

Міністерство освіти і науки України
Донбаська державна машинобудівна академія

А. П. Авдєєнко, Г. Л. Юсіна

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Збірник задач

для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня
за ОПП «Хімія харчових продуктів»

Затверджено
на засіданні вченої ради
Протокол № 3 від 31.10.2024

Краматорськ–Тернопіль
ДДМА
2024

Рецензенти:

Харченко А. В., д-р хім. наук, професор, завідувач кафедри органічної хімії (Український державний хіміко-технологічний університет);

Бурмістров К. С., д-р хім. наук, професор кафедри фізичної хімії (Український державний хіміко-технологічний університет);

Циганков О. В., д-р хім. наук, професор, завідувач кафедри органічної хімії, біології, лакофарбних матеріалів та покриттів (Національний технічний університет «Харківський політехнічний університет»).

Авдєєнко, А. П.

А-18 Неорганічна хімія : збірник задач [для здобувачів освіти першого (бакалаврського) рівня за ОПП «Хімія харчових продуктів»] / Авдєєнко А. П., Юсіна Г. Л. – Краматорськ–Тернопіль : ДДМА, 2024. – 249 с. ISBN 978-617-7889-56-3.

У збірнику задач міститься перелік термінів, які використовуються у курсі хімії, їхні умовні позначки та одиниці виміру. Наведено типові завдання і вправи з розв'язанням за кожною темою, задачі розташовано у певній послідовності, яка спрощує їх розв'язання. Застосовано формульний підхід до обирання методу розв'язання хімічних завдань. Включено розділи з оглядом властивостей d-елементів, p-елементів, комплексних сполук, розділ з елементами аналітичної та органічної хімії, а також розділ із завданнями підвищеної складності для студентів, які готуються до олімпіад з хімії. Призначено для здобувачів вищої освіти першого бакалаврського рівня за ОПП «Хімія харчових продуктів».

УДК 546

© А. П. Авдєєнко,
Г. Л. Юсіна, 2024

© ДДМА, 2024

ISBN 978-617-7889-56-3

ЗМІСТ

ВСТУП.....	6
1 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН	7
1.1 Класифікація неорганічних речовин	7
1.2 Метали. Стислі теоретичні відомості.....	8
1.3 Неметали. Стислі теоретичні відомості	11
1.4 Оксиди. Стислі теоретичні відомості.....	14
1.5 Основи. Стислі теоретичні відомості.....	18
1.6 Кислоти. Стислі теоретичні відомості	21
1.7 Солі. Стислі теоретичні відомості	24
1.8 Зв'язок між класами неорганічних сполук.....	31
1.9 Типові завдання з розв'язанням за класами неорганічних сполук.....	32
1.9.1 Типові завдання з розв'язанням за оксидами	32
1.9.2 Типові завдання з розв'язанням за основами	35
1.9.3 Типові завдання з розв'язанням за кислотами.....	37
1.9.4 Типові завдання з розв'язанням за солями	39
1.9.5 Типові завдання з розв'язанням щодо взаємозв'язку між класами неорганічних сполук.....	41
1.10 Вправи й завдання для самостійного розв'язання	42
2 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ, ХІМІЧНОЮ РЕАКЦІЄЮ, ГАЗОВИМИ ЗАКОНАМИ.....	45
2.1 Завдання з атомно-молекулярної теорії.....	49
2.1.1 Типові завдання з розв'язанням	49
2.1.2 Завдання для самостійного розв'язання	52
2.2 Розрахунки за хімічною формулою.....	52
2.2.1 Типові завдання з розв'язанням	52
2.2.2 Завдання для самостійного розв'язання	55
2.3 Розрахунки за газовими законами (нормальні умови).....	56
2.3.1 Типові завдання з розв'язанням	56
2.4 Розрахунки за рівнянням стану ідеальних газів.....	59
2.4.1 Типові завдання з розв'язанням	59
2.5 Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.....	60
2.5.1 Типові завдання з розв'язаннями	60
2.5.2 Завдання для самостійного розв'язання	64
3 ЕКВІВАЛЕНТ, ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ.....	65
3.1 Типові Завдання з розв'язанням.....	67
3.2 Завдання для самостійного розв'язання.....	70
4 БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН	72
4.1 Типові завдання з розв'язанням.....	72
4.2 Завдання для самостійного розв'язання.....	74

5	ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.....	76
5.1	Типові завдання з розв'язанням.....	76
5.2	Завдання для самостійного розв'язання	79
6	ТЕРМОХІМІЧНІ І ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ	81
6.1	Типові завдання з розв'язанням.....	81
6.2	Завдання для самостійного розв'язання	88
7	ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА.....	89
7.1	Типові завдання з розв'язанням.....	89
7.2	Завдання для самостійного розв'язання	95
8	КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. РОЗЧИННІСТЬ	96
8.1	Типові Завдання з розв'язанням	96
8.2	Завдання для самостійного розв'язання	108
9	ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ	109
9.1	Типові завдання з розв'язанням.....	109
9.2	Завдання для самостійного розв'язання	114
10	ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ.....	116
10.1	Типові завдання з розв'язанням.....	116
11	ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)	129
11.1	Типові завдання з розв'язанням.....	129
11.2	Завдання і вправи для самостійного розв'язання	132
12	ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ПОСТІЙНОГО ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ РОЗРАХУНКИ	133
12.1	Типові завдання з розв'язанням	133
12.2	Завдання для самостійного розв'язання	141
13	ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ І РОЗПЛАВІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ	142
13.1	Типові завдання з розв'язанням.....	142
13.2	Завдання і вправи для самостійного розв'язання	150
14	КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. МЕТОДИ ЗАХИСТУ	151
14.1	Типові завдання з розв'язанням.....	151
14.2	Завдання для самостійного розв'язання	158
15	ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.....	159
15.1	Типові завдання з розв'язанням.....	159
15.2	Завдання для самостійного розв'язання	163
16	ОГЛЯД ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ d-МЕТАЛІВ.....	165
16.1	Типові завдання з розв'язанням.....	165
16.2	Завдання для самостійного розв'язання	171
17	ОГЛЯД ВЛАСТИВОСТЕЙ p-ЕЛЕМЕНТІВ	173
17.1	Типові завдання з розв'язанням.....	173
17.2	Завдання для самостійного розв'язання	178
18	ЗАКОНОМІРНОСТІ ЗМІНИ ВЛАСТИВОСТЕЙ.....	180
18.1	Типові завдання з розв'язанням.....	180
18.2	Завдання для самостійного розв'язання	182

19	КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	184
19.1	Типові завдання з розв'язанням.....	184
19.2	Завдання для самостійного розв'язання.....	190
20	ЕЛЕМЕНТИ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ	192
20.1	Типові завдання з розв'язанням.....	192
20.2	Завдання для самостійного розв'язання.....	197
21	ЕЛЕМЕНТИ ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ.....	198
21.1	Типові завдання з розв'язанням.....	198
21.2	Завдання для самостійного розв'язання.....	208
22	ЗАВДАННЯ ПІДВИЩЕНОЇ СКЛАДНОСТІ.....	210
22.1	Електролітична дисоціація. Буферні розчини. Гідроліз.....	210
22.2	Добуток розчинності.....	220
22.3	Окисно-відновні процеси. Корозія	224
	СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	232
	Додаток А. Терміни, умовні позначки.....	233
	Додаток Б. Числові значення деяких констант.....	240
	Додаток В. Переклад одиниць різних систем в одиниці СІ	241
	Додаток Г. Перетворення деяких кратних і дільних одиниць	242
	Додаток Д. Грецький алфавіт	243
	Додаток Е. Таблиця розчинності деяких солей і основ	244

ВСТУП

Хімія належить до фундаментальних наук природознавства. Тому вивчення хімії необхідно для плідної творчої діяльності бакалавра будь-якої спеціальності. Цей посібник орієнтований на здобувачів вищої освіти першого бакалаврського рівня за ОПП «Хімія харчових продуктів». Розгляд теоретичного матеріалу починається з наведення класифікації неорганічних сполук й аналізу основних класів хімічних речовин. Методичною особливістю подання інформації є її наочність та зручність для запам'ятання. Після кожної теми наведено типові завдання та задачі з розв'язанням згідно з принципом «від простого – до складного» й, головне, запропоновано вправи для самостійного виконання, що передбачає перевірку глибини засвоєння теоретичного матеріалу та розвинутого вміння використовувати теоретичні знання на практиці.

У посібнику велику увагу звернено на будову речовини, загальні закономірності хімічних процесів, питання електрохімії. Особлива увага приділяється загальним властивостям металів. Розглядаються властивості елементів р-, d-сімейств та їх сполук, елементи аналітичної та органічної хімії. У посібнику також наведені завдання підвищених труднощів, що передбачає підготовку студентів до олімпіад з дисциплін «Хімія» та «Неорганічна хімія».

Мета дисципліни, що вивчається, дати студентам фундаментальні знання з хімії для більш успішного засвоєння спеціальних дисциплін.

Завдання дисципліни. У результаті вивчення дисципліни студент повинен **знати**:

- основні поняття та закони хімії;
- теоретичні основи будови речовини;
- загальні властивості перебігу хімічних процесів;
- найважливіші властивості дисперсних систем;
- різновиди та сутність електрохімічних процесів;
- властивості металів, неметалів та їх сполук, знаходження металів і неметалів у природі, основи технологічних процесів їх отримання.

Студент повинен **вміти**:

- використовувати на практиці здобуті знання з хімії, які стосуються властивостей металів і неметалів, бінарних і комплексних сполук;
- планувати й здійснювати експеримент;
- розв'язувати необхідні розрахункові завдання;
- визначати ефективні міри захисту навколишнього середовища.

1 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

1.1 Класифікація неорганічних речовин

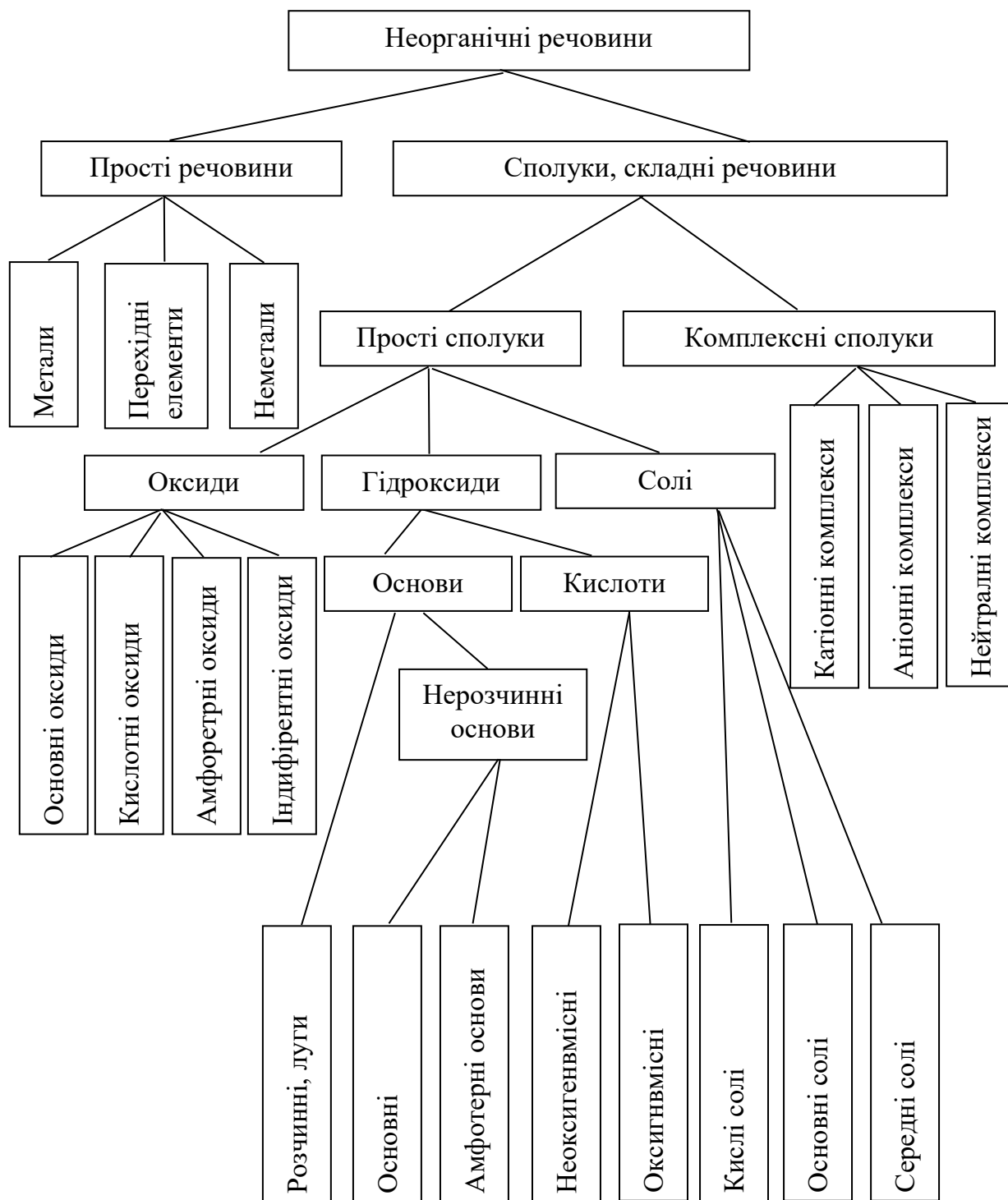
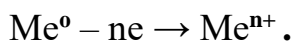


Рисунок 1.1 – Класифікація неорганічних речовин

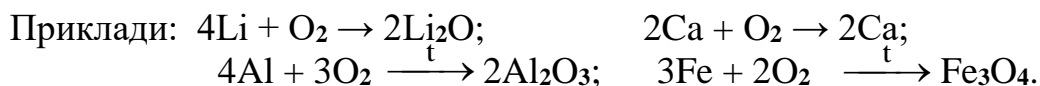
1.2 Метали. Стислі теоретичні відомості

Металами називаються хімічні елементи та їхні прості речовини, що мають металеві властивості. Фізичні властивості металів – металевий блиск, порівняно високі тепло- і електропровідність й пластичність. Хімічні властивості металів – їхня відновна здатність:



а) Дія кисню на метали

При звичайних умовах взаємодіють із киснем активні лужні й лужноземельні метали, при високих температурах метали, що розташовані у ряді напруг до Cu включно. Інші малоактивні метали, що розташовані наприкінці ряду напруг, з киснем не взаємодіють. Найчастіше утвориться основний оксид.



Рекомендуємо далі написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

б) Дія неметалів на метали

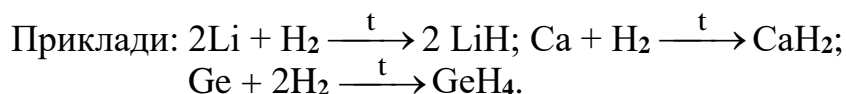
У більшості випадків метали взаємодіють у тих або інших умовах з неметалами, найчастіше з утворенням солі за схемою:



Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

в) Дія водню на метали

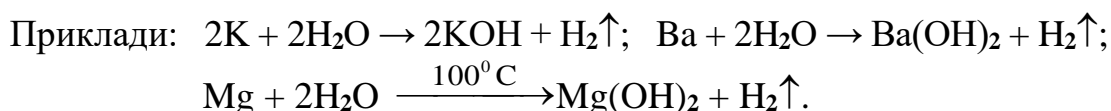
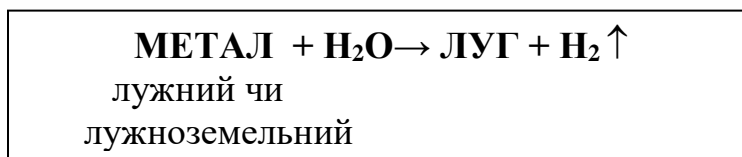
Багато металів, у тому числі лужні і лужноземельні, взаємодіють при нагріванні з воднем і утворять гідриди металів за схемою:



Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

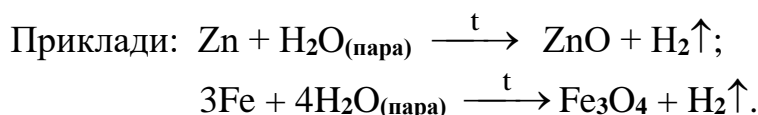
з) Дія води на метали

Лужні й лужноземельні метали взаємодіють із водою при звичайних умовах або у випадку Mg при $t = 100^{\circ}\text{C}$ за схемою:



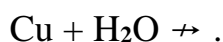
Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

Менш активні метали, що розташовані у ряді напруг до олова включно, реагують із водяною парою при високих температурах за схемою:



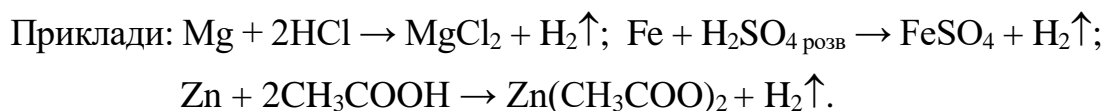
Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

Інші малоактивні метали з водою не реагують:



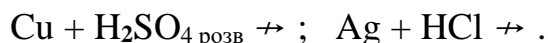
д) Дія кислот першої групи типу HCl і H₂SO₄ розв на метали

Метали, що розташовані у ряді напружень до водню, реагують з кислотами першої групи типу HCl, H₂SO₄ розв за схемою:



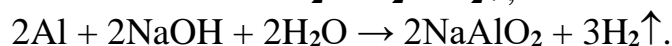
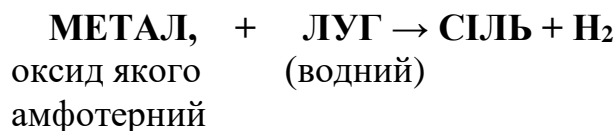
Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

Метали, що розташовані у ряді напруг після водню, з вищевказаними кислотами не реагують:



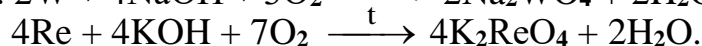
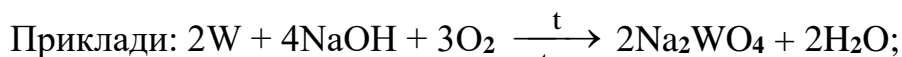
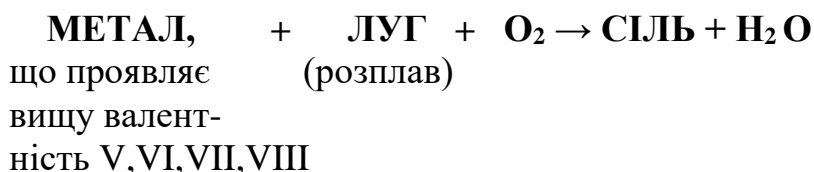
е) Дія лугів на метали

Типові метали не взаємодіють із водними розчинами лугів. Водні розчини лугів діють тільки лише на нетипові метали, оксиди яких проявляють амфотерні властивості, на такі як Be, Zn, Al, Ga та ін., за схемою:



Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

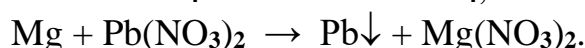
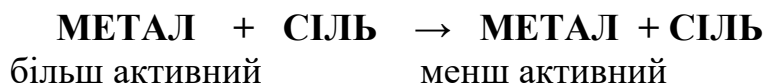
З розплавами лугів у присутності окисника (наприклад, кисню повітря) з лугами реагують багато металів, що проявляють вищу валентність V, VI, VII і VIII за схемою:



Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

ж) Дія розчинів солей на метали

Більш активні метали відповідно до ряду напруг витісняють менш активний метал з його солі:

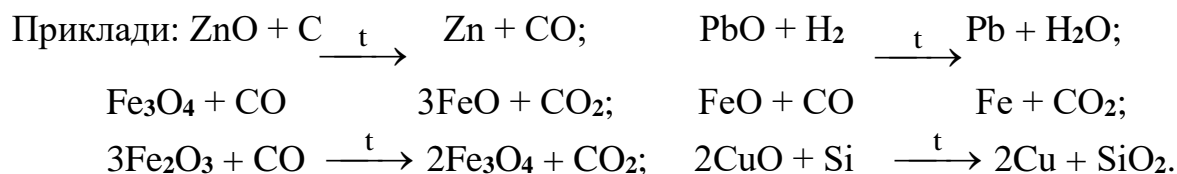


Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

Одержують метали:

1) Дією при високій температурі на оксиди металів відновників, таких як C, CO, H₂, Si, B, за схемою:

ОКСИД МЕТАЛУ + ВІДНОВНИК → МЕТАЛ + ПРОДУКТ ОКИСНЕННЯ ВІДНОВНИКА
\xrightarrow{t}

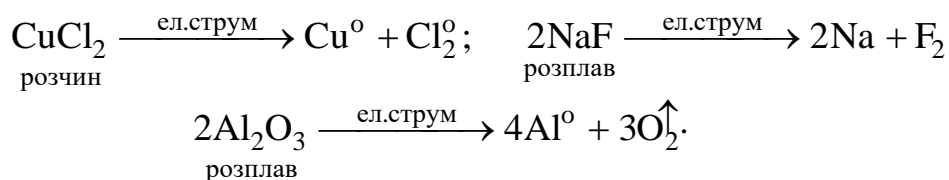


Рекомендуємо написати кілька прикладів самостійно і запам'ятати загальну схему.

2) Електролізом розплавів і розчинів

Електролізом розчинів солей одержують всі метали, крім лужних, лужноземельних і алюмінію, інші одержують електролізом розплавів їхніх солей або оксидів.

Наприклад:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів.

3) Дією більш активного металу на водяний розчин солі.

Основні хімічні властивості металів зведені до таблиці 1.1.

1.3 Неметали. Стислі теоретичні відомості

До неметалів належать хімічні елементи і їхні прості речовини, що мають неметалічні властивості. Фізичні властивості неметалів – відсутність металевого блиску, низькі тепло- і електропровідність, крихкість. Хімічні неметалічні властивості неметалів – їхня здатність бути як відновниками (крім фтору), так і окисниками.



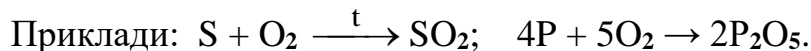
До неметалів відносяться В, С, Si, N, P, O, S, Se, H, F, Cl, Br, I.

Таблиця 1.1 – Хімічні властивості металів

Ряд напружень	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Ti	Mn	Cr	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
$E^{\circ}_{298}, \text{В}$	-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,63	-1,18	-0,91	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0,0	+0,22	+0,34	+0,80	+0,85	+1,19	+1,50
Окисно-відновні властивості	<p style="text-align: center;"> </p>																						
Взаємодія з киснем	При звичайних умовах					При високих температурах												Не реагують					
Взаємодія з водою	При звичайних умовах					При високих температурах										Не реагують							
Взаємодія з кислотами першої групи типу HCl і H ₂ SO ₄ розв.	При звичайних умовах з виділенням водню															Не реагують							
Взаємодія з лугами	Тільки метали, чиї нижчі оксиди амфотерні (Al, Zn, Sn, Be, Ga)															Не реагують							
Взаємодія із солями	Метали, що розташовані у ряді напружень ліворуч, витісняють метали, які розташовані у ряді напружень праворуч, з розчинів їхніх солей																						
Знаходження в природі	Зустрічаються тільки у виді сполук																	Зустрічаються як у вільному виді, так і у виді сполук					
Одержання у промисловості	Електроліз розплавів							Електроліз розчинів солей															

а) Дія кисню на неметали

Неметали, крім галогенів, взаємодіють із киснем у певних умовах (t, кат) за схемою:

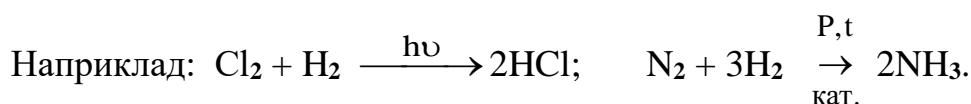
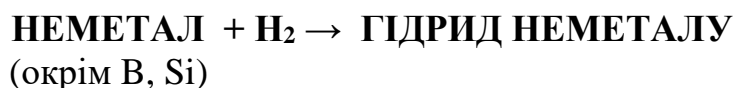


Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

б) Дія металів на неметали (див. підрозд. 1.2 «Дія неметалів на метали»).

в) Дія водню на неметали

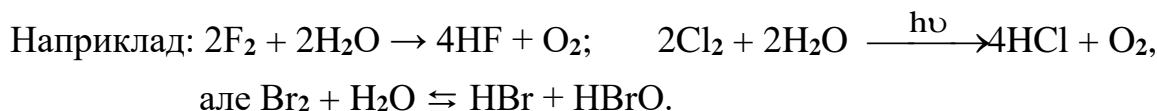
Неметали, крім В, Si, у певних умовах безпосередньо взаємодіють із воднем з утворенням гідридів неметалів за схемою:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

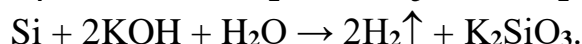
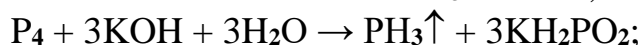
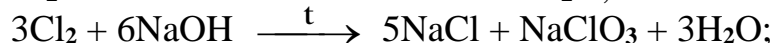
г) Дія води на неметали

З водою взаємодіють лише деякі галогени:



д) Дія лугів на метали

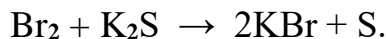
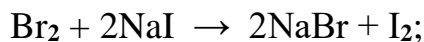
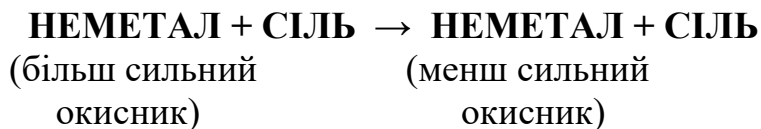
Продукти реакції залежать від природи неметалу, наприклад:



Неметали O₂, N₂ і С не взаємодіють із лугами.

е) Дія розчинів солей на неметали

Неметал, що є більше сильним окисником, витісняє неметал – менш сильний окисник – з його солі:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

ж) Розведені кислоти на неметали не діють

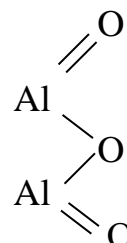
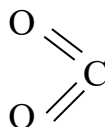
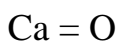
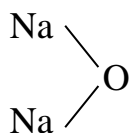
Між самими неметалами існує ряд взаємодій, які тут не розглядаються.

1.4 Оксиди. Стислі теоретичні відомості

Оксидами називаються сполуки, що складаються із двох елементів, один із яких кисень.

Загальна формула оксиду – E_xO_y .

В оксидах атоми кисню з'єднуються безпосередньо з атомами іншого елемента. Приклади графічних формул:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів графічних формул.

Номенклатура оксидів. Назва оксиду складається зі слова оксид плюс назва елемента плюс у дужках римськими цифрами валентність елемента, наприклад:

CO – карбон (II) оксид,

CO_2 – карбон (IV) оксид,

Fe_2O_3 – ферум (III) оксид,

FeO – ферум (II) оксид,

Na_2O – натрій оксид.

В останньому випадку валентність елемента не ставиться, тому що Na проявляє тільки валентність I. Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів.

Класифікація оксидів. Оксиди підрозділяються на основні, кислотні, амфотерні й несолеутворюючі (див. рис.1.1).

До основних оксидів належать оксиди типових металів з низькою валентністю I і II.

Наприклад: Na_2O , CaO , Cu_2O , FeO .

До кислотних оксидів належать всі оксиди неметалів, а також оксиди металів з високою валентністю V, VI, VII і VIII.

Наприклад: CO_2 , P_2O_5 , SO_2 , V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Кислотні оксиди називають ще ангідридами.

До амфотерних оксидів належать оксиди металів зі слабо вираженими металевими властивостями. У кожному періоді такий метал розташований перед перехідними елементами.

Наприклад: BeO , ZnO , Al_2O_3 , SnO , Ga_2O_3 .

Усі перелічені вище оксиди називаються солеутворюючими.

Існує також невелика група несолеутворюючих або індиферентних оксидів: CO , N_2O , NO , SiO .

Рекомендуємо далі самостійно навести по декілька прикладів основних, кислотних і амфотерних оксидів.

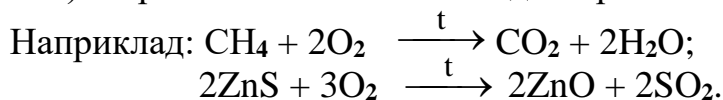
Способи одержання оксидів

Одержують оксиди різними способами, з яких найважливішими є наступні:

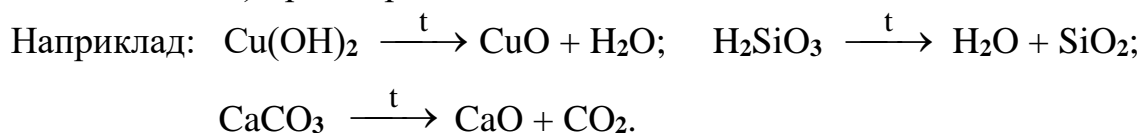
а) Горіння й окиснення простих речовин.



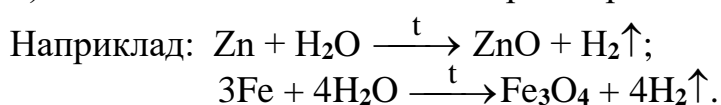
б) Горіння й окиснення складних речовин.



в) Розкладання деяких складних оксигенвмісних речовин (нерозчинних основ, кислот, солей) при нагріванні.



г) Взаємодія металів з водою при нагріванні.



Рекомендуємо самостійно навести по декілька прикладів одержання оксидів різними способами.

Хімічні властивості основних оксидів

а) Взаємодія з водою

З водою взаємодіють тільки оксиди лужних і лужноземельних металів за схемою:

ОСНОВНИЙ ОКСИД + H₂O → ЛУГ
(лужного або лужно-земельного металу)

Наприклад: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$; $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.

Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

б) Взаємодія з кислотними оксидами

Реакція протікає за схемою:

ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТНИЙ ОКСИД → СІЛЬ

Приклади: $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$; $3\text{Na}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4$.

Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

в) Взаємодія з кислотами

Реакція протікає за схемою

ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТА → СІЛЬ + H₂O

Приклади: $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

Хімічні властивості кислотних оксидів

а) Взаємодія з водою

З водою взаємодіє переважна більшість кислотних оксидів (не взаємодіє SiO₂) з утворенням оксигенвмісної кислоти:

КИСЛОТНИЙ ОКСИД + H₂O → КИСЛОТА

Приклади: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$;

$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$.

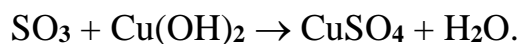
Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

б) Взаємодія з основними оксидами (див. властивості основних оксидів).

в) Взаємодія з основами

Реакція протікає за схемою:

КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ОСНОВА → СІЛЬ + H₂O



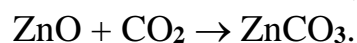
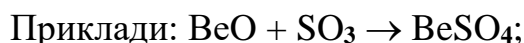
Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

Хімічні властивості амфотерних оксидів

Амфотерність означає прояв двоїстої природи у відношенні кислотно-основних властивостей. Таким чином, амфотерні оксиди повинні проявляти як властивості основних оксидів, так і властивості кислотних оксидів.

а) Взаємодія з кислотними оксидами

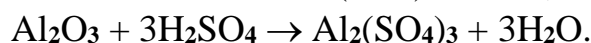
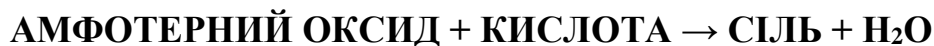
У цьому випадку амфотерний оксид поводить себе як основний. Реакція протікає за схемою:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

б) Взаємодія з кислотами

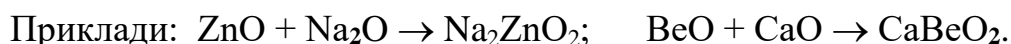
У цьому випадку амфотерний оксид також поводить себе як основний. Реакція протікає за схемою:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

в) Взаємодія з основними оксидами

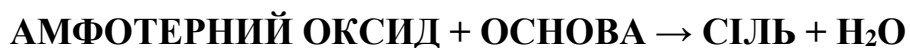
У цьому випадку амфотерний оксид поводить себе як кислотний. Реакція протікає за схемою:

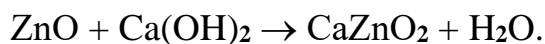


Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

г) Взаємодія з основами

Амфотерний оксид поводить себе як кислотний:





Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

Несолеутворюючі оксиди у відношенні як до основних сполук, так і до кислотного, залишаються інертними.

1.5 Основи. Стислі теоретичні відомості

Сполуки оксидів з водою називають гідроксидами. Гідроксиди мають такі самі кислотно-основні властивості, що й оксиди, з яких вони були отримані. Гідрати основних оксидів проявляють основні властивості, гідрати амфотерних – амфотерні, а гідрати кислотних – кислотні. Перші два види гідратів утворюють один клас сполук – основи, а останній вид – кислоти.

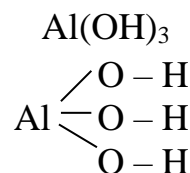
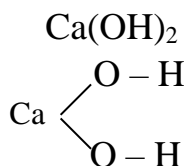
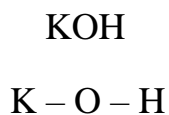
Основами називають гідрати основних і амфотерних оксидів. До сполуки входять одна або кілька гідроксильних груп.

Загальна формула основи – $\text{Me}(\text{OH})_n$, де n – валентність металу.

Крім того, до основ належить гідроксид амонію NH_4OH .

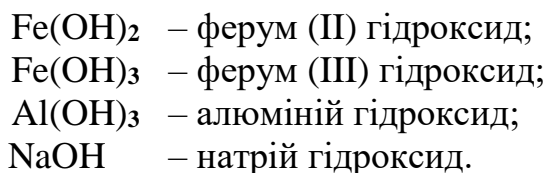
Кількість гідроксильних груп у основі визначає його кислотність (основи бувають одно-, дво-, трикислотні).

В основах водень із металом зв'язаний через кисень. Приклади графічних формул:



Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів графічних формул основ.

Номенклатура основ. Назва основи складається зі слова гідроксид плюс назва металу плюс у дужках римськими цифрами валентність елемента, наприклад:



В останніх двох випадках валентність елемента не ставиться, тому що елементи проявляють постійну валентність.

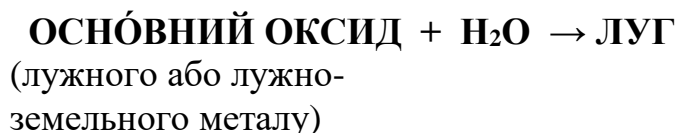
Класифікація основ. Основи підрозділяються на луги – розчинні основи, нерозчинні основи. В останній групі виділяються амфотерні основи.

Луги – це основи лужних і лужноземельних металів і NH_4OH ; усі вони розчинні у воді. Наприклад: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 .

Інші основи – нерозчинні основи, наприклад: Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Ni(OH)_2 , Cr(OH)_2 . З нерозчинних основ в окрему групу виділяються амфотерні основи, яким відповідають амфотерні оксиди, наприклад: Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 .

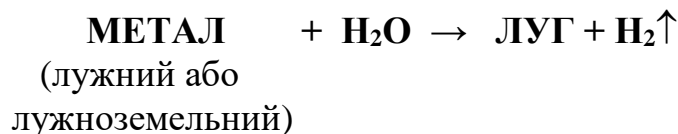
Способи одержання луг та основ

1) Луг одержують дією води на оксиди лужних і лужноземельних металів за схемою



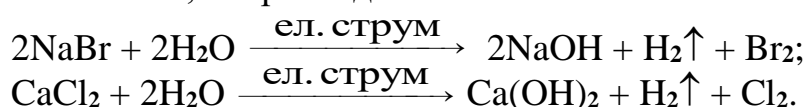
Наприклад: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$; $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$.

2) Луг одержують також дією води на лужні й лужноземельні метали за схемою



Наприклад: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$;
 $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

3) Ще одним важливим способом одержання лугів є електроліз водяних розчинів солей, наприклад:

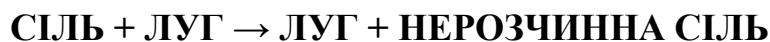


4) Нерозчинні основи одержують дією лугів на солі за схемою



Наприклад: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.

Цим же способом можуть бути отримані й луги, але обов'язковою умовою є утворення нерозчинної солі:



Наприклад: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$.

Рекомендуємо самостійно привести кілька прикладів одержання основ різними способами і запам'ятати загальні схеми.

Хімічні властивості

а) Електролітична дисоціація. Луги піддаються електролітичній дисоціації з утворенням аніона гідроксилу, що обумовлює забарвлення індикаторів: фенолфталеїна в малиновий колір, лакмусу – у синій.

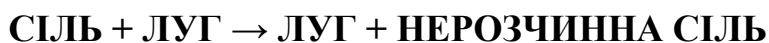


Наприклад: $\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{OH}^-$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

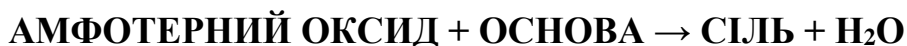
б) Взаємодія із солями.

Луги взаємодіють із солями з утворенням нерозчинних основ або нерозчинних солей:



(Див. «Способи одержання основ»).

в) Взаємодія з амфотерними оксидами:



(Див. «Хімічні властивості амфотерних оксидів»).

г) Усі основи взаємодіють із кислотами, та кислотними оксидами за схемами:

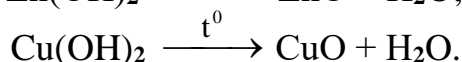
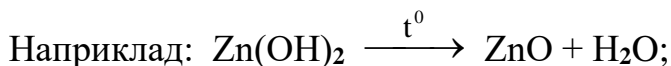


Приклади: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Рекомендуємо навести по декілька прикладів для обох схем і запам'ятати загальні схеми.

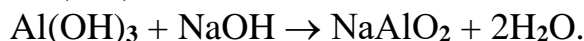
Окремий випадок реакції основ з кислотами: луг + кислота називається реакцією нейтралізації.

д) Усі нерозчинні основи при нагріванні розкладаються за схемою



Рекомендуємо навести самостійно кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

е) Амфотерні основи, крім властивостей, зазначених для нерозчинних основ, проявляють кислотні властивості: взаємодіють із основними оксидами й лугами. Реакції протікають за наступними схемами:



Рекомендуємо навести самостійно кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

1.6 Кислоти. Стислі теоретичні відомості

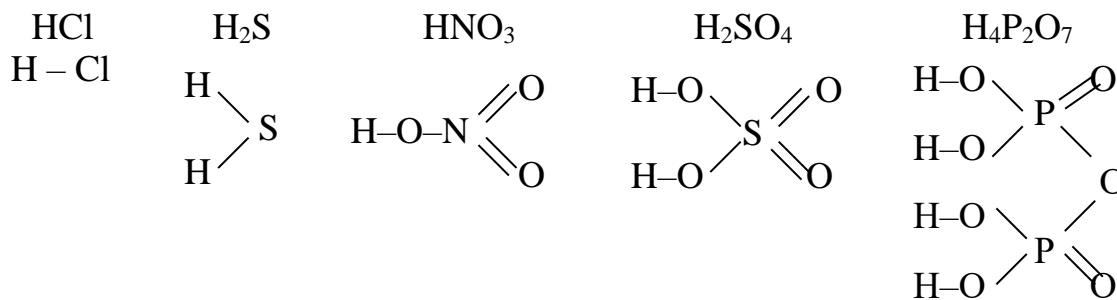
Кислотами називаються сполуки, що містять атоми гідрогену, здатні давати катіони H^+ і заміщатися атомами металів або групами атомів (NH_4^+ , ZnOH^+ , AlOH^{2+} і т.д.).

Загальна формула кислоти – H_nA , де n – валентність кислотного залишку А.

За числом атомів гідрогену (n) визначається основність кислоти (кислоти бувають одноосновними, дво-, три- і чотирьохосновними).

Рекомендуємо навести приклади кислот різної основності.

У графічних формулах атоми гідрогену, як і в основах, пов'язані із центральним атомом через кисень у оксигенвмісних кислотах, безпосередньо з атомом – кислотним залишком – у неоксигенвмісних кислотах, наприклад:



Рекомендуємо навести приклади неокисигенвмісних і окисигенвмісних кислот і їхні графічні формули.

Номенклатура кислот. Безкисневі кислоти називаються таким чином:

HCl – хлоридна кислота;

HBr – бромідна кислота;

H_2S – сульфідна кислота;

HCN – цианідна кислота.

До назви окисигенвмісних кислот входить назва центрального атома із закінченням «ат», якщо центральний атом має вищу валентність. Якщо центральний атом має нижчу валентність, то додається закінчення «іт», наприклад:

H_2SO_4 – сульфатна кислота;

H_2SO_3 – сульфитна кислота;

H_2CO_3 – карбонатна кислота;

H_3PO_4 – фосфатна кислота;

H_3PO_3 – фосфитна кислота;

HVO_3 – ванадатна кислота.

Рекомендується дати назву наступним кислотам: HI , HF , HNO_3 , HNO_2 , HMnO_4 і запам'ятати правила номенклатури кислот.

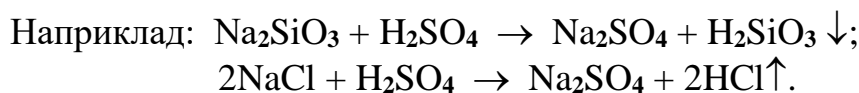
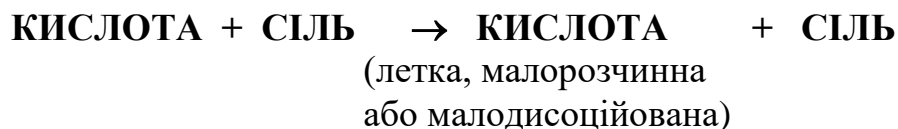
Способи одержання кислот

1) Окисигенвмісні кислоти одержують дією води на відповідні кислотні оксиди (ангідриди):



(Див. підрозд. 1.4 «Властивості кислотних оксидів»).

2) Кислота одержується реакцією обміну між її сіллю й іншою кислотою, якщо в результаті реакції утвориться летка або малорозчинна, або малодисоційована кислота:



3) Неокисигенвмісні кислоти одержують за реакцією синтезу водню з неметалом:



Наприклад: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$; $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

Рекомендуємо самостійно навести по декілька прикладів одержання кислот різними способами і запам'ятати загальні схеми.

Хімічні властивості кислот

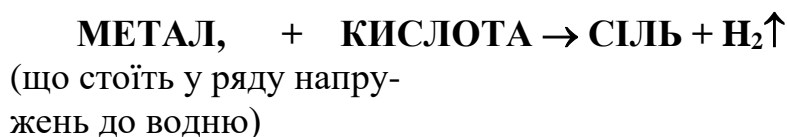
а) Електролітична дисоціація. Кислоти піддаються електролітичній дисоціації з утворенням катіона H^+ , що обумовлює забарвлення індикаторів: метилоранжу – у рожевий колір, лакмусу – у червоний.



