.Базаянц, В.Д.Доненко.– Горлівка:ДВНЗ «ДонНТУ» АДІ, 2010.– 73 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия/Н.Л.Глинка.– М.:Химия,2005. – 704с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии/ Н.Л.Глинка.–М.:Химия,2005.–264 с.
4. Ахметов В.С. Общая и неорганическая химия/ В.С.Ахметов.– М.:Высш.шк.,2008.–700с.
5. Неділько С.А. Загальна і неорганічна хімія: задачі та вправи.навч.посібник./С.А.Неділько,П.П.Попель.–К.:Либідь,2001.– 400с.
- 6.Коровин Н.В.Общая химия/Н.В.Коровин.–М.:Высш.шк.,2003.– 557с.
7. Кириченко В.І. Загальна хімія / В.І. Кириченко.– К.: Вища шк., 2005.–639с.