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

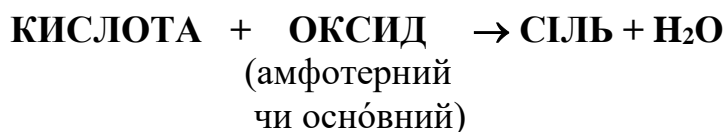
Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів і запам'ятати загальну схему.

б) Взаємодія з металами



(Див. підрозд. 1.2).

в) Взаємодія з основними і амфотерними оксидами:



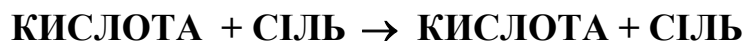
(Див. підрозд. 1.4).

г) Взаємодія з основами:



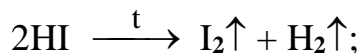
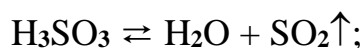
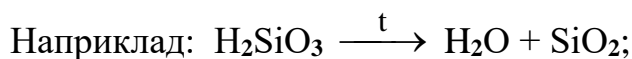
(Див. підрозд. 1.5).

д) Взаємодія із солями:



(Див. підрозд. 1.6). Така обмінна реакція у водяних розчинах можлива, якщо в результаті її утворюються осадки, леткі речовини або малодисоційовані речовини.

е) Розкладання кислот. Деякі кислоти розкладаються при нагріванні (H_2SiO_3 , HNO_3), а деякі – при кімнатній температурі.



Рекомендуємо запам'ятати приклади розкладання кислот.

1.7 Солі. Стислі теоретичні відомості

Солі – це продукти взаємодії кислот з основами. Сіль – це продукт заміщення атомів гідрогену в кислоті на метал або продукт заміщення гідроксильних груп у основі на кислотні залишки.

Загальна формула солі – K_xA_y ,
де К – катіон; А – аніон.

Класифікація солей. Солі підрозділяються на середні (нормальні) солі, які є продуктами повного заміщення гідрогену кислоти на метал і повне заміщення гідроксильних груп на кислотний залишок; кислі солі, які є продуктами неповного заміщення гідрогену кислоти на метал, і основні, які є продуктами неповного заміщення гідроксильних груп на кислотний залишок.

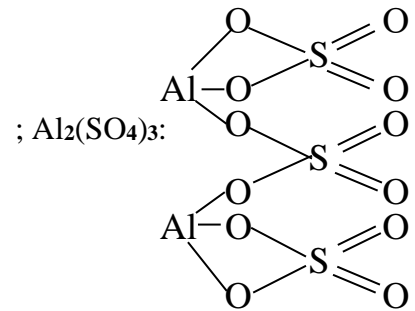
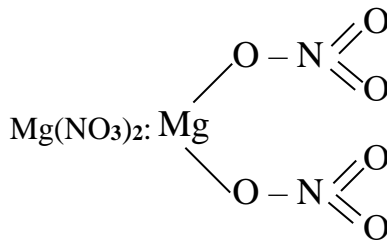
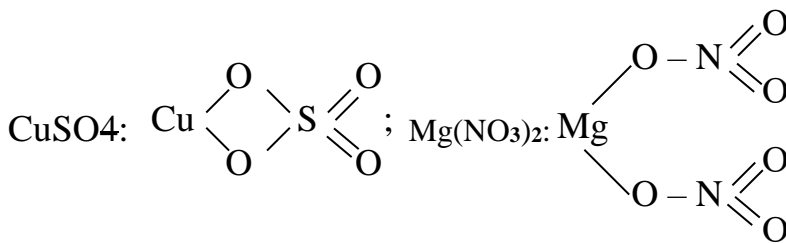
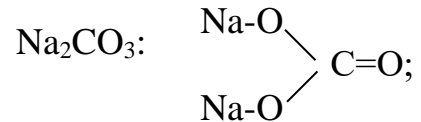
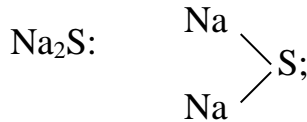
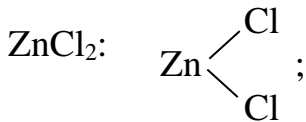
Номенклатура середніх солей. Назва середньої солі дається у такий спосіб: для оксигенвмісного кислотного залишку називається кислотний залишок із закінченням «ат» для вищої валентності центрального атома з додаванням назви катіона й із закінченням «іт» – для нижчої валентності цен-

трального атома; для оксигенвмісного кислотного залишку – закінчення «ид», «ід». Якщо метал проявляє змінну валентність, то її вказують римськими цифрами в дужках.

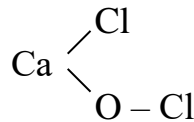
Наприклад: CuSO_4 – купрум (II) сульфат;
 Na_2SO_3 – натрій сульфит;
 CH_3COONa – натрій ацетат;
 NaBr – натрій бромід;
 FeCl_3 – ферум (III) хлорид.

Рекомендуємо самостійно навести кілька прикладів солей і дати їм назву.

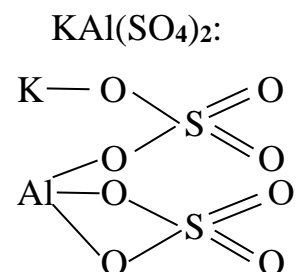
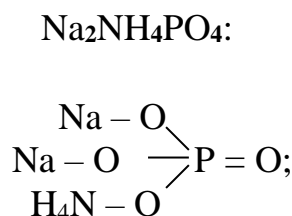
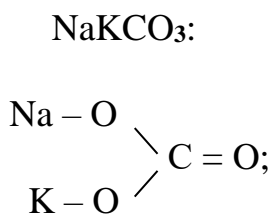
Наведемо кілька графічних формул солей. Вони подібні до графічних формул кислот, у яких атоми гідрогену заміщені на атоми металу:



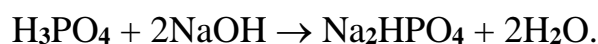
Коли атом металу в середній солі пов'язаний із двома різними кислотними залишками, такі солі називають змішаними, наприклад хлорне вапно:



Якщо атоми гідрогену багатоосновної кислоти заміщені двома різними металами, то таку сіль називають «подвійною», наприклад:

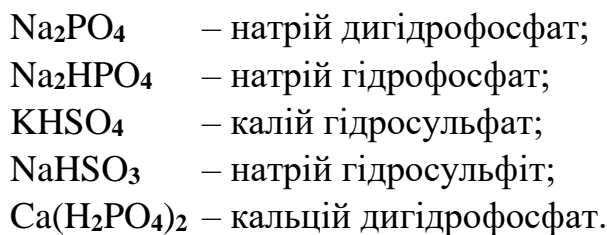


Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів гідрогену в багатоосновній кислоті на метал, наприклад:

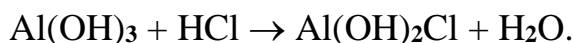


У назву кислій солі додається перед кислотним залишком префікс гідро- або дигідро-.

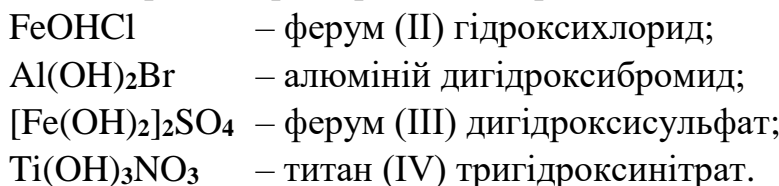
Наприклад:



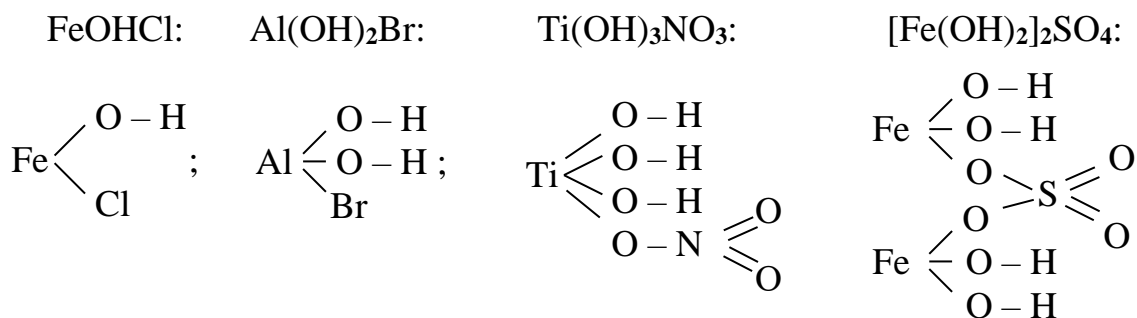
Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп на кислотні залишки у багатокислотній основі, наприклад:



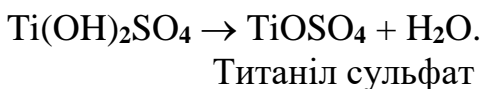
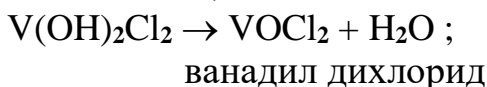
Назва основної солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса гідрокси-, дигідрокси, тригідрокси-, наприклад:



Графічні формули деяких основних солей:



Основні солі можуть втрачати воду. Сполуки, що утворюються, називаються оксосями, вони також мають основний характер, наприклад:



Рекомендуємо навести приклади кислих і основних солей, дати їм назву, привести графічні формули.

Одержання солей. Солі одержують:

1) Взаємодією металу з неметалом:



2) Взаємодією кислоти з будь-якою основою:



(Див. підрозд. 1.6).

3) Взаємодією кислоти з основним або амфотерним оксидом:



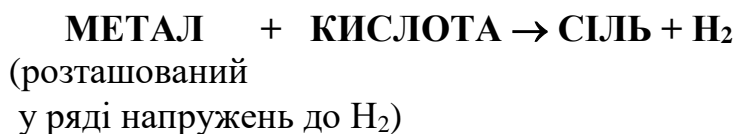
(Див. підрозд. 1.4, 1.6).

4) Взаємодією основних або амфотерних оксидів з кислотними оксидами:



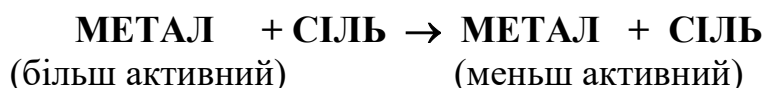
(Див. підрозд. 1.4).

5) Взаємодією металу з кислотою першої групи:



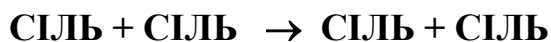
(Див. підрозд. 1.2).

6) Взаємодією металу з розчином солі:

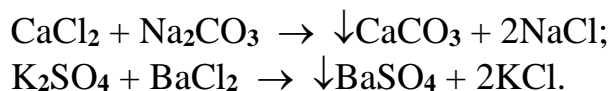


(Див. підрозд. 1.2).

7) Взаємодією двох солей:



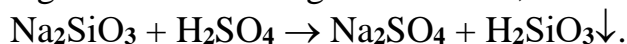
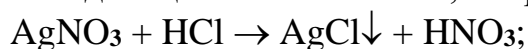
Ця реакція можлива лише у випадку утворення малорозчинної солі, наприклад:



8) Взаємодією солі з кислотою:

СІЛЬ + КИСЛОТА → СІЛЬ + КИСЛОТА

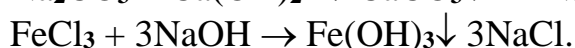
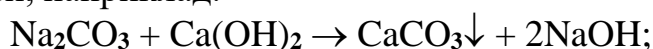
ця реакція можлива лише у випадку утворення нерозчинної солі або леткої, нерозчинної або слабкодисоційованої кислоти, наприклад:



9) Взаємодією солі з лугом:

СІЛЬ + ЛУГ → СІЛЬ + ОСНОВА

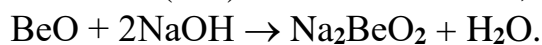
Ця реакція можлива лише у випадку утворення нерозчинної солі або нерозчинної основи, наприклад:



10) Взаємодією кислотного або амфотерного оксиду з лугом:

**КИСЛОТНИЙ АБО
АМФОТЕРНИЙ ОКСИД + ЛУГ → СІЛЬ + H₂O**

Наприклад: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O};$



11) Взаємодією основного оксиду з амфотерним:

ОСНОВНИЙ ОКСИД + АМФОТЕРНИЙ ОКСИД → СІЛЬ

(Див. підрозд. 1.4).

12) Взаємодією амфотерної основи з лугом:

АМФОТЕРНА ОСНОВА + ЛУГ → СІЛЬ + H₂O

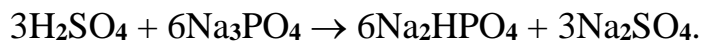
(Див. підрозд. 1.5).

13) Кислі солі одержують дією лугу в недостатку на кислоту або дією кислот у недостатку на нормальні солі:

ЛУГ + КИСЛОТА → КИСЛА СІЛЬ + H₂O
(у недостатку)

КИСЛОТА + СЕРЕДНЯ СІЛЬ → КИСЛА СІЛЬ + СІЛЬ

Наприклад: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

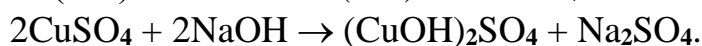


14) Основні солі одержують дією кислоти у недостатку на основу або дією лугу в недостатку на нормальну сіль:

КИСЛОТА + ОСНОВА → ОСНОВНА СІЛЬ + H₂O
(у недостатку)

ЛУГ + НОРМАЛЬНА СІЛЬ → ОСНОВНА СІЛЬ + СІЛЬ
(у недостатку)

Наприклад: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$;



Рекомендуємо самостійно навести по декілька прикладів кожного способу одержання солей і запам'ятати усі загальні схеми одержання солей.

Хімічні властивості солей:

а) Взаємодія солей з лугами:

СІЛЬ + ЛУГ → ОСНОВА + СІЛЬ

(Див. підрозд. 1.7).

Кислі солі при взаємодії з лугами утворюють середні солі:

КИСЛА СІЛЬ + ЛУГ → СЕРЕДНЯ СІЛЬ + H₂O

Наприклад: $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Основні солі при взаємодії з лугами утворюють основи:

ОСНОВНА СІЛЬ + ЛУГ → ОСНОВА + СІЛЬ

Наприклад: $\text{AlOHCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \downarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{NaCl}$.

б) Взаємодія солей із кислотами:

СІЛЬ + КИСЛОТА → СІЛЬ + КИСЛОТА

(Див. підрозд. 1.7).

Основні солі реагують із надлишком кислоти з утворенням середньої солі:



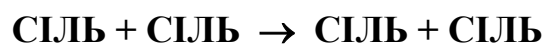
Наприклад: $\text{AlOHCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Кисла сіль реагує з надлишком кислоти з утворенням кислоти й солі:



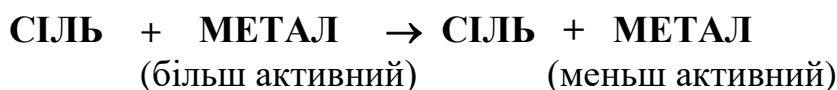
Наприклад: $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

в) Взаємодія солі із сіллю:



(Див. підрозд. 1.7).

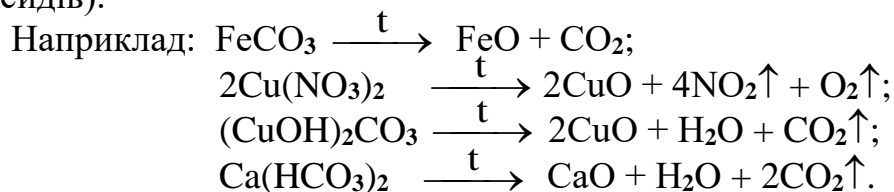
г) Взаємодія солі з металом:



(Див. підрозд. 1.2, 1.7).

д) Термічне розкладання солей:

При нагріванні карбонати, нітрати й інші солі розкладаються з утворенням, найчастіше, кислотного і основного оксидів (див. методи одержання оксидів).

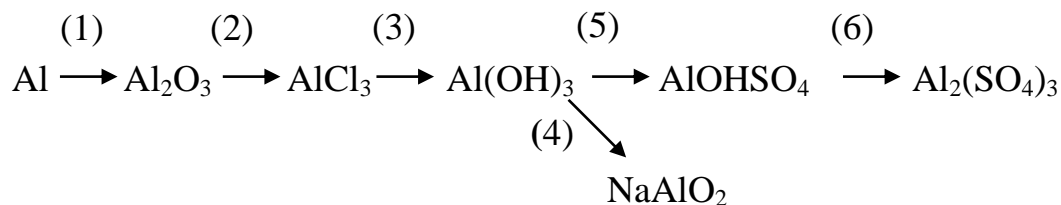


Рекомендуємо навести по декілька прикладів на кожну властивість солі і запам'ятати загальні схеми.

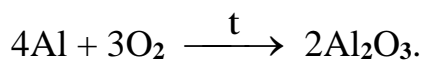
1.8 Зв'язок між класами неорганічних сполук

Зв'язок між класами неорганічних речовин, тобто способи перетворення однієї речовини в іншу речовину, дані в підрозд. 1.2-1.7. Усі ці взаємозв'язки між класами сполук узагальнені на рисунку 1.2.

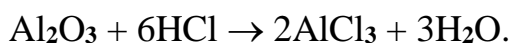
Знаючи взаємозв'язок класів неорганічних сполук, можна здійснювати ланцюжок перетворень, наприклад:



1 Відомо, що метали окиснюються киснем повітря, для алюмінію ця реакція протікає при нагріванні:



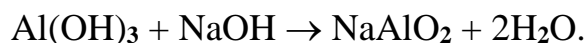
2 Амфотерні оксиди взаємодіють із кислотами:



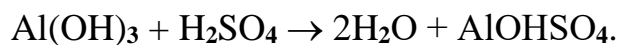
3 При дії лугу на сіль утвориться нерозчинна основа, у цьому випадку вона амфотерна:



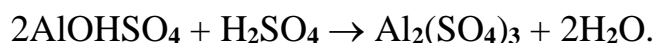
4 Амфотерні основи реагують із лугами з утворенням солі:



5 Багатокислотні основи, взаємодіючи з кислотою у недостатку, утворюють основні солі:



6 Основні солі при дії на них надлишку кислоти переходять до нормальної солі:



1.9 Типові завдання з розв'язанням за класами неорганічних сполук

1.9.1 Типові завдання з розв'язанням за оксидами

Завдання 1. Назвати наступні оксиди: CaO, FeO, Fe₂O₃, Cr₂O₃, Cr₃, SO₂, SO₃.

Розв'язання

CaO – кальцій оксид; CrO₃ – хром (VI) оксид;
FeO – ферум (II) оксид; SO₂ – сульфур (IV) оксид;
Fe₂O₃ – ферум (III) оксид; SO₃ – сульфур (VI) оксид.
Cr₂O₃ – хром (III) оксид;

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

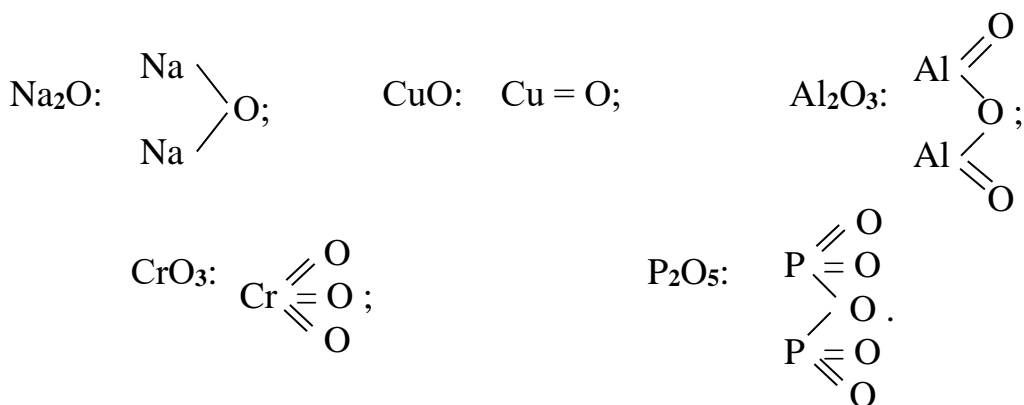
Завдання 2. Знайти емпіричні формули наступних оксидів: манган (IV) оксид, ванадій (V) оксид, фосфор (V) оксид. До якої групи оксидів відноситься кожний з них?

Розв'язання. Манган (IV) оксид – MnO₂ – амфотерний;
ванадій (V) оксид – V₂O₅ – кислотний;
фосфор (V) оксид – P₂O₅ – кислотний.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 3. Навести графічні формули наступних оксидів: Na₂O, CuO, Al₂O₃, CrO₃, P₂O₅.

Розв'язання. Графічна формула показує порядок, у якому атоми з'єднані в молекулі. У графічній формулі одиниця хімічного зв'язку (валентності) зображується рисою:



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

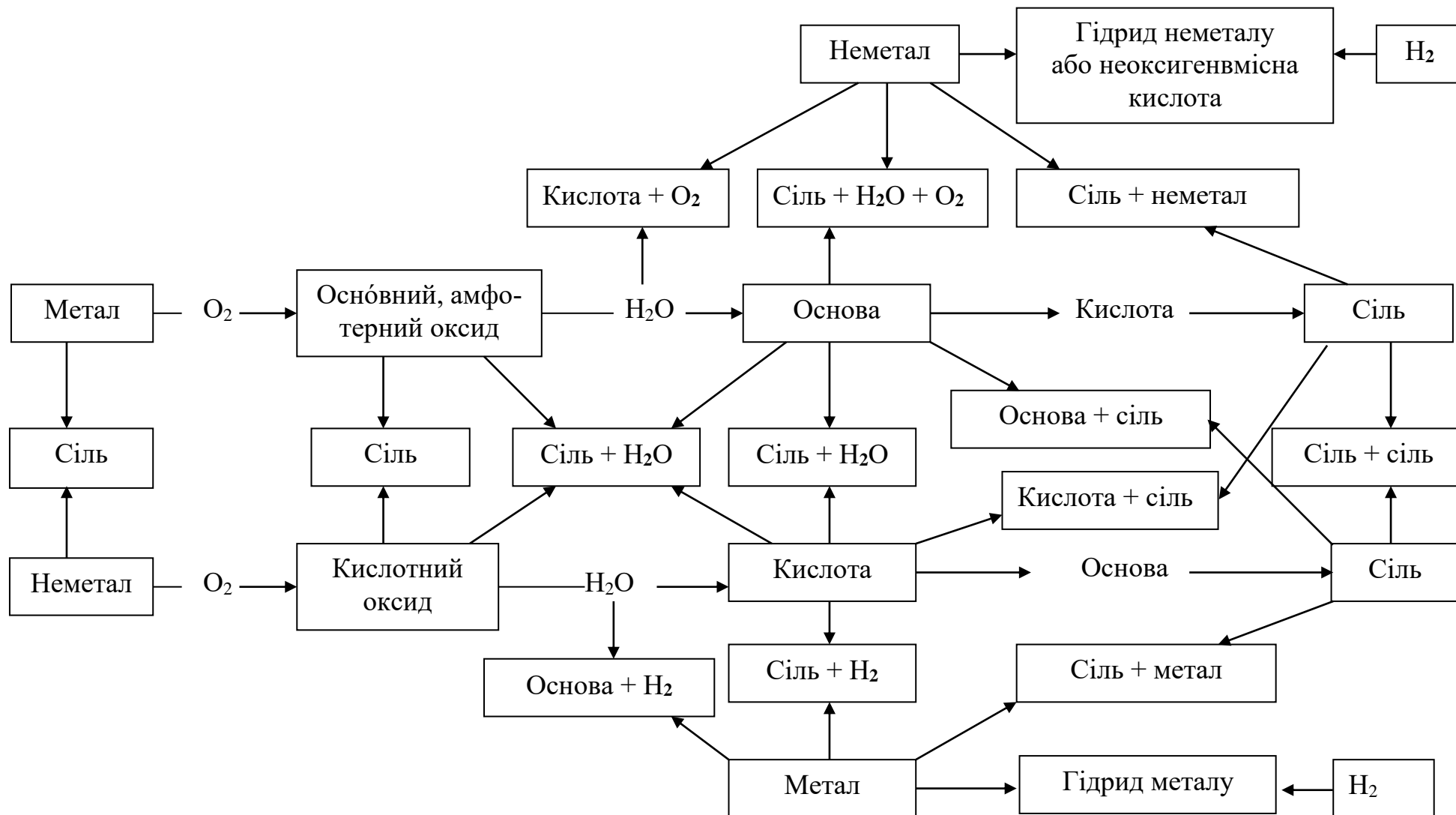


Рисунок 1.2 – Взаємодія класів неорганічних речовин

Завдання 4. До яких типів належать наступні оксиди:
 Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO , CrO_3 , Cr_2O_3 , ZnO , K_2O , CaO , Al_2O_3 , SO_2 , SO_3 ?

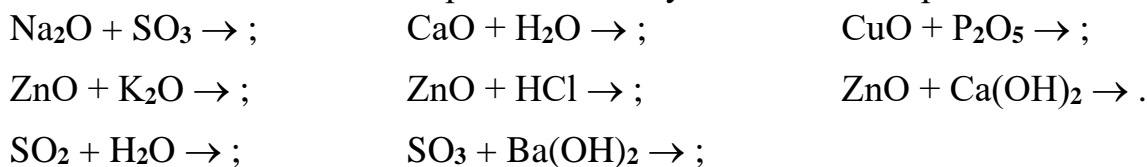
Розв'язання. До основних оксидів відносять оксиди металів з яскраво вираженими металевими властивостями, що проявляють низькі валентності, у більшості I чи II: CrO , K_2O , CaO .

До амфотерних оксидів відносять оксиди металів зі слабо вираженими металевими властивостями. Звичайно ці метали знаходяться у кожному періоді на межі між неметалами й металами з яскраво вираженими металевими властивостями: Cr_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 .

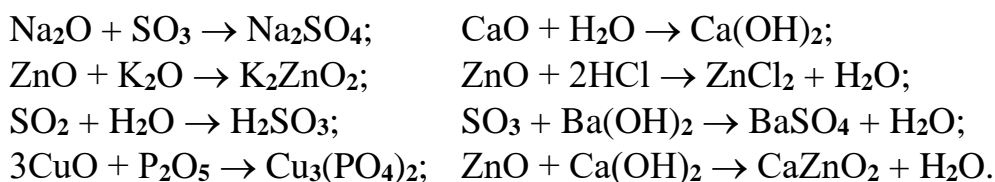
До кислотних оксидів відносять оксиди неметалів, а також оксиди металів, що проявляють високі валентності, у більшості V, VI, VII: SO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 .

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 5. Скласти рівняння наступних хімічних реакцій:



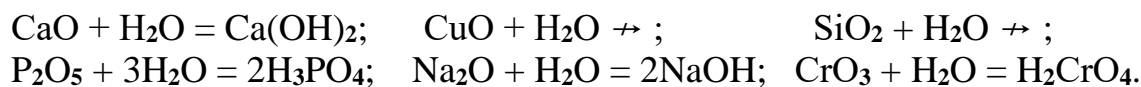
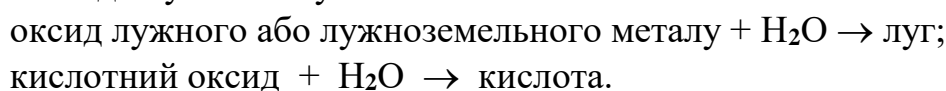
Розв'язання.



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 6. Які з наведених оксидів будуть взаємодіяти з водою:
 CaO , Na_2O , SiO_2 , CuO , P_2O_5 , CrO_3 ?

Розв'язання. З водою взаємодіють кислотні оксиди, за винятком SiO_2 , і оксиди лужних і лужноземельних металів:

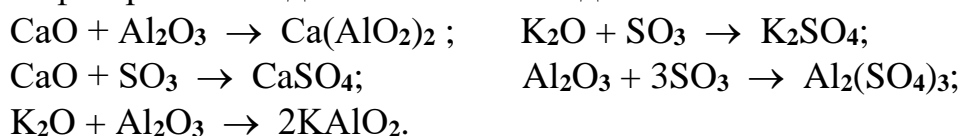


Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 7. Які з оксидів будуть реагувати один з одним: CaO , K_2O , Al_2O_3 , SO_3 ?

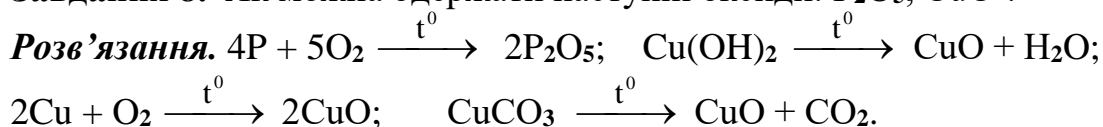
Розв'язання. Відомо, що:

основний оксид + кислотний оксид \rightarrow сіль;
амфотерний оксид + кислотний оксид \rightarrow сіль;
амфотерний оксид + основний оксид \rightarrow сіль.



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 8. Як можна одержати наступні оксиди: P_2O_5 , CuO ?



1.9.2 Типові завдання з розв'язанням за основами

Завдання 1. Назвати наступні основи за міжнародною номенклатурою: KOH , $Al(OH)_3$, $CuOH$, $Cu(OH)_2$.

Розв'язання. KOH – калій гідроксид;
 $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид;
 $CuOH$ – купрум (I) гідроксид;
 $Cu(OH)_2$ – купрум (II) гідроксид.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

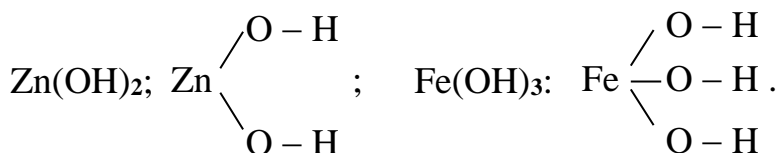
Завдання 2. Знайти емпіричні формули наступних основ: ферум (III) гідроксиду, барій гідроксиду, амоній гідроксиду.

Розв'язання Ферум (III) гідроксид – $Fe(OH)_3$;
барій гідроксид – $Ba(OH)_2$;
амоній гідроксид – NH_4OH .

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 3. Навести графічні формули наступних основ: $LiOH$, $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.

Розв'язання. $LiOH$: $Li - O - H$;



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 4. До яких типів відносять наступні основи: $LiOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Ni(OH)_2$?

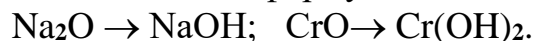
Розв'язання. До луг відносять розчинні основи – основи лужних, лужноземельних металів і NH_4OH : $LiOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. До амфотерних основ відносяться основи тих металів, які утворюють амфотерні оксиди: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$. До нерозчинних основ – всі інші основи: $Cr(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Ni(OH)_2$.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 5. За формулами оксидів Na_2O і CrO скласти формули відповідних гідроксидів.

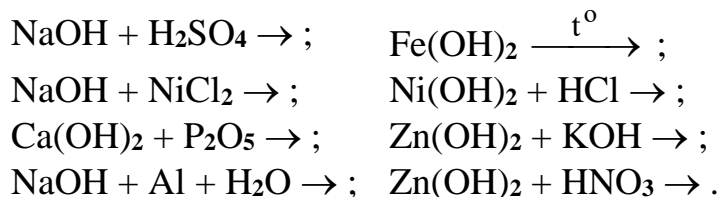
Розв'язання. Тому що оксиди Na_2O і CrO мають основні властивості, то їх гідроксиди також повинні проявляти основні властивості й повинні належати до основ.

Визначивши валентність елемента й знаючи формульну валентність групи ОН, яка дорівнює 1, запишімо формули основ:

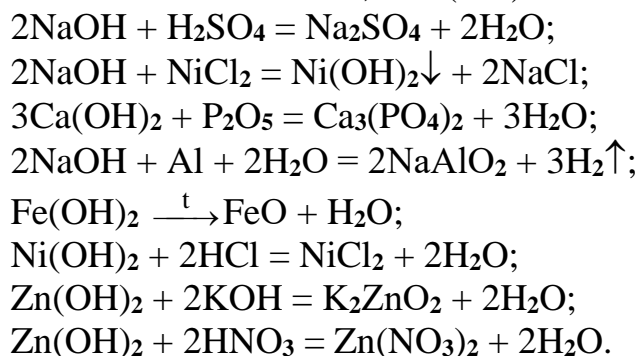


Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 6. Скласти рівняння наступних хімічних реакцій:



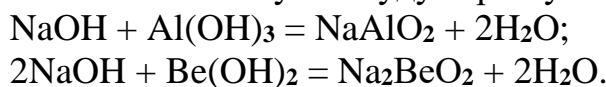
Розв'язання



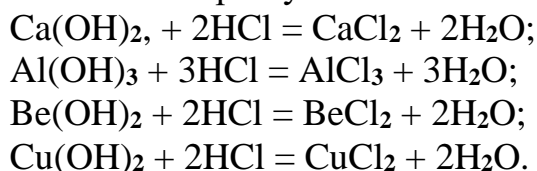
Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 7. Які з перелічених основ будуть взаємодіяти з NaOH; HCl: Ca(OH)₂, Al(OH)₃, Be(OH)₂, Cu(OH)₂ ?

Розв'язання. З лугом будуть реагувати тільки амфотерні основи:



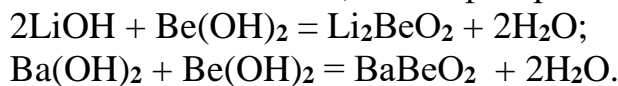
З кислотами реагують всі типи основ:



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 8. Які з перелічених основ будуть реагувати одна з одною: LiOH, Ba(OH)₂, Be(OH)₂, Cu(OH)₂ ?

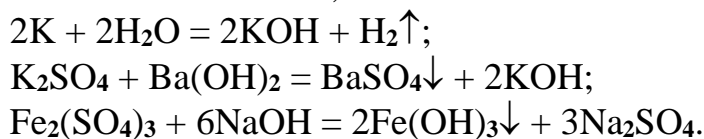
Розв'язання. Відомо, що амфотерна основа + луг → сіль + H₂O:



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 9. Як можна одержати наступні основи: KOH і Fe(OH)₃ ?

Розв'язання. K₂O + H₂O = 2KOH;



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

1.9.3 Типові завдання з розв'язанням за кислотами

Завдання 1. Назвати наступні кислоти: HCl, H₂S, H₂SO₄, H₂SO₃, H₃PO₄, HNO₃, HNO₂, H₂CO₃.

Розв'язання	HCl	– кислота хлоридна;
	H ₂ S	– кислота сульфідна;
	H ₂ SO ₄	– кислота сульфатна;
	H ₂ SO ₃	– кислота сульфітна;
	H ₃ PO ₄	– кислота фосфатна;
	HNO ₃	– кислота нітратна;
	HNO ₂	– кислота нітритна;
	H ₂ CO ₃	– кислота карбонатна.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

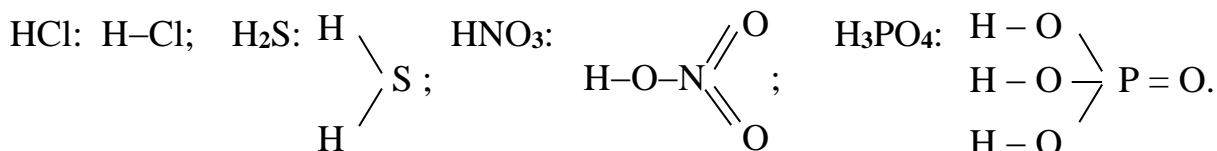
Завдання 2. Знайти емпіричні формули наступних кислот: бромідна кислота, хроматна кислота, селенатна кислота.

Розв'язання	Бромідна кислота	– HBr;
	хроматна кислота	– H ₂ CrO ₄ ;
	селенатна кислота	– H ₂ SeO ₄ .

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 3. Навести графічні формули наступних кислот: HCl, H₂S, HNO₃, H₃PO₄.

Розв'язання.



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 4. До яких типів відносять наступні кислоти: HCl, HNO₃, H₂S, H₂SO₄, H₂CrO₄, HVO₃, HF, H₃PO₄ ?

Розв'язання. Неоксигенвмісні кислоти: HCl, H₂S, HF.

Оксигенвмісні кислоти: HNO₃, H₂SO₄, H₂CrO₄, HVO₃, H₃PO₄.

Класифікувати кислоти можна також по числу атомів гідрогену, здатних заміщатися в молекулі кислоти:

одноосновні – HCl, HNO₃, HVO₃, HF;

двохосновні – H₂S, H₂SO₄, H₂CrO₄;

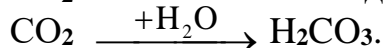
трьохосновні – H₃PO₄.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

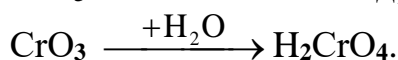
Завдання 5. За формулами Al₂O₃, MnO₂, CO₂, CrO₃ скласти формули відповідних гідроксидів.

Розв'язання. Гідроксиди кислотних оксидів є кислотами, а гідроксиди амфотерних оксидів проявляють також амфотерні властивості й можуть виступати в ролі як кислот, так і основ.

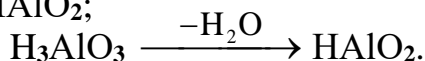
CO_2 – кислотний оксид; H_2CO_3 – кислота;



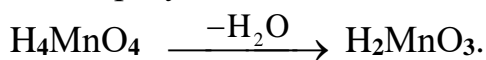
CrO_3 – кислотний оксид; H_2CrO_4 – кислота;



Al_2O_3 – амфотерний оксид, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерний гідроксид; $\text{Al}(\text{OH})_3$ може виступати в ролі як основи $\text{Al}(\text{OH})_3$, так і кислоти H_3AlO_3 або HAlO_2 ;

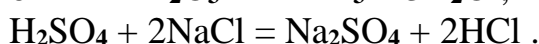
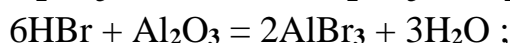
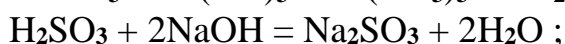
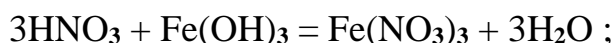
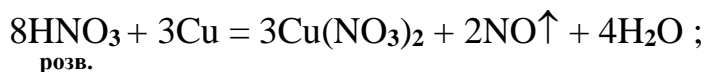
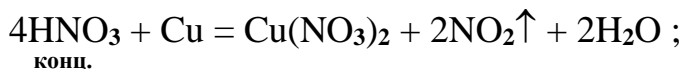
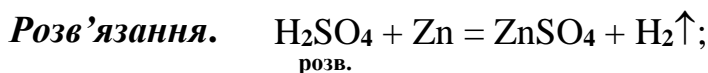
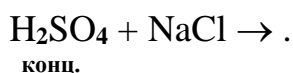
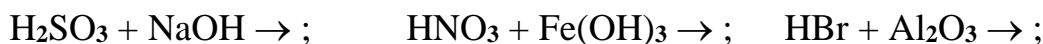
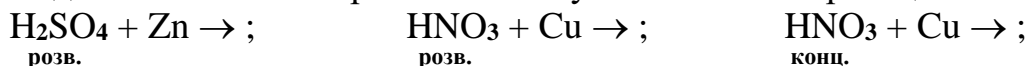


MnO_2 – амфотерний оксид, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – амфотерний гідроксид, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ може виступати в ролі як основи $\text{Mn}(\text{OH})_4$, так і кислоти H_2MnO_3 , отриманої в результаті відщеплення 1 молекули H_2O від H_4MnO_4 ;



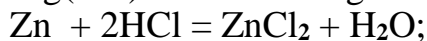
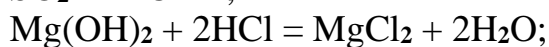
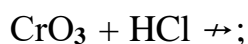
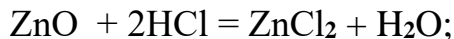
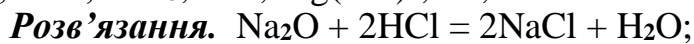
Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 6. Скласти рівняння наступних хімічних реакцій:



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

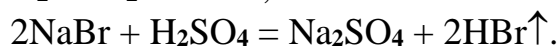
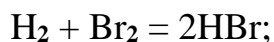
Завдання 7. З якими з перелічених речовин буде реагувати HCl : Na_2O , ZnO , CrO_3 , SO_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Zn , Cu ?



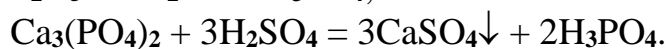
Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 8. Як можна одержати наступні кислоти: HBr і H₃PO₄ ?

Розв'язання. HBr (безкиснева кислота, її одержують такими засобами:



H₃PO₄ – кисневмісна кислота, її одержують такими засобами:



Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

1.9.4 Типові завдання з розв'язанням за солями

Завдання 1. Назвати наступні солі за міжнародною номенклатурою:

CaCl₂, Na₂S, K₂SO₃, Li₂SO₄, Fe(NO₃)₃, Fe(NO₂)₂, Ca₃(PO₄)₂, NaHPO₄, Na₂HPO₄, Fe(OH)₂Cl, (FeOH)₂SO₄.

Розв'язання.

CaCl ₂	– кальцій хлорид;
Na ₂ S	– натрій сульфід;
K ₂ SO ₃	– калій сульфит;
Li ₂ SO ₄	– літій сульфат;
Fe(NO ₃) ₃	– ферум (III) нітрат;
Fe(NO ₂) ₂	– ферум (II) нітрит;
Ca ₃ (PO ₄) ₂	– кальцій фосфат;
NaH ₂ PO ₄	– натрій дигідрофосфат;
Na ₂ HPO ₄	– натрій гідрофосфат;
Fe(OH) ₂ Cl	– ферум (III) дигідроксохлорид;
(FeOH) ₂ SO ₄	– ферум (II) гідроксосульфат.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 2. Знайти емпіричні формули наступних солей: кальцій гідрокарбонат, магній гідроксосульфат, калій хромат.

Розв'язання.

Кальцій гідрокарбонат	– Ca(HCO ₃) ₂ ;
магній гідроксосульфат	– (MgOH) ₂ SO ₄ ;
калій хромат	– K ₂ CrO ₄ .

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і розв'язати його.

Завдання 3. Навести графічні формули наступних солей: CaCl₂, Zn₃(PO₄)₂, MgCO₃, Na₂HPO₄, Fe(NO₃)₃, (FeOH)₂SO₄.

Розв'язання.



Завдання 6. Запропонувати усі можливі методи одержання солі K_2SO_4 .

- Розв'язання.**
- $2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$;
 - $K_2O + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$;
 - $2K + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2\uparrow$;
 - $K_2O + SO_3 = K_2SO_4$;
 - $2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O$;
 - $Ag_2SO_4 + 2KCl = 2AgCl\downarrow + K_2SO_4$;
 - $2KCl + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HCl$.

1.9.5 Типові завдання з розв'язанням щодо взаємозв'язку між класами неорганічних сполук

Завдання 1. Виходячи з P, O_2 і Ca, одержати $Ca_3(PO_4)_2$.

- Розв'язання.**
- $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
 - $2Ca + O_2 = 2CaO$;
 - $3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і виконати його.

Завдання 2. Виходячи з Zn, Na, H_2O і $CuSO_4$, одержати Na_2ZnO_2 .

- Розв'язання.**
- $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$;
 - $CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu$;
 - $ZnSO_4 + 2NaOH = Zn(OH)_2 + Na_2SO_4$;
 - $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і виконати його.

Завдання 3 Здійснити наступні ланцюжки хімічних перетворень:

- $Cl_2 \rightarrow NaCl \rightarrow HCl \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow AgCl$;
- $Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow NaNO_3$.

- Розв'язання.**
- $Cl_2 + 2Na = 2NaCl$;
 $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$;
 $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$;
 $ZnCl_2 + Mg = MgCl_2 + Zn$;
 $MgCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl\downarrow + Mg(NO_3)_2$.
 - $4Na + O_2 = 2Na_2O$;
 $Na_2O + H_2O = 2NaOH$;
 $2NaOH + SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O$;
 $Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaOH$;
 $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$.

Рекомендуємо самостійно скласти подібне завдання і виконати його.

1.10 Вправи й завдання для самостійного розв'язання

1. Написати формули оксидів K, Ba, Al, Si, P, S, Cl, Os, знаючи, що валентність елемента відповідає номеру групи періодичної системи.

2. Назвати наступні оксиди за міжнародною номенклатурою: Cu_2O , CuO , ZnO , Al_2O_3 , Mn_2O_3 , MnO_2 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Mn_2O_7 , RuO_4 .

3. До яких типів відносяться наступні оксиди: N_2O_3 , Na_2O , BaO , Cl_2O , Al_2O_3 , WO_3 , SnO , PbO_2 , MnO , FeO ?

4. Магній карбонат MgCO_3 при нагріванні розкладається на два оксиди. Розрахувати, яка кількість кожного оксиду утвориться при розкладанні 210 кг MgCO_3 .

5. Які з перелічених оксидів будуть взаємодіяти з водою при звичайних умовах: CO , CO_2 , K_2O , BaO , SO_3 , CuO ? Написати рівняння можливих реакцій.

6. Які оксиди можуть бути отримані нагріванням наступних речовин: H_2SiO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, BaCO_3 , CaSO_4 , MgCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Скласти графічні формули відповідних оксидів.

7. З якими з перелічених оксидів буде реагувати хлоридна кислота: SiO_2 , CuO , SO_2 , Fe_2O_3 , CaO , P_2O_5 , CO_2 ? Написати рівняння можливих реакцій.

8. Технічний барій оксид одержують шляхом нагрівання барію нітрату $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ за рівнянням реакції: $2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{BaO} + 2\text{NO}_2 + 5\text{O}_2$. Розрахувати, яку кількість BaO можна одержати з 5,2 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

9. Які з оксидів будуть реагувати парно: ZnO , CO_2 , BaO , Li_2O , CrO_3 ?

10. Скласти графічні формули гідроксидів наступних металів: літію (I), маргану (II), плюмбуму (II), хрому (III), стануму (IV), мангану (IV).

11. Які з наведених речовин будуть парно взаємодіяти: LiOH і NaOH , KOH і SO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і CO_2 , NaOH і P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і CO_2 ?

12. За формулами оксидів скласти формули відповідних гідроксидів: FeO , MgO , K_2O , Cu_2O , CuO , Li_2O , BaO .

13. Які з наведених нижче гідроксидів розчиняються в лугах: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$? Написати рівняння можливих реакцій.

14. Які з перелічених речовин будуть взаємодіяти з гідроксидом натрію: K_2O , ZnO , SO_3 , H_2SO_4 , CuSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CaO , CO_2 , FeCl_3 ? Написати рівняння можливих реакцій.

15. Знайти формули гідроксидів, що мають наступний склад:

1) Mn - 61,8 %, O - 36,0 %, H - 2,3 %;

2) Mn - 77,7 %, O - 21,0 %, H - 1,3 %;

3) Mn - 75,3 %, O - 23,2 %, H - 1,5 %.

16. Як одержати магній гідроксид, виходячи з магнію, кисню й води? Написати рівняння відповідних реакцій. Чи можна подібним шляхом одержати гідроксид міді?

17. Які кислоти можуть бути отримані при безпосередній взаємодії з водою наступних оксидів: N_2O_3 , CO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , WO_3 ? Скласти графічні формули отриманих кислот.

18. Які кислоти можна одержати безпосередньою взаємодією простих речовин з воднем? Навести приклади, назвати відповідні кислоти.

19. Суміш купрум (II) оксиду з міддю обробили надлишком хлоридної кислоти й відфільтрували. Що залишилося на фільтрі й що перейшло в розчин? Написати рівняння можливих реакцій.

20. З якими із перелічених речовин буде реагувати розведена сульфатна кислота: CuO , CO_2 , BaO , $BaCl_2$, HNO_3 , P_2O_5 , Zn , Cu , $Al(OH)_3$? Скласти рівняння можливих реакцій.

21. За формулами кислот скласти формули відповідних кислотних оксидів: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , H_2SiO_3 , H_3AsO_4 , HCl .

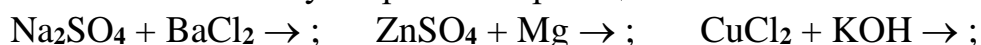
22. Якій кількості фосфор (V) оксиду відповідає 392 г ортофосфатної кислоти?

23. Які з наведених речовин будуть парно взаємодіяти: HCl і H_2SO_4 , HCl і $Fe(OH)_3$, H_2SO_4 і Mg , H_2SO_4 і CO_2 , H_2SO_4 і $Ba(NO_3)_2$, H_3PO_4 і $Ca(OH)_2$? Написати рівняння можливих реакцій.

24. Дати назви наведеним солям: $Al(NO_3)_3$, $NaHS$, $Ca(HCO_3)_2$, $(CuOH)NO_3$, $FeCl_3$, $KHCO_3$, $Al(OH)_2Cl$.

25. Написати емпіричні формули відповідних солей: калій сульфат, барій нітрат, натрій карбонат, кальцій фосфат, натрій сульфід, калій йодид, натрій хлорат, калій перманганат, натрій нітрит, кальцій гідросульфат, купрум (II) гідроксохлорид, натрій гідросульфат, алюміній гідроксонітрат.

26. Закінчити наступні рівняння реакцій:



27. Скласти графічні формули наступних солей: кальцій сульфід, кальцій сульфат, калій гідрокарбонат, кальцій гідроксохлорид.

28. До розчину, що містить 40 г купрум (II) сульфату, додали 12 г залізних ошурок розрахувати, чи залишиться в розчині купрум (II) сульфат після того, як закінчиться реакція.

29. До розчину, що містить 2 моля натрій гідроксида, додали 2 моля сульфатної кислоти. Потім розчин випарили досуха. Яка сіль і в якій кількості при цьому утворилася?

30. 10 г магній оксиду обробили розчином, що містить 28 г сульфатної кислоти. Скільки грамів солі утворилося?

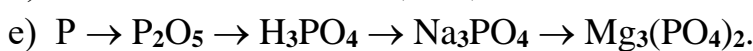
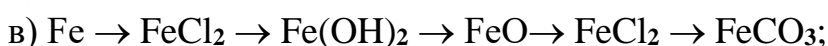
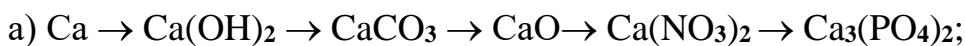
31. Як одержати цинк нітрат, якщо є розчини: $ZnCl_2$, $NaNO_3$, KNO_3 , $AgNO_3$?

32. Як одержати магній сульфат, виходячи з наступних речовин: а) магнію; б) магній оксиду; в) магній гідроксиду; г) магній карбонату? Написати рівняння відповідних реакцій.

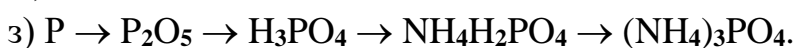
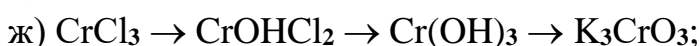
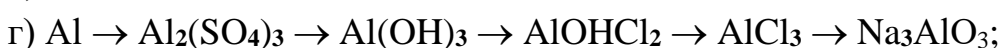
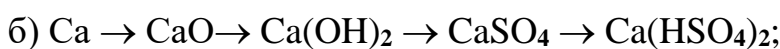
33. Дано наступні речовини: барій оксид, ферум (II) сульфат, вода, сульфатна кислота, купрум (II) оксид. Як, використовуючи ці речовини, одержати: а) барій гідроксид, б) ферум (II) гідроксид, в) купрум (II) гідроксид? Написати рівняння відповідних реакцій.

34. Виходячи з вугілля, кальцію й кисню одержати кальцій карбонат. Написати рівняння відповідних реакцій.

35. Здійснити наступні перетворення:



36. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



37. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступний цикл перетворень: барій карбонат – карбон (IV) оксид – барій карбонат – барій гідрокарбонат – карбонова кислота;

38. Здійснити перетворення речовин й написати відповідні реакції: фосфор – фосфорний ангідрид – фосфатна кислота – амоній дигідрофосфат – амоній фосфат.

2 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ, ХІМІЧНОЮ РЕАКЦІЄЮ, ГАЗОВИМИ ЗАКОНАМИ

Стислі теоретичні відомості

Атомно-молекулярне вчення розвив і вперше застосував у хімії М.В.Ломоносов (1741 р.), однак, це вчення було визнано лише в середині ХІХ століття. На міжнародному з'їзді хіміків у м. Карлсруе у 1860 році були прийняті основні положення атомно-молекулярного вчення:

- 1) усі речовини складаються з молекул;
- 2) молекули однієї речовини – ідентичні, молекули різних речовин відрізняються складом, масою, розмірами, а отже, і властивостями;
- 3) молекули складаються з атомів;
- 4) молекули простих речовин складаються з однакових атомів, молекули складних речовин – з різних атомів;
- 5) частки – молекули й атоми – перебувають у безперервному русі.

Основні поняття у хімії

Атом – найменша хімічно неподільна частка, що входить до складу молекули.

Атоми можуть розрізнятися своєю масою, розмірами, зарядом атомних ядер і властивостями хімічними й фізичними.

Різновид атомів, що входять до складу простих і складних речовин, які володіють однаковим зарядом атомних ядер, а отже, однаковими хімічними властивостями, називається **хімічним елементом**.

У цей час відомо 118 різновидів атомів, тобто 118 хімічних елементів, з яких 89 існують у природі, а інші – штучні.

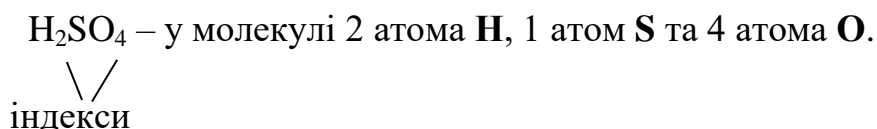
Для спрощення хімічних записів кожний хімічний елемент представлений хімічним символом (система символів запропонована в 1814 р. Берцеліусом).

Молекула – найменша частка речовини, що зберігає всі його хімічні властивості.

Припинення існування молекули означає зникнення усіх тих властивостей, якими володіла речовина, що складається із цих молекул.

Кількісний і якісний склад молекули виражається хімічною емпіричною формулою (брутто-формулою) за допомогою хімічних символів та індексів.

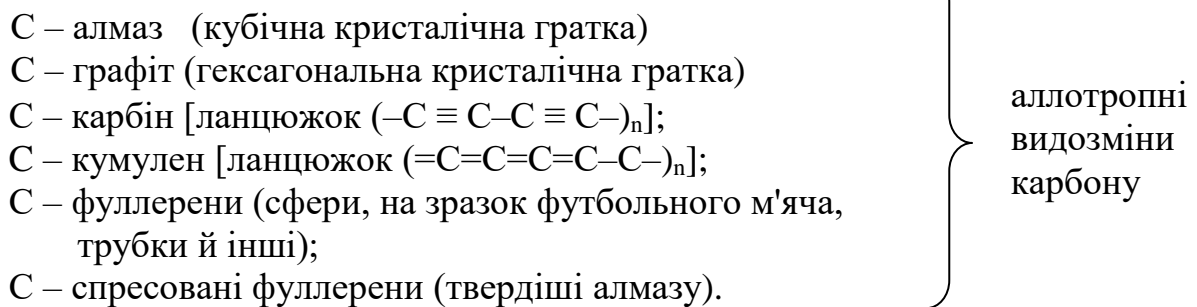
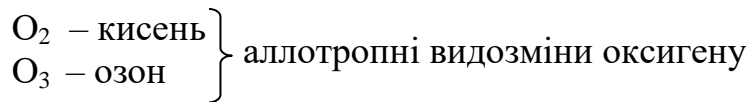
Індекси у хімічній формулі виражають кількість атомів даного елемента в складі молекули:



Речовини, молекули яких складаються з атомів одного хімічного елемента, називаються **простими речовинами**: Fe, He, H₂, P₄, S₈.

Хоча в природі всього лише 89 хімічних елементів, однак відомо більше 300 простих речовин. Причина цьому – здатність атомів того самого хімічного елемента утворювати кілька видів молекул або кристалічних ґраток.

Явище існування хімічного елемента у вигляді двох або декількох простих речовин називається **аллотропією**:



Речовини, молекули яких складаються з атомів двох або декількох хімічних елементів, називаються **складними речовинами** або **хімічними сполуками**.

Для вираження не тільки якісного й кількісного складу молекул, але й порядку атомів, у якому вони зв'язані в молекулі, використовуються графічні формули. Графічні формули зручні для визначення формульної валентності елементів у молекулі.

Формульною валентністю ми будемо називати кількість зв'язків даного атома, які він утворить із іншими атомами у молекулі. Інакше кажучи, формульна валентність – це реалізована здатність даного атома з'єднуватися з певною кількістю інших атомів.

Графічно одиниця зв'язку буде зображуватися рисою.

Існують елементи:

одновалентні – H, Li, Na, K, ... ;

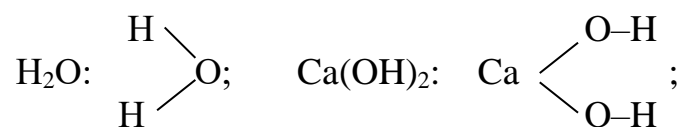
двовалентні – Ca, O, Mg, Ba, ... ;

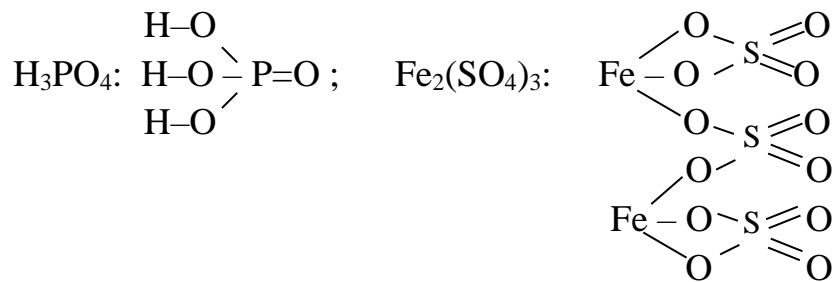
тривалентні – Al, B, Ga, ...

і т.д.

Існують також елементи, що проявляють змінну валентність: Fe (2, 3), S (2, 4, 6), P (3, 5), Cl (1, 3, 5, 7) і т.д.

Приклади графічних формул:





Абсолютна маса (m) атомів у молекулі – це дійсна (реальна) маса цих часток, виражена у грамах або кілограмах. Величини реальних мас атомів і молекул надзвичайно малі:

$$m_{(\text{H})} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг},$$

$$m_{(\text{C})} = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг},$$

$$m_{(\text{CO}_2)} = 73,5 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Відносна атомна маса (A_r) – маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м.).

За **атомну одиницю маси** прийнята 1/12 частина маси атома ізотопу карбону ^{12}C , яка дорівнює:

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Тоді: $A_{r,\text{H}} = 1,0079 \text{ а.о.м.};$

$$A_{r,^{12}\text{C}} = 12,0 \text{ а.о.м.};$$

$$A_{r,\text{C}} = 12,01115 \text{ а.о.м.}$$

Відносна молекулярна маса (M_r) – маса молекули простої або складної речовини, виражена в атомних одиницях маси:

$$M_{r,\text{Cl}_2} = 2A_{r,\text{Cl}} = 70,9 \text{ а.о.м.};$$

$$M_{r,\text{H}_2\text{O}} = 2A_{r,\text{H}} + A_{r,\text{O}} = 18,015 \text{ а.о.м.}$$

Моль – кількість простої або складної речовини, що містить таку кількість структурних елементів (атомів, молекул, іонів, електронів та ін.), що дорівнює кількості атомів в 12 г ізотопу карбону ^{12}C , а саме – **числу Авогадро** ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$).

Моль – це міра кількості речовини, тобто кількість речовини, що містить число Авогадро структурних елементів:

$$1 \text{ моль} = 1 N_A \text{ структурних елементів.}$$

Молярна маса (M) – маса одного моля речовини, тобто маса числа Авогадро структурних елементів. Вона чисельно дорівнює відносній молекулярній масі й вимірюється у грамах на моль.

У системі СІ молярна маса вимірюється у кілограмах на моль, допускається вимірювати у грамах на моль:

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль};$$
$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль.}$$

Явище, при якому молекули вихідних речовин перетворюються в молекули нових речовин, називається **хімічним явищем** або **хімічною реакцією**.

Під час хімічної реакції завжди зберігаються хімічні елементи, що беруть участь у реакції, та кількість їхніх атомів.

Рівняння хімічної реакції – її умовне зображення.

Кожне рівняння складається із двох частин, з'єднаних позначкою рівності. У лівій частині пишуть формули речовин, що вступають у реакцію, вони називаються **реактивами**, у правій – формули речовин, що утворюються у результаті реакції, вони називаються **продуктами реакції**.

Кількість атомів всіх елементів у рівнянні хімічної реакції має бути зрівняна за допомогою коефіцієнтів.

Перш ніж приступитися до виконання типових завдань необхідно закріпити знання основних понять з хімії.

Потім необхідно міцно засвоїти хімічну символіку.

Біля символу хімічного елемента можуть стояти цифри у п'яти місцях щодо нього самого. Необхідно знати, що вони позначають. Наприклад:

${}^7\text{N}$ – заряд ядра атома нітрогену, дорівнює 7;

${}^{16}\text{O}$ – масове число (сума протонів і нейтронів) атома кисню, дорівнює 16;

N_2 – індекс (кількість атомів даного елемента в молекулі), дорівнює 2;

N^{3-} – заряд часток, дорівнює -3 (може набувати значення n^+ , 0 , n^- , причому необхідно пам'ятати, що знак «+» або «-» ставиться після цифри, коли мова йде про заряд частки);

${}^{-2}$

O – ступінь окиснення елемента кисню дорівнює -2 (може набувати значення $-n$, 0 , $+n$, необхідно пам'ятати, що знак «+» або «-» ставиться перед цифрою, коли мова йде про ступінь окиснення, а цифра розташована над символом).

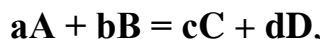
Загальна хімічна формула сполуки $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$, де **B**, **C**, **D** – символи хімічних елементів; **i**, **j**, **k** – індекси, що показують кількість атомів кожного окремого елемента. Наприклад, у молекулі NaNO_3 знаходяться 1 атом **Na**, 1 атом **N** і 3 атоми **O**.

Якщо індекс стоїть за дужкою, то він відноситься до всіх атомів, що стоять у дужках, і показує кількість груп атомів, що стоять у дужках.

Наприклад, у молекулі $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ знаходяться 2 атоми **Al** і 3 групи атомів **SO₄**, що становить 3 атоми **S** і 12 атомів **O**.

Цифра, що стоїть перед хімічною формулою сполуки або простої речовини, указує на кількість молекул даної речовини.

Загальне вираження рівняння хімічної реакції:



де **A**, **B**, **C**, **D** – хімічні формули речовин, що беруть участь у реакції, причому **A** і **B** називаються вихідними речовинами або реагентами, а **C** і **D** – продуктами реакції;

a, **b**, **c**, **d** – стехіометричні коефіцієнти, що вказують на кількість молекул речовин у рівнянні реакції.

Ліва частина рівнянь (вихідні речовини) і права частина (продукти реакції) може бути розподілені позначкою « \rightarrow », що вказує на необоротність реакції, або знаком « \rightleftharpoons », що вказує на оборотність реакції, або ж знаком « $=$ », коли не загострюється увага на спрямованості протікання хімічної реакції.

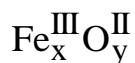
2.1 Завдання з атомно-молекулярної теорії

2.1.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Визначення формул хімічних сполук елементів з використанням правила взаємної насичуваності валентностей.

Приклад. Знайти емпіричну формулу ферум оксиду, знаючи, що оксиген має валентність два, а ферум – тривалентний.

Розв'язання. Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Для визначення індексів скористаємося правилом взаємної насичуваності валентностей:

$$V_{\text{Fe}} \cdot i_{\text{Fe}} = V_{\text{O}} \cdot i_{\text{O}},$$

де **V** – валентність;

i – індекс.

Знаходимо найпростіше співвідношення між індексами ферума й оксигену:

$$i_{\text{Fe}} \cdot 3 = i_{\text{O}} \cdot 2;$$

$$\frac{i_{\text{Fe}}}{i_{\text{O}}} = \frac{2}{3}.$$

Емпірична формула ферум (III) оксиду Fe_2O_3 .

Завдання 2. Визначення валентності хімічних елементів у сполуках.

Приклад. Знайти валентність нітрогену в нітроген (V) оксиді N_2O_5 . Відомо, що валентність оксигену постійна і дорівнює 2.

Розв'язання. Застосуємо правило взаємної насичуваності валентностей:

$$V_{\text{N}} \cdot i = V_{\text{O}} \cdot i_{\text{O}},$$

$$V_{\text{N}} = \frac{V_{\text{O}} \cdot i_{\text{O}}}{i_{\text{N}}} = \frac{2 \cdot 5}{2} = 5.$$

Валентність нітрогену в оксиді N_2O_5 дорівнює 5.

Завдання 3. Визначення відносної молекулярної маси хімічних сполук.

Нехай $\text{V}_i\text{C}_j\text{D}_k$ – хімічна сполука,

де V, C, D – хімічні елементи; i, j, k – їхні індекси.

Тоді $M_{\text{r}, \text{V}_i\text{C}_j\text{D}_k} = i A_{\text{r}, \text{V}} + j A_{\text{r}, \text{C}} + k A_{\text{r}, \text{D}}$,

де A_{r} – відносна атомна маса.

Приклад. Визначити відносну молекулярну масу натрій сульфату Na_2SO_4 ($M_{\text{r}, \text{Na}_2\text{SO}_4}$).

Розв'язання.

$$M_{\text{r}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_{\text{r}, \text{Na}} + 1 \cdot A_{\text{r}, \text{S}} + 4 \cdot A_{\text{r}, \text{O}} = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 142$$

Завдання 4. Визначення молярної маси хімічних сполук за емпіричною формулою.

Для сполуки $\text{V}_i\text{C}_j\text{D}_k$ ми маємо:

$$M_{\text{V}_i\text{C}_j\text{D}_k} = i M_{\text{V}} + j M_{\text{C}} + k M_{\text{D}}.$$

Приклад. Визначити молярну масу кальцій нітрату $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Розв'язання. $M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 1 \cdot M_{\text{Ca}} + 2 \cdot M_{\text{N}} + 6 \cdot M_{\text{O}} = 1 \cdot 40 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164$ г/моль.

Завдання 5. Визначення кількості молей n_M , що містяться у певній масі простих і складних речовин:

$$n_M = \frac{m}{M},$$

де n_M – кількість молей;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса, г/моль.

Приклад 1. Визначити кількість молей атомів у 60 г карбону.

Розв'язання. $M_C = 12$ г/моль;

$$n_{M,C} = \frac{m_C}{M_C} = \frac{60 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 5 \text{ молей атомів карбону.}$$

Приклад 2. Визначити кількість молей молекул у 300 г кальцій карбонату CaCO_3 .

Розв'язання. $M_{\text{CaCO}_3} = 100$ г/моль;

$$n_{M,\text{CaCO}_3} = \frac{m}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{300 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моля молекул CaCO}_3.$$

Завдання 6. Визначення кількості атомів і молекул, що містяться у певній масі речовини:

$$n = n N_A = \frac{m}{M} N_A,$$

де n – кількість атомів у простій речовині чи кількість молекул у складній речовині;

N_A – число Авогадро, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса речовини, г/моль.

Приклад 1. Знайти кількість атомів у 3,2 г сульфуру.

Розв'язання.

$$n_{\text{атомів}} = \frac{m}{M} N_A = \frac{3,2 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ атомів сульфуру}$$

Приклад 2. Знайти кількість молекул Na_2O у 6,2 г натрій оксиду.

Розв'язання.

$$n_{\text{молекул}} = \frac{m}{M_{\text{Na}_2\text{O}}} N_A = \frac{6,2 \text{ г}}{62 \text{ г/моль}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ молекул}$$

Завдання 7. Визначення абсолютної маси атомів і молекул:

$$m_{\text{атома (молекули)}} = \frac{M}{N_A},$$

де $m_{\text{атома (молекули)}}$ – маса атома (молекули), г.

Приклад. Визначити масу молекули NO.

Розв'язання. $m_{\text{NO}} = \frac{M_{\text{NO}}}{N_A} = \frac{30 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}} = 5 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$

2.1.2 Завдання для самостійного розв'язання

- 1 Визначити кількість молей й кількість молекул магнію в 0,486 г.
- 2 Чи однакова кількість молекул у 1 г водню й у 1 г кисню? Відповідь підтвердити відповідними розрахунками.
- 3 Розрахувати у молях і в грамах $2,0 \cdot 10^{23}$ молекул ацетилену C_2H_2 .

2.2 Розрахунки за хімічною формулою

2.2.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Визначення маси хімічного елемента, що міститься у певній масі хімічної сполуки.

Нехай $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$ – загальна формула хімічної сполуки, тоді:

$$\begin{aligned} M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k} & \text{ містить } iM_{\text{B}}, \\ m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k} & \text{ містить } x \text{ г B.} \end{aligned}$$

$$x = m_{\text{B}} = \frac{m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k} \cdot iM_{\text{B}}}{M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}},$$

де $m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$ - маса хімічної сполуки $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$, г;

m_{B} – маса хімічного елемента B, що міститься в масі хімічної сполуки $m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$, г.

Приклад. Визначити масу кисню, що міститься в 148 г кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Розв'язання. $M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74$ г/моль;

$M_{\text{O}} = 16$ г/моль; $i = 2$;

$$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2} \cdot iM_{\text{O}}}{M_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{148 \cdot 2 \cdot 16}{74} = 64 \text{ г}$$

Завдання 2. Визначення маси хімічної сполуки, що містить певну масу хімічного елемента.

Для сполук загальної формули $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$ ми маємо:

iM_{B} міститься в $M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$;

m_{B} міститься в x г $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$.

$$x = m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k} = \frac{m_{\text{B}} \cdot M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}}{iM_{\text{B}}}$$

Приклад. Визначити масу магній оксиду MgO , що містить 6 г магнію.

Розв'язання. $M_{\text{MgO}} = 40$ г/моль;

$M_{\text{Mg}} = 24$ г/моль; $i = 1$;

$$m_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{MgO}}}{i M_{\text{Mg}}} = \frac{6 \cdot 40}{1 \cdot 24} = 10 \text{ г.}$$

Завдання 3. Визначення відсоткового вмісту хімічного елемента в хімічній сполуці.

Відсотковий вміст хімічного елемента в хімічній сполуці – це його масова кількість, що міститься в 100 масових частинах хімічної сполуки.

$M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$ містить iM_{B} ;

100 м $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$ містить x г В (% В).

$$\% \text{B} = \frac{i \cdot 100 \cdot M_{\text{B}}}{M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}},$$

де % В – відсотковий вміст елемента В.

Приклад. Визначити відсотковий вміст феруму у Fe_3O_4 .

$M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 232$ г/моль; $M_{\text{Fe}} = 56$ г/моль; $i = 3$;

$$\% \text{Fe} = \frac{i \cdot 100 \cdot M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{3 \cdot 100 \cdot 56}{232} = 72,4\%.$$

Подібним чином можна визначити відсотковий вміст інших елементів у сполуці, тобто відсотковий склад сполуки.

Необхідно пам'ятати, що для сполуки $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$

$$\% \text{B} + \% \text{C} + \% \text{D} = 100 \%.$$

Завдання 4. Визначення хімічної формули сполуки, якщо відомий відсотковий вміст елементів у сполуці та їх молярної маси.

З попереднього завдання відомо, що відсотковий вміст елемента В у хімічній сполуці $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$ визначається за формулою

$$\% \text{B} = \frac{i \cdot 100 \cdot M_{\text{B}}}{M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}},$$

звідси

$$i = \frac{\% \text{B} \cdot M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}}{100 \cdot M_{\text{B}}}$$

Приклад. Відповідно до результатів кількісного аналізу невідома сполука містить

$$\% \text{H} = 11,1 \%; \quad \% \text{C} = 88,9 \%.$$

Її молярна маса дорівнює 54 г/моль. Визначити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язання. Невідома сполука має молекулярну формулу C_iH_j

$$i = \frac{\% \text{C} \cdot M_{\text{C}_i\text{H}_j}}{M_{\text{C}} \cdot 100} = \frac{88,9 \cdot 54}{12 \cdot 100} = 4;$$

$$j = \frac{\% \text{H} \cdot M_{\text{C}_i\text{H}_j}}{M_{\text{H}} \cdot 100} = \frac{11,1 \cdot 54}{1 \cdot 100} = 6$$

Таким чином, молекулярна формула C_4H_6 .

Завдання 5. Визначення маси хімічної сполуки з домішками, яка вміщує певну масу хімічного елемента.

Приклад. Мінерал плумбум сульфід містить 75 % Рв. Яка кількість цього мінералу містить 200 г свинцю?

Розв'язання. Спочатку визначається маса чистої хімічної сполуки PbS , у якій міститься 200 г свинцю:

$$m_{\text{PbS}} = \frac{m_{\text{Pb}} \cdot M_{\text{PbS}}}{i \cdot M_{\text{Pb}}} = \frac{200 \cdot 239}{1 \cdot 207} = 231 \text{ г PbS}.$$

Потім визначається маса речовини з домішкою, тобто маса мінералу:

$$m_{\text{речовини з домішкою}} = \frac{m_{\text{чистої речовини}} \cdot 100\%}{\% \text{ вміст чистої речовини}};$$
$$m_{\text{мінералу}} = \frac{m_{\text{PbS}} \cdot 100\%}{75\%} = \frac{231 \cdot 100}{75} = 308 \text{ г.}$$

Завдання 6. Визначення маси хімічного елемента у певній масі хімічної сполуки, що містить домішку.

Приклад. Мінерал германію містить 80 % диоксиду германію GeO_2 . Знайти масу германію, що міститься в 250 г цього мінералу.

Розв'язання. Спочатку визначається маса диоксиду германію, що міститься в 250 г мінералу:

$$m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot \% \text{ чистої речовини}}{100 \%};$$

Потім визначається маса хімічного елемента:

$$m_{\text{Ge}} = \frac{m_{\text{GeO}_2} \cdot M_{\text{Ge}}}{M_{\text{GeO}_2}} = \frac{200 \cdot 1 \cdot 72,5}{104,5} = 135 \text{ г.}$$

2.2.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Визначити масу марганцю в 1 т піролюзиту, що містить 60 % MnO_2
2 Скільки хлороводню можна одержати з 20 кг водню, якщо втрати виробництва складають 12 %?

3 У якій сполуці більше відсотковий вміст свинцю – у PbO чи в PbO_2 ? Відповідь підтвердити відповідними розрахунками.

4 Знайти найпростішу та дійсну формулу газу, що має наступний склад: С - 82,76 %; Н - 17,24 %. Густина газу за повітрям дорівнює 2,01.

5 При прожарюванні 2,94 г кристалогідрату кальцій хлориду виділилося 1,45 г води. Скласти формулу даного кристалогідрату.

6 При спалюванні 6,2 г кремневодню отримано 12 г диоксиду SiO_2 . Густина кремневодню за повітрям дорівнює 2,14. Вивести молекулярну формулу кремневодню.

2.3 Розрахунки за газовими законами (нормальні умови)

2.3.1 Типові завдання з розв'язанням

Закон Авогадро (1811 р.):

У рівних об'ємах будь-яких газів, узятих при тих самих температурі й тиску, утримується однакова кількість молекул (однакова кількість молей) речовин.

Наслідки:

1 Маса рівних об'ємів різних газів при однакових температурі й тиску відносяться один до одного як їхні молярні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m_1 і m_2 – маси рівних об'ємів газів 1 і 2 при однакових температурі й тиску, г;

M_1 і M_2 – їхні молярні маси, г/моль.

2 Один моль будь-якого газу при однакових умовах займає той самий об'єм та називається **молярним об'ємом**.

Молярний об'єм (V_M) при нормальних умовах ($T = 273,15$ К; $p = 101325$ Па = 760 мм рт. ст. = 1 атм.) становить $22,414$ л/моль ($22,4 \cdot 10^{-3}$ м³/моль), тоді

$$M = V_M \rho,$$

де ρ - густина газу, г/л.

Відносна густина – відношення мас рівних об'ємів різних газів при однакових умовах (T, p):

$$D_2^1 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Частіше відносну густину визначають за повітрям або за воднем:

$$D_{H_2}^X = \frac{M_X}{M_{H_2}}, \text{ звідки } M_X = D_{H_2} \cdot 2 \text{ г/моль};$$

$$D_{\text{повітря}}^X = \frac{M_X}{M_{\text{повітря}}}, \text{ звідки } M_X = D_{\text{повітря}} \cdot 29 \text{ г/моль}.$$

Для здійснення будь-якого розрахунку за газовими законами для нормальних умов використовуються наступні формули:

$$M = \rho V_M = D_{\text{повітря}} \cdot 29 = D_{\text{H}_2} \cdot 2$$

$$n_M = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A}$$

де M – молярна маса, г/моль;

ρ – густина газу, г/л;

$D_{\text{повітря}}$, D_{H_2} – відносна густина за повітрям й за воднем;

n – кількість моль газу;

m – маса газу, г;

V – об'єм газу, л;

V_M – молярний об'єм, $V_M = 22,414$ л/моль;

$n_{\text{молекул}}$ – кількість молекул;

N_A – число Авогадро, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Використовуючи ці дві формули, можна розрахувати:

- кількість молекул, що містяться у певному об'ємі газу;
- кількість молей, що містяться у певному об'ємі газу;
- об'єм, який займає певна маса газу;
- масу певного об'єму газу;
- густину та відносну густину газу за молярною масою газу;
- молярну масу невідомого газу на основі густини або відносної густини газу.

Приклад 1. Знайти кількість молекул CO_2 , що міститься у 11,2 л вуглекислого газу (н.у.).

Розв'язання

$$\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A};$$

$$n_{\text{молекул}} = \frac{V}{V_M} N_A = \frac{11,2 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Приклад 2. Визначити кількість молей SO_2 , що міститься у 3 л сірчистого газу (н.у.).

Розв'язання

$$n_M = \frac{V}{V_M} = \frac{1,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моля.}$$

Приклад 3. Знайти об'єм, який займає 32 г CH_4 (н.у.).

Розв'язання

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}; \quad V = \frac{m \cdot V_M}{M} = \frac{32 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{16 \text{ г/моль}} = 44,8 \text{ л.}$$

Приклад 4. Визначити масу одного літра кисню (н.у.).

Розв'язання.

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}$$

чи $M = \rho V_M$, тому що маса одного літра – за визначенням це густина, $\rho = \frac{m}{V}$

$$\rho = \frac{M}{V_M} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л,}$$

тобто маса одного літра кисню $m = 1,43 \text{ г}$.

Приклад 5. Знайти відносну густину хлору за повітрям.

Розв'язання. $D_{\text{повітря}}^{\text{Cl}_2} = \frac{M_{\text{Cl}_2}}{29} = \frac{71}{29} = 2,45$, де $M_{\text{повітря}} = 29 \text{ г/моль}$.

Приклад 6. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за повітрям дорівнює 22.

Розв'язання. $M_X = D_{\text{H}_2}^X \cdot 2 = 22 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$.

Приклад 7. Визначити об'єм, який займає 2 моль вуглекислого газу CO_2 (н.у.).

Розв'язання. $n_M = \frac{V}{V_M} \Rightarrow V = V_M \cdot n_M = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л}$.

Приклад 8. Визначити об'єм, який займає $5,4 \cdot 10^{22}$ молекул кисню (н.у.).

Розв'язання

$$\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A} \quad V = \frac{V_M \cdot n_{\text{молекул}}}{N_A} = \frac{22,4 \cdot 5,4 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ л.}$$

2.4 Розрахунки за рівнянням стану ідеальних газів

2.4.1 Типові завдання з розв'язанням

Для розрахунків в умовах, що відрізняються від нормальних, використовується рівняння стану ідеальних газів (рівняння Клапейрона-Менделєєва):

$$pV = 1000 \frac{m}{M} RT,$$

якщо об'єм вимірюється в літрах, тиск – у Паскалях, маса – у грамах, молярна маса – у грамах на моль, температура – у Кельвінах, $R = 8,314$ Дж/(моль·К).

Приклад 1. Маса 227 мл газу, який взято при температурі 37°C і при тиску 730 мм рт.ст., дорівнює 0,313 г. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язання

$$M = \frac{mRT \cdot 1000}{pV};$$

$$p = 97325 \text{ Па}; \quad V = 0,227 \text{ л}; \quad T = 310 \text{ К};$$

$$M = \frac{0,313 \cdot 8,314 \cdot 310 \cdot 10^3}{97325 \cdot 0,227} = 36,5 \text{ г/моль}.$$

Приклад 2. Визначити об'єм, який займає 140 г азоту при температурі 32°C і при тиску 2,8 атм.

Розв'язання

$$V = \frac{mRT \cdot 1000}{pM};$$

$$M_{\text{N}_2} = 28 \text{ г/моль}; \quad T = 305 \text{ К}; \quad p = 283710 \text{ Па};$$

$$V = \frac{140 \cdot 8,314 \cdot 305 \cdot 10^3}{283710 \cdot 28} = 44,7 \text{ л}.$$

Завдання 3. Певна кількість газу займає об'єм 152 мл при тиску 745 мм рт.ст. і температурі 25°C . Знайти об'єм тієї ж кількості газу при нормальних умовах ($T_1 = 273 \text{ К}; p_1 = 101325 \text{ Па}$).

Розв'язання.

$$pV = nRT; \quad n = \frac{pV}{RT} \quad \text{чи} \quad n = \frac{p_1 V_1}{RT_1};$$

$$\frac{pV}{RT} = \frac{p_1 V_1}{R T_1},$$

де p, V, T – початкові умови; p_1, V_1, T_1 – кінцеві умови;

$$V_1 = \frac{pVT_1}{p_1T_1};$$

$p = 99325 \text{ Па}; T = 298 \text{ К}; V = 0,152 \text{ л};$

$$V_1 = \frac{99325 \cdot 0,152 \cdot 273}{298 \cdot 101325} = 0,1365 \text{ л.}$$

Приклад 4. У закритій металевій ємності знаходиться газ при температурі 20°C . До якої температури необхідно нагріти цей газ, щоб збільшити його тиск у 3 рази?

Розв'язання

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_1V_1}{T_1};$$

$p_1 = 3p; T = 293 \text{ К}; V_1 = V.$

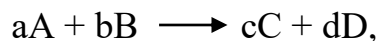
$$\frac{pV}{T} = \frac{3 \cdot pV}{T_1}; \quad \frac{1}{T} = \frac{3}{T_1};$$

$T_1 = 3T = 3 \cdot 293 = 879 \text{ К}, \text{ чи } t_1 = 606^\circ\text{C}.$

2.5 Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

2.5.1 Типові завдання з розв'язаннями

Завдання 1. Нехай загальна схема хімічної реакції



де A і B – вихідні речовини;

C і D – продукти реакції;

a, b, c, d – коефіцієнти.

Тоді можна записати рівняння

$$\frac{n_{M,A}}{a} = \frac{n_{M,B}}{b} = \frac{n_{M,C}}{c} = \frac{n_{M,D}}{d},$$

де n – кількість моль кожної речовини, яка бере участь у реакції.

Припустимо, що кількість даних речовин висловлено таким чином:

а) для A – кількістю молей;

б) для B – у об'ємних одиницях (тобто B – газоподібна речовина);

в) для C – у грамах;

г) для D – кількістю молекул.

Оскільки відомо, що

$$n_M = \frac{V}{V_M} = \frac{m}{M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

одержуємо формулу для розрахунків за рівнянням хімічної реакції

$$\frac{n_{M, A}}{a} = \frac{V_B}{V_M b} = \frac{m_C}{M_C c} = \frac{n_{\text{молекул, D}}}{N_A d}.$$

Приклад 1. Визначити кількість молей вуглекислого газу CO_2 , отриманого в результаті згоряння 24 г вуглецю.

Розв'язання. Рівняння реакції горіння вуглецю

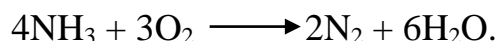


$$\frac{m_C}{M_C} = \frac{n_{M, \text{CO}_2}}{1};$$

$$n_{M, \text{CO}_2} = \frac{m_C}{M_C} = \frac{24}{12} = 2 \text{ моля.}$$

Приклад 2. Визначити об'єм кисню, необхідний для згоряння 17 г аміаку.

Розв'язання. Рівняння реакції горіння аміаку

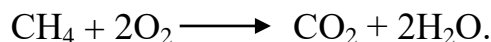


$$\frac{n_{\text{NH}_3}}{4M_{\text{NH}_3}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{3V_M};$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{NH}_3} \cdot 3 \cdot V_M}{4 \cdot M_{\text{NH}_3}} = \frac{17 \cdot 3 \cdot 22,4}{4 \cdot 17} = 16,8 \text{ л;}$$

Приклад 3. Визначити кількість молекул води, що утворяться при згорянні 10 л метану, н.у.

Розв'язання. Рівняння реакції горіння метану



$$\frac{V_{\text{CH}_4}}{1 \cdot V_M} = \frac{V_{\text{молекул, H}_2\text{O}}}{2 \cdot N_A};$$

$$V_{\text{молекул, H}_2\text{O}} = \frac{V_{\text{CH}_4} \cdot 2 \cdot N_A}{V_M} = \frac{10 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 5,4 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Завдання 2. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з реактивом, що містить домішки.

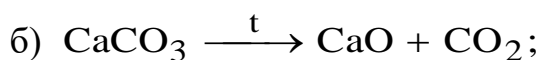
Перед звичайним розрахунком за рівнянням хімічної реакції визначається кількість чистого реактиву.

Приклад. Яку масу кальцій оксиду і який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна одержати при термічному розкладанні 20 г вапняку, що містить 80 % кальцій карбонату?

Розв'язання.

$$а) m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot \% \text{ вмісту чистої речовини}}{100\%};$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{вапняка}} \cdot \% \text{ CaCO}_3}{100\%} = \frac{20 \cdot 80}{100} = 16 \text{ г.}$$



$$\frac{m_{\text{CaCO}_3}}{1 \cdot M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{1 \cdot M_{\text{CaO}}} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{1 \cdot V_M};$$

$$m_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaO}}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{16 \cdot 56}{100} = 8,96 \text{ г;}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} \cdot V_M}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{16 \cdot 22,4}{100} = 3,58 \text{ л.}$$

Завдання 3. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з надлишком одного з реактивів.

Припустимо, що реактив В взято у надлишку, тоді формула для розрахунків за рівнянням хімічної реакції набуде виду

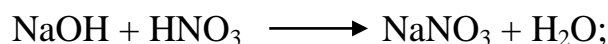
$$\frac{n_{M,A}}{a} < \frac{M_B}{b V_M} > \frac{m_C}{c M_C} = \frac{n_{\text{молекул,D}}}{d N_A}.$$

Елемент рівняння, що містить реактив у надлишку, виключається з розрахунків. Розрахунки ведуть за реактивом, взятому в недостатку. Можливий також розрахунок надлишку реактиву.

$$m_{\text{надлишку реактиву}} = m_{\text{речовини, взята для реакції}} - m_{\text{речовини, що прореагувала}}$$

Приклад. Визначити масу натрій нітрату, що утвориться в результаті взаємодії 130 г азотної кислоти з двома моль натрій гідроксида. Який реактив взято у надлишку, і яка маса надлишку цього реактиву?

Розв'язання. Визначаємо речовину в надлишку:



$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = 2 \text{ моль}; \quad \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 \cdot M_{\text{HNO}_3}} = \frac{130}{63} = 2,06 \text{ моль}.$$

Таким чином, нітратна кислота взята у надлишку:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} < \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 \cdot M_{\text{HNO}_3}}.$$

Розрахунок здійснюється за реактивом, який взято в недостатку, тобто за натрій гідроксидом:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{1 \cdot M_{\text{NaNO}_3}};$$

$$m_{\text{NaNO}_3} = n_{\text{M,NaOH}} \cdot M_{\text{NaNO}_3} = 2 \cdot 85 = 170 \text{ г}.$$

Розрахунок маси кислоти, необхідної для реакції з двома молями натрій гідроксиду:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 \cdot M_{\text{HNO}_3}};$$

$$m_{\text{HNO}_3} = n_{\text{M,NaOH}} \cdot M_{\text{HNO}_3} = 2 \cdot 63 = 126 \text{ г}.$$

Розрахунок маси надлишку нітратної кислоти:

$$m_{\text{надлишку}} = m_{\text{речовини, взята для реакції}} - m_{\text{речовини, що прореагувала}} = 130 - 126 = 4 \text{ г}.$$

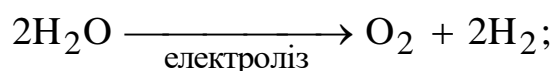
Завдання 4. Розрахунки з практичним виходом реакції.

Практичний вихід реакції ($R_{\text{пр}}$) – це відношення дійсної кількості отриманої речовини до його теоретично можливої кількості відповідно до рівняння реакції

$$R_{\text{пр}} = \frac{m_{\text{дійсна}}}{m_{\text{теоретична}}} 100 \text{ \%}.$$

Приклад 1. Отримано 620 г кисню електролізом 40 молей води. Визначити практичний вихід реакції.

Розв'язання. а) Спочатку розраховують теоретичну масу кисню за рівнянням реакції:



$$\frac{n_{M, H_2O}}{2} = \frac{m_{O_2}}{1 \cdot M_{O_2}};$$

$$m_{\text{теор}} = m_{O_2} = \frac{n_{M, H_2O} \cdot M_{O_2}}{2} = \frac{40 \cdot 32}{2} = 640 \text{ г.}$$

б) Визначаємо практичний вихід реакції:

$$R_{\text{пр}} = \frac{620}{640} \cdot 100\% = 96,88\%.$$

Приклад 2. Практичний вихід реакції синтезу аміаку дорівнює 30 %. Знайти масу аміаку, отриманого з 90 л водню, який взято для реакції синтезу (н.у.)?

Розв'язання. а) Знаходимо теоретичну масу аміаку:



$$\frac{m_{NH_3}}{2 \cdot M_{NH_3}} = \frac{V_{H_2}}{3 \cdot V_M}; \quad m_{NH_3} = \frac{2 \cdot M_{NH_3} \cdot V_{H_2}}{3 \cdot V_M} = \frac{2 \cdot 19 \cdot 90}{3 \cdot 22,4} = 45,54 \text{ г.}$$

б) Знаходимо за практичним виходом реакції дійсну масу аміаку:

$$m_{\text{дійсна } NH_3} = \frac{R_{\text{пр}} \cdot m_{\text{теор}}}{100\%} = \frac{30 \cdot 45,54}{100} = 13,66 \text{ г.}$$

2.5.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Визначити молярну масу газу, якщо 0,29 л його при температурі 29°C і тиску $1,064 \cdot 10^5$ Па (800 мм рт.ст.) мають масу 0,32 г.

2 Скільки потрібно взяти кальцій карбонату, щоб отриманим при його розкладенні вуглекислим газом наповнити балон об'ємом 40 л при температурі 15°C і тиску $1,013 \cdot 10^6$ Па?

3 Який об'єм кисню, узятого при 300°C і тиску $5,06 \cdot 10^5$ Па, витратиться на згоряння 10 кг кам'яного вугілля з утворенням CO_2 , якщо у вугіллі містилося 94 % С?

4 У електричній печі з 20 кг кальцій оксиду було отримано 16 кг кальцій карбиду. Реакція перебігає за рівнянням $CaO + 3C = CaC_2 + CO$. Визначити вихід кальцій карбиду і об'єм карбон (II) оксиду при температурі 546°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па.

5 При пропусканні над каталізатором суміші, що складається з 10 молей SO_2 і 15 молей O_2 , утворилося 8 молей SO_3 . Скільки молей SO_2 і O_2 не прореагувало?

3 ЕКВІВАЛЕНТ, ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Стислі теоретичні відомості

Еквівалентом елемента називається така його кількість, що з'єднується без залишку з одним молем атомів гідрогену або заміщує його в хімічних реакціях.

Наприклад, один еквівалент хлору в HCl становить 1 моль його атомів, тому що стільки його з'єднується з 1 молем атомів гідрогену. Один еквівалент кисню в H₂O відповідає 0,5 моля атомів кисню, тому що на один моль атомів гідрогену доводиться 0,5 моля атомів кисню.

Еквівалентом складної речовини називається така його кількість, що взаємодіє без залишку з одним еквівалентом гідрогену або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Еквівалентна маса (E) – це маса одного еквівалента речовини. Зазвичай еквівалентна маса виражається у грамах на моль.

Так, еквівалентна маса хлору й кисню відповідно дорівнюють:

$$E_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ г/моль};$$
$$E_{\text{O}} = 8 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентні маси елементів визначаються за формулою

$$E_{\text{елемента}} = \frac{M}{V},$$

де M – молярна маса елемента, г/моль;

V – валентність елемента.

Рекомендуємо самостійно знайти еквівалентні маси декількох елементів.

Еквівалентні маси складних речовин визначаються за формулами:

$$E_{\text{оксиду}} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{i \cdot V};$$

де i – індекс елемента в оксиді,

V – валентність елемента;

$$E_{\text{CuO}} = \frac{80}{2} = 40 \text{ г/моль}.$$

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{n_{\text{атомів H}}},$$

де n – кількість атомів гідрогену в кислоті, що беруть участь у реакції.

Наприклад: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль.}$$

$$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{n_{\text{ОН-груп}}},$$

де n – кількість груп ОН, що беруть участь у реакції.

Наприклад: $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$$E_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = \frac{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{2} = \frac{58}{2} = 29 \text{ г/моль.}$$

$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgOHCl} + \text{H}_2\text{O}$;

$$E_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = \frac{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{1} = \frac{58}{1} = 58 \text{ г/моль.}$$
$$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{i \cdot B},$$

де i – індекс металу в солі,

B – валентність металу.

Наприклад:

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{3 \cdot 2} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентну масу будь-якої сполуки можна також визначити, підсумовуючи еквівалентні маси всіх складових його елементів.

Закон еквівалентів (Ріхтер, 1791 р.):

Речовини реагують одна з одною у кількостях, пропорційних їхнім еквівалентним масам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}.$$

Інакше кажучи, у реакції бере участь рівна кількість їхніх еквівалентів або еквівалентних мас:

$$n_{E_1} = n_{E_2},$$

де n_E – кількість еквівалентних мас, $n_E = \frac{m}{E}$.

Закон еквівалентів може бути записаний в іншій формі:

$$\frac{m_1}{E_1} = n_E = \frac{m_2}{E_2}.$$

Закон еквівалентів використовується для складання хімічних формул, а також для розрахунків за хімічними реакціями, без написання рівняння хімічної реакції.

3.1 Типові Завдання з розв'язанням

Завдання 1. Визначити еквівалентні маси металів у наступних сполуках: Na_2SO_4 ; K_2MnO_4 ; MnO_2 ; Mn_2O_7 ; PbO_2 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; AlCl_3 .

Приклад. Визначити еквівалентну масу маргану в оксиді маргану Mn_2O_7 .

Розв'язання. За хімічною формулою визначаємо валентність маргану: $V_{\text{Mn}} = 7$. Потім за формулою для визначення еквівалентних мас хімічних елементів знаходимо еквівалентну масу маргану:

$$E_{\text{Mn}} = \frac{M_{\text{Mn}}}{V_{\text{Mn}}} = \frac{55}{7} = 7,9 \text{ г/моль.}$$

Завдання 2. Визначити еквівалентні маси наступних хімічних сполук: PbO_2 ; Mn_2O_7 ; $\text{Ni}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; HNO_2 ; H_3PO_4 ; CaCl_2 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Приклад. Визначити еквівалентну масу H_3PO_4 .

Розв'язання. Для кислот еквівалентна маса знаходиться за формулою

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{n_{\text{H}}}$$

Тому що кількість атомів гідрогену кислоти n , що беруть участь у реакції, не вказується, у розрахунковій формулі береться максимальна кількість атомів гідрогену в кислоті, здатних брати участь у реакції: $n=3$.

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль.}$$

Завдання 3. Обчислити еквівалентну масу металу, знаючи, що його хлорид містить 65,57% хлору. Еквівалентна маса хлору дорівнює 35,45 г/моль.

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Me}}} = \frac{\% \text{ Cl}}{\% \text{ Me}}, \text{ запишемо } \frac{\% \text{ Cl}}{\% \text{ Me}} = \frac{E_{\text{Cl}}}{E_{\text{Me}}}$$

Розв'язання. Тому що

$$\% \text{ Me} = 100 \% - \% \text{ Cl} = 100 - 65,57 = 34,43 \%;$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{\% \text{ Me} \cdot E_{\text{Cl}}}{\% \text{ Cl}} = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62 \text{ г/моль.}$$

Завдання 4. 5,2 г метала взаємодіє з 3,5 г азоту з утворенням нітриду. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність нітрогену – 3?

Розв'язання. Відповідно до закону еквівалентів:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{N}}} = \frac{E_{\text{Me}}}{E_{\text{N}}}; E_{\text{N}} = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot E_{\text{N}}}{m_{\text{N}}} = \frac{5,2 \cdot 4,67}{3,5} = 6,9 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{M_{\text{Me}}}{\nu}; M_{\text{Me}} = E_{\text{Me}} \cdot \nu; M_{\text{Me}} = 6,9 \cdot 1 = 6,9 \text{ г/моль.}$$

Невідомий метал – літій з молярною масою, яка дорівнює 6,9 г/моль.

Завдання 5. 5 г алюмінію взаємодіє з киснем з утворенням 9,44 г алюміній оксиду. Знайти еквівалентну масу алюмінію і його валентність. Визначити хімічну формулу алюміній оксиду.

Розв'язання.

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{E_{\text{Al}}}{E_{\text{O}}},$$

де $E_{\text{O}} = 8 \text{ г/моль}$;

$$m = m_{\text{оксиду}} - m_{\text{Al}} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г.}$$

$$E_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}} \cdot E_{\text{O}}}{m_{\text{O}}} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9 \text{ г/моль}$$

Хімічна формула алюміній оксиду – Al_2O_3 .

Завдання 6. Певна кількість металу взаємодіє з 1,78 г сірки або з 8,89 г бром. Визначити еквівалентну масу бром, якщо еквівалентна маса сульфору дорівнює 16 г/моль.

Розв'язання. Оскільки кількості еквівалентних мас реагуючих між собою речовин рівні

$$n_{E, \text{Me}} = n_{E, \text{Br}} \text{ і } n_{E, \text{Me}} = n_{E, \text{S}},$$

$$\text{одержуємо: } n_{E, \text{Br}} = n_{E, \text{Me}} = n_{E, \text{S}},$$

$$\text{чи} \quad \frac{m_{\text{Br}}}{E_{\text{Br}}} = n_{\text{E,Me}} = \frac{m_{\text{S}}}{E_{\text{S}}},$$

$$\text{тому} \quad E_{\text{Br}} = \frac{m_{\text{Br}} \cdot E_{\text{S}}}{m_{\text{S}}} = \frac{8,89 \cdot 16}{1,78} = 79,9 \text{ г/моль.}$$

Завдання 7. Яку валентність виявляє ферум, якщо для розчинення 5,58 г його необхідно було 7,3 г хлоридної кислоти. Яка формула ферум хлориду, що утворюється?

Розв'язання.

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{HCl}}}; \quad E_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}} \cdot E_{\text{HCl}}}{m_{\text{HCl}}},$$

де $E_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль.}$

$$E_{\text{Fe}} = \frac{5,58 \cdot 36,5}{7,3} = 27,9 \text{ г/моль;}$$

$$E_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{V} \Rightarrow V = \frac{M_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{55,8}{27,9} = 2.$$

Формула ферум хлориду, що утвориться – FeCl_2 .

Завдання 8. Визначити кількість хлоридної, етанової і сульфатної (розведеної) кислот, які необхідні для розчинення 10 г цинку (валентність цинку дорівнює 2).

Розв'язання. $n_{\text{E,Zn}} = n_{\text{E,кислоти}};$

$$n_{\text{E,Zn}} = \frac{m}{E_{\text{Zn}}} = \frac{m \cdot V}{M_{\text{Zn}}} = \frac{10 \cdot 2}{65,4} = 0,31 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{E,кислоти}} = 0,31 \text{ моль;}$$

$$n_{\text{E,кислоти}} = \frac{m_{\text{кислоти}}}{E_{\text{кислоти}}} = \frac{m_{\text{кислоти}} \cdot n_{\text{H}}}{M_{\text{кислоти}}}; \quad m_{\text{кислоти}} = \frac{n_{\text{E,кислоти}} \cdot M_{\text{кислоти}}}{n_{\text{H}}};$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{0,31 \cdot 36,5}{1} = 11,3 \text{ г;}$$

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0,31 \cdot 60}{1} = 18,6 \text{ г;}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,31 \cdot 98}{2} = 15,2 \text{ г.}$$

Завдання 9. Скласти рівняння реакції взаємодії натрій гідроксида з ортофосфатною кислотою, якщо відомо, що 8 г NaOH реагують з 9,8 г фосфатної кислоти без залишку.

Розв'язання. Кислотність лугу дорівнює 1, тому еквівалентна маса NaOH буде такою:

$$E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = 40 \text{ г/моль.}$$

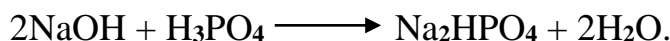
Оскільки основність фосфатної кислоти дорівнює 3, то кількість атомів гідрогену, що беруть участь у реакції, може бути 1, 2 і 3. Для написання рівняння реакції необхідно визначити кількість атомів гідрогена у фосфатній кислоті n , що беруть участь у реакції.

$$n_E = \frac{m_{\text{NaOH}}}{E_{\text{NaOH}}} = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{E_{\text{H}_3\text{PO}_4}};$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{E_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{40 \cdot 9,8}{8} = 49 \text{ г/моль.}$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{n_H} \Rightarrow n_H = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{E_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{98}{49} = 2.$$

Рівняння хімічної реакції наступне:

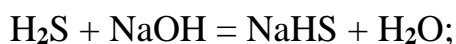
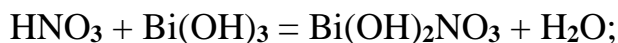


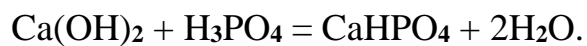
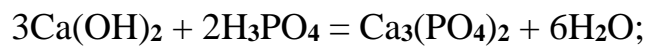
3.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Розрахувати еквівалентну масу олова, якщо при нагріванні 0,92 г його в струмі кисню утвориться 1,17 г станум оксиду.

2 1 кг калію з'єднується з 0,9 г хлору, а також з 2,0 г бромю. Знайти еквівалентні маси калію і бромю, якщо еквівалентна маса хлору дорівнює 35,5 г/моль.

3 Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:





4 Визначити еквівалентну масу металу, якщо 0,035 г цього технічного металу, який має 20 % домішок (не взаємодіючих з кислотою), виділив з кислоти 11,9 мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C і тиску $1,03 \cdot 10^5$ Па (274,53 мм рт.ст.). Тиск водяної пари при 17°C дорівнює $0,193 \cdot 10^5$ Па (14,53 мм рт.ст.).

4 БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

4.1 Типові завдання з розв'язанням



Завдання 1. Який склад ізотопу ?

Розв'язання. Кількість протонів, що містяться в ядрі, $Z = 24$. Так як сума протонів і нейтронів, що містяться в ядрі, дорівнює 52, то кількість нейтронів дорівнює 28. Електронна оболонка складається з електронів, число яких дорівнює числу протонів, тобто 24, тому що атом електронейтральний.

Завдання 2. Знайти кількість електронних орбіталей з наступним енергетичним станом: 5f, 2s, 3d, 4p. Визначити максимальну кількість електронів, що характеризуються цими енергетичними станами.

Приклад. Знайти кількість орбіталей для енергетичного стану 5f.

Розв'язання. 5f – п'ятий енергетичний рівень – $n = 5$. підрівень f ($l = 3$). При $l = 3$ магнітне квантове число набуває значень: -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3. Таким чином, кількість орбіталей дорівнює 7. Кожна орбіталь може містити максимум 2 електрони. Максимальна кількість електронів, що характеризуються енергетичним станом 5f, дорівнює 14.

Завдання 3. Описати орбіталь, стан якої характеризується наступним набором трьох квантових чисел:

а) $n = 3, l = 0, m_l = 0$;

б) $n = 2, l = 1, m_l = 0$;

в) $n = 4, l = 2, m_l = 0$.

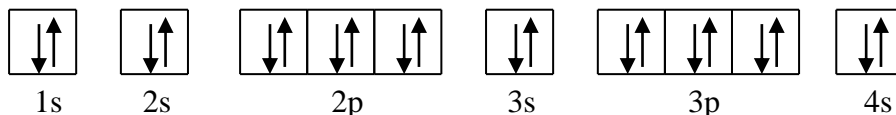
Приклад. Описати орбіталь, яка характеризується наступними квантовими числами: $n = 3, l = 0, m_l = 0$.

Розв'язання. $l = 0$ – це s-орбіталь, яка має сферичну конфігурацію, орбіталь знаходиться на третьому енергетичному рівні (3s) і має єдину можливу орієнтацію в просторі ($m_l = 0$).

Завдання 4. Скласти електронну й електронно-графічну формули: Ca, Fe, Ta, Rn у незбудженому стані.

Приклад. Скласти електронну та електронно-графічну формули Ca.

Розв'язання. ${}_{20}\text{Ca} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



Завдання 5. Скласти електронні формули іонів: Na^+ , Cl^- , S^{2-} , Fe^{3+} , Sn^{4+} , P^{3-} , H^+ , H^- .

Приклад. Скласти електронні формули Na^+ і Cl^- .

Розв'язання. ${}_{11}\text{Na}^+ \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

${}_{17}\text{Cl}^- \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Завдання 6. Дати повну характеристику хімічного елемента, виходячи з його місцезнаходження у періодичній системі хімічних елементів.

Приклад. Дати повну характеристику силіцію.

Порядковий номер 14.

Число протонів у ядрі 14.

Заряд ядра +14.

Відносна атомна маса 28.

Кількість нейтронів у найбільш розповсюдженому ізотопі ($^{28}_{14}\text{Si}$) 14.

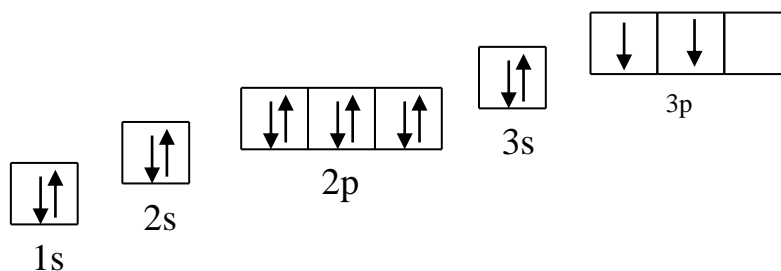
Кількість електронів в електронній оболонці 14.

Кількість електронних шарів 3.

Розподіл електронів в електронній оболонці:

а) ${}_{14}\text{Si} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

б)

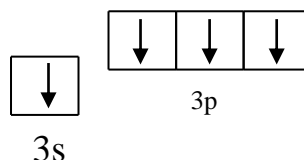


Кількість валентних електронів – 2 (непарні електрони, що знаходяться на останньому енергетичному рівні).

Валентність атома: а) у незбудженому стані – 2;

б) у збудженому стані – 4.

${}_{14}\text{Si}^* \dots 3s^1 3p^3$;



Місце розташування силіцію в періодичній системі – силіцій знаходиться в третьому періоді, у головній підгрупі четвертої групи.

Сімейство, до якого відноситься силіцій – р-сімейство; Si - р-елемент.

Відповідно до значення електронегативності (1,8) силіцій є одночасно і металом і неметалом, цей хімічний елемент займає проміжне положення між металами і неметалами і відноситься до перехідних елементів.

Порівняння електронегативності силіцію із сусідами за групою та за періодом призводить до висновків:

а) щодо сусідів за групою – силіцій більш електронегативний, ніж германій, але менш електронегативний, ніж карбон;

б) щодо сусідів за періодом – силіцій більш електронегативний, ніж алюміній, але менш електронегативний, ніж фосфор.

4.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Зі скількох підрівней складаються енергетичні рівні при наступних значеннях головного квантового числа: а) $n=1$; б) $n = 3$; в) $n = 4$; г) $n = 2$? Навести позначення типів підрівней за допомогою літер.

2 Визначити кількість електронних орбіталей, що характеризуються наступними значеннями головного й орбітального квантових чисел: а) $n = 1$, $l = 2$; б) $n = 3$, $l = 1$; в) $n = 5$; $l = 0$. Навести значення цих орбіталей за допомогою літер.

3 Яка кількість електронів може знаходитися у наступних енергетичних станах: а) $2s$, б) $4p$, в) $3d$, г) $5f$? Сформулювати правила, якими визначається кількість електронів даного енергетичного підрівня.

4 Яка максимальна ємність енергетичних рівнів при а) $n = 1$, б) $n = 6$, в) $n = 4$, г) $n=3$, д) $n = 5$?

5 Описати орбіталь й електронну хмару, стан якої характеризується квантовими числами: а) $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$; б) $n = 3$, $l = 1$, $m_l = +1$; в) $n = 3$; $l = 3$, $m_l = 0$.

6 Якими правилами визначається порядок заповнення електронних оболонок атомів? Кількість електронів в атомі? Навести електронні конфігурації незбуджених атомів Br, Mn, Ge, Ti.

7 Скільки в атомі Mg: а) електронів; б) енергетичних рівнів і підрівней? Навести електронну конфігурацію незбудженого атома елемента.

8 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного шару інертних газів (крім He).

9 Які елементи відносяться до s-, p-, d-сімейства? Що загального у цих елементів?

10 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного рівня галогенів.

11 Складіть електронно-графічну формулу атома елемента нітрогену.

12 Складіть електронно-графічну формулу останнього рівня атома елемента: а) хлору, б) сульфуру, в) хрому, г) титана.

13 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного рівня галогенів і складіть загальну електронно-графічну формулу зовнішнього рівня елементів VII групи головної підгрупи.

14 Що загального мають електронні оболонки Rb, Ag і чим вони відрізняються?

15 Визначить можливі валентності елементів за порядковими номерами: а) 16, б) 7, в) 33, г) 14, д) 41.

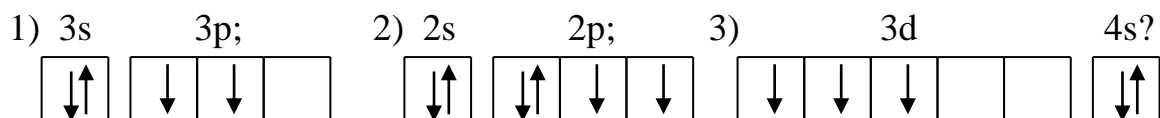
16 Поясніть, чому флуор може виявляти тільки постійну валентність, яка дорівнює 1, а хлор – перемінну. Які саме?

17 Поясніть, чому гелій і неон є істинно інертними газами, а інші можуть вступати в хімічні взаємодії.

18 Визначити, для яких елементів зображена структура останнього електронного шару?

1) $2s^2 2p^3$; 2) $3s^2 3p^1$; 3) $3d^5 4s^2$; 4) $5s^2$?

19 Структури яких елементів зображені нижче?



20 Які елементи періодичної системи повинні мати постійну валентність?

21 Складіть електронні й електронно-графічні формули останніх енергетичних рівнів елементів з порядковими номерами: 1) 12, 2) 20, 3) 39, 4) 48.

22 Поясніть, чому окисен виявляє постійну валентність, а сульфур – перемінну?

23 Укажіть можливі валентності елемента: 1) 19, 2) 31, 3) 35.

24 Яка форма електронної хмари, характеризується наступним набором квантових чисел: 1) $n = 1, l = 0, m_l = 0$; 2) $n = 3, l = 1, m_l = 0$?

5 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

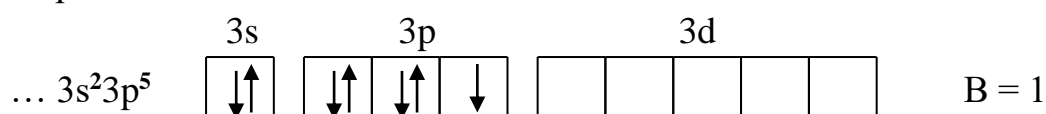
5.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Укажіть усі можливі валентності для наступних хімічних елементів: Br, S, Cl, Se, I, P, C, N, Si. Поясніть, чому хімічні елементи, що знаходяться у непарних групах періодичної системи, виявляють переважно непарні валентності, а в парних групах – парні валентності.

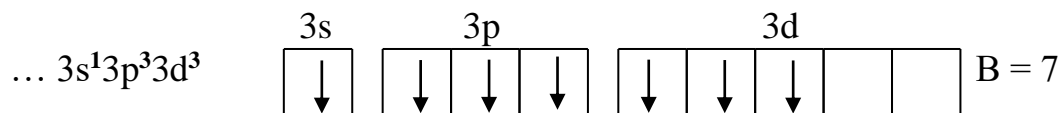
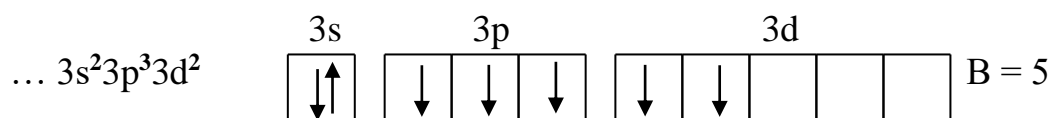
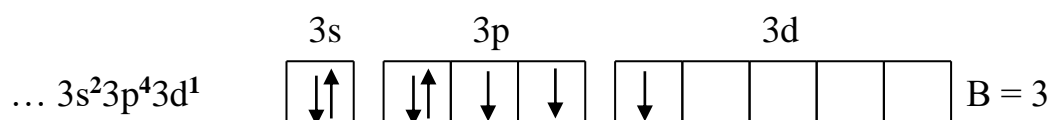
Приклад. Укажіть усі можливі валентності для Cl.

Розв'язання. Структура зовнішнього електронного шару цього елемента наступна:

Нормальний стан атома Cl:



Збуджені стани:

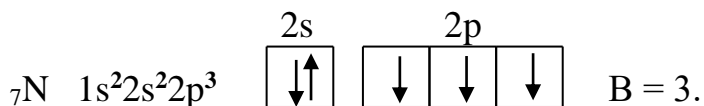


Для хлору, як і для будь-якого іншого хімічного елемента, що знаходиться в непарній групі, число електронів непарне, а послідовне їхнє збудження дає завжди непарне число непарних електронів, Таким чином, їхні валентності будуть непарними.

Завдання 2. Пояснити, чому молекула PCl_5 існує, тоді як молекула NCl_5 не існує; а також пояснити причину наступного: молекула SF_6 існує, а молекула OF_6 не існує; молекула Cl_2O_5 існує, а молекула F_2O_5 не існує.

Приклад. Пояснити, чому молекула PCl_5 існує, а молекула NCl_5 не існує.

Розв'язання. Молекула NCl_5 не може існувати, тому що нітроген має тільки 3 непарних електрони, які можуть утворювати 3 хімічні зв'язки. Розпарювання двох s електронів у межах другого останнього енергетичного рівня неможливе. Електронна формула атома нітрогену:



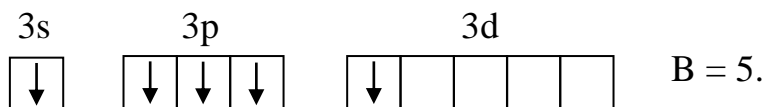
Можливе існування молекули NCl_3 .

На останньому електронному рівні в нітрогені може знаходитися два електронних підрівня. Таким чином, немає можливості збудження атома нітрогену в межах існуючих енергетичних рівнів.

Для фосфору картина інша, його останній електронний рівень ($n=3$) має три електронних підрівня. У незбудженому стані фосфор виявляє валентність 3, а в збудженому – 5. Таким чином, фосфор може утворити сполуку PCl_5 . Електронна формула атома фосфору:

незбуджений стан P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$ $V = 3$;

збуджений стан P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$;



Завдання 3. Зобразити схеми утворення хімічних зв'язків у молекулах: а) Li_2 , б) Na_2 , в) Cl_2 , г) Br_2 за методом валентних зв'язків (МВЗ) і за методом молекулярних орбіталей (ММО).

Приклад. Зобразити схему утворення хімічного зв'язку в Li_2 за МВЗ і ММО.

Розв'язання. Відповідно до методу валентних зв'язків схема молекули Li_2 наступна: $\text{Li} \cdot \cdot \text{Li}$.

Відповідно до методу молекулярних орбіталей схема утворення молекули Li_2 : $2\text{Li} [2s^1] \longrightarrow \text{Li}_2 [(\sigma 2s)^2]$ подана на рисунку 5.1.

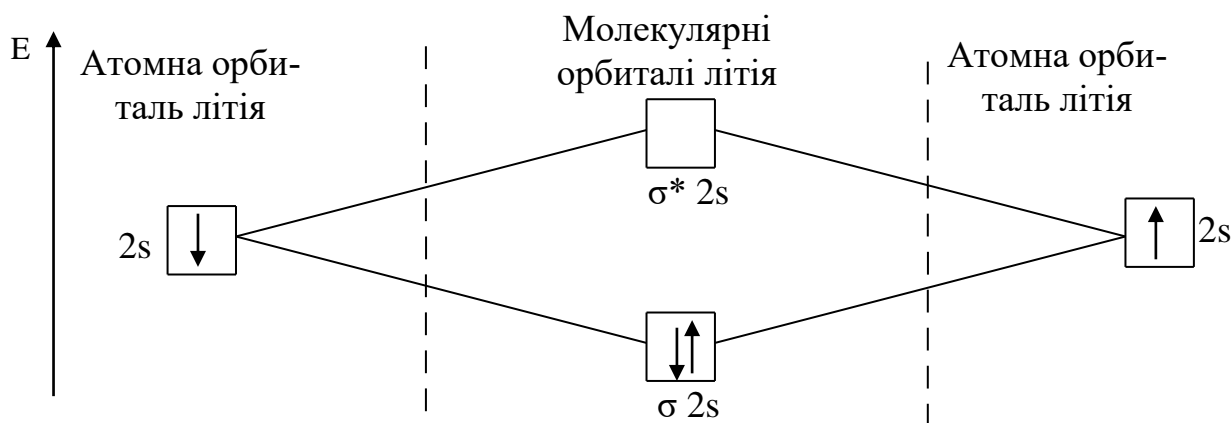
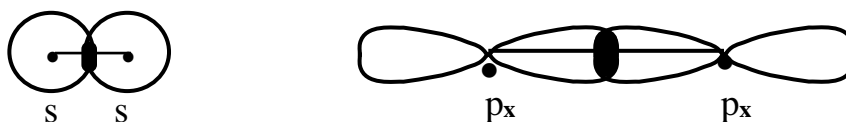


Рисунок 5.1 – Енергетична схема утворення молекули Li_2 за ММО

Завдання 4. Розглянути перекривання: s-s-, p_x - p_x -, p_y - p_y -, p-d- і d-d-орбіталей. У яких випадках утворяться σ - і π - зв'язки?

Розв'язання. При перекриванні s-s- і p_x - p_x -орбіталей утвориться σ зв'язок.

Схема утворення σ -зв'язку:



При перекриванні p_y - p_y -, p - d і d - d -орбіталей утвориться π -зв'язок.

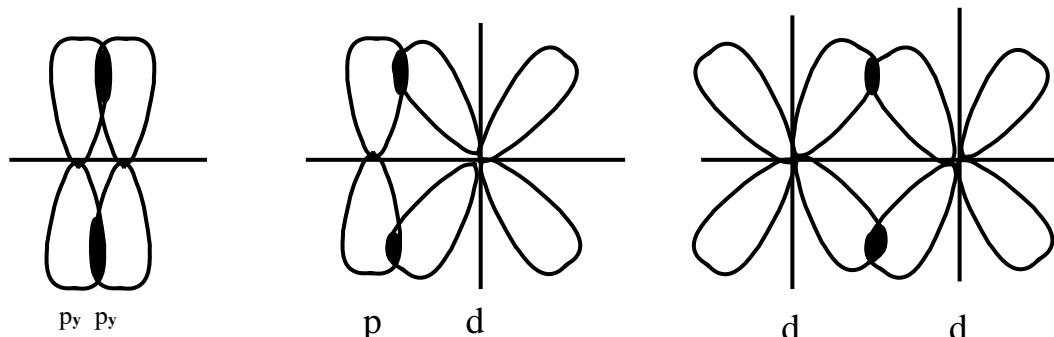


Рисунок 5.2 – Схема утворення π -зв'язку

Завдання 5. Укажіть види хімічних зв'язків у молекулах наступних сполук: NH_3 , Cl_2 , H_2S , CaF_2 , N_2 , H_2O , LiBr .

Розв'язання. Визначимо різницю електронегативностей взаємодіючих атомів у сполуках:

NH_3 : $\Delta EN = EN_{(\text{N})} - EN_{(\text{H})} = 3 - 2,1 = 0,9$ – зв'язок ковалентний полярний.

Cl_2 : $\Delta EN = EN_{(\text{Cl})} - EN_{(\text{Cl})} = 0$ – зв'язок ковалентний неполярний.

H_2S : $\Delta EN = EN_{(\text{S})} - EN_{(\text{H})} = 2,5 - 2,1 = 0,4$ – зв'язок ковалентний полярний.

CaF_2 : $\Delta EN = EN_{(\text{F})} - EN_{(\text{Ca})} = 4 - 1 = 3$ – зв'язок іонний.

N_2 : $\Delta EN = EN_{(\text{N})} - EN_{(\text{N})} = 0$ – зв'язок ковалентний неполярний.

H_2O : $\Delta EN = EN_{(\text{O})} - EN_{(\text{H})} = 3,5 - 2,1 = 1,4$ – зв'язок ковалентний полярний.

LiBr : $\Delta EN = EN_{(\text{Br})} - EN_{(\text{Li})} = 2,8 - 1 = 1,8$ – зв'язок іонний.

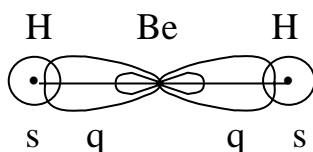
Завдання 6. Серед наступних молекул Be_2 , HBr , PCl_3 , BBr_3 , SiH_4 , CCl_4 вкажіть молекули з гібридизацією. Якого типу ця гібридизація?

Приклад. Який тип гібридизації в молекулі BeH_2 ?

Розв'язання. У незбудженому стані електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня наступна: $\text{Be } 2s^2 2p^0$ $V = 0$.

У збудженому стані $\text{Be}^* 2s^1 2p^1$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \downarrow & \downarrow & \\ \hline \end{array}$ $V = 2$.

Утворення двох ідентичних зв'язків з 2 атомами гідрогену вимагає гібридизації типу $sp^1 \longrightarrow q^2$



Завдання 7. Яка форма наступних молекул:

SCl_2 , HI , BF_3 , PH_3 , BeH_2 , CF_4 , NH_3 , H_2O ?

Приклад. Яка форма молекули SCl_2 ?

Розв'язання. Електронні конфігурації останніх електронних шарів S і Cl наступні:

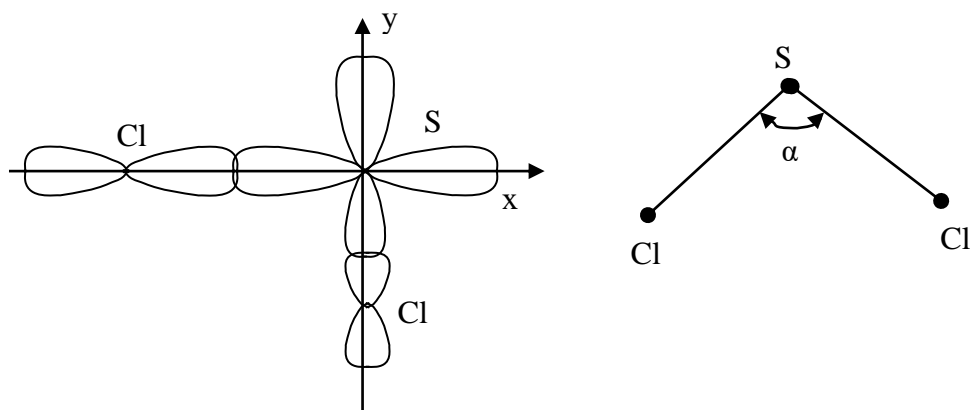
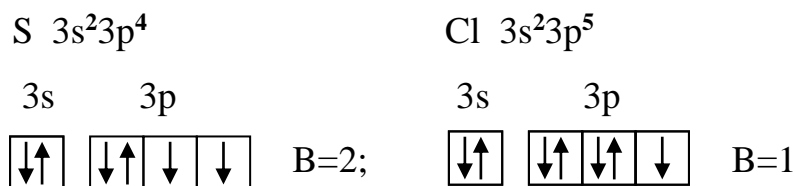


Рисунок 5.3 – Схема перекривання електронних орбіталей у молекулі SCl_2

Обидва неспарених p-електрони сульфуру беруть участь в утворенні зв'язків із двома атомами хлору, що мають по одному неспареному p-електрону й утворюють кутову молекулу SCl_2 з кутом α трохи завбільшки 90°

5.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Визначить вид хімічного зв'язку в сполуках: CaO , NF_3 , NaF , HClO_3 , K_2S , N_2 , NaOH , H_2SO_4 .

2 Укажіть, у якій із сполук кожної пари більш виражена полярність зв'язку: а) NaCl і SCl_2 ; б) H_2O і H_2S ; в) NaF і NaCl ; г) PCl_3 і AlCl_3 ; д) Li_2O і BeO .

3 Поясніть утворення молекули HF з використанням електронно-графічних схем зовнішніх електронних рівнів вихідних атомів. Покажіть просторове перекривання валентних електронних хмар взаємодіючих атомів. Виконайте те ж для молекул: а) H_2O ; б) H_2S ; в) PH_3 .

4 Який тип гібридизації атома карбона в молекулі метану CH_4 ? Укажіть величину валентного кута HCH у молекулі.

5 Чому: а) молекула AlCl_3 плоска, а молекула NH_3 тетраедрична; б) молекула BeCl_2 лінійна, а молекула H_2O кутова?

6 Визначте формули сполук, що утворюються при взаємодії: а) фосфору і хлору; б) сульфуру і кисню; в) фосфору і кисню; г) сульфуру і фтору.

7 Визначте формули сполук, що утворюються при взаємодії: а) кальцію і сульфуру; б) натрію і фосфору; в) літію і нітрогену; г) магнію і фтору.

8 Відоме існування молекули BF_3 . Покажіть, що електронна конфігурація атома бора в його незбудженому стані не дозволяє передбачати існування цієї сполуки.

9 Запропонуйте стан гібридизації атома бора, що пояснює утворення молекули BF_3 . Яка її геометрична форма?

10 Чи існує молекула B_2 ? Якщо так, то яка кратність зв'язку бор–бор? У збудженому стані бор виявляє валентність 3. Який тип гібридизації виявляє бор при утворенні молекули BCl_3 ? Укажіть вид зв'язку B–Cl. Яка форма молекули BCl_3 ?

6 ТЕРМОХІМІЧНІ І ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

6.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Розрахунки за ентальпією реакції.

Приклад 1. Розрахувати енергетичний ефект хімічної реакції в стандартних умовах: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{SO}_3(\text{г}) \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})$. Відомі ентальпії утворення сполук, що беруть участь у реакції:

$$\Delta H^0_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = -3434 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} = -1675 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{SO}_3} = -395,2 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання. Ентальпія цієї реакції розраховується за формулою

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - (\Delta H^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} + 3\Delta H^0_{298, \text{SO}_3}).$$

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = -3434 + 1675 + 3 \cdot 395,2 = -573,4 \text{ кДж}.$$

Ентальпія системи під час реакції зменшується, у цьому випадку енергія виділяється, реакція екзотермічна.

Приклад 2. Розрахувати ентальпію реакції $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ у стандартних умовах, знаючи ентальпії згоряння речовин, що беруть участь у реакції:

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_4} = -1411,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. H}_2} = -285,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_6} = -1560,2 \text{ кДж/моль}.$$

Ентальпію реакції можна розрахувати за формулою

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{зг. вихід. речовин}} - \Delta H^0_{298, \text{зг. продуктів}};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_4} + \Delta H^0_{298, \text{зг. H}_2} - \Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_6}$$

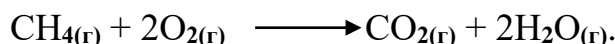
$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = -1411,3 - 285,5 + 1560,2 = -136,6 \text{ кДж}.$$

Дана реакція екзотермічна.

Приклад 3. Визначити ентальпію утворення метану, знаючи, що ентальпія реакції горіння метану $\Delta H^0_{298, \text{р}} = -804,75 \text{ кДж}$, а стандартні зна-

чення ентальпій утворення CO_2 і H_2O дорівнюють відповідно -396 кДж/моль і $-241,8$ кДж/моль.

Розв'язання.



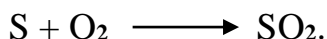
$$\Delta H^0_{298,\text{p}} = \Delta H^0_{298,\text{CO}_2} + 2\Delta H^0_{298,\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{298,\text{CH}_4}.$$

Звідки

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298,\text{CH}_4} &= \Delta H^0_{298,\text{CO}_2} + 2\Delta H^0_{298,\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{298,\text{p}} = \\ &= -396 - 2 \cdot 241,8 + 804,75 = -74,85 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Приклад 4. Яка кількість тепла виділяється під час горіння 10 г сірки, якщо стандартне значення ентальпії утворення SO_2 дорівнює $-296,9$ кДж/моль.

Розв'язання. Рівняння хімічної реакції горіння сірки:



Ентальпія цієї реакції визначається за формулою

$$\Delta H^0_{298,\text{p}} = \Delta H^0_{298,\text{SO}_2}; \quad \Delta H^0_{298,\text{p}} = -296,9 \text{ кДж}$$

Реакція екзотермічна.

Визначаємо кількість тепла, що виділиться при горінні 10 г сірки.

Відповідно до рівняння реакції 1 моль дає 296,9 кДж тепла. Складаємо пропорцію:

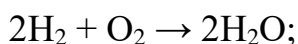
$$\begin{aligned} 32 \text{ г S} &- 296,9 \text{ кДж,} \\ 10 \text{ г S} &- x \text{ кДж,} \\ x &= \frac{10 \text{ г} \cdot 296,9 \text{ кДж}}{32 \text{ г}} = 93 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

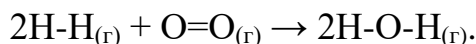
Завдання 2. Розрахунок енергії зв'язку за ентальпією.

Приклад. Визначити енергію зв'язку O-H у молекулі води, якщо відомо стандартне значення ентальпії утворення води у газоподібному стані, яке дорівнює $-241,6$ кДж/моль, та енергії зв'язку у молекулі кисню й у молекулі водню.

$$\begin{aligned} E_{\text{O=O}} &= 493,24 \text{ кДж/моль;} \\ E_{\text{H-H}} &= 434,72 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

Розв'язання. Рівняння реакції утворення води:





Відомо, що для реакції з участю всіх речовин у газоподібному стані ентальпія може бути визначена з наступною формулою:

$$\Delta H_{298,\text{p}}^0 = \sum E_{\text{зв.вихід.речовин}} - \sum E_{\text{зв.продуктів}};$$

$$\Delta H_{298,\text{p}}^0 = 2\Delta H_{298,\text{H}_2\text{O}(\text{r})}^0 = -241,6 \cdot 2 = -483,2 \text{ кДж};$$

$$\Delta H_{298,\text{p}}^0 = 2E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{O}=\text{O}} - 4E_{\text{H}-\text{O}},$$

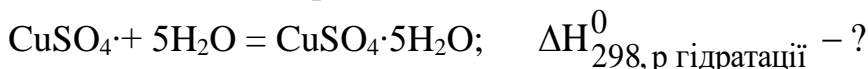
звідки

$$E_{\text{H}-\text{O}} = \frac{2E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{O}=\text{O}} - \Delta H_{298,\text{p}}^0}{4} =$$

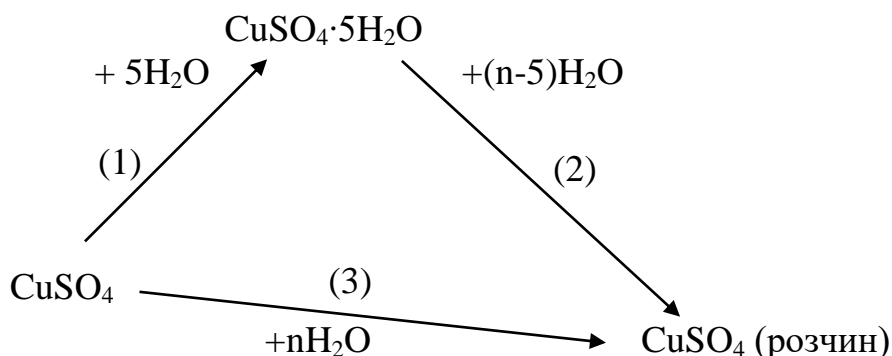
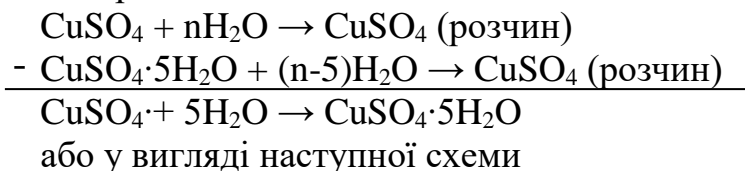
$$= \frac{2 \cdot 434,72 + 493,24 - (-483,2)}{4} = 461,47 \text{ кДж/моль}.$$

Завдання 3. Розрахунок ентальпії гідратації.

Приклад. Відомі ентальпії розчинення безводного купрум (II) сульфату (-66,46 кДж/моль) та кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (+11,7 кДж/моль). Визначити ентальпію гідратації CuSO_4 .



Розв'язання. Реакція гідратації може бути подана як алгебраїчна різниця двох реакцій:



Згідно до закону Гесса

$$\Delta H_{(1)} + \Delta H_{(2)} = \Delta H_{(3)}$$

чи

$$\Delta H_{298, p}^0 \text{ гідратації} + \Delta H_{298, \text{розчинення}}^0 \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \Delta H_{298, \text{розчинення}}^0 \text{ CuSO}_4$$

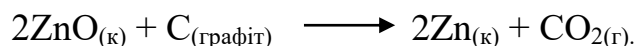
Звідси

$$\Delta H_{298, p}^0 \text{ гідратації} = \Delta H_{298, \text{розчинення}}^0 \text{ CuSO}_4 - \Delta H_{298, \text{розчинення}}^0 \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O},$$

$$\Delta H_{298, p}^0 \text{ гідратації} = -66,46 - 11,7 = -78,16 \text{ кДж/моль}.$$

Завдання 4. Розрахунок ентропії реакції.

Приклад. Розрахувати зміну ентропії системи під час наступної реакції:



Стандартні значення ентропій речовин, які беруть участь у реакції наступні:

$$S_{298, \text{ZnO}}^0 = 43,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S_{298, \text{C}}^0 = 5,74 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298, \text{Zn}}^0 = 41,59 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S_{298, \text{CO}_2}^0 = 213,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Розв'язання. Розрахуємо ентропію реакції за формулою

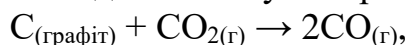
$$\Delta S_{298, p}^0 = \sum S_{298, \text{продуктів}}^0 - \sum S_{298, \text{вихідних}}^0;$$

$$\Delta S_{298, p}^0 = S_{298, \text{CO}_2}^0 + 2S_{298, \text{Zn}}^0 - (2 \cdot S_{298, \text{ZnO}}^0 + S_{298, \text{C}}^0);$$

$$\Delta S_{298, p}^0 = 213,6 + 2 \cdot 41,59 - 2 \cdot 43,5 - 5,74 = 204,04 \text{ Дж/К}.$$

Завдання 5. Розрахунок ізобарно-ізотермічного потенціалу (енергії Гіббса) реакції.

Приклад 1. Розрахувати зміну ізобарно-ізотермічного потенціалу системи в стандартних умовах під час наступної реакції:



якщо зміна ентальпії системи під час цієї реакції $\Delta H_{298, p}^0 = 175 \text{ кДж}$, а зміна ентропії $\Delta S_{298, p}^0 = 188,5 \text{ Дж/К}$ ($0,1885 \text{ кДж/К}$). Чи можлива дана реакція в стандартних умовах? Який її характер?

Розв'язання. Підставимо значення ΔH_{298}^0 і ΔS_{298}^0 у рівняння Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \text{ якщо } T = 298 \text{ К},$$

тоді

$$\Delta G_{298, p}^0 = 175 - 298 \cdot 188,5 \cdot 10^{-3} = 118,8 \text{ кДж}; \quad \Delta G_{298, p}^0 > 0.$$

У стандартних умовах ця реакція термодинамічно неможлива.

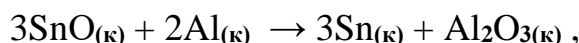
Щоб відповісти на запитання, який характер цієї реакції і чи можлива вона в будь-яких умовах, які відрізняються від стандартних, необхідно вивчити знаки ΔH і ΔS цієї реакції (табл. 6.1).

Таблиця 6.1 – Характер реакції в залежності від значень ΔH і ΔS реакції

Знак ΔH_p	Знак ΔS_p	Знак ΔG_p	Характер реакції
-	+	-	Реакція необоротна і протікає до кінця у прямому напрямку
+	-	+	Реакція необоротна і протікає до кінця в зворотному напрямку
-	-	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції в прямому напрямку, а високотемпературний – у зворотному напрямку
+	+	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції в зворотному напрямку, а високотемпературний – у прямому напрямку

Таким чином, досліджувана реакція, знаки ΔH і ΔS якої позитивні, оборотна. Високі температури сприяють протіканню цієї реакції в прямому напрямку. Реакція, будучи неможлива в стандартних умовах, стає можливою при високих температурах.

Приклад 2. Визначити енергію Гіббса реакції



знаючи значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів речовин, що беруть участь у реакції:

$$\Delta G^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} = -1580 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{SnO}} = -256,7 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання. Формула для розрахунку енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічного потенціалу) хімічної реакції за значеннями ізобарно-ізотермічних потенціалів, що беруть участь у реакції речовин:

$$\Delta G^0_{298, p} = \sum \Delta G^0_{298, \text{продуктів}} - \sum \Delta G^0_{298, \text{вихідних}}.$$

Для досліджуваної реакції

$$\Delta G^0_{298, p} = \Delta G^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} - 3\Delta G^0_{298, \text{SnO}}$$

Значення ізобарно-ізотермічних потенціалів простих речовин у стандартних умовах прийняті рівними 0.

$$\Delta G^0_{298, p} = -1580 - 3(-256,7) = -809,9 \text{ кДж}; \Delta G^0_{298, p} < 0$$

У стандартних умовах реакція термодинамічно можлива.

Приклад 3. Визначити приблизно, при якій температурі реакція

$C_{(\text{графіт})} + H_2O_{(r)} \rightarrow CO_{(r)} + H_{2(r)}$ стає термодинамічно можливою, тобто виконується умова $G^0_{298,p} \leq 0$.

Зауваження. Передбачається, що зміна величин ΔS^0_p і ΔH^0_p незначна відносно зміни температури, тому береться:

$$\Delta S^0_{T,p} = \Delta S^0_{298,p}; \quad \Delta H^0_{T,p} = \Delta H^0_{298,p}$$

У дійсності ці величини відрізняються, тому для більш точних розрахунків знаходять значення $\Delta S^0_{T,p}$ і $\Delta H^0_{T,p}$ за відповідними законами.

Відомі наступні величини:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298,CO} &= -110,5 \text{ кДж/моль}; & \Delta H^0_{298,H_2O_r} &= -241,8 \text{ кДж/моль}; \\ S^0_{298,C} &= 5,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; & S^0_{298,H_2O_r} &= 188,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \\ S^0_{298,CO} &= 197,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; & S^0_{298,H_2} &= 130,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}. \end{aligned}$$

Розв'язання. Розрахуємо ентропію реакції в стандартних умовах:

$$\begin{aligned} \Delta S^0_{298,p} &= S^0_{298,CO} + S^0_{298,H_2} - (S^0_{298,H_2O} + S^0_{298,C}) = \\ &= (197,4 + 130,6) - (188,7 + 5,7) = 133,6 \text{ Дж/К} = 0,134 \text{ кДж/К}. \end{aligned}$$

Розрахуємо ентальпію реакції в стандартних умовах:

$$\Delta H^0_{298,p} = \Delta H^0_{298,CO} - \Delta H^0_{298,H_2O} = -110,5 - (-241,8) = 131,3 \text{ кДж}.$$

Енергія Гіббса реакції в стандартних умовах:

$$\Delta G^0_{298,p} = \Delta H^0_{298,p} - T \Delta S^0_{298,p} = 131,3 - 298 \cdot 0,134 = 91,4 \text{ кДж}.$$

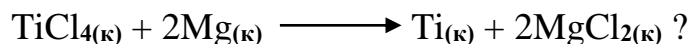
У стандартних умовах досліджувана реакція термодинамічно неможлива, однак вона оборотна, і високі температури сприяють протіканню реакції в прямому напрямку. Визначаємо приблизно температуру, при якій реакція стає термодинамічно можливою, при цьому приймаємо, що термодинамічні функції стану не змінюються при зміні температури:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{T,p} &= \Delta H^0_{298,p} = 131,3 \text{ кДж}; \\ \Delta S^0_{T,p} &= \Delta S^0_{298,p} = 0,134 \text{ кДж/К}; \\ \Delta G^0_{T,p} &= \Delta H^0_{T,p} - T \Delta S^0_{T,p}; \\ \Delta G^0_{T,p} &= 0; \\ \Delta H^0_{T,p} - T \Delta S^0_{T,p} &= 0; \end{aligned}$$

$$T = \frac{\Delta H^0_{T,p}}{\Delta S^0_{T,p}}; \quad T = \frac{131,3}{0,134}; \quad T = 980 \text{ К}.$$

Завдання 6. Розрахунки за хімічною спорідненістю.

Приклад 1. Чи можна використовувати магній для одержання титану за наступною реакцією



Відомо ізобарно-ізотермічні потенціали сполуки:

$$\Delta G^0_{298, \text{TiCl}_{4(\text{к})}} = -175,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{MgCl}_{2(\text{к})}} = -141,4 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання. Можна підтвердити можливість реакції розрахунком її енергії Гіббса, однак більш зручно використовувати поняття хімічної спорідненості.

Енергія Гіббса бінарної сполуки, віднесена до одиниці хімічного зв'язку, характеризує хімічну спорідненість один до одного двох хімічних елементів, що утворюють хімічний зв'язок.

Чим більш негативна величина енергії Гіббса, віднесена до одиниці хімічного зв'язку одного елемента з деякими іншими елементами, тим вище його хімічна спорідненість до цих елементів:

$$\Delta G^0_{298, \text{Mg-Cl}} = \frac{-141,4}{2} = -70,7 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{Ti-Cl}} = \frac{-175,8}{4} = -43,95 \text{ кДж/моль}.$$

Можна зробити висновок, що хімічна спорідненість хлору до магнію більш висока, ніж до титану. Таким чином, реакція TiCl_4 з магнієм термодинамічно можлива в стандартних умовах.

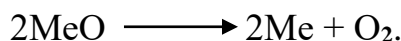
Приклад 2. Який оксид серед перелічених термічно більш стабільний? Відомо наступне:

$$\Delta G^0_{298, \text{ZnO}} = -319,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{CdO}} = -226,1 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{HgO}} = -58,5 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання. Термічна стабільність визначається відношенням до реакції розкладання:



Оксид є термічно більш стійким, якщо він менш схильний до реакції розкладання.

Величини енергії Гіббса оксидів характеризують саме дану реакцію (зворотна реакція є реакцією утворення оксиду з простих речовин).

Таким чином, чим більш негативні величини ΔG оксидів, тим вони термічно більш стійки. Інакше, використовуємо поняття хімічної спорідненості: чим більш негативне значення енергій Гіббса оксиду, віднесеної

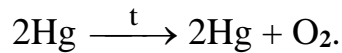
до одиниці зв'язку метал-оксиген, тим більше хімічна спорідненість металу до оксигену, а значить оксид термічно більш стійкий.

У вивчених оксидах кількість зв'язків Me=O однакова, значить порівнюємо величини енергій Гіббса самих оксидів.

Порівняння дає наступний результат:

- термічно більш стійкий оксид цинку;
- термічно менш стійкий оксид ртуті.

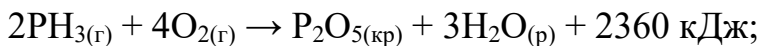
Відомо, що при нагріванні оксид ртуті розкладається:



6.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 При реакції 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Розрахувати теплоту утворення сульфїду заліза FeS.

2 Визначити стандартну теплоту утворення PНз, виходячи з рівняння:

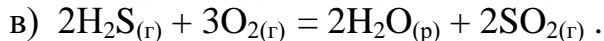
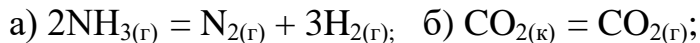


$$\Delta\text{H}^0_{298, \text{P}_2\text{O}_5} = -1492 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta\text{H}^0_{298, \text{H}_2\text{O рідина}} = -285,8 \text{ кДж/моль}.$$

3 При відновленні 12,7 г Си вугіллям (з утворенням СО) поглинається 8,24 кДж тепла. Знайти $\Delta\text{H}^0_{298, \text{Cu}}$, якщо $\Delta\text{H}^0_{298, \text{CO}} = -10,5 \text{ кДж/моль}$.

4 Не здійснюючи обчислень, знайти знак ΔS наступних процесів:



5 Обчислити ΔG^0_{298} реакції $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{r})} \rightarrow 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{r})}$, знаючи, що

$$\Delta\text{G}^0_{298, \text{Fe}_2\text{O}_3} = -110,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta\text{G}^0_{298, \text{CO}} = -137,1 \text{ кДж/моль};$$

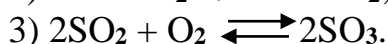
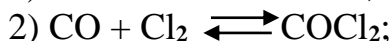
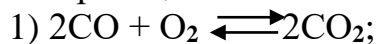
$$\Delta\text{G}^0_{298, \text{CO}_2} = -394,4 \text{ кДж/моль}.$$

6 Чи можна відновити воднем метали з наступних оксидів: СаО, ZnO, Al₂O₃ при 298 К ?

7 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА

7.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Написати математичну формулу швидкості прямої і зворотної реакцій:



Приклад. Для реакції $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ відповідно до закону дії мас вираження швидкості реакції наступне:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{CO}]^2 [\text{O}_2],$$

де $k_{\text{пр}}$ – константа швидкості прямої реакції;

$[\text{CO}]$ і $[\text{O}_2]$ – відповідно концентрації CO і O_2 ;

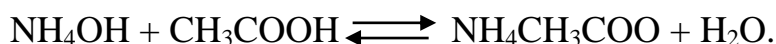
$$v_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} [\text{CO}_2]^2,$$

де $v_{\text{зв}}$ – константа швидкості зворотної реакції;

$[\text{CO}_2]$ – концентрація CO_2 .

Завдання 2. Визначити початкову швидкість реакції з константою швидкості прямої реакції k у розчині, отриманому змішанням 2 л 0,6 М розчину CH_3COOH і 3 л 1 М розчину NH_4OH .

Розв'язання. Рівняння хімічної реакції, що відбуває в суміші двох розчинів, наступне:



Відповідно до закону дії мас вираження швидкості хімічної реакції

$$v_{\text{пр}} = k [\text{NH}_4\text{OH}] [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Для визначення швидкості реакції необхідно знати величину концентрацій речовин NH_4OH і CH_3COOH у момент їхнього змішання. Для цього визначимо об'єм суміші двох розчинів:

$$V_{\text{загал}} = V_1 + V_2 = 2 + 3 = 5 \text{ л}.$$

Знаючи, що у вихідному розчині етанової кислоти міститься $0,6 \cdot 2 = 1,2$ моль CH_3COOH , знаходимо її концентрацію у суміші:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{1,2 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,24 \text{ моль/л}.$$

У вихідному розчині амоній гідроксиду міститься $1 \cdot 3 = 3$ моль NH_4OH , виходить, концентрація його в суміші

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{3 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,6 \text{ моль/л.}$$

Визначаємо початкову швидкість реакції

$$v_{\text{пр}} = k [\text{NH}_4\text{OH}] [\text{CH}_3\text{COOH}] = k \cdot 0,6 \cdot 0,24 = 0,144 k.$$

Завдання 3. Як зміниться швидкість прямої реакції:

$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, якщо тиск збільшити в 3 рази?

Розв'язання. Припустимо, що в початковий момент до підвищення тиску концентрації реагуючих речовин наступні:

$$[\text{CO}] = a; [\text{O}_2] = b.$$

Швидкість реакції відповідно до закону дії мас до підвищення тиску дорівнює:

$$v = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2] = k a^2 b.$$

Відповідно до рівняння Менделєєва-Клапейрона $pV = nRT$. Підвищення тиску в 3 рази приводить до підвищення концентрації кожного компонента в 3 рази.

Таким чином, після підвищення тиску концентрації реагуючих речовин будуть дорівнювати:

$$[\text{CO}] = 3 a; [\text{O}_2] = 3 b.$$

Швидкість реакції після підвищення тиску:

$$v^1 = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2] = k (3a)^2 3b = k 27 a^2 b.$$

Підвищення швидкості реакції буде наступним:

$$\frac{v_1}{v} = \frac{k \cdot 27 \cdot a^2 \cdot b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27.$$

При підвищенні тиску в 3 рази швидкість прямої реакції збільшується в 27 разів.

Завдання 4. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури з 50 до 90°C? Температурний коефіцієнт реакції γ дорівнює 2,5.

Розв'язання. Відповідно до правила Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2,5^{\frac{90 - 50}{10}} = 2,5^4 = 39,06.$$

Завдання 5. Константа швидкості реакції розкладення HI дорівнює $7,96 \cdot 10^{-7}$ хвилини⁻¹ при 280°C та $3,26 \cdot 10^{-6}$ хвилини⁻¹ при 300°C. Визначити енергію активації, константу швидкості при 310°C та температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Розв'язання. Скористаємося формулою, яка є слідством рівняння Арреніуса:

$$E_{\text{акт}} = 2,3R \frac{T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \lg \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}},$$

де $K_{T_1} = 7,96 \cdot 10^{-7}$ хвилини⁻¹;

$$T_1 = 553 \text{ К};$$

$$K_{T_2} = 3,26 \cdot 10^{-6} \text{ хвилини}^{-1};$$

$$T_2 = 573 \text{ К};$$

$$R = 8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

$$E_{\text{акт}} = 2,3 \cdot 8,31 \frac{553 \cdot 573}{573 - 553} \lg \frac{3,26 \cdot 10^{-6}}{7,96 \cdot 10^{-7}} = 183610 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} =$$
$$= 183,61 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Тепер відома енергія активації й можна розрахувати константу швидкості реакції при 310 °С.

$$T_2 = 573 \text{ К}; \quad K_{T_2} = 3,26 \cdot 10^{-6} \text{ хвилини}^{-1}; \quad T_3 = 583 \text{ К};$$

$$E_{\text{акт}} = 183610 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1}; \quad K_{T_3} = ?$$

$$E_{\text{акт}} = 2,3R \frac{T_2 \cdot T_3}{T_3 - T_2} \lg \frac{K_{T_3}}{K_{T_2}} = 2,3R \frac{T_2 \cdot T_3}{T_3 - T_2} (\lg K_{T_3} - \lg K_{T_2}).$$

Звідси

$$\frac{E_{\text{акт}} (T_3 - T_2)}{2,3RT_2T_3} = \lg K_{T_3} - \lg K_{T_2};$$

$$\lg K_{T_3} = \frac{E_{\text{акт}} (T_3 - T_2)}{2,3RT_2T_3} + \lg K_{T_2};$$

$$\lg K_{T_3} = \frac{183610 \cdot 10}{2,3 \cdot 8,31 \cdot 573 \cdot 583} + \lg 3,26 \cdot 10^{-6} = 0,2876 - 5,4873 = -5,2;$$

$$K_{T_3} = 6,31 \cdot 10^{-6} \text{ хвилини}^{-1}$$

Визначаємо температурний коефіцієнт за наступною формулою

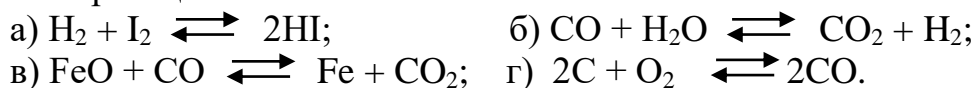
$$\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \lambda^{\frac{T_2 - T_1}{10}};$$

Звідси $\lg K_{T_2} = \lg K_{T_1} + \frac{T_2 - T_1}{10} \lg \lambda;$

$$\begin{aligned} \lg \lambda &= \frac{10(\lg K_{T_2} - \lg K_{T_1})}{T_2 - T_1} = \frac{10(\lg 3,26 \cdot 10^{-6} - \lg 7,96 \cdot 10^{-7})}{573 - 553} = \\ &= \frac{-5,4873 + 6,099}{2} = 0,3058; \end{aligned}$$

$$\lambda = 2,02.$$

Завдання 6. Написати математичні вираження констант рівноваги наступних реакцій:



Приклади розв'язань. а) Для гомогенної реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

б) Для гетерогенної реакції $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$

$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]},$$

тому що концентрації твердих речовин не входять до виразу константи рівноваги.

Завдання 7. У стані рівноваги системи $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при певній температурі концентрації речовин, що беруть участь у реакції, наступні: $[\text{N}_2] = 0,05$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,04$ моль/л. Розрахувати константу рівноваги цієї реакції.

Розв'язання.

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}.$$

Підставимо у вираження константи рівноваги значення рівноважних концентрацій:

$$K = \frac{0,04^2}{0,03 \cdot 0,5^3} = \frac{0,0016}{0,03 \cdot 0,125} = 0,427.$$

Завдання 8. Константа рівноваги реакції $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ при 1000°C дорівнює 0,5. Вихідні концентрації CO та CO_2 дорівнюють відповідно 0,05 моль/л та 0,01 моль/л. Розрахувати їх концентрації у стані рівноваги.

Розв'язання. Допустимо, що в реакції до моменту встановлення стану хімічної рівноваги концентрація CO зменшується на X моль/л. Тоді у стані хімічної рівноваги концентрація CO та CO_2 будуть наступними:

$$[\text{CO}] = 0,05 - x$$

$$[\text{CO}_2] = 0,01 + x$$

Математичний вираз константи рівноваги даної реакції:

$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$$

Звідси знаходимо значення X:

$$0,5 = \frac{0,01 + x}{0,05 - x} \Rightarrow x = 0,01.$$

У стані рівноваги значення концентрації будуть наступними:

$$[\text{CO}] = 0,05 - 0,01 = 0,04 \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}_2] = 0,01 + 0,01 = 0,02 \text{ моль/л}.$$

Завдання 9. Для реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ розрахувати константу рівноваги в стандартних умовах.

Розв'язання. Між енергією Гіббса і константою рівноваги існує наступний взаємозв'язок:

$$\Delta G_p^0 = -R T \ln K = -2,303 R T \lg K.$$

Розраховуємо спочатку значення ΔG_p^0 :

$$\Delta G_{298, \text{HI}}^0 = 1,3 \text{ кДж/моль};$$

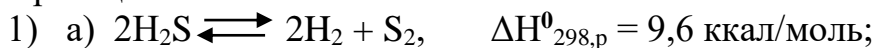
$$\Delta G_{298, \text{p}}^0 = 2\Delta G_{298, \text{HI}}^0 = 2 \cdot 1,3 = 2,6 \text{ кДж}.$$

Знаходимо значення константи рівноваги реакції в стандартних умовах ($T=298 \text{ K}$, $R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$):

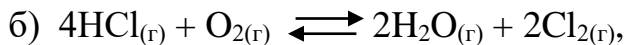
$$\Delta G_{298, \text{p}}^0 = -2,303 R T \lg K;$$

$$\lg K = -\frac{\Delta G_{298, \text{p}}^0}{2,303 \cdot R T} = -\frac{2,6 \cdot 1000}{2,303 \cdot 8,31 \cdot 198} = -0,456; K = 0,35.$$

Завдання 10. У якому напрямку зміститься рівновага наступних хімічних реакцій:



якщо збільшити температуру?



якщо збільшити концентрацію FeCl_3 для реакції а) і зменшити концентрацію H_2O для реакції б) ?



якщо збільшити тиск?

Розв'язання. Скористаємося принципом Ле Шательє.

1) Збільшення температури зміщує хімічну рівновагу в напрямку ендотермічної реакції, а зменшення температури – у напрямку екзотермічної реакції.

Для реакції $2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + 2\text{S}$, що є ендотермічною ($\Delta H^0_p > 0$), збільшення температури зміщує рівновагу у бік прямої реакції (\rightarrow).

2) Збільшення концентрації однієї з речовин, які беруть участь у реакції, зміщує хімічну рівновагу у бік реакції, що зменшує концентрацію цієї речовини.

Зменшення концентрації однієї з речовин, які беруть участь у реакції, зміщує хімічну рівновагу у бік реакції, що збільшує концентрацію цієї речовини.

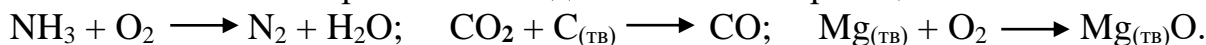
Для реакції $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCNS} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$ збільшення концентрації FeCl_3 , що є вихідною речовиною, зміщує рівновагу у бік реакції, що зменшує її концентрацію, тобто в прямому напрямку (\rightarrow).

3) Збільшення тиску зміщує хімічну рівновагу в напрямку реакції, що викликає зменшення об'єму системи, тобто у бік реакції зі зменшенням кількості газоподібних молекул.

Для реакції $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ збільшення тиску зміщує рівновагу у бік зворотної реакції (\leftarrow), тому що кількість молекул вихідних речовин (2 молекули SO_3) менше, ніж кількість молекул продуктів реакції (2 молекули SO_2 + 1 молекула O_2 , разом 3 молекули).

7.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Написати вираження швидкості хімічних реакцій:

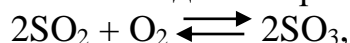


2 У скільки разів зросте швидкість хімічної реакції $\text{C}_{(\text{ТВ})} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4$, якщо збільшити концентрацію водню у 2 рази ?

3 Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 1,5. У скільки разів збільшиться швидкість даної реакції при підвищенні температури на 30°C ?

4 На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

5 Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції



якщо загальний тиск у системі збільшити в 4 рази.

6 Написати вираження константи рівноваги для реакцій:



7 Вихідні концентрації речовин, що беруть участь у реакції

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, дорівнюють: $[\text{N}_2] = 0,2$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,0$ моль/л. Як зміниться швидкість хімічної реакції, коли концентрація аміаку стане $0,1$ моль/л?

8 При деяких температурі та тиску у посудині ємністю $0,5$ л знаходиться $0,03$ моль нітроген діоксиду. Розрахувати константу швидкості k_1 прямої реакції, що перебігає за рівнянням $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$, якщо швидкість реакції при даних умовах дорівнює $1,08$ моль/л·с.

9 Розрахувати енергію активації реакції, якщо константи швидкості даної реакції при 273 та 280 К відповідно дорівнюють $4,04 \cdot 10^{-5}$ та $7,72 \cdot 10^{-5} \text{ c}^{-1}$.

10 У посудину ємністю $0,5$ л було вміщено $0,5$ моль H_2 та $0,5$ моль N_2 . При певній температурі до моменту рівноваги утворилося $0,02$ моля аміаку. Розрахувати константу рівноваги даної реакції.

11 При встановленні рівноваги у реакції $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ концентрація речовин була: $[\text{CO}_2] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,001$ моль/л; $[\text{CO}] = 0,02$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,02$ моль/л. Розрахувати константу рівноваги та вихідні концентрації CO_2 та H_2 . Концентрації CO та H_2O спочатку дорівнюють 0 .

12 Константа рівноваги реакції $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при деякій температурі дорівнює $0,3$. Розрахувати концентрації компонентів системи при встановленні рівноваги, якщо вихідна концентрація NO_2 дорівнює $9,2$ г/л.

13 Розрахувати константу рівноваги хімічної реакції при 300 К, якщо стандартна енергія Гіббса реакції при цій температурі дорівнює $-57,3$ кДж/моль.

14 Визначити стандартну енергію Гіббса хімічної реакції при 1000 К, якщо константа рівноваги дорівнює 10^{10}

8 КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИННИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. РОЗЧИННІСТЬ

8.1 Типові Завдання з розв'язанням

Завдання 1. Розрахунки за відсотковою концентрацією розчинів.
Формула, що виражає відсоткову концентрацію розчину:

$$C \% = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100 \%,$$

де $m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини;

$m_{\text{розчину}}$ – маса розчину,

$m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинника}}$.

Приклад 1. Розрахувати відсоткову концентрацію розчину, отриманого розчиненням 80 г цукру в 160 г води.

Розв'язання. $m_{\text{розчину}} = m_{\text{цукру}} + m_{\text{води}} = 80 + 160 = 240$ г.

$$C\% = \frac{80}{240} \cdot 100 = 33,3\%.$$

Приклад 2. Розрахувати масу повареної солі і води, що необхідно взяти для приготування 250 г 2,5 %-го розчину.

Розв'язання. $m_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{розчину}} \cdot C\%}{100 \%}$;

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{250 \cdot 2}{100} = 6,25 \text{ г.}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{розчину}} - m_{\text{NaCl}} = 250 - 6,25 = 243,75 \text{ г.}$$

Приклад 3. Розрахувати концентрацію розчину, отриманого змішанням 300 г 10 %-го розчину хлоридної кислоти і 400 г 20 %-го розчину хлоридної кислоти.

Розв'язання. Визначаємо масу розчиненої HCl у кожному розчині:

$$m_{1\text{HCl}} = \frac{m_{1\text{розчину}} \cdot C\%}{100\%} = \frac{300 \cdot 10}{100} = 30 \text{ г;}$$

$$m_{2\text{HCl}} = \frac{m_{2\text{розчину}} \cdot C\%}{100 \%} = \frac{400 \cdot 20}{100} = 80 \text{ г.}$$

Після змішування

$$m_{\text{HCl}} = m_1 \text{HCl} + m_2 \text{HCl} = 30 + 80 = 110 \text{ г};$$

$$m_{\text{розчину}} = m_1 \text{ розчину} + m_2 \text{ розчину} = 300 + 400 = 700 \text{ г}.$$

визначаємо концентрацію отриманого розчину:

$$C \% = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100 \%}{m_{\text{розчину}}} = \frac{110 \cdot 100}{700} = 15,7 \ \%.$$

Приклад 4. Яка концентрація сульфатної кислоти у розчині, отриманому змішуванням 200 г 10 %-го розчину сульфатної кислоти і 100 г 5 %-го розчину натрій сульфату?

Розв'язання. Маса отриманого розчину визначається, як сума мас змішаних розчинів:

$$m_{\text{розчину}} = m_1 \text{ розчину} + m_2 \text{ розчину} = 200 + 100 = 300 \text{ г};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_1 \text{ розчину} \cdot C \%}{100 \%} = \frac{200 \cdot 10}{100} = 20 \text{ г}.$$

Далі визначимо концентрацію сульфатної кислоти в отриманому розчині:

$$C \% = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{розчину}}} 100 \% = \frac{20}{300} 100 = 6,67 \ \%.$$

Завдання 2. Розрахунки за молярною концентрацією (молярністю) розчину. Формула для розрахунку молярності розчину

$$C = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} \cdot V}, \text{ моль/л,}$$

де C – молярність розчину, моль/л;

$m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини, г;

$M_{\text{речовини}}$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

V – об'єм, мл; якщо об'єм виражається у літрах, тоді у формулі зникає коефіцієнт 1000.

Приклад 1. Яка маса сульфатної кислоти необхідна для приготування 2 л 2-молярного розчину ?

Розв'язання. $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль};$

$$m_{\text{речовини}} = C \cdot M_{\text{речовини}} \cdot V_{\text{розчину}};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 98 \cdot 2 = 392 \text{ г}.$$

Приклад 2. 250 мл розчину містять 7 г КОН. Яка молярність цього розчину?

Розв'язання. $M_{\text{кон}} = 56 \text{ г/моль};$

$$C = \frac{m_{\text{KOH}} \cdot 1000}{M_{\text{KOH}}} = \frac{7 \cdot 1000}{56 \cdot 250} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

Завдання 3. Розрахунки за нормальною концентрацією (нормальністю) розчину.

Для розрахунку нормальності скористаємося наступною формулою

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{E_{\text{речовини}}}, \text{ екв/л,}$$

де $C_{\text{н}}$ – нормальна концентрація розчину, екв/л;

$E_{\text{речовини}}$ – еквівалентна маса розчиненої речовини, моль/л.

Приклад. Яка маса фосфатної кислоти необхідна для приготування 2 л 0,1 н розчину?

Розв'язання.

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{речовини}} = C_{\text{н}} E_{\text{речовини}} V \text{ (л)};$$

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \cdot 32,7 \cdot 2 = 6,54 \text{ г.}$$

Завдання 4. Розрахунки з розведення розчинів.

Виведемо формулу для розрахунків при розведенні розчинів, враховуючи, що концентрація як вихідного, так і приготовленого розчинів може бути виражена будь-яким засобом ($C\%$, C , $C_{\text{н}}$), а також, виходячи з того, що при розведенні розчинів маса розчиненої речовини залишається постійною.

Для розчину, концентрація якого виражена у відсотках,

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C\% \cdot m_{\text{речовини}}}{100\%},$$

так як $m = V \rho$, то

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C\% \cdot V_{\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100\%},$$

де $\rho_{\text{розчину}}$ – густина розчину, г/мл.

Для молярної концентрації

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C \cdot M_{\text{речовини}} \cdot V_{\text{розчину}}}{1000}.$$

Для нормальної концентрації

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{речовини}} \cdot V_{\text{розчину}}}{1000}.$$

Прирівнюємо праві частини рівнянь:

$$\frac{C \% \cdot V_{\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100\%} = \frac{C \cdot M_{\text{речовини}} \cdot V_{1\text{розчину}}}{1000} = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{речовини}} \cdot V_{2\text{розчину}}}{1000}$$

Приклад. Скільки мілілітрів 98%-го розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,84$ г/мл) необхідно для приготування 300 мл 3 н розчину цієї кислоти?

Розв'язання. Скористаємось першою частиною вище наведеного рівняння для концентрованого вихідного розчину кислоти і третьою частиною – для приготування розведеного розчину сульфатної кислоти:

$$\frac{C \% \cdot V_{1\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100\%} = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{речовини}} \cdot V_{2\text{розчину}}}{1000},$$

де $C \% = 98 \%$;

$C_{\text{н}} = 3$ екв/л;

$V_{1\text{розчину}}$ – невідомий об'єм вихідного розчину;

$V_{2\text{розчину}} = 300$ мл;

$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 49$ г/моль.

$$\text{Звідси } V_{1\text{розчину}} = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{2\text{розчину}} \cdot 100\%}{C\% \cdot 1000 \cdot \rho_{\text{розчину}}},$$

$$V_{1\text{розчину}} = \frac{3 \cdot 49 \cdot 300 \cdot 100}{98 \cdot 1000 \cdot 1,84} = 24,46 \text{ мл.}$$

Завдання 5. Розрахунки за переходом від одного способу вираження концентрації даного розчину до іншого.

При переході від однієї концентрації даного розчину до іншої залишаються постійними не тільки маса розчиненої речовини, але й об'єм розчину, тобто

$$V_{\text{розчину}} = V_{1\text{розчину}} = V_{2\text{розчину}}.$$

Попередня формула набуває наступного виду:

$$\frac{C\% \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100\%} = \frac{C \cdot M_{\text{речовини}}}{1000} = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{речовини}}}{1000}$$

Приклад. Визначити молярність 36,5 %-го розчину хлоридної кислоти ($\rho = 1,18$ г/мл).

Розв'язання. Скористаємось першою і другою частиною останнього рівняння і виведемо вираження для визначення молярності:

$$C = \frac{C\% \cdot \rho_{\text{розчину}} \cdot 1000}{100\% \cdot M_{\text{HCl}}} = \frac{36,5 \cdot 1,18 \cdot 1000}{1000 \cdot 36,5} = 11,8 \text{ моль/л.}$$

Завдання 6. Розрахунки за законами Рауля. Тиск пари розчину.

За законом Рауля зниження тиску пари Δp над розчином прямо пропорційно мольній частці розчиненої речовини:

$$\Delta p = p^0_1 N,$$

де p^0_1 – тиск пари чистого розчинника;

N – мольна частка розчиненої речовини,

$$N = \frac{n_{M_{\text{речовини}}}}{n_{M_{\text{речовини}}} + n_{M_{\text{розчинника}}}},$$

де n – кількість моль.

$$\Delta p = p^0_1 - p_1,$$

де p_1 – тиск пари розчинника над розчином.

$$\text{Звідси } p^0_1 - p_1 = p^0_1 N; \quad p_1 = p^0_1 (1 - N).$$

Приклад. Визначити тиск насиченої пари розчину, який містить 45 г глюкози ($C_6H_{12}O_6$) у 720 г води при 25°C . Тиск насиченої пари води при 25°C дорівнює 3153,4 Па.

Розв'язання. Розраховуємо мольну частку розчиненої речовини:

$$n_{M, H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{720 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 40 \text{ моль};$$

$$n_{M, C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}} = \frac{45 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль};$$

$$N_{C_6H_{12}O_6} = \frac{n_{M, C_6H_{12}O_6}}{n_{M, H_2O} + n_{M, C_6H_{12}O_6}} = \frac{0,25}{0,25 + 40} = 0,0062.$$

Визначаємо тиск пари води над розчином:

$$p_1 = p^0_1 (1 - N) = 3153,4 (1 - 0,0062) = 3133,8 \text{ Па.}$$

Завдання 7. Розрахунки щодо зниження температури замерзання розчинів.

За законом Рауля зниження температури замерзання прямо пропорційно моляльній концентрації розчину

$$\Delta t = K_{\text{кр}} C_m,$$

де $K_{\text{кр}}$ – криоскопічна константа води;

C_m – моляльна концентрація розчину (кількість моль розчиненої речовини $\frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{речовини}}}$ в 1000 г розчинника),

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

Звідси

$$\Delta t = \frac{K_{\text{кр}} \cdot m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

Приклад. Розрахувати температуру замерзання 3 %-го водяного розчину етиленгліколю ($\text{HOCH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$), $K_{\text{кр}} = 1,853$.

Розв'язання. Виведемо формулу для переходу від відсоткової концентрації до моляльності розчину.

Для відсоткової концентрації

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

Для моляльності

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C_m \cdot m_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}{1000}.$$

$$\frac{C \% \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \%} = \frac{C_m \cdot m_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}{1000}.$$

Звідси

$$C_m = \frac{C \% \cdot 1000 \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \% \cdot M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

Якщо прийняти $m_{\text{розчину}}$ за 100%, тоді $m_{\text{розчинника}} = 100\% - C \%.$

$$C_m = \frac{C \% \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} (100 \% - C \%)}.$$

Знаходимо моляльність розглянутого розчину:

$$C_m = \frac{3 \cdot 1000}{M_{C_2H_6O_2} \cdot (100 - 3)} = \frac{3 \cdot 1000}{62 \cdot 97} = 0,5 \text{ моль/1000 г розчинника}$$

Розрахуємо зниження температури замерзання розчину:

$$\Delta t = K_{кр} \cdot C_m = 1,853 \cdot 0,5 = 0,92^\circ\text{C}.$$

Температура замерзання водяного розчину

$$t_p = t_{H_2O} - \Delta t = 0 - 0,92 = - 0,92^\circ\text{C}.$$

Завдання 8. Розрахунки щодо підвищення температури кипіння розчинів:

$$\Delta t = K_{еб} \cdot C_m = K_{еб} \frac{1000 \cdot m_{речовини}}{M_{речовини} \cdot m_{розчинника}},$$

де Δt – підвищення температури;

$K_{еб}$ – ебуліоскопічна константа.

Приклад. Розрахувати температуру кипіння 0,1 молярного водного розчину глюкози. $K_{еб} = 0,516$.

Розв'язання. Формула для переходу від молярної концентрації до моляльності:

$$C_m = \frac{1000 \cdot C}{1000 \cdot \rho_{розчину} \cdot C \cdot M_{речовини}}.$$

Так як розчин розведений, то беремо $\rho = 1$ г/мл, тоді

$$C_m = \frac{1000 \cdot 0,1}{1000 \cdot 0,1 \cdot 180} = 0,102 \text{ моль/1000 г розчинника};$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ г/моль}.$$

Визначаємо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t = K_{еб} \cdot C_m = 0,516 \cdot 0,102 = 0,053^\circ.$$

Температура кипіння цього розчину

$$t_p = t_{кип.H_2O} + \Delta t = 100 + 0,053 = 100,053^\circ\text{C}.$$

Завдання 9. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції, яка відбувається у розчині.

Для хімічного рівняння загального виду



має місце таке співвідношення кількості еквівалентів:

$$n_{E,A} = n_{E,B} = n_{E,C}$$

Якщо речовини, які беруть участь у реакції, взяти у виді розчинів, то їх концентрації можуть бути наступні:

- а) для речовини А – С%;
- б) для речовини В – С (молярність);
- в) для речовини С – С_Н (нормальність),

тоді маси та кількість еквівалентів кожної з речовин, що знаходяться у певних об'ємах цих розчинів, знаходять за формулами:

$$m_A = \frac{C \% \cdot V_{1\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100 \%};$$

$$n_{E,A} = \frac{m_A}{E_A} = \frac{C \% \cdot V_{1\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100 \% \cdot E_A};$$

$$m_B = \frac{C \cdot M_B \cdot V_{2\text{розчину}}}{1000};$$

$$n_{E,B} = \frac{m_B}{E_B} = \frac{C \cdot M_B \cdot V_{2\text{розчину}}}{1000 \cdot E_B};$$

$$m_C = \frac{C_N \cdot E_C \cdot V_{3\text{розчину}}}{1000}.$$

Так як кількість еквівалентів речовин, що беруть участь у реакції, рівні між собою, то можна записати:

$$n_E = \frac{C \% \cdot V_{1\text{розчину}} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100 \% \cdot E_A} = \frac{C \cdot M_B \cdot V_{2\text{розчину}}}{1000 \cdot E_B} = \frac{C_N \cdot V_{3\text{розчину}}}{1000};$$

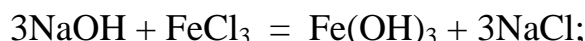
$$n_{E,C} = \frac{m_C}{E_C} = \frac{C_N \cdot E_C \cdot V_{3\text{розчину}}}{1000 \cdot E_C} = \frac{C_N \cdot V_{3\text{розчину}}}{1000}.$$

Якщо концентрації речовин, що беруть участь у реакції, виразити через нормальності, то формула для розрахунків має вид:

$$C_{N1} \cdot V_{1\text{розчину}} = C_{N2} \cdot V_{2\text{розчину}}.$$

Приклад 1. Який об'єм 0,2 н розчину лугу необхідний для висадження 2,708 г ферум (III) хлориду у виді ферум (III) гідроксиду?

Розв'язання. Запропонований метод не потребує обов'язкового написання рівняння реакції для здійснення розрахунків.



$$\text{Звідси} \quad n_{\text{E,FeCl}_3} = \frac{m_{\text{FeCl}_3}}{E_{\text{FeCl}_3}} = \frac{C_{\text{H,NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{1000}.$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{FeCl}_3} \cdot 1000}{E_{\text{FeCl}_3} \cdot C_{\text{H,NaOH}}};$$

$$E_{\text{FeCl}_3} = \frac{M_{\text{FeCl}_3}}{3} = \frac{162,5}{3} = 54,1;$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{2,700 \cdot 1000}{54,1 \cdot 0,2} = 250 \text{ мл};$$

Приклад 2. Для нейтралізації 20 мл 2-молярного розчину H_2SO_4 необхідно 8 мл розчину лугу. Яка нормальність лугу?

Розв'язання. Формула для розрахунку наступна:

$$\frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{E_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 1000} = \frac{C_{\text{H,NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{1000}.$$

Оскільки $\frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{E_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = n_{\text{H}}$ тобто дорівнює кількості атомів гідрогену, що беруть участь у реакції, то формула буде наступна:

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot n_{\text{H}} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_{\text{H,NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}},$$

$$C_{\text{H,NaOH}} = \frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot n_{\text{H}} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{NaOH}}} = \frac{2 \cdot 2 \cdot 20}{8} = 10 \text{ моль/л.}$$

Приклад 3. Який об'єм 80 %-ного розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,72$ г/мл) необхідно для реакції з 200 мл 1,5-молярного розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

Розв'язання. Формула для розрахунку:

$$\frac{C\% \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100 \cdot E_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{C_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot V_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{1000 \cdot E_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}.$$

Так як $\frac{M_{\text{Ba(OH)}_2}}{E_{\text{Ba(OH)}_2}} = n_{\text{OH}}$, де n_{OH} – кількість груп OH, що беруть

участь у реакції, то

$$\frac{C\% \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{E_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{C_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot n_{\text{OH}} \cdot V_{\text{Ba(OH)}_2}}{10}$$

Звідси

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot n_{\text{OH}} \cdot V_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot E_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{10 \cdot C\% \cdot \rho_{\text{розчину}}}$$

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,5 \cdot 2 \cdot 200 \cdot 49}{10 \cdot 80 \cdot 1,72} = 21,37 \text{ мл.}$$

Приклад 4. Який об'єм 0,2 н розчину лугу необхідно взяти для реакції висадження Al(OH)_3 з 200 мл 0,6 н розчину AlCl_3 .

Розв'язання. Формула для розрахунку:

$$C_{\text{H,NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = C_{\text{H,AlCl}_3} \cdot V_{\text{AlCl}_3},$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{C_{\text{H,AlCl}_3} \cdot V_{\text{AlCl}_3}}{C_{\text{H,NaOH}}} = \frac{200 \cdot 0,6}{0,2} = 600 \text{ мл.}$$

Приклад 5. Змішали 300 мл 0,5 М розчину барій хлориду з 100 мл 6%-ного розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,04$ г/мл). Яка маса отриманого осаду?

Розв'язання. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$, отриманий осад – барій сульфат.

Оскільки вказано кількість обох реагуючих речовин, то необхідно визначити речовину, яку взято у надлишку.

$$n_{\text{E,BaCl}_2} = \frac{C_{\text{BaCl}_2} \cdot M_{\text{BaCl}_2} \cdot V_{\text{BaCl}_2}}{1000 \cdot E_{\text{BaCl}_2}} = \frac{0,5 \cdot 2 \cdot 300}{1000} = 0,3 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{E,H}_2\text{SO}_4} = \frac{C\% \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \rho_{\text{розчину}}}{100 \cdot E_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{6 \cdot 100 \cdot 1,04}{100 \cdot 49} = 0,128 \text{ моль.}$$

Таким чином, BaCl_2 було взято у надлишку:

$$n_{\text{E,BaCl}_2} > n_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}$$

Наступні розрахунки робимо за речовиною, яка у недостатку, тобто за сульфатною кислотою.

Оскільки

$$n_{\text{E}, \text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{E}, \text{BaSO}_4} = 0,128 \text{ моль},$$

знаходимо масу BaSO_4 :

$$m_{\text{BaSO}_4} = n_{\text{E}, \text{BaSO}_4} \cdot E_{\text{BaSO}_4};$$

$$E_{\text{BaSO}_4} = \frac{M_{\text{BaSO}_4}}{2} = 116,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{BaSO}_4} = 0,128 \cdot 116,5 = 14,9 \text{ г};$$

Завдання 10. Розрахунки за розчинністю твердих речовин у рідинах.

Основна формула для вираження розчинності твердої речовини у рідині

$$R_{\text{речовини}}^t = \frac{m_{\text{розч. речовини}}}{m_{\text{розчинника}}} 100,$$

де $R_{\text{речовини}}^t$ – розчинність речовини при даній температурі;

$m_{\text{розч. речовини}}$ – максимально можлива кількість речовини, розчиненої в 100 г розчинника при даній температурі, г.

Приклад 1. Для приготування насиченого розчину KCl при 40°C взято 50 г води і 20 г KCl . Яка розчинність KCl у воді при даній температурі?

Розв'язання.

$$R_{\text{KCl}}^{40} = \frac{m_{\text{KCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} 100 = \frac{20}{50} 100 = 40 \text{ г/100 г H}_2\text{O}.$$

Приклад 2. У 300 г гарячої води розчинено 219 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Знайти масу кристалів $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, отриманих при охолодженні гарячого розчину до 20°C . Відомо, що розчинність $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при 20°C дорівнює 13,1 г на 100 г води.

Розв'язання. Визначаємо, скільки може бути розчинено $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у 300 г води при 20°C :

$$R_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}^{20} = \frac{m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} 100,$$

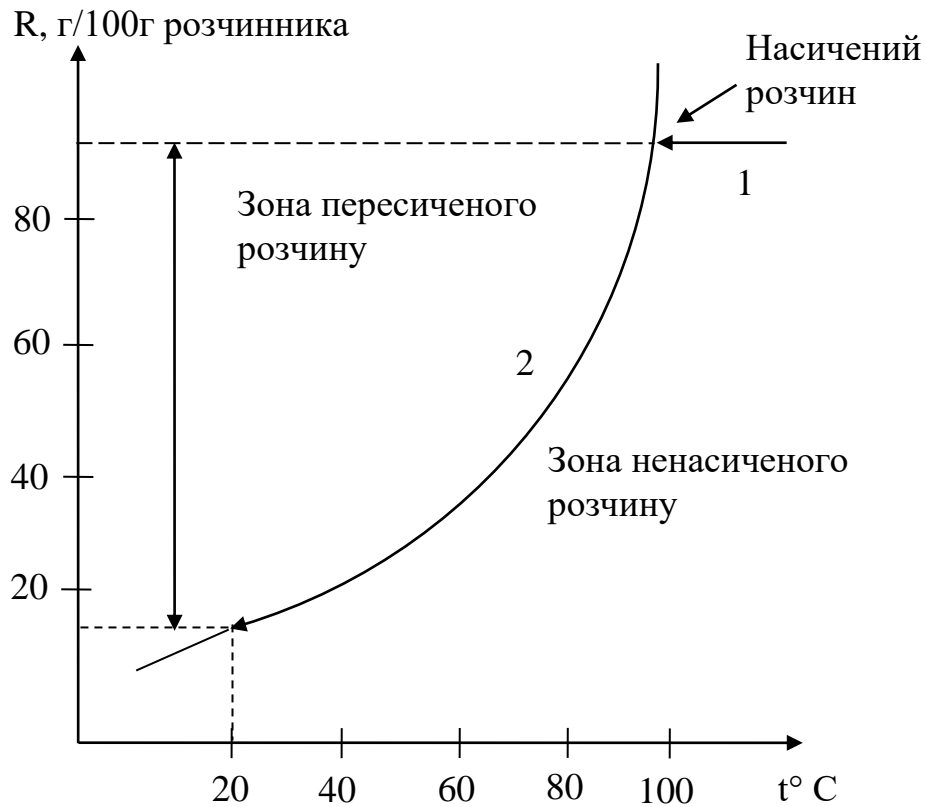
звідси

$$m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot R_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}^{20}}{100} = \frac{300 \cdot 13,1}{100} = 39,3 \text{ г}.$$

Маса кристалів – це різниця маси розчиненої речовини в гарячому розчині та маси розчиненої речовини в охолодженому розчині (рис. 8.1):

$$m_{\text{крист}} = 219 - 39,3 = 179,7 \text{ (г)}$$

$$R_{\text{речовини}}^t = \frac{m_{\text{розч. речовини}}}{m_{\text{розчинника}}} 100,$$



1 – ділянка охолодження ненасиченого розчину від заданої температури до температури утворення насиченого розчину; 2 – ділянка охолодження насиченого розчину до заданої температури із зменшенням розчинності речовини, що приводить до його кристалізації (у даному разі передбачається, що пересичений розчин не утворюється).

Рисунок 8.1 – Графічне відображення процесу утворення кристалів при охолодженні розчину

8.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Скільки FeCl_3 міститься у 20 мл 40 %-го розчину, густина якого 1,133 г/мл? Яка молярна концентрація розчину?

2 Скільки грамів $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ можна одержати з 1 л 12 %-го розчину безводної солі FeSO_4 , густина якого 1,122 г/см³ ?

3 Скільки грамів CuSO_4 міститься в 10,0 мл 0,2 М розчину ? Яка його нормальність?

4 Розрахувати молярність і нормальність 5 %-го розчину H_3PO_4 , густина якого дорівнює 1,027 г/мл.

5 Скільки мілілітрів 0,5 н розчину луку потрібно, щоб осадити у виді $\text{Cu}(\text{OH})_2$ усю мідь, що міститься в 15 мл 1,2 н розчину CuCl_2 ?

6 При 25°C розчинність NaCl дорівнює 36,0 г у 100 г води. Виразити у відсотках концентрацію насиченого розчину солі.

7 Який об'єм 92 % сульфатної кислоти, густина якої 1,83 г/см³, варто взяти для готування 3 л 0,5 н розчину?

8 У 50 г бензену розчинено 1,6 г нафталену. Температура замерзання отриманого розчину дорівнює 4,2°C. Визначити молекулярну масу нафталену, якщо температура плавлення бензену дорівнює 5,5°C, а криоскопічна константа бензену – 5,2.

9 Хлороформ кипить при температурі 61,2°C. Розчин, що містить 1,9 г камфори в 50 г хлороформу, кипить при температурі 62,17°C. Розрахувати молярну масу камфори, якщо ебуліоскопічна константа хлороформу дорівнює 3,88.

10 Маємо 10 %-й розчин метанолу CH_3OH і 10 %-й розчин етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Який з цих розчинів буде замерзати при більш низькій температурі?

11 Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить 16 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у 350 г води при 20°C. Густина розчину дорівнює одиниці.

12 Чому дорівнює тиск ненасиченої пари над розчином, що містить 0,2 моль цукру в 450 г води при 20°C, якщо тиск пари над чистою водою при 20°C дорівнює $2,3 \cdot 10^3$ Па (17,5 мм рт. ст) ?

13 Чи при однаковій температурі будуть замерзати 10 %-й розчин метанової кислоти і 10 %-й розчин етанової кислоти ?

9 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

9.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Вказати електроліти серед наступних речовин: NaCl, KOH, C₂H₅OH, CH₃COOH, C₆H₁₂O₆, C₆H₆, HBr.

Розв'язання. До електролітів відносяться основи, кислоти і солі. Серед перелічених вище речовин електролітами є: KOH – основа, CH₃COOH і HBr – кислоти і NaCl – сіль.

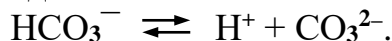
Завдання 2. Серед наступних електролітів указати сильні та слабкі електроліти: CaCl₂, H₂SO₄, H₃PO₄, HF, Cr₂(SO₄)₃, Ca(OH)₂, Cu(OH)₂, KHCO₃, Na₂HPO₄, CuOHCl, Fe(OH)₂Br. Написати рівняння електролітичної дисоціації.

Розв'язання. При написанні рівнянь електролітичної дисоціації користуються наступними правилами:

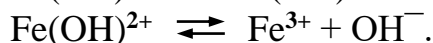
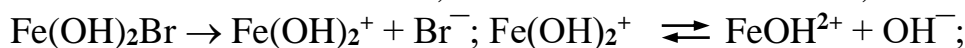
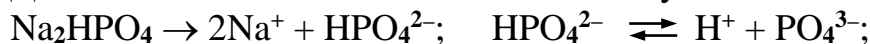
1 Для сильних електролітів умовно пишемо одну стрілку (→).

Наприклад: FeCl₃ → Fe³⁺ + 3Cl⁻.

2 Для слабких і середніх електролітів пишемо дві стрілки у зворотних напрямках (⇌). Дисоціація цих електролітів протікає східчато. Наприклад: H₂CO₃ ⇌ H⁺ + HCO₃⁻;



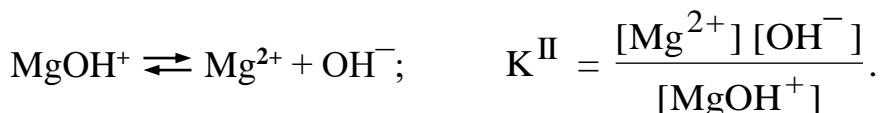
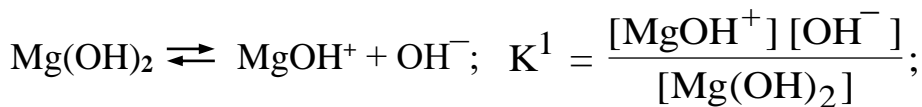
Дисоціація кислих і основних солей відбувається таким чином:



Завдання 3. Написати математичне вираження констант дисоціації наступних речовин: H₃PO₄, Mg(OH)₂, Fe(OH)₃, HCN, H₂S, NH₄OH.

Розв'язання. Mg(OH)₂.

Дисоціація Mg(OH)₂ протікає східчато. Для кожної ступіні запишемо вираження константи дисоціації:



Для сумарного рівняння дисоціації слабого електроліту

Mg(OH)₂ ⇌ Mg²⁺ + 2OH⁻ вираз константи дисоціації буде наступним:

$$K = K^I \cdot K^{II} = \frac{[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]}$$

Завдання 4. Яка концентрація іонів Cl^- і Ca^{2+} у 0,1 М розчині CaCl_2 , якщо ступінь дисоціації CaCl_2 0,65 (65 %) ?

Розв'язання. Ступінь дисоціації визначається за формулою

$$\alpha = \frac{C_{\text{продис.молекул}}}{C},$$

де C – молярна концентрація розчинених молекул, звідси

$$C_{\text{продис.молекул}} = \alpha \cdot C.$$

Концентрація іонів визначається за формулою

$$C_{\text{іонів}} = n \cdot C_{\text{продис.молекул}},$$

де n – кількість іонів, що утворюються з 1 молекули.

Таким чином,

$$C_{\text{іонів}} = n \cdot \alpha \cdot C;$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = n \cdot \alpha \cdot C_{\text{CaCl}_2} \quad (n = 1);$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = 1 \cdot 0,65 \cdot 0,1 = 0,065 \text{ моль/л};$$

$$C_{\text{Cl}^-} = n \cdot \alpha \cdot C_{\text{CaCl}_2} \quad (n = 2);$$

$$C_{\text{Cl}^-} = 2 \cdot 0,65 \cdot 0,1 = 0,13 \text{ моль/л}.$$

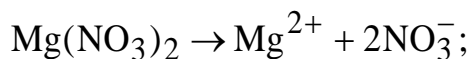
Завдання 5. Розрахувати концентрацію розчину $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, якщо відомо, що ступінь дисоціації дорівнює 0,60, а концентрація іонів NO_3^- дорівнює 0,16 моль/л.

Розв'язання. Скористаємося формулою

$$C_{\text{іонів}} = n \cdot \alpha \cdot C.$$

Звідси

$$C = \frac{C_{\text{іонів}}}{n \cdot \alpha};$$



$$C_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} = \frac{C_{\text{NO}_3^-}}{n \cdot \alpha} = \frac{0,16}{0,60 \cdot 2} = 0,133 \text{ моль/л}.$$

Розчин $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ має концентрацію – 0,133 М.

Завдання 6. У якому з розчинів концентрація іонів гідрогену вище: у 0,001М розчині HNO_3 , чи у 1 М розчині CH_3COOH ?

Розв'язання. Для сильних електролітів розрахунок концентрації іонів здійснюють за ступенем електролітичної дисоціації. У довіднику з хімії знаходимо ступінь дисоціації 0,001 М розчину HNO_3 :

$$\alpha = 0,95;$$

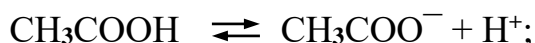
$$C_{\text{іонів}} = n \cdot \alpha \cdot C;$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 0,95 \cdot 0,001 = 0,00095 \text{ моль/л} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Для слабких електролітів розрахунок концентрації іонів здійснюють за константою дисоціації.

У довіднику з хімії знаходимо константу дисоціації етанової кислоти:

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5};$$



$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Так як $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$ (молекула CH_3COOH дає рівну кількість іонів), то

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

де $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ – рівноважна концентрація молекул, що не продисоціювали.

Але так як константа дисоціації – дуже мала величина, то концентрацією молекул, що не продисоціювали, можна знехтувати і взяти концентрацію молекул, що не продисоціювали, рівною концентрації розчиненої речовини, тобто концентрації молекул, внесених до розчину.

З попередньої формули знаходимо:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]} ;$$

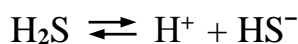
$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,18 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, у даному розчині етанової кислоти, незважаючи на те, що вона слабка, концентрація іонів H^+ вище, ніж у даному розчині HNO_3 .

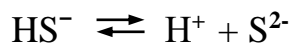
Завдання 7. Розрахувати концентрацію іонів H^+ у 0,4 М розчині H_2S .

Розв'язання. Дисоціація H_2S відбувається в два етапи:

$$K_{\text{д,H}_2\text{S}}^{\text{I}} = 8,7 \cdot 10^{-8};$$



$$K_{\text{д,HS}^-}^{\text{II}} = 1,2 \cdot 10^{-15}$$



Концентрація іонів водню, що утворюється за першою стадією дисоціації, у багато разів вище концентрації іонів, що утворюється за другою стадією, тому що за першою стадією дисоціація набагато інтенсивніше, ніж за другою (див. величини констант дисоціації). З цієї причини розрахунок концентрації іонів здійснюють за константою дисоціації першої стадії:

$$K_{\text{д,H}_2\text{S}}^{\text{I}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Якщо знехтувати тим фактом, що незначна частина іонів HS^- дисоціює за другою стадією, у результаті чого концентрація іонів HS^- незначно зменшується, а концентрація іонів H^+ незначно збільшується, тобто $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$, то можна записати

$$K_{\text{д,H}_2\text{S}}^{\text{I}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Звідси

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д,H}_2\text{S}}^{\text{I}} \cdot [\text{H}_2\text{S}]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-8} \cdot 0,4} = 1,87 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Завдання 8. Розрахувати константу дисоціації HCN , якщо ступінь її дисоціації, дорівнює 0,00007 у 0,1 М розчині.



Відповідно до рівняння $K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$ знаходимо значення константи дисоціації:

$$K_{\text{д}} = \frac{0,00007^2 \cdot 0,1}{1 - 0,00007} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

Завдання 9. У скільки разів зменшиться концентрація іонів гідрогену, якщо додати 41 г натрій ацетату до 1 л 0,1 М розчину етанової кислоти (збільшення об'єму розчину при додаванні натрій ацетату можна не враховувати)?



Вираз константи електролітичної дисоціації етанової кислоти:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Знаходимо у довіднику значення константи дисоціації етанової кислоти:

$$K_{д, \text{CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5} .$$

Спочатку розраховуємо концентрацію іонів гідрогену у вихідному розчині етанової кислоти.

Так як $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$, то маємо:

$$K_{д, \text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

звідси

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{д, \text{CH}_3\text{COOH}} \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Коли розчиняють натрій ацетат, концентрація іонів $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ значно збільшується, так як натрій ацетат є сильним електролітом:



Молярна концентрація натрій ацетату, при допущенні, що об'єм розчину залишається рівним 1 л, буде наступна:

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{41 \text{ г}}{82 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

У довіднику знаходимо ступінь електролітичної дисоціації 0,5 М розчину натрій ацетату:

$$\alpha = 0,8$$

Визначаємо концентрацію іонів CH_3COO^- , отриманих в результаті дисоціації ацетату натрію:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] \cdot \alpha = 0,5 \cdot 0,8 = 0,4 \text{ моль/л.}$$

Концентрація іонів CH_3COO^- у вихідному розчині етанової кислоти, дорівнює $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 1,32 \cdot 10^{-3}$ моль/л, і є набагато меншою за концентрацію іонів CH_3COO^- , отриманих при дисоціації натрій ацетату, тому її можна не враховувати. У вираз константи дисоціації етанової кислоти внесимо величину концентрації іонів CH_3COO^- , яка дорівнює 0,4 моль/л.

Знаходимо концентрацію іонів гідрогену для нової хімічної рівноваги:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{д, \text{CH}_3\text{COOH}} \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}{0,4} = 4,38 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, після додавання у розчин етанової кислоти натрій ацетату концентрація іонів гідрогену дорівнює $4,38 \cdot 10^{-6}$ моль/л, тобто вона зменшується у

$$\frac{1,32 \cdot 10^{-3}}{4,38 \cdot 10^{-6}} = 300 \text{ разів.}$$

Завдання 10. Написати молекулярні й іонні рівняння наступних іонообмінних реакцій:

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$; | 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; | 4) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$; | 6) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$; |
| 7) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$; | 8) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$; |
| 9) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$; | 10) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$. |

Розв'язання. Спочатку записується рівняння реакції в молекулярному виді.

Для написання рівняння іонообмінної реакції в іонному виді молекули чи іони, які є малодисоційованими, записують як єдине ціле, тоді як молекули сильних електролітів записують у виді іонів, з яких вони складаються. Записане в такому виді рівняння іонообмінної реакції являє собою повне іонне рівняння. Виключивши з цього рівняння іони, що не беруть участь у самому іонообмінному процесі, одержують коротке іонне рівняння іонообмінної реакції.

Коротке іонне рівняння іонообмінної реакції є вираженням реального процесу, що відбувається в розчині.

- $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$ – молекулярне рівняння;
 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$ – повне іонне рівняння;
 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$ – коротке іонне рівняння.
- $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KCl}$;
 $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{K}^+ + \text{Cl}^-$;
 $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.

9.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Вказати електроліти серед наступних речовин: KOH , CaCl_2 , CH_3OH , HNO_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, ZnSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

2 Визначити серед електролітів сильні та слабкі: H_2SiO_3 , NaOH , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2S , CH_3COOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KH_2PO_4 , CuOHCl , Na_2SO_4 , NH_4OH .

3 Написати математичне вираження константи дисоціації наступних речовин: H_2CO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Na_2HPO_4 .

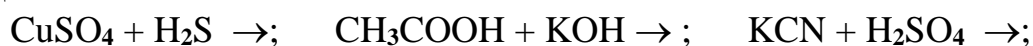
4 Ступінь дисоціації етанової кислоти CH_3COOH у 2 М розчині при 18°C дорівнює 0,004. Розрахувати концентрацію іонів CH_3COO^- і H^+ у розчині.

5 У скільки разів концентрація іонів H^+ у 1 н розчині HNO_3 ($\alpha = 82\%$) більше, ніж у 1 н розчині H_2SO_4 ($\alpha = 51\%$)?

6 Константа дисоціації нітритної кислоти дорівнює $5,1 \cdot 10^{-4}$. Розрахувати ступінь дисоціації HNO_2 у її 0,01 М розчині та концентрацію іонів гідрогену.

7 Визначити ступінь дисоціації і концентрацію іонів OH^- у 0,1н розчині NH_4OH ($K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$).

8 Написати молекулярні та іонні рівняння наступних іонообмінних реакцій:



9 Скільки грамів HCOONa необхідно додати до 1 л 0,1 М розчину HCOOH для того, щоб концентрація іонів H^+ почала дорівнювати 10^{-4} моль/л? Уявна ступінь дисоціації HCOOH дорівнює 75%. $K_d(\text{HCOOH}) = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

10 ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

10.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Розрахунки за водневим показником рН.

Приклад 1. Яке значення рН розчину, концентрація іонів OH^- якого дорівнює 10^{-9} моль/л ?

Розв'язання.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-],$$

звідси

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(10^{-5}) = 5,$$

$$\text{чи } \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(10^{-9}) = 9;$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 9 = 5.$$

Приклад 2. Яка концентрація іонів гідрогена й іонів гідроксилу розчину, рН якого дорівнює 10,3 ?

Розв'язання. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

$$\lg[\text{H}^+] = -\text{pH} = -10,3.$$

За таблицями логарифмів знаходимо: $[\text{H}^+] = 5,01 \cdot 10^{-11}$ моль/л. Так як $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, визначаємо $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-11}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Приклад 3. Визначити рН розчинів сильних електролітів:

а) 0,1 молярного розчину HNO_3 ($\alpha = 0,92$; $f = 0,79$);

б) 0,01 молярного розчину KOH ($\alpha = 0,93$; $f = 0,90$).

Розв'язання. 1) Для 0,1 молярного розчину HNO_3 знаходимо:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HNO}_3]},$$

де α – ступінь дисоціації;

$$[\text{H}^+] = \alpha [\text{HNO}_3] = 0,92 \cdot 0,1 = 0,092 \text{ моль/л}.$$

Потім визначаємо

$$a = f \cdot c,$$

де a – активність, тобто концентрація іонів, що проявляється;

c – реальна концентрація;

f – коефіцієнт активності, для дуже розведених розчинів $f \rightarrow 1$, тоді $a \approx c$.

Активність іонів гідрогену знаходимо за формулою:

$$a_{\text{H}^+} = f [\text{H}^+] = 0,79 \cdot 0,092 = 0,0727 \text{ моль/л.}$$

Визначаємо рН розчину, причому замість реальної концентрації використовуємо активність:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg 0,0727 = 1,14.$$

2) Для 0,01 молярного розчину КОН

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{KOH}]} ;$$

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \cdot 0,93 = 0,0093 \text{ моль/л;}$$

$$\alpha_{\text{OH}^-} = f [\text{OH}^-] = 0,90 \cdot 0,0093 = 0,00837 \text{ моль/л;}$$

$$\text{pOH} = -\lg \alpha_{\text{OH}^-} = -\lg 0,00837 = 2,077;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,077 = 11,927.$$

Приклад 4. Визначити рН 0,6 молярного розчину HClO ($K_d = 3,2 \cdot 10^{-8}$).

Розв'язання. Для слабого електроліту розрахунок рН здійснюється за величиною константи дисоціації K_d . Так як величини концентрацій дуже малі, активність $a \rightarrow c$.



$$K_{d,\text{HClO}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}; \quad [\text{H}^+] = [\text{ClO}^-],$$

тоді

$$K_{d,\text{HClO}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HClO}]},$$

де $[\text{HClO}]$ – рівноважна концентрація, однак у зв'язку зі слабкою дисоціацією беруть її рівною загальній концентрації молекул кислоти, як дисоційованих, так і не дисоційованих.

$$[\text{HClO}] = 0,6 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d,\text{HClO}} \cdot [\text{HClO}]} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,6} = 1,39 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg \text{H}^+ = -\lg 1,39 \cdot 10^{-4} = 3,857.$$

Завдання 2. Розрахунки за добутком розчинності (ДР).

Приклад 1. Розрахувати добуток розчинності $\text{Mg}(\text{OH})_2$, якщо його розчинність дорівнює $6,4 \cdot 10^{-3}$ г/л.

Розв'язання. Для вираження розчинності малорозчинних речовин найчастіше використовуються два способи її вираження.

1 Розчинність у грамах на літр розчину:

$$R_m = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{V_{\text{розчину}}},$$

де R_m – розчинність речовини, г/л;

$m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини, г;

$V_{\text{розчину}}$ – об'єм розчину, мл.

Тоді концентрація якого-небудь іона розчиненої речовини визначається за формулою

$$C = \frac{R_m \cdot i}{M},$$

де M – молярна маса іона, г/моль;

i – індекс іона у формулі.

2 Розчинність молекул розчиненої речовини у моль на літр розчину

$$R_M = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{M \cdot V_{\text{розчину}}},$$

де R_M – розчинність, моль/л.

Тоді концентрація будь якого іона розчиненої речовини визначається за формулою

$$C = R_M \cdot i,$$

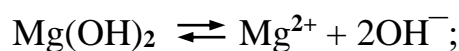
де i – кількість іонів, що утворюється з однієї молекули.

У даному завданні розчинність $\text{Mg}(\text{OH})_2$ виражена в грамах на літр. Розрахуємо концентрацію іонів Mg^{2+} та іонів OH^- у насиченому розчині $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{R_m \cdot i}{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}} = \frac{6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{58} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{R_m \cdot i}{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}} = \frac{6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 2}{58} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

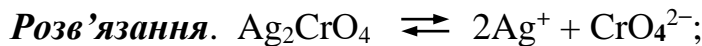
Знайдемо добуток розчинності $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



$$ДР_{Mg(OH)_2} = [Mg^{2+}] [OH^-]^2;$$

$$ДР_{Mg(OH)_2} = 1,1 \cdot 10^{-4} (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,3 \cdot 10^{-12}.$$

Приклад 2. Визначити концентрацію іонів Ag^+ і розчинність Ag_2CrO_4 , виражену в грамах на літр насиченого розчину Ag_2CrO_4 ($ДР_{Ag_2CrO_4} = 9 \cdot 10^{-12}$).



$$ДР_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}].$$

Візьмемо концентрацію $[CrO_4^{2-}]$ рівною X , тоді $[Ag^+] = 2X$, тому що дисоціація однієї молекули Ag_2CrO_4 дає один іон CrO_4^{2-} і два іони Ag^+ .

$$ДР_{Ag_2CrO_4} = X(2X)^2 = 4X^3;$$

$$ДР_{Ag_2CrO_4} = 9 \cdot 10^{-12}; \quad 4X^3 = 9 \cdot 10^{-12}$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{9 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$[CrO_4^{2-}] = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad [Ag^+] = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Визначимо розчинність солі в грамах на літр:

$$R_{m, Ag_2CrO_4} = \frac{C \cdot M_{Ag_2CrO_4}}{i},$$

де C – концентрація будь якого іона;

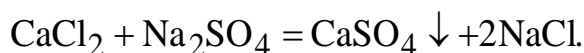
i – його індекс.

$$R_{m, Ag_2CrO_4} = \frac{[Ag^+] \cdot M_{Ag_2CrO_4}}{2} = \frac{2,62 \cdot 10^{-4} \cdot 332}{2} = 0,0435 \text{ г/л}.$$

Приклад 3. Чи буде відбуватися висадження кальцій сульфату при змішуванні однакових об'ємів 0,002 молярного розчину $CaCl_2$ та 0,004 молярного розчину Na_2SO_4 ? Якщо в цих умовах висадження не буде спостерігатися, яка повинна бути концентрація $CaCl_2$ у вихідному розчині, щоб почалося висадження $CaSO_4$ ($ДР_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$)?

Розв'язання. Умови висадження осадів наступні:

$$[K^{+j}]^i [A^{-i}]^j = ДР_{K_iA_j}.$$



Визначаємо концентрації іонів Ca^{2+} та SO_4^{2-} в отриманому розчині.

Для спрощення розрахунків беремо $\alpha = 1$ для даних солей. При змішуванні однакових об'ємів обох розчинів загальний об'єм отриманого розчину подвоюється, тобто вихідна концентрація розчинених речовин зменшується у два рази.

$$[\text{CaCl}_2] = \frac{0,002}{2} = 0,001 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,004}{2} = 0,002 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \alpha \cdot i \cdot [\text{CaCl}_2].$$

$$\alpha = 1, i = 1.$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CaCl}_2] = 0,001 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \alpha \cdot i \cdot [\text{Na}_2\text{SO}_4].$$

$$\alpha = 1, i = 1.$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,002 \text{ моль/л.}$$

Добуток концентрацій іонів Ca^{2+} та SO_4^{2-}

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,001 \cdot 0,002 = 2 \cdot 10^{-6}.$$

Добуток розчинності $\text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$.

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] < \text{ДР}_{\text{CaSO}_4}.$$

Добуток концентрації іонів нижче, ніж добуток розчинності CaSO_4 , таким чином, осад не утворюється.

Для утворення осаду необхідно, щоб виконувалася наступна умова:

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \geq \text{ДР}_{\text{CaSO}_4};$$

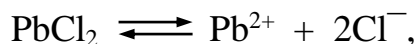
$$[\text{Ca}^{2+}] \geq \frac{\text{ДР}_{\text{CaSO}_4}}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{6,1 \cdot 10^{-5}}{0,002};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] \geq 3,05 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, концентрація іонів кальцію повинна бути вище або дорівнювати $3,05 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а у вихідному розчині (до розведення) вона повинна бути вище $2 \cdot 3,05 \cdot 10^{-2} = 6,1 \cdot 10^{-2}$ моль/л, щоб спостерігалася висадження CaSO_4 .

Приклад 4. Що відбудеться, якщо до 1 л насиченого розчину PbCl_2 ($\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$) додати 2 л 3-молярного розчину NaCl ($\alpha = 0,65$)?

Розв'язання. Визначимо спочатку концентрацію іонів Pb^{2+} у вихідному розчині:



$$[\text{Pb}^{2+}] = X$$

$$[\text{Cl}^-] = 2X.$$

$$\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = X(2X)^2 = 4X^3,$$

$$\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2, \quad \text{так як}$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{2,4 \cdot 10^{-4}}{4}} = 0,39 \cdot 10^{-4} = 0,039 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,039 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,39 \cdot 2 = 0,78 \text{ моль/л.}$$

Після додавання у вихідний розчин 2 л 3-молярного розчину NaCl концентрація іонів плумбуму зменшиться:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot V_{\text{вихідний}}}{V_{\text{кінцевий}}} = \frac{0,039 \cdot 1}{3} = 0,013 \text{ моль/л.}$$

Концентрація NaCl у отриманому розчині

$$[\text{NaCl}] = \frac{[\text{NaCl}] \cdot V_{\text{вихідний}}}{V_{\text{кінцевий}}} = \frac{3 \cdot 2}{3} = 2 \text{ моль/л.}$$

Визначаємо концентрацію іонів Cl^- , що утворюються при дисоціації молекул NaCl , в отриманому розчині, не враховуючи дуже малу концентрацію іонів Cl^- , які було внесено PbCl_2 .

$$[\text{Cl}^-] = [\text{NaCl}] \cdot \alpha_i = 2 \cdot 0,65 \cdot 1 = 1,3 \text{ моль/л.}$$

Добуток концентрацій $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,013 \cdot 1,3^2 = 0,022$, що вище за добуток розчинності $\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$. Таким чином, буде спостерігатися висадження PbCl_2 . Тепер можна розрахувати масу отриманого осаду PbCl_2 .

Визначимо концентрацію іонів плумбуму у насиченому розчині після висадження PbCl_2 :

$$[\text{Pb}^{2+}]'' = \frac{\text{ДР}_{\text{PbCl}_2}}{[\text{Cl}^-]^2} = \frac{2,4 \cdot 10^{-4}}{1,3^2} = 1,42 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Так як концентрація іонів в отриманому розчині до висадження була 0,013 моль/л, то концентрація іонів свинцю, при якій утворюється осад, буде наступною:

$$[\text{Pb}^{+2}]''' = [\text{Pb}^{+2}]' - [\text{Pb}^{+2}]'' = 0,013 - 1,42 \cdot 10^{-4} = 0,01286 \text{ моль/л.}$$

Це відповідає наступній концентрації Pb^{2+} , яка дає осад:
 $[PbCl_2] = [Pb^{2+}] = 0,01286$ моль/л.

Визначаємо масу осаду:

$$m_{PbCl_2} = \frac{[PbCl_2] \cdot M_{PbCl_2} \cdot V}{1000} = \frac{0,01286 \cdot 278 \cdot 3000}{1000} = 10,73 \text{ г}$$

Приклад 5. Чи можна повністю висадити іони Ca^{2+} , при додаванні Na_2SO_4 з концентрацією іонів SO_4^{2-} , яка дорівнює 2 моль/л ($DP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$)? Якщо ні, то якою повинна бути концентрація іонів, щоб висадження іонів Ca^{2+} було повним?

Розв'язання. В аналітичній хімії прийнято вважати повним висадженням іонів при їх концентрації нижче 10^{-6} моль/л. Визначимо концентрацію іонів в отриманому розчині:

$$DP_{CaSO_4} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}];$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{DP_{CaSO_4}}{[SO_4^{2-}]} = \frac{6,1 \cdot 10^{-5}}{2} = 3,05 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$[Ca^{2+}] > 10^{-6}$ моль/л, тобто висадження іонів Ca^{2+} вважається неповним. Для повного висадження іонів Ca^{2+} повинна виконуватися наступна умова: $[Ca^{2+}] \leq 10^{-6}$ моль/л, тоді

$$[SO_4^{2-}] \geq \frac{DP_{CaSO_4}}{[Ca^{2+}]};$$

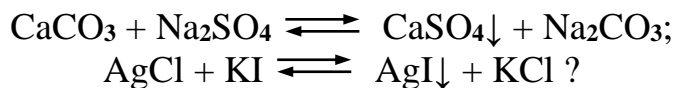
$$[SO_4^{2-}] \geq \frac{6,1 \cdot 10^{-5}}{10^{-6}};$$

$$[SO_4^{2-}] \geq 61 \text{ моль/л.}$$

Практично таку концентрацію досягти неможливо.

Таким чином, повністю висадити іони Ca^{2+} іонами SO_4^{2-} неможливо.

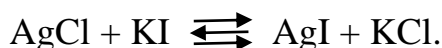
Приклад 6. У якому напрямку зміщена рівновага наступних іонообмінних реакцій:



Розв'язання. Розглянемо зсув рівноваги на прикладі останньої реакції. Рівновага іонообмінних реакцій за участю малорозчинних речовин зміщена у бік утворення речовини з меншим добутком розчинності:

$$DP_{AgCl} = 1,56 \cdot 10^{-10}; \quad DP_{AgI} = 1,5 \cdot 10^{-16}.$$

Рівновага даної реакції зміщена у бік утворення AgI , тому що AgI посилає в розчин меншу кількість іонів Ag^+ , чим $AgCl$:



Завдання 3. Написати молекулярні й іонні рівняння гідролізу наступних солей: CH_3COONa , NaCN , K_3PO_4 , NH_4Cl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4NO_3 , Na_2CO_3 , Al_2S_3 , KCl , FeSO_4 . Указати характер середовища водяних розчинів цих солей.

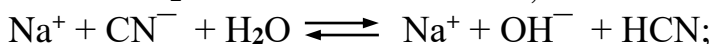
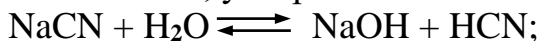
Приклади розв'язань. Спочатку визначається природа солі.

Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою і, навпаки, – сильною основою і слабкою кислотою, піддаються частковому гідролізу, у більшості випадків переважно за I ступенем, при цьому в рівнянні гідролізу ставляться дві стрілки у протилежних напрямках (\rightleftharpoons), що вказують на незначне протікання гідролізу.

Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддається, а сіль, утворена слабкими кислотою і основою, повністю гідролізується.

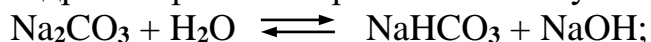
Для написання іонного рівняння гідролізу застосовують тіж правила, що і при написанні іонних рівнянь будь-яких іонообмінних реакцій: малодисоційовані молекули чи іони записують у незмінному виді, тоді як молекули сильних електролітів записують у виді іонів.

1 NaCN – сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою:

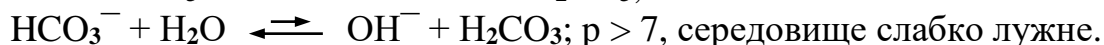
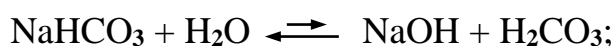


2 Na_2CO_3 – сіль, утворена сильною основою і слабкої двоосновною кислотою.

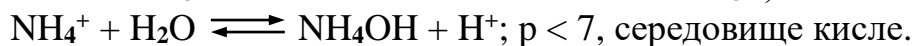
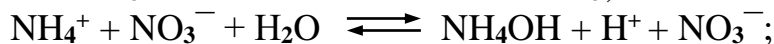
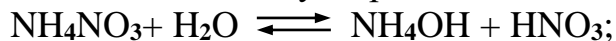
Гідроліз протікає переважно за I ступенем:



За II ступенем гідроліз практично не протікає, рівновага сильно зміщена вліво:

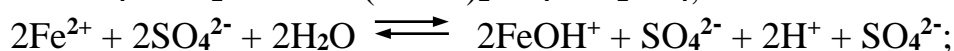
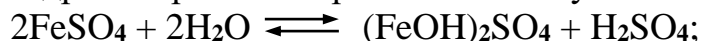


3 NH_4NO_3 – сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою:

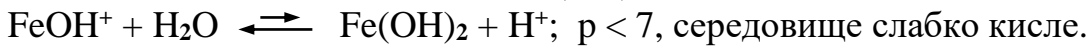
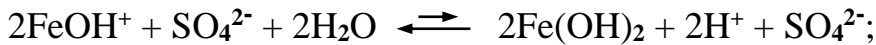
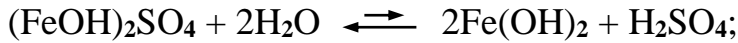


4 FeSO_4 – сіль, утворена сильною кислотою і слабкою двоосновною основою.

Гідроліз протікає переважно за I ступенем:

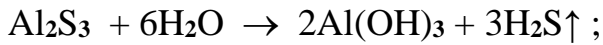


За II ступенем гідроліз практично не протікає, рівновага сильно зміщена вліво:



5 Al_2S_3 – сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою.

Піддається повному гідролізу:



$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$; $\text{p} \approx 7$, середовище близьке до нейтрального.

6 NaCl – сіль, утворена сильною кислотою і сильною основою не гідролізує: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$; $\text{pH} = 7$, середовище нейтральне.

Завдання 4. Розрахувати константу гідролізу і pH водяних розчинів наступних солей:

а) 0,2 М розчин CH_3COONa ;

б) 0,05 М розчин NH_4Cl ;

в) 1М розчин NH_4CN .

Розв'язання. а) Для солі, утвореною слабкою кислотою і сильною основою,

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д,кислоти}}}.$$

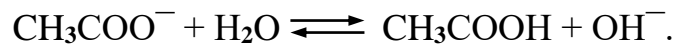
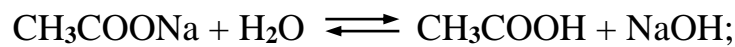
Знаходимо в довіднику:

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5};$$

$$K_{\Gamma, \text{CH}_3\text{COONa}} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,71 \cdot 10^{-10}.$$

Вираз константи гідролізу:

$$K_{\Gamma, \text{CH}_3\text{COONa}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}.$$



Так як $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$, то

$$K_{\Gamma, \text{CH}_3\text{COONa}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]};$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\Gamma, \text{CH}_3\text{COONa}} [\text{CH}_3\text{COO}^-]};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{\sqrt{K_{\Gamma, \text{CH}_3\text{COONa}} [\text{CH}_3\text{COO}^-]}}.$$

Припустивши, що сіль CH_3COONa дисоціює повністю, замість $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ підставляємо $[\text{CH}_3\text{COONa}]$:

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,2 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{\sqrt{5,71 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2}} = 0,93 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 9,3 \cdot 10^{-10} = 9,03.$$

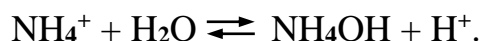
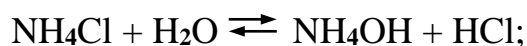
б) Для солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою,

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д,основи}}}.$$

Знаходимо в довіднику:

$$K_{\text{д,NH}_4\text{OH}} = 1,79 \cdot 10^{-5};$$

$$K_{\Gamma,\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д,NH}_4\text{OH}}} = 5,59 \cdot 10^{-10};$$



Вираз константи гідролізу має вид

$$K_{\Gamma,\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Оскільки $[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{H}^+]$, то

$$K_{\Gamma,\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{NH}_4^+]}; \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\Gamma,\text{NH}_4\text{Cl}} \cdot [\text{NH}_4^]}.$$

Припустивши, що сіль NH_4Cl дисоціює цілком, замість $[\text{NH}_4^+]$ підставляємо $[\text{NH}_4\text{Cl}]$:

$$\text{NH}_4\text{Cl} = 0,05 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,05} = 5,29 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 5,29 \cdot 10^{-6} = 5,28.$$

в) Для солі, що утворена слабкою основою та слабкою кислотою,

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д,кислоти}} \cdot K_{\text{д,основи}}}.$$

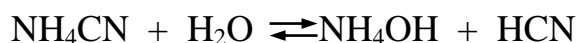
Знаходимо у довіднику:

$$K_{д, NH_4OH} = 1,79 \cdot 10^{-5}; K_{д, HCN} = 4,7 \cdot 10^{-10};$$

$$K_{г, NH_4CN} = \frac{10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 4,7 \cdot 10^{-10}} = 1,19.$$

Хімічна рівновага зміщена у бік продуктів гідролізу.

Характер середовища слабколужний, так як NH_4OH та HCN утворюються у рівній кількості, а сила NH_4OH набагато більша за HCN :



$$K_{г, NH_4CN} = \frac{[NH_4OH] \cdot [HCN]}{[NH_4CN]}.$$

Розрахуємо концентрацію NH_4OH у стані рівноваги.

$$[NH_4OH] = [HCN].$$

У перший момент концентрації наступні:

NH_4CN	NH_4OH	HCN
1 моль/л	0	0

У стані рівноваги:

NH_4CN	NH_4OH	HCN
1 - X моль/л	X моль/л	X моль/л

$$K_{г, NH_4CN} = \frac{X \cdot X}{1 - X} = 1,19.$$

$$X^2 = 1,19 (1 - X)$$

$$X^2 + 1,19 X - 1,19 = 0$$

$$X = 0,648 \text{ моль/л.}$$

У стані рівноваги концентрації наступні:

$$[NH_4CN] = 1 - 0,648 = 0,352 \text{ моль/л;}$$

$$[NH_4OH] = [HCN] = 0,648 \text{ моль/л.}$$

Здійсимо розрахунок рН, використовуючи вираз константи дисоціації NH_4OH :

$$K_{д, NH_4OH} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}.$$

Допускаємо, що NH_4CN дисоціює повністю, замість $[NH_4^+]$ підставляємо концентрацію NH_4CN , так як кількість іонів, отриманих при дисоціації NH_4OH , занадто мала у порівнянні з кількістю іонів NH_4^+ , які були отримані при дисоціації NH_4CN :

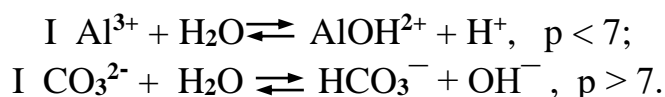
$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{д, NH}_4\text{OH}} [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{CN}]} = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,648}{0,352} = 3,29 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{3,29 \cdot 10^{-5}} = 3,04 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 3,04 \cdot 10^{-10} = 9,52. \quad \text{Середовище слабколужне.}$$

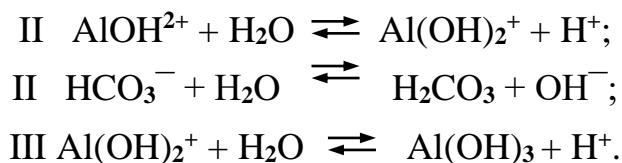
Завдання 5. Написати рівняння спільного гідролізу двох солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2CO_3 .

Розв'язання. Так як дані солі протилежного типу – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ утворена слабкою основою і сильною кислотою, а Na_2CO_3 утворена сильною основою і слабкою кислотою, то при розчиненні у воді вони утворюють різні середовища:

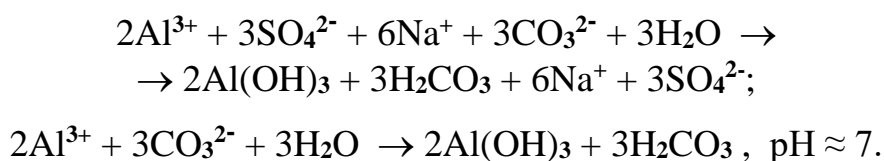


При зливанні розчинів відбувається взаємна нейтралізація:

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Це зміщує обидві рівноваги вправо і стають можливими наступні стадії гідролізу:



У підсумку відбувається повний гідроліз:



10.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Розчин лугу у воді містить гідроксид-іон у концентрації $2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Знайти концентрацію іонів гідрогену у розчині і рН.

2 Чому дорівнює рН 0,01 М розчину хлоридної кислоти?

3 рН розчину 4,4. Визначити концентрацію іонів гідрогену.

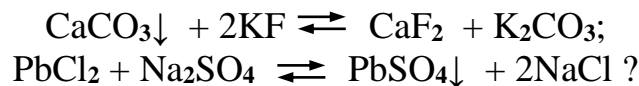
4 Яка концентрація гідроксид-іонів у розчині, рН якого дорівнює 10,8?

5 Розрахувати рН 0,01 н розчину етанової кислоти, ступінь дисоціації якої в розчині дорівнює 4,2 %.

6 Розрахувати ДР для AgCl, якщо відомо, що 1 л насиченого розчину при 20°C містить 0,0016 г AgCl.

7 ДР PbI₂ при кімнатній температурі дорівнює $1,4 \cdot 10^{-8}$. Розрахувати розчинність солі при цій температурі та концентрацію кожного з її іонів у насиченому розчині.

8 У якому напрямку зміщена рівновага в наступних іонообмінних реакціях:



9 Написати молекулярні й іонні рівняння гідролізу наступних солей: NaNO₃, Zn(NO₃)₂, Li₃PO₄, Cr₂S₃, Al₂(SO₃)₃, Fe₂(SO₄)₃, NH₄Cl.

10 Розрахувати константу гідролізу і рН водяних розчинів наступних солей:

а) 0,1 М розчин KCN ($K_{\text{д,HCN}} = 4,7 \cdot 10^{-10}$);

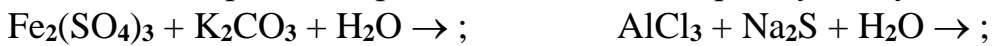
б) 2 М розчин Pb(NO₃)₂ ($K_{\text{д,Pb(OH)}_2}^{\text{I}} = 9,6 \cdot 10^{-10}$).

11 Зменшення або збільшення гідролізу ціаніду натрію викликає додавання до розчину: а) кислоти, б) лугу, в) амоній хлориду?

12 За величиною рН розрахувати молярну концентрацію, константу і ступінь гідролізу солей:

а) NH₄Cl, якщо рН = 5,62; б) NH₄NO₃, якщо рН = 6,12.

13 Написати рівняння реакцій спільного гідролізу наступних солей:



11 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

11.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Визначити ступінь окиснення нітрогену в наступних молекулах та іонах: N_2 , NH_3 , NH_4^+ , HNO_3 , NO_3^- , NO_2^- .

Розв'язання. При визначенні ступеня окиснення елемента користуємося правилом: сума ступенів окиснення всіх елементів дорівнює заряду частки (для молекули 0, а для іона – заряд іона).

Відомо, що ступінь окиснення гідрогену дорівнює +1, а ступінь окиснення кисню дорівнює -2 (крім перекисних сполук).

N_2^0 – ступінь окиснення азоту дорівнює 0.

$\begin{matrix} -3+1 \\ [NH_3]^0 \end{matrix}$ - ступінь окиснення нітрогену дорівнює -3.

$\begin{matrix} -3+1 \\ [NH_4]^+ \end{matrix}$ - ступінь окиснення нітрогену дорівнює -3.

+1 x -2

$[HNO_3]^0$ - ступінь окиснення нітрогену дорівнює +5.

Для HNO_3 складемо рівняння:

$$+1+x+3(-2) = 0;$$

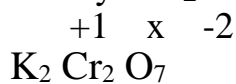
$x = +5$ (ступінь окиснення N у HNO_3);

$\begin{matrix} +5-2 \\ [NO_3]^{1-} \end{matrix}$ - ступінь окиснення нітрогену дорівнює +5.

$\begin{matrix} +3-2 \\ [NO_2]^{1-} \end{matrix}$ - ступінь окиснення нітрогену дорівнює +3.

Завдання 2. Визначити ступінь окиснення всіх елементів, що входять до складу наступних молекул: $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$.

Розв'язання.



$$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0, \quad x = +6;$$



$$+1 + x + 4(-2) = 0, \quad x = +7.$$

Завдання 3. Знайти серед наведених речовин такі, котрі можуть виконувати роль: тільки окисника; тільки відновника; окисника та відновника.

Приклад. Згрупувати речовини за здатністю їх виконувати визначену роль в ОВ реакціях: $FeCl_2$, $FeCl_3$, O_2 , H_2 , HNO_3 , HNO_2 , KNO_2 , $KMnO_4$, KI , H_2S , Zn , Cl_2 , HCl , MnO_2 .

Розв'язання. Скористаємося наступним правилом: молекули, атоми яких можуть лише підвищувати свої ступені окиснення, відіграють роль тільки відновників; молекули, атоми яких можуть лише знижувати свої ступені окиснення, відіграють роль тільки окисників; молекули, атоми яких можуть підвищувати і знижувати свої ступені окиснення, можуть відігравати роль як окисників, так і відновників.

Тільки окисники – O_2^0 , $KMnO_4^{+7}$, $HN O_3^{+5}$, $FeCl_3^{+3}$.

Тільки відновники – H_2^0 , KI^{-1} , H_2S^{-2} , Zn^0 , $FeCl_2^{+2}$.

Окисники і відновники – $HN O_2^{+3}$, $KN O_2^{+3}$, $Mn O_2^{+4}$, $HCl^{+1 -1}$.

Про кожну речовину необхідно дати докладне пояснення. Наприклад, HCl – і окисник, і відновник, тому що $H^+ + 1e = H^0$ – процес відновлення (H^+ - окисник); $Cl^- - 1e = Cl^0$ – процес окиснення (Cl^- - відновник). Таким чином HCl окисник за рахунок H^+ і відновник за рахунок Cl^- .

Завдання 4. Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу.

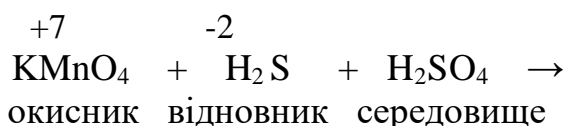
Приклад 1. $KMn_4O + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow$.

Розв'язання. 1 Серед речовин, що беруть участь у реакції, знаходимо окисник і відновник.

У $KMnO_4$ манган виявляє свій максимальний ступінь окиснення (+7), тобто він може бути тільки окисником.

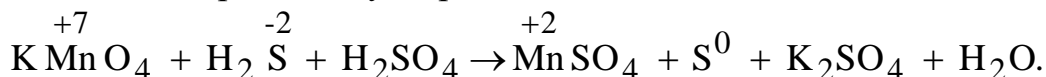
У H_2S сірка виявляє свій мінімальний ступінь окиснення (-2), тобто вона може бути тільки відновником.

H_2SO_4 у цій реакції призначена для створення кислого середовища:

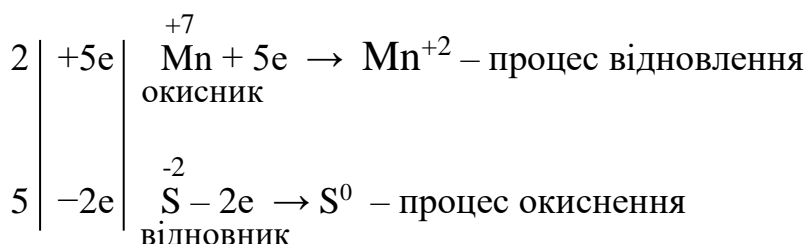


2 У випадку відсутності продуктів реакції визначаємо ці продукти, ґрунтуючись на знанні ступенів окиснення елементів і хімічних властивостей речовин, що беруть участь у реакції.

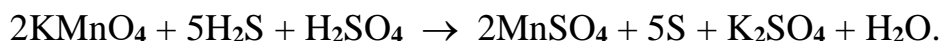
У кислому середовищі $KMnO_4$ відновлюється до Mn^{+2} , а H_2S окиснюється до S^0 . Крім того, утворюються K_2SO_4 і H_2O :



3 Складаємо електронний баланс відповідно до закону збереження заряду (кількість електронів, прийнятих окисником, повинне дорівнювати кількості електронів, відданих відновником):

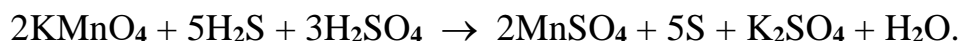


4 Розставляємо відповідні коефіцієнти перед окисником і відновником до і після реакції:



5 Зрівнюємо кількість атомів металів, що не беруть участь у ОВ-процесі. У даній реакції це атоми К, кількість яких уже зрівняна.

6 Зрівнюємо кислотні залишки, що не беруть участь у ОВ-процесі. У даній реакції це SO_4^{2-} :



7 Зрівнюємо кількість атомів гідрогену:

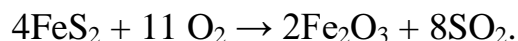
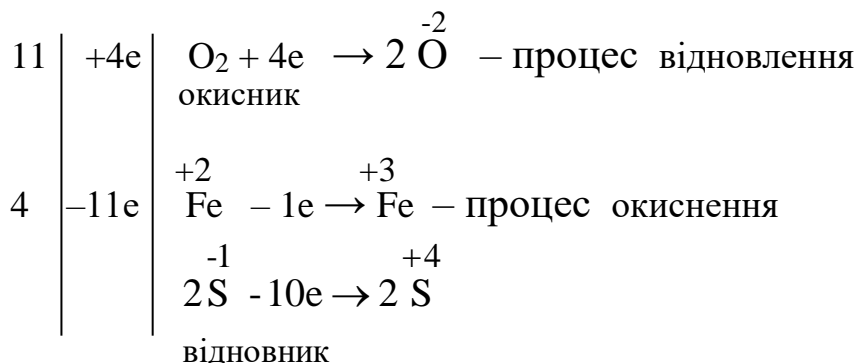


8 Перевіряємо кількість атомів кисню.

Якщо кількість атомів кисню не зрівняна, помилку в рівнянні варто починати шукати з першого етапу.

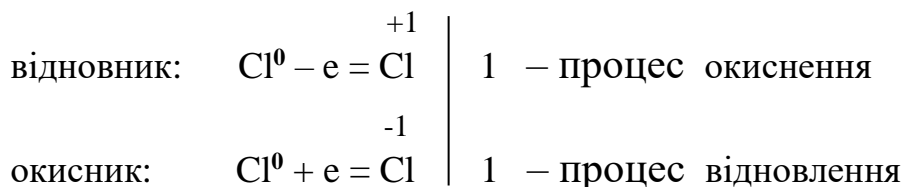
Приклад 2. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$.

Розв'язання. $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{S}}_2 + \overset{0}{\text{O}}_2 \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 + \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$.



Приклад 3. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Розв'язання. $\overset{0}{\text{Cl}}_2 + \overset{+1}{\text{K}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \text{H}_2\text{O}$

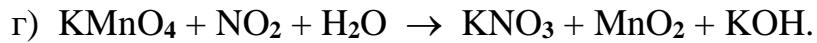
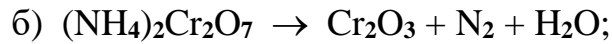


Це реакція диспропорціювання.

11.2 Завдання і вправи для самостійного розв'язання

1 Визначити ступінь окиснення сульфуру у наступних сполуках: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , Al_2S_3 , SO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

2 Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу, вказати окисник і відновник, визначити, які з них можна віднести до реакцій диспропорціонування, внутрішньомолекулярного чи міжмолекулярного окиснення-відновлення:



12 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ПОСТІЙНОГО ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

12.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Визначення здатності іонів і молекул простих і складних речовин виступати у ролі окисника чи відновника за величинами електродних потенціалів (редокс-потенціалів, ОВ-потенціалів).

Приклад 1. Серед нижче перелічених металів знайти ті, котрі можуть відновити катіон нікелю Ni^{2+} : Mg, Al, Cu, Ag.

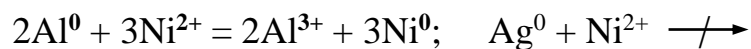
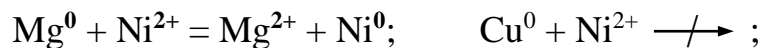
Розв'язання. Випишемо значення стандартних електродних потенціалів даних металів:

$$E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0} = -1,66 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0} = -0,25 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = +0,799 \text{ В}.$$

Так як Mg і Al мають більш низькі електродні потенціали, ніж Ni, тому вони є більш сильними відновниками в порівнянні з нікелем:



Приклад 2. Серед перелічених нижче катіонів металів знайти ті, котрі можуть окиснити цинк: Mg^{2+} , Pb^{2+} , Cu^{2+} .

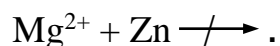
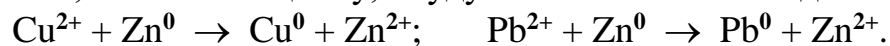
Розв'язання. Відповідно до ряду напруг металів:

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0} = -0,126 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0} = -0,76 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 \text{ В}$$

Свинець і мідь мають стандартні електродні потенціали вище, ніж цинк.

Таким чином, катіон купрум і катіон плюмбум є окисниками більш сильними, чим катіон цинку, і будуть окиснювати Zn^0 до Zn^{2+} :



Приклад 3. Як зміниться відновна активність цинку, якщо його занурити (при $T = 298 \text{ К}$) у розчин цинк нітрату концентрації $0,0001 \text{ моль/л}$?

Розв'язання. Скористаємося формулою Нернста

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Me}^{+n}];$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Zn}^{2+}];$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0}^0 = -0,76 \text{ В};$$

$n = 2$, тому що $\text{Zn}^0 - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$;

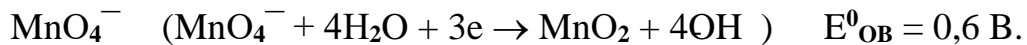
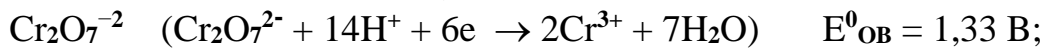
$[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Zn}(\text{NO}_3)_2]$, $i = 1$, α беремо рівною 1,

$[\text{Zn}^{2+}] = 0,0001$ моль/л;

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0}^0 = -0,76 + \frac{0,058}{2} \lg 0,0001 = -0,76 - 0,12 = -0,88 \text{ В}.$$

Висновок. З розведенням розчину відновна активність зростає, тому що електродний потенціал знижується.

Приклад 4. Серед перелічених нижче часток укажіть найбільш сильний окисник. Ці частки беруть участь у наступних напівреакціях:



Розв'язання. Найбільш сильний окисник той, котрий має найбільше значення редокс-потенціалу $E_{\text{ОВ}}^0$. Таким є аніон MnO_4^- у кислому середовищі.

Приклад 5. Розрахувати редокс-потенціал напівреакції:



якщо стандартний $E_{\text{ОВ}}^0 = 1,51 \text{ В}$, а концентрації іонів дорівнюють:

$$[\text{MnO}_4^-] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [\text{Mn}^{2+}] = 0,001 \text{ моль/л}.$$

Розв'язання. Скористаємося формулою Нернста для розрахунку редокс-потенціалів:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 +$$

$$\frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}.$$

Так як рівняння електродної напівреакції –



$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{0,058}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]};$$

при $\text{pH} = 3$ концентрація катіонів гідрогену дорівнює - $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л;

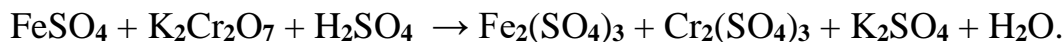
$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 + \frac{0,058}{5} \lg \frac{10^{-1} (10^{-3})^8}{10^{-3}} =$$

$$= 1,51 + \frac{0,058}{5} \lg 10^{-22} = 1,255 \text{ В}.$$

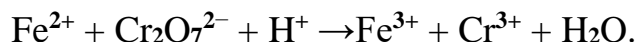
Висновок. В умовах, що відрізняються від стандартних, окисна здатність аніона MnO_4^- змінюється (у даному випадку – зменшується).

Завдання 2. Визначення напрямку ОВ реакції.

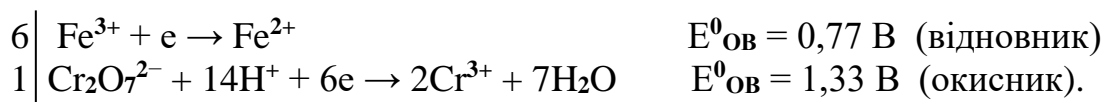
Приклад 1. Визначити, чи можна окиснити FeSO_4 до $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ за допомогою $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у кислому середовищі при стандартних умовах ($C = 1$ моль/л, $T = 298$ К) відповідно до рівняння реакції:



Розв'язання. Записуємо скорочене іонне рівняння даної реакції:

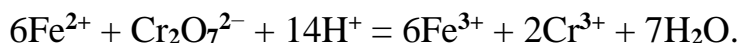


Складаємо напівреакції, записуючи у лівій частині окиснені форми кожної з речовин, а праворуч – відновлені форми, і знаходимо за таблицею стандартні $E^0_{\text{ОВ}}$:

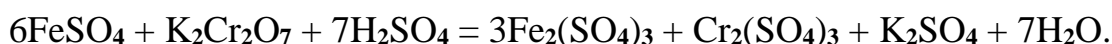


За величиною E^0 більш сильним окисником є іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а більш сильним відновником – іон Fe^{2+} , отже, вони будуть реагувати один з одним і їх записують у лівій частині ОВ реакції.

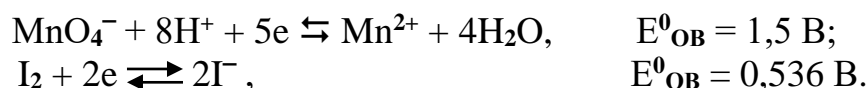
Записуємо іонне рівняння реакції з урахуванням множників:



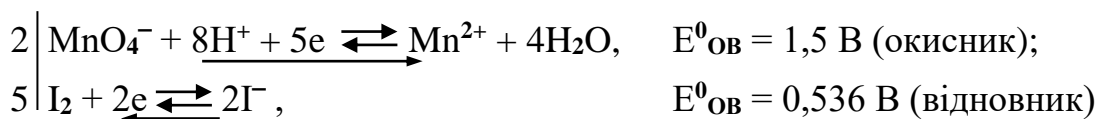
Складаємо молекулярне рівняння:



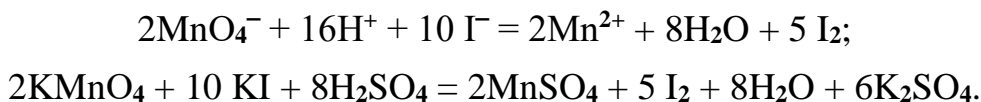
Приклад 2. За даними напівреакціями скласти іонне і молекулярне рівняння ОВ реакції:



Розв'язання. Роль окисника буде виконувати окислена форма (I напівреакція), а роль відновника – відновлена форма (II напівреакція).



Складаємо іонне й молекулярне рівняння, підбравши протиіони:



Приклад 3. Визначити можливість перебігу окисно-відновної реакції



у кислому середовищі, рН якого дорівнює 1, а концентрації:

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [\text{Na}_2\text{SO}_3] = 0,5 \text{ моль/л};$$

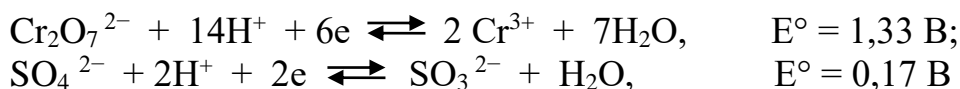
$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,01 \text{ моль/л}; \quad [\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = 0,001 \text{ моль/л}.$$

Розв'язання. Для спрощення розрахунків допускаємо, що дисоціація всіх речовин повна, тоді:

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [\text{SO}_3^{2-}] = 0,5 \text{ моль/л};$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ моль/л}; \quad [\text{Cr}^{3+}] = 0,001 \text{ моль/л}.$$

Реакція складається з двох напівреакцій, стандартні редокс-потенціали яких знаходимо у таблиці:



Визначаємо редокс-потенціали кожної напівреакції за формулою Нернста для відповідних концентрацій:

при рН = 1 $[\text{H}^+] = 10^{-1}$ моль/л.

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} = E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} + \frac{0,058}{n} \cdot \lg \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2};$$

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} = 1,33 + \frac{0,058}{6} \cdot \lg \frac{0,1 \cdot 0,1^{14}}{0,002^2}; = 1,33 + \frac{0,058}{6} (-9,6) = 1,24 \text{ В};$$

$$E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = E^\circ_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} + \frac{0,058}{n} \cdot \lg \frac{[\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{SO}_3^{2-}]^2};$$

За формулою $E_{\text{PC}} = E_{\text{окисника}} - E_{\text{відновника}}$ визначимо напрямок процесу:

$$E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = 0,17 + \frac{0,058}{2} \lg \frac{0,01 \cdot 0,1^2}{0,5^2} = 0,06 \text{ В}.$$

У ролі окисника буде дихромат-іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а у ролі відновника буде сульфит-іон SO_3^{2-} .

$$E_{PC} = E_{Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}} - E_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}} = 1,24 - 0,06 = 1,18 \text{ В.}$$

Так як $E_{PC} \gg OВ$, то окисно-відновна реакція практично незворотна та відбувається у заданому напрямку при даних умовах.

Завдання 3. Розрахувати електродний потенціал гальванічної пари: розчин $AgBr$ (насичений при 298 К)/ Ag^0 .

Розв'язання. Визначаємо концентрацію іонів Ag^+ у насиченому розчині $AgBr$. Для цієї мети в довіднику знаходимо розчинність $AgBr$:

$$R_{M,AgBr} = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, $[Ag^+] = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$

Для розрахунку електродного потенціалу гальванічної пари $AgBr/Ag^0$, котрій відповідає електродна напівреакція $Ag^+ + 1e \rightarrow Ag^0$, скористаємося рівнянням Нернста

$$E_{Ag^+/Ag^0} = E_{Ag^+/Ag^0}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [Ag^+] \quad (n = 1).$$

У довіднику знаходимо: $E_{Ag^+/Ag^0}^0 = 0,799 \text{ В.}$

$$E_{Ag^+/Ag^0}^0 = 0,799 + \frac{0,058}{1} \lg 8,8 \cdot 10^{-7} = 0,799 - 0,331 = 0,448 \text{ В.}$$

Завдання 4. Розрахувати електрорушійну силу гальванічного елемента, що складається з мідної пластини, зануреної в 0,001 М розчин $CuSO_4$, і магнієвої пластини, зануреної в 0,0001 М розчин $MgSO_4$ при $T = 298 \text{ К.}$

Розв'язання. Насамперед, розрахуємо електродні потенціали мідного і магнієвого електродів за рівнянням Нернста:

$$E_{Cu^{2+}/Cu^0} = E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [Cu^{2+}],$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 = 0,337 \text{ В, } n = 2, \text{ тому що } Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu^0;$$

$$[Cu^{2+}] = 0,001 \text{ моль/л.}$$

Припустивши, що дисоціація розведеного розчину солі повна ($\alpha = 1,0$), розрахуємо електродний потенціал міді:

$$E_{Cu^{2+}/Cu^0} = 0,337 + \frac{0,058}{2} \lg 0,001 = 0,337 - 0,087 = 0,25 \text{ В.}$$

$$E_{Mg^{2+}/Mg^0} = E_{Mg^{2+}/Mg^0}^0 + \frac{0,058}{2} \lg [Mg^{2+}];$$

$n = 2$, тому що $\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}^0$,

$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,0001 \text{ моль/л.}$$

Припустивши, що дисоціація розведеного розчину солі повна, розрахуємо електродний потенціал магнію:

$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 + \frac{0,058}{2} \lg 0,0001 = -2,37 - 0,12 = -2,49 \text{ В.}$$

Розрахуємо електрорушійну силу гальванічного елемента за формулою

$$E_{\text{РС}} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Ох}} - E_{\text{Red.}}$$

Роль катода виконує електрод, який має більш високий електродний потенціал, у даному випадку це – мідний електрод. Тоді знаходимо:

$$E_{\text{РС}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = 0,25 - (-2,49) = 2,74 \text{ В.}$$

Завдання 5. Скласти два гальванічних елементи: мідний електрод відіграє роль катода; мідний електрод відіграє роль анода. Скласти схеми цих гальванічних елементів і написати процеси, що відбуваються на катоді й на аноді.

Розв'язання. 1 Мідний електрод відіграє роль катода, якщо електродний потенціал гальванічної пари $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ вище електродного потенціалу анода.

Таким чином, підбираємо для цієї мети будь-яку гальванічну пару, електродний потенціал якої нижче електродного потенціалу мідного електрода, наприклад, $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В;} \quad E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0 = -0,44 \text{ В.}$$

Залізний електрод виконує стосовно мідного електрода роль анода. Схема отриманого гальванічного елемента наступна:



Процеси, що відбуваються на електродах:

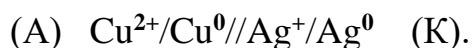
(K) $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$ – відновлення;

(A) $\text{Fe}^0 - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ – окиснення.

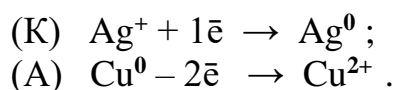
2 Мідний електрод відіграє роль анода, якщо для катода підібрана така гальванічна пара, електродний потенціал якої вище електродного потенціалу пари $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$, наприклад, Ag^+/Ag^0 :

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}^0 = 0,799 \text{ В.}$$

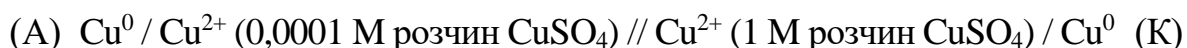
Схема отриманого гальванічного елемента наступна:



Процеси, що відбуваються на електродах:



Завдання 6. Розрахувати ЕРС концентраційного елемента, схема якого наступна:



Написати процеси, що відбуваються на електродах.

Розв'язання. Визначимо електродні потенціали кожного електроду.

Електрод з концентрацією CuSO_4 , яка дорівнює 1 моль/л, при умові, що дисоціація CuSO_4 повна, є стандартним. Для нього у довіднику знаходимо значення стандартного електродного потенціалу:

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В}.$$

Для електроду з концентрацією CuSO_4 , яка дорівнює 0,0001 моль/л, електродний потенціал визначаємо за рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Cu}^{2+}];$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,0001 \text{ моль / л};$$

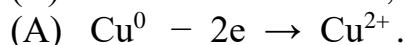
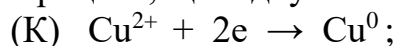
$$n = 2, \text{ так як } \text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}^0;$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,337 + \frac{0,058}{2} \lg 0,0001 = 0,22 \text{ В}.$$

Другий електрод, який має більш низьку концентрацію катіонів Cu^{2+} , виконує роль анода, так як має більш низький електродний потенціал.

$$\text{ЕРС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = 0,337 - 0,22 = 0,12 \text{ В}$$

Процеси, що відбуваються на електродах, наступні:



Завдання 7. Розрахувати добуток розчинності AgI , якщо ЕРС концентраційного елемента Ag / AgI (насичений розчин) // Ag^+ (0,1 М розчин AgNO_3) / Ag дорівнює 0,401 В.

Розв'язання. Розрахуємо електродний потенціал катода, допустивши, що AgNO_3 дисоціює повністю:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} + \frac{0,058}{n} \cdot \lg[\text{Ag}^+];$$

$$n = 1, \text{ тому що } \text{Ag}^+ + 1e \rightarrow \text{Ag}^0$$

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 \text{ В};$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 + \frac{0,058}{1} \cdot \lg 0,1 = 0,741 \text{ В}.$$

Нам відома величина електродного потенціалу катода й величина ЕРС, розрахуємо величину електродного потенціалу анода:

$$\text{ЕРС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}};$$

$$E_{\text{анода}} = E_{\text{катода}} - \text{ЕРС} = 0,741 - 0,401 = 0,34 \text{ В}.$$

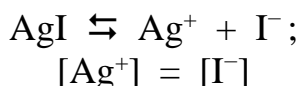
Розрахуємо концентрацію іонів $[\text{Ag}^+]$ на аноді:

$$E_{\text{анода}} = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} + \frac{0,058}{n} \cdot \lg[\text{Ag}^+];$$

$$\lg[\text{Ag}^+] = \frac{E_{\text{анода}} - E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}}{0,058} = \frac{0,34 - 0,799}{0,058} = -7,914;$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$$

У насиченому розчині AgI встановлюється наступна рівновага:



$$[\text{Ag}^+] = [\text{I}^-]$$

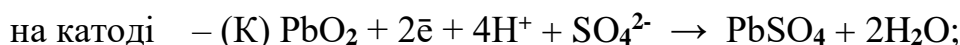
Розрахуємо добуток розчинності AgI :

$$D_{\text{P}_{\text{AgI}}} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = [\text{Ag}^+]^2;$$

$$D_{\text{P}_{\text{AgI}}} = (1,2 \cdot 10^{-8})^2 = 1,44 \cdot 10^{-16}.$$

Завдання 8. Розрахувати ЕРС свинцевого акумулятора, що складається із шести банок, з'єднаних послідовно.

Розв'язання. Розрахуємо ЕРС однієї банки свинцевого акумулятора. При розрядці акумулятора відбуваються наступні процеси:



на аноді – (А) $\text{Pb} - 2\bar{e} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$.

Для кожної з електродних напівреакцій знаходимо в довіднику значення стандартних електродних потенціалів:

$$E^0_{\text{анода}} = -0,356 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{катода}} = +1,68 \text{ В};$$

$$E_{\text{РС}} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}} = 1,68 - (-0,356) = 2,04 \text{ В}.$$

Електрорушійна сила шести послідовно з'єднаних банок буде дорівнювати

$$E_{\text{РС}} = 2,04 \cdot 6 = 12,24 \text{ В}.$$

12.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 У якому напрямку будуть переміщатися електрони дротом, що з'єднує полюси гальванічних елементів:

1) $\text{Mg}/\text{Mg}(\text{NO}_3)_2//\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{Pb}$; 2) $\text{Pb}/\text{Pb}(\text{NO}_3)_2//\text{Cu}(\text{NO}_3)_2/\text{Cu}$;

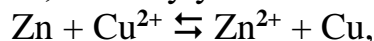
3) $\text{Cu}/\text{Cu}(\text{NO}_3)_2//\text{AgNO}_3/\text{Ag}$?

2 Розрахувати $E_{\text{РС}}$ гальванічного елемента, утвореного нікелевим електродом, зануреним у 0,1 М розчин NiSO_4 , і мідним електродом, зануреним у 0,2 М розчин CuSO_4 . Виразити молекулярним та іонним рівняннями реакцію, що відбувається при роботі гальванічного елемента.

3 Скласти два гальванічних елемента, в одному з яких нікель був би катодом, а в іншому – анодом. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при роботі цих елементів, указати величину $E_{\text{РС}}$ при стандартних умовах.

4 Розрахувати $E_{\text{РС}}$ гальванічного елемента, в якому при 298 К установилася рівновага: $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$, якщо $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Ag}^+] = 10^{-3}$ моль/л.

5 Визначити концентрацію іонів Cu^{2+} у розчині, якщо при 298 К $E_{\text{РС}}$ гальванічного елемента, в якому установилася рівновага:



дорівнює 1,16 В, а $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л.

6 Розрахувати електрорушійну силу концентраційного елемента, схема якого наступна:



Написати процеси, що відбуваються на електрододах.

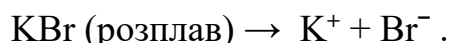
13 ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ І РОЗПЛАВІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ

13.1 Типові завдання з розв'язанням

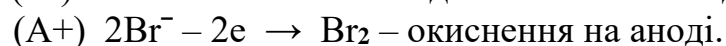
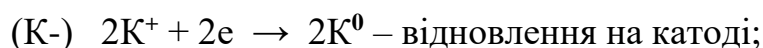
Завдання 1. Описати анодний і катодний процеси електролізу розплавів наступних іонних сполук: KBr, LiCl, CaF₂, Al₂O₃, NaBr.

Приклад 1. Записати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розплаву KBr.

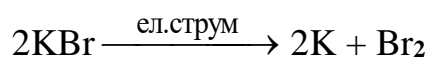
Розв'язання. У розплавленій масі відбувається термічна іонна дисоціація цієї речовини:



Процеси, що відбуваються на електродах, наступні:

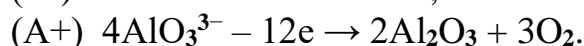
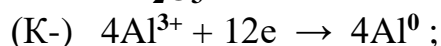


Сумарний процес:

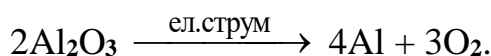


Приклад 2. Описати процеси, що відбуваються при електролізі розплаву Al₂O₃.

Розв'язання. Термічна іонна дисоціація Al₂O₃:



Сумарний процес



Завдання 2. Описати анодний і катодний процеси електролізу водних розчинів іонних сполук (електроди інертні): HBr, H₂SO₄, KOH, AgNO₃, KBr, Ca(NO₃)₂, CuCl₂. Пояснити процеси, що відбуваються, застосовуючи потенціали розкладання і правило порядку розрядки часток при електролізі.

Приклад 1. Як перебігає електроліз розчину HBr ?

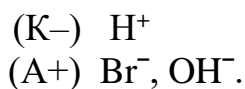
Розв'язання. При електролізі розчинів варто враховувати дисоціацію води. Електролітична дисоціація HBr:



Електролітична дисоціація води:



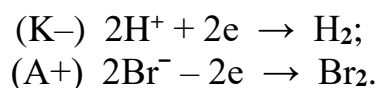
Позитивно заряджені частки (катиони) рухаються до катода, а негативно заряджені частки (аніони) – до анода:



На катоді відбувається відновлення катіонів H^+ , а на аноді – окиснення тієї частки, відновні властивості якої найбільш сильні, тобто частки, що має найбільш низький потенціал розкладання, такою часткою є Br^- , тому що

$$\begin{aligned} E_{\text{розкл, Br}^-} &= 1,09 \text{ В}; \\ E_{\text{розкл, OH}^-} &= 1,7 \text{ В}. \end{aligned}$$

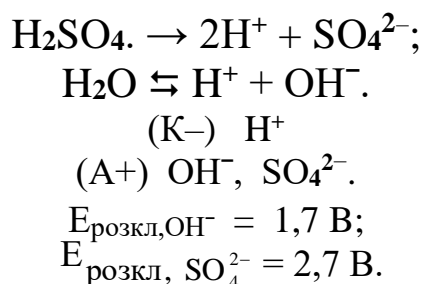
Таким чином, окиснюються іони Br^- :



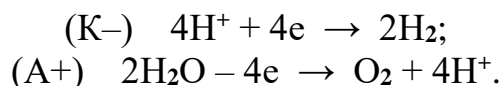
Сумарний процес $2\text{HBr} \xrightarrow{\text{ел.струм}} \text{H}_2 + \text{Br}_2$.

Приклад 2. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розчину H_2SO_4 .

Розв'язання. Частки в розчині наступні:



Окиснюватися на аноді повинні аніони OH^- , але так як їхня концентрація в сильно кислому середовищі дуже низька, то реально окиснюються молекули води:



Сумарний процес $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ел.струм}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Приклад 3. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розчину КОН.

Розв'язання. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$;



(К-) K^+ , H^+

(А+) OH^- .

На катоді відбувається відновлення тієї частки, окисні властивості якої найбільш сильні, тобто частки, що мають найвищий потенціал розкладання.

Звичайно потенціал розкладання на катоді визначають у кожному конкретному випадку з урахуванням концентрації часток і перенапруги, що залежить від багатьох факторів і, зокрема, від матеріалу електрода.

Перенапруга виділення металів мала ($\eta_{\text{мет}} \rightarrow 0$), за винятком Fe і Ni ($\eta_{\text{Fe, Ni}} = 0,1 - 0,3$ В). Припускаємо, що концентрація іонів OH^- дорівнює 10^{-1} моль/л, і знаходимо в досліджуваному випадку у водянному розчині лугу концентрацію іонів H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ моль/л.}$$

Розраховуємо електродний потенціал гальванічної пари $2\text{H}^+/\text{H}_2$:

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{H}^+]^2 = \frac{0,058}{2} \cdot 26 = -0,754 \text{ В.}$$

Навіть з урахуванням найбільшої перенапруги виділення водню на свинці ($\eta_{\text{H}_2}^{\text{Pb}} = 1,23$ В) при використанні свинцевого катода потенціал розкладання водню буде наступним:

$$E_{\text{розкл}} = E - \eta,$$

де E – електродний потенціал, В; η – перенапруга, В.

$$E_{\text{розкл, H}^+} = -0,754 - 1,23 = -1,984 \text{ В,}$$

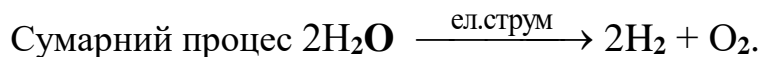
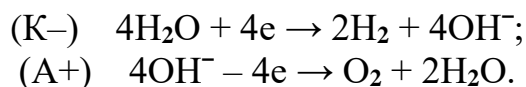
Стандартний електродний потенціал калію $E_{\text{K}^+/\text{K}} = -2,98$ В, його потенціал розкладання буде близький до стандартного потенціалу через незначну величину перенапруги.

Таким чином, на катоді буде відновлюватися катіон гідрогену.

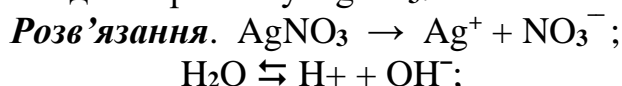
У загальному випадку, при електролізі з урахуванням перенапруги виділення водню, водень може знаходитися у ряді напруг металів між Al і Mn, тому, з водяних розчинів не можуть бути відновлені метали, які

розташовані на початку ряду напруг металів (лужні та лужно-земельні метали та Al включно).

Через низьку концентрацію катіонів гідрогену відновленню підлягають у дійсності молекули води:



Приклад 4. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину AgNO_3 .



(K-) Ag^+ , H^+ , відновленню підлягає іон аргентума, тому що його потенціал розкладання вище, ніж у катіона гідрогену:

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 \text{ В.}$$

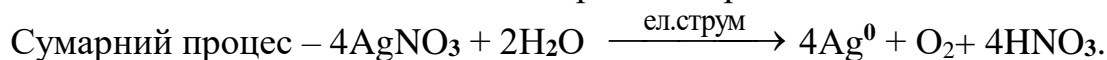
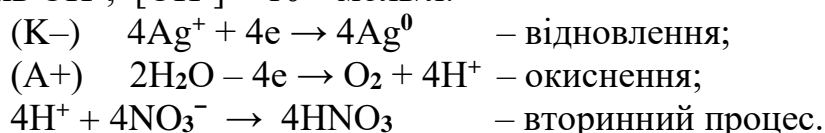
Для нейтрального середовища $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л;

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В,}$$

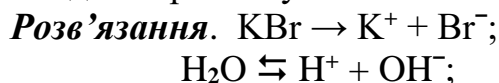
якщо врахувати перенапругу, то потенціал розкладання гідрогену буде ще нижче.

(A+) NO_3^- , OH^- , повинні підлягати електролізу аніони OH^- , тому що $E_{\text{розкл,OH}^-} = 1,7 \text{ В,}$ $E_{\text{розкл,NO}_3^-} = 2,0 \text{ В,}$ тобто $E_{\text{розкл,OH}^-} < E_{\text{розкл,NO}_3^-}$.

У дійсності окиснюються молекули H_2O через низьку концентрацію аніонів OH^- ; $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л:



Приклад 5. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину KBr .



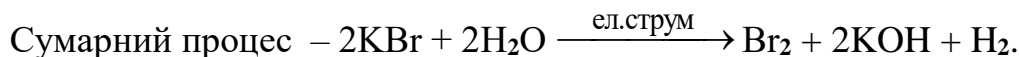
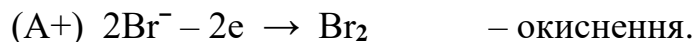
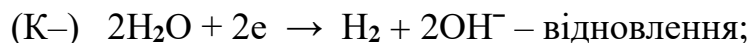
(K-) K^+ , H^+ , відновлюється H^+ , тому що

$$E_{\text{розкл,H}^+} > E_{\text{K}^+/\text{K}}.$$

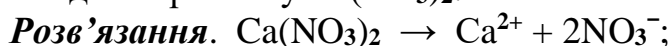
У дійсності відновлюються молекули H_2O через низьку концентрацію іонів H^+ у воді.



так як $E_{\text{розкл, Br}^-} > E_{\text{розкл, OH}^-}$, то окиснюються аніони Br^- .

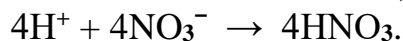
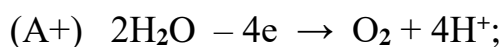
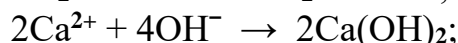
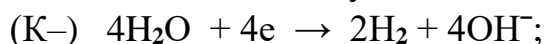


Приклад 6. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

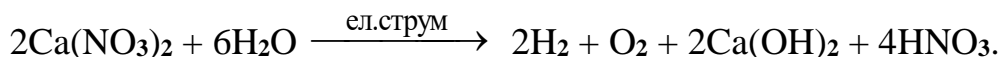


(K-) Ca^{2+} , H^+ , так як $E_{\text{розкл, H}^+} > E_{\text{Ca}^{+2}/\text{Ca}^0}$, то повинні відновлюватися іони H^+ , але через їхню низьку концентрацію у воді електролізу підлягають молекули води.

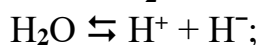
(A+) NO_3^- , OH^- , так як $E_{\text{розкл, OH}^-} < E_{\text{розкл, NO}_3^-}$, то розкладаються іони OH^- , а точніше, молекули H_2O за причиною, що була наведена раніше.



Сумарний процес:

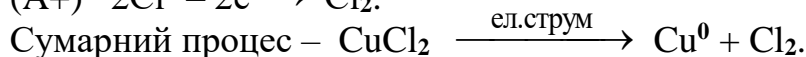
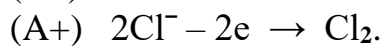
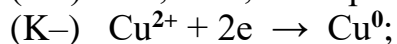


Приклад 7. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину CuCl_2 .



(K-) Cu^{2+} , H^+ , електролізу, безумовно, підлягають катіони Cu^{2+} ;

(A+) Cl^- , OH^- , електролізу підлягають аніони Cl^-



Завдання 3. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водних розчинів електролітів з розчинним анодом.

Приклад. Записати рівняння електродних процесів, що перебігають при електролізі водного розчину CuSO_4 з мідним анодом.

Розв'язання. У водному розчині CuSO_4 маємо:



(К-) $\text{Cu}^{2+}, \text{H}^+$;
(А+) $\text{SO}_4^{2-}, \text{OH}^-, \text{Cu}^0$ (частки матеріалу анода).

На катоді відбувається відновлення іонів міді:

$$E_{\text{розкл}, \text{H}^+} < E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0};$$

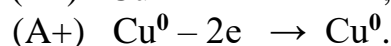
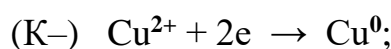
на аноді – окиснення міді:

$$E_{\text{розкл}, \text{SO}_4^{2-}} > 2 \text{ В},$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,377 \text{ В}.$$

$$E_{\text{розкл}, \text{OH}^-} = 1,7 \text{ В},$$

У міді найнижчий електродний потенціал, тому окислюється мідь:

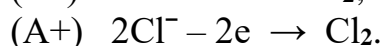
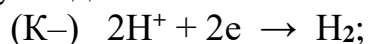


Розглянутий процес електролізу є промисловим методом рафінування міді.

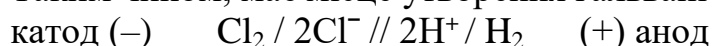
Завдання 4. Розрахувати теоретичну напругу розкладання розчину електроліту певної концентрації.

Приклад 1. Розрахувати теоретичну напругу розкладання $U_{(\text{розкл.теор})}$ 0,01 М розчину НСІ.

Розв'язання. Теоретична напруга розкладання – це ЕРС гальванічного елемента з протилежним напрямком струму, що утворюється під час електролізу. Електродні процеси при електролізі НСІ такі ж, як у попередньому завданні:



Таким чином, має місце утворення гальванічного елемента:



Розрахуємо редокс-потенціали кожної гальванічної пари:

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{H}^+]^2,$$

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0,0 \text{ В}, \quad n = 2,$$

$$[\text{H}^+] = [\text{НСІ}], \quad i = 1.$$

Для спрощення беремо $\alpha = 1$.

$$[\text{H}^+] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ моль/л}.$$

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 + \frac{0,058}{n} \lg 0,01^2 = -0,116 \text{ В.}$$

$$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 - \frac{0,058}{n} \lg [\text{Cl}^-]^2, \quad n = 2.$$

$$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = 1,359 \text{ В.}$$

$$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359 + \frac{0,058}{2} \lg 0,01^2 = 1,24 \text{ В,}$$

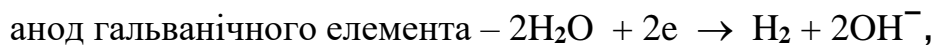
$$U_{\text{розкл.теор}} = E_{\text{РС}} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = 1,243 + 0,116 = 1,359 \text{ В.}$$

Приклад 2. Розрахувати дійсну напругу розкладання $U_{\text{розкл. дійсн}}$ води на гладких платинових електродах (припускаємо, що густина струму при електролізі дорівнює 1 мА/см^2 , а $t = 22^\circ\text{C}$).

Розв'язання. Розрахуємо, насамперед, теоретичні потенціали розкладання на катоді й на аноді, а це і є електродні потенціали на катоді й на аноді гальванічного елемента, що утвориться в результаті електролізу води.

	Електроліз води	Гальванічний елемент
(К-)	$4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} \rightarrow 2\text{H}_2 + 4\text{OH}^-$	(А+)
(А+)	$2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	(К-)

Для обох електродних реакцій визначаємо стандартні редокс-потенціали за таблицями:



$$E^0 = -0,828 \text{ В;}$$



$$E^0 = 0,815 \text{ В (при pH} = 7\text{).}$$

Для катода знайдене в таблиці значення стандартного редокс-потенціалу при $\text{pH} = 7$ є значенням теоретичного потенціалу розкладання на катоді:

$$E_{\text{катода,теор}} = E_{\text{катода}}^0 = 0,815 \text{ В.}$$

Визначаємо теоретичний потенціал розкладання на аноді за формулою Нернста:

$$E_{\text{анода,теор}} = E_{\text{анод}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{1}{[\text{OH}^-]^2};$$

у воді $\text{pH} = 7$, $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$

$$E_{\text{анода, теор}} = -0,828 + \frac{0,058}{2} \lg \frac{1}{(10^{-7})^2} = -0,422 \text{ В.}$$

Визначимо потенціали розкладання на катоді й на аноді, враховуючи те, що

$$\eta_{\text{H}_2}^{\text{Pt}} = 0,09 \text{ В; } \quad \eta_{\text{O}_2}^{\text{Pt}} = 0,7 \text{ В.}$$

А потім визначимо дійсну напругу розкладання води.

Скористаємося зручною для цих цілей потенційною діаграмою електролізу (рис. 13.1).

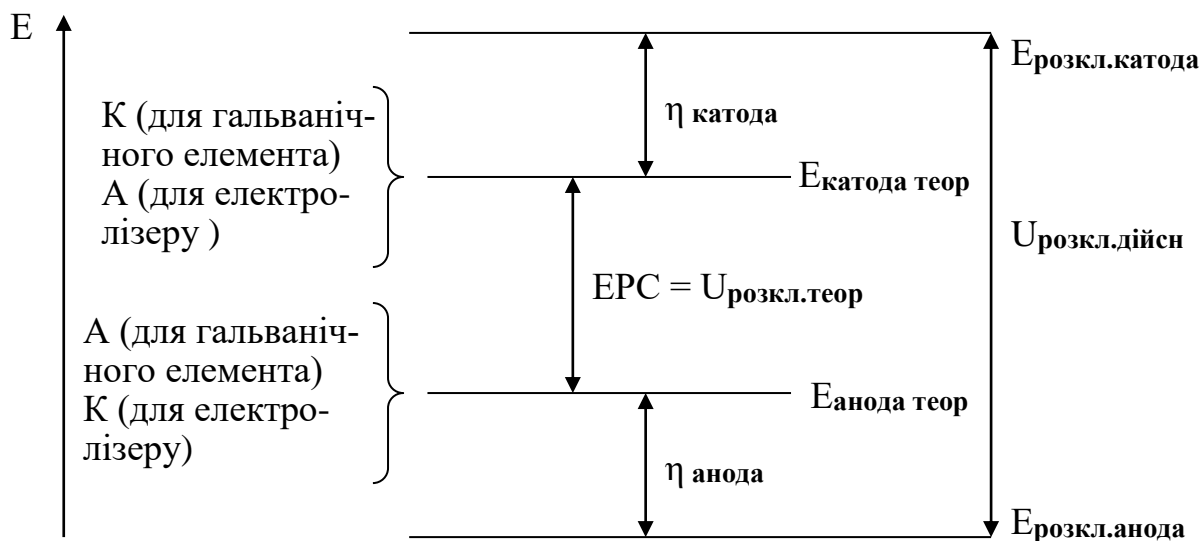


Рисунок 13.1 – Діаграма електролізу

$$E_{\text{розкл.катода}} = E_{\text{катода теор}} + \eta_{\text{O}_2}^{\text{Pt}} = 0,815 + 0,7 = 1,515 \text{ В;}$$

$$E_{\text{розкл.анода}} = E_{\text{анода теор}} + \eta_{\text{H}_2}^{\text{Pt}} = -0,422 - 0,09 = -0,431 \text{ В;}$$

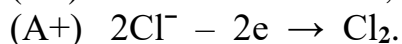
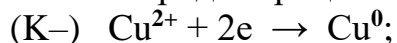
$$U_{\text{розкл.дійсн}} = E_{\text{розкл.катода}} - E_{\text{розкл.анода}} = 1,515 - (-0,431) = 1,946 \text{ В.}$$

Дійсна напруга розкладання води – 1,946 В.

Завдання 5. Провести розрахунки за законами електролізу.

Приклад. Через водяний розчин хлориду міді (II) пропускають постійний струм силою 3 А на протязі 6 годин. Визначити масу міді, що утвориться на катоді, і об'єм хлору, який виділиться на аноді (н.у.), якщо вихід за струмом дорівнює 75 %.

Розв'язання. Електродні процеси електролізу CuCl_2 :



Відповідно до об'єднаної формули законів Фарадея

$$m = \frac{E \cdot I \cdot \tau \cdot R_i}{96487},$$

де E – еквівалентна маса, г/моль;

I – сила струму, А;

τ – час електролізу, год;

R_i – вихід за струмом;

$F = 96487$ – стала Фарадея.

$$m_{\text{Cu}} = \frac{E_{\text{Cu}} \cdot I \cdot \tau \cdot R_i}{96487} = \frac{31,77 \cdot 3 \cdot 6 \cdot 3600 \cdot 0,75}{96487} = 16 \text{ г};$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{I \cdot \tau \cdot R_i \cdot V_M}{n \cdot 96487} = \frac{3 \cdot 6 \cdot 3600 \cdot 22,4 \cdot 0,75}{2 \cdot 96487} = 5,64 \text{ л.}$$

13.2 Завдання і вправи для самостійного розв'язання

1 Записати катодні й анодні процеси електролізу водяних розчинів:

а) NaCl на вугільному аноді;

б) Cu(NO₃)₂ на платиновому аноді;

в) ZnSO₄ на цинковому аноді;

г) CaCl₂ на вугільному аноді;

д) CuSO₄, KCl, HNO₃ одночасно на вугільних електродах.

2 Електроліз розчину цинк сульфату проводили з нерозчинним анодом протягом 6,7 годин, у результаті чого виділилося 5,6 л кисню, виміряного при н.у. Розрахувати силу струму і кількість висадженого цинку при виході його за струмом 70 %.

3 Розрахувати теоретичну напругу розкладу 2 н розчину H₂SO₄.

4 Скільки грамів нікелю можна отримати, якщо через розчин NiSO₄ пропускати струм силою 5 А на протязі 10 хв.?

5 При пропусканні струма силою 2 А на протязі 1 год. 14 хв. 24 с через розчин хлориду металу (II) на одному з графітових електродів виділилося 2,94 г металу. Чому дорівнює атомна маса металу, якщо вихід за струмом 100%, й що це за метал? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.

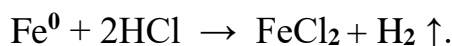
6 Під час електролізу натрій сульфату отримали при н.у. 448 л H₂. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на нерозчинних електродах, й розрахуйте, який час відбувався елетроліз, якщо сила струму була 100 А.

14 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. МЕТОДИ ЗАХИСТУ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

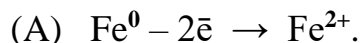
14.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Залізна пластинка занурюється в розведений розчин HCl. Спостерігається виділення водню з її поверхні. Якщо доторкнутися до цієї пластинки мідним дротом, водень починає виділятися з поверхні мідного дроту, хоча залізо продовжує розчинятися, причому більш інтенсивно. Пояснити це явище. Написати катодний і анодний процеси електрохімічної корозії. Указати продукт корозії.

Розв'язання. При зануренні залізної пластинки у розчин HCl відбувається гетерогенна ОВ реакція:



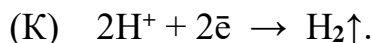
При торканні заліза міддю утвориться короткозамкнений гальванічний елемент, що складається з залізного і мідного електродів, занурених у розчин електроліту. Мідний електрод відіграє роль катода, тому що він має більш високий електродний потенціал. На катоді повинен відбуватися процес відновлення, а на аноді – залізній пластинці – процес окиснення:



Таким чином, залізо продовжує розчинятися, причому швидкість електрохімічного процесу вище, ніж швидкість звичайного окисно-відновного процесу.

На катоді відбувається деполяризація, тобто процес відновлення надлишком електронів, будь-яких часток, які називаються деполяризатором.

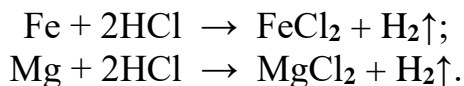
У кислому середовищі роль деполяризатора відіграють катіони гідрогену.



Таким чином, водень виділяється з поверхні міді, незважаючи на відсутність взаємодії HCl з нею. Продукт корозії – FeCl₂. Процеси, що відбуваються під час електрохімічної корозії, наведені на рисунку 14.1.

Завдання 2. Дві пластинки – одна залізна, а інша магнієва – занурені роздільно в розведену соляну кислоту. Що зміниться, якщо з'єднати обидві пластинки?

Розв'язання. Обидві пластинки, що знаходяться окремо в розведеній HCl, будуть реагувати з нею з виділенням водню, тому що Fe і Mg знаходяться у ряді напруг до водню:



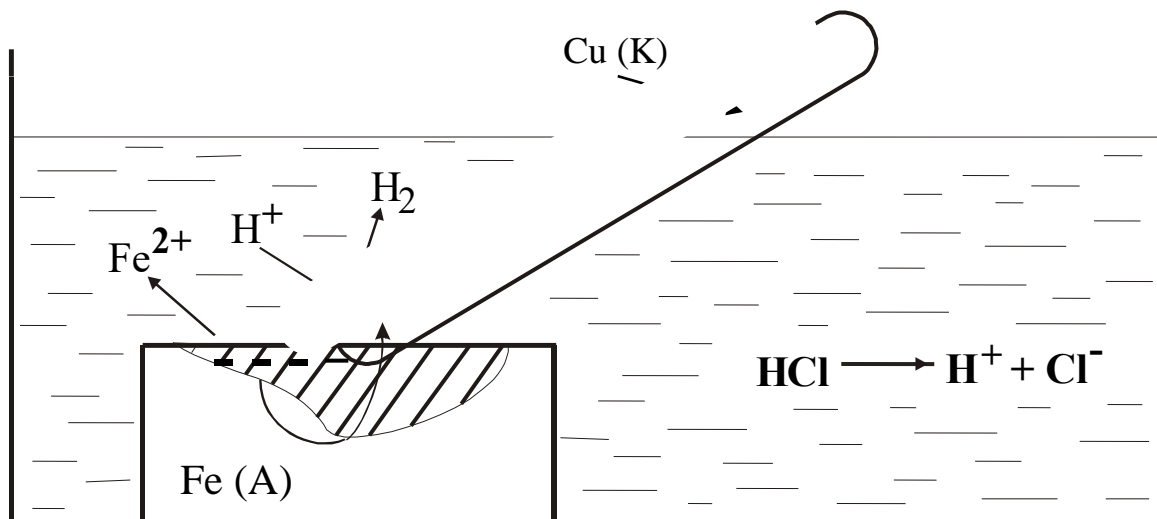
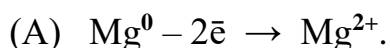


Рисунок 14.1 – Електрохімічна корозія

При об'єднанні пластин утворюється короткозамкнений гальванічний елемент, і перебігає електрохімічна корозія. Магній, будучи більш активним металом, відіграє роль анода. На аноді відбувається процес окиснення:



На катоді – залізній пластинці – буде відбуватися воднева деполаризація: (К) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$.

Таким чином, при об'єднанні двох пластин спостерігається посилення виділення водню з поверхні заліза, хоча руйнування заліза різко зменшується, а активізується процес руйнування магнієвої пластини. Виділення водню з поверхні магнію різко зменшується.

Завдання 3. Кладуть в одну склянку, що містить сольовий розчин, шматочок чистого заліза, а в іншу склянку, що містить той самий сольовий розчин, шматочок заліза, з'єднаний зі шматочком свинцю. В обидві склянки є доступ кисню повітря. Через кілька днів визначають концентрацію іонів заліза в обох склянках. У якій склянці концентрація іонів заліза буде більше?

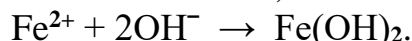
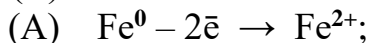
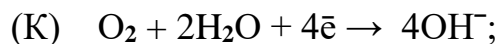
Розв'язання. Кисень розчиняється у водяному розчині. Залізо, занурене у сольовий розчин, у присутності розчиненого кисню буде піддаватися корозії, хоча і повільно, тому що залізо чисте, а чисті метали повільно кородують (звичайно присутність домішок у залізі (чавуні) різко збільшує швидкість корозії).

Процес корозії чистого заліза можна навести наступною схемою:

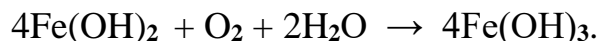


де $\text{Fe}(\text{OH})_3$, – один із компонентів іржі.

Залізо в контактi з менш активним свинцем відіграє роль анода і підлягає електрохімічній корозії з кисневою деполяризацією на свинцевому катоді:



$Fe(OH)_2$ легко окиснюється до $Fe(OH)_3$. Таким чином, продуктом корозії є $Fe(OH)_3$:



Швидкість електрохімічної корозії набагато вище швидкості хімічної корозії, тому в склянці, що містить залізо, з'єднане зі свинцем, концентрація іонів заліза Fe^{3+} буде вище, ніж у склянці з чистим залізом.

Завдання 4. Описати процеси електрохімічної корозії, що відбуваються на оцинкованому залізі при наявності тріщин у захисному шарі:

а) у кислому середовищі;

б) у нейтральному середовищі в присутності кисню.

Розв'язання. Покриття заліза цинком відноситься до анодних покриттів, тому що метал покриття більш активний, ніж метал, що захищається. У випадку перебігу електрохімічної корозії метал покриття відіграє роль анода.

У кислому середовищі на поверхні катода, тобто на поверхні заліза, відбувається воднева деполяризація (рис. 14.2):

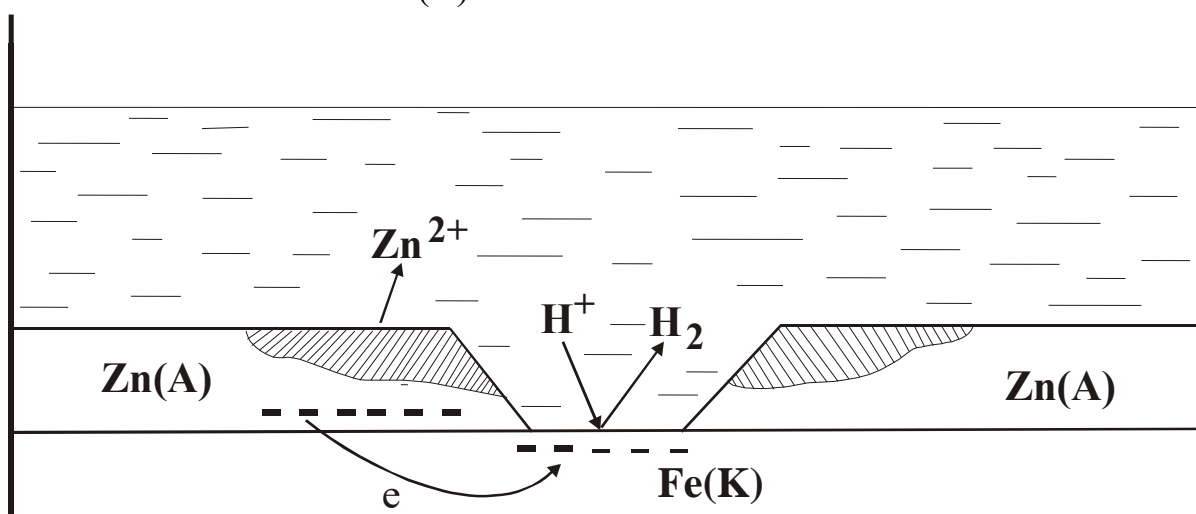
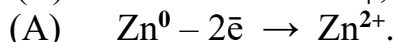
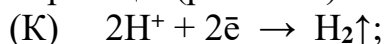
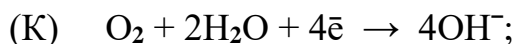
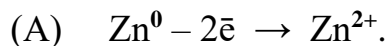


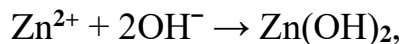
Рисунок 14.2 – Воднева деполяризація у кислому середовищі

У нейтральному середовищі в присутності кисню на поверхні катода (заліза) відбувається киснева деполяризація (рис. 14.3):





Продуктом корозії, що утворюється за реакцією



є гідроксид цинку.

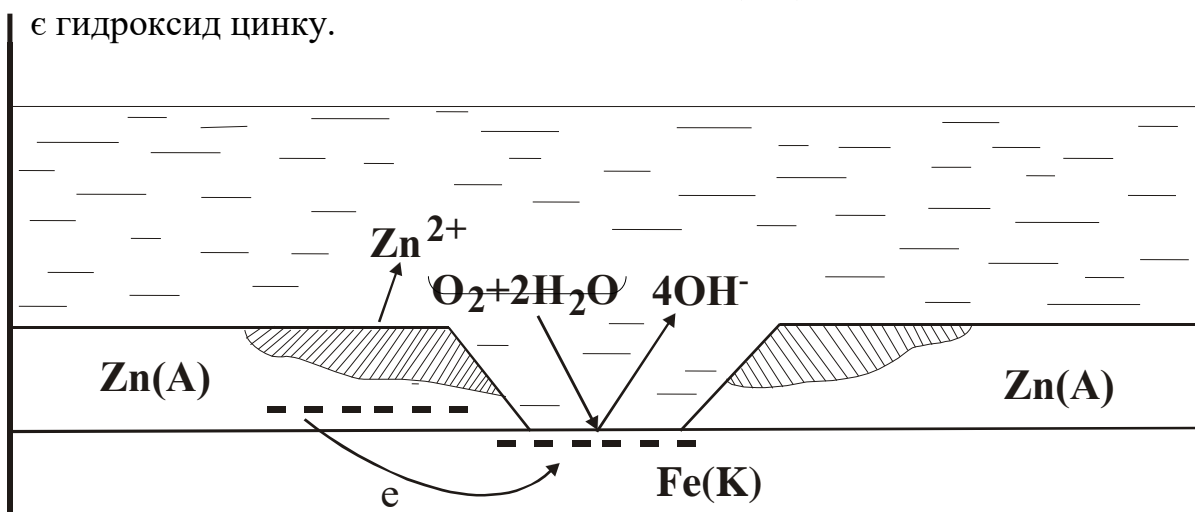


Рисунок 14.3 – Киснева деполяризація у нейтральному середовищі

Завдання 5. Описати процеси електрохімічної корозії, які відбуваються на хромованому залізі при наявності тріщин у захисному шарі:

- а) у кислому середовищі;
- б) у нейтральному середовищі в присутності кисню.

Розв'язання. Покриття заліза хромом відноситься до катодних покриттів, тому що метал покриття менш активний, ніж метал, що захищається. У випадку перебігу електрохімічної корозії менш активний метал відіграє роль катода. Метал, що захищається, відіграє роль анода, тобто піддається руйнуванню.

У кислому середовищі на поверхні катода, тобто на поверхні хрому, відбувається воднева деполяризація (рис. 14.4):

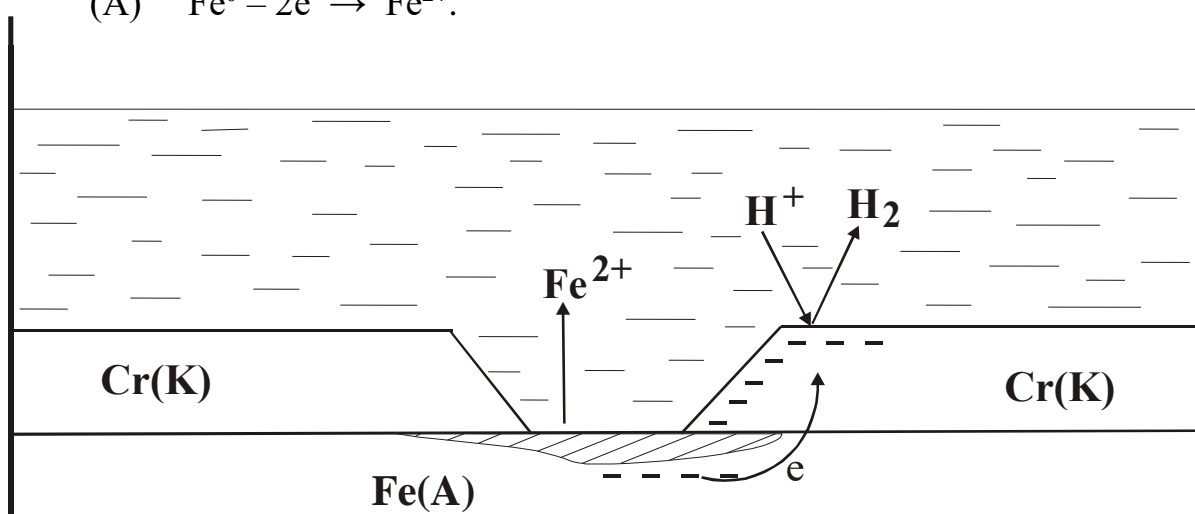
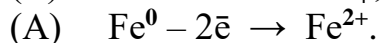
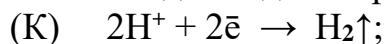


Рисунок 14.4 – Воднева деполяризація у кислому середовищі

У нейтральному середовищі в присутності кисню на поверхні катода (хрому) відбувається киснева деполяризація (рис. 14.5):

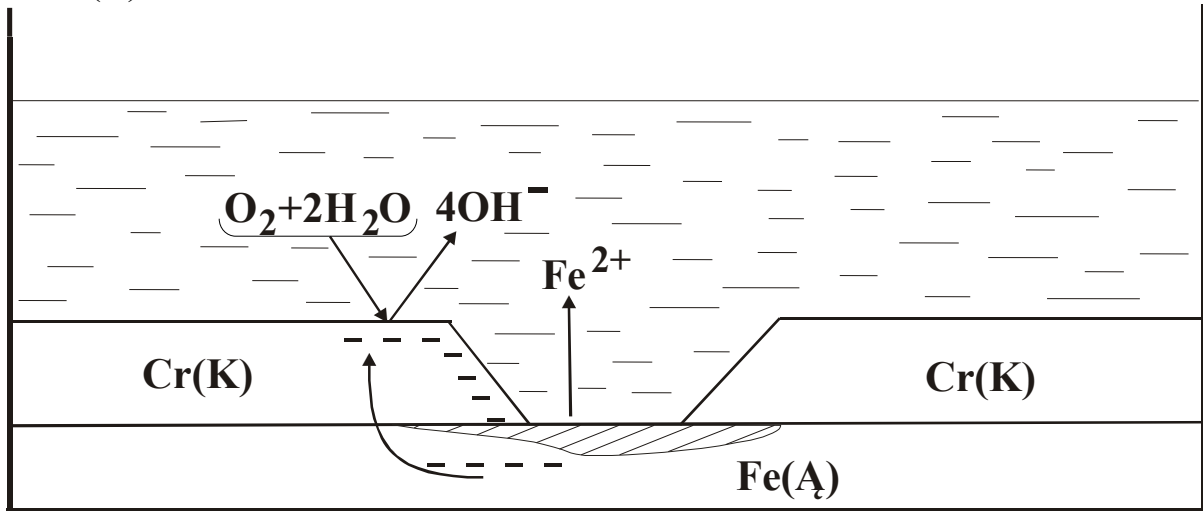
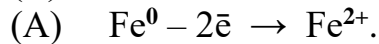
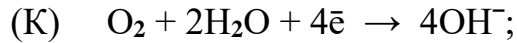
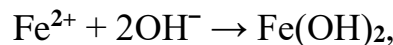


Рисунок 14.5 – Киснева деполяризація у нейтральному середовищі

Продуктом корозії є $Fe(OH)_2$, що утворюється за реакцією:



На повітрі $Fe(OH)_2$ окиснюється до $Fe(OH)_3$:



Завдання 6. Пояснити, чому в сталевій ємкості застійна зона піддається інтенсивній корозії (нейтральне середовище в присутності кисню повітря), тоді як у цинковій судині, навпаки, застійна зона піддається корозії в незначному ступені.

Розв'язання. Інтенсивність (швидкість) електрохімічної корозії залежить від ЕРС короткозамкненого елемента, що утвориться. Чим більше величина ЕРС, тим більш інтенсивна електрохімічна корозія.

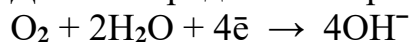
Для електрохімічної корозії ЕРС розраховується аналогічно розрахунку ЕРС гальванічного елемента:

$$E_{РС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}},$$

де $E_{\text{катода}}$ – електродний потенціал електродної напівреакції деполяризації;

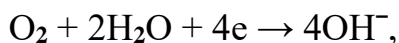
$E_{\text{анода}}$ – електродний потенціал металу, що піддається руйнуванню.

Для електродної напівреакції кисневої деполяризації:

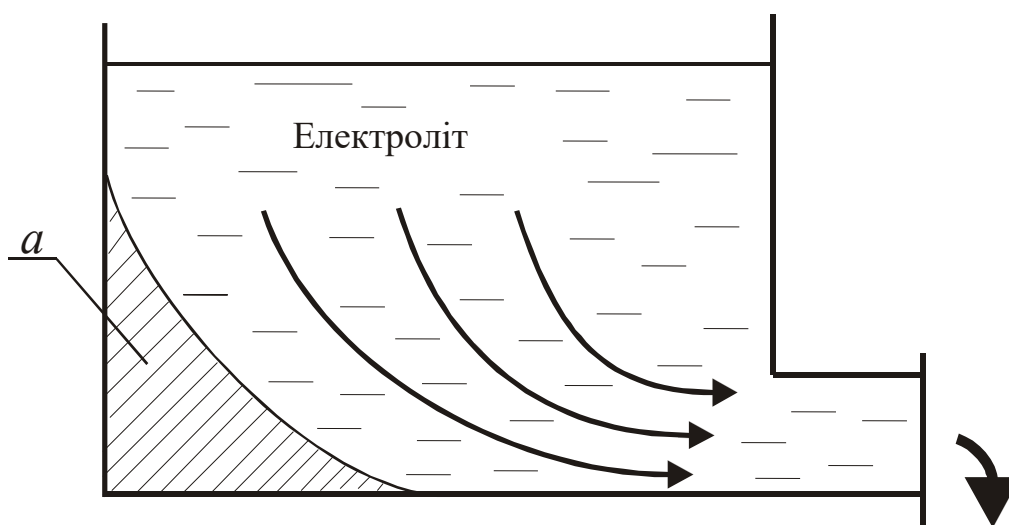


$$E_{\text{катода}} = E^0_{\text{катода}} + \frac{0,058}{4} \lg \frac{[O_2]}{[OH^-]^4}.$$

У зоні, яка підпадає під вплив кисню, електродний потенціал катодних ділянок буде вище, ніж у застійній зоні (концентрація кисню в розчині знаходиться в чисельнику). Таким чином, у початковий момент ЕРС мікрогальваноеlementів у зоні, що підлягає впливу кисню, буде вище, ніж ЕРС мікрогальваноеlementів у застійній зоні, і тому корозія анодних ділянок у зонах, що підлягають впливу кисню, буде значною. Ця корозія в початковий момент призводить до накопичення аніонів OH^- за реакцією:



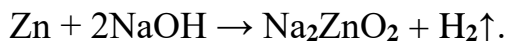
тобто до збільшення рН. Відомо, що в лужному середовищі залізо пасивується. Таким чином, у наступний момент корозія в зонах, що підлягають впливу кисню, припиняється, тоді як у застійних зонах *a* (рис. 14.6) вона продовжується. Тому застійні зони сталевих ємкостей піддаються інтенсивній корозії.



a – застійна зона

Рисунок 14.6 – Корозія у застійних зонах та у зонах, в яких відбувається аерація

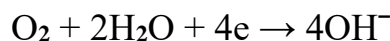
У ємкості з цинку корозія зон, що підлягають впливу кисню, завжди буде дуже інтенсивною, тому що лужне середовище не пасивує цинк, а навпаки, сприяє його руйнуванню:



У даному разі застійна зона корозії піддається менше, ніж та, в якій здійснюється аерація.

Завдання 7. Показати необхідними розрахунками, що платина у контакті з золотом не підлягає електрохімічній корозії, тоді як мідь у контакті з золотом підлягає електрохімічній корозії тільки у присутності кисню у лужному середовищі.

Розв'язання. Для процесу кисневої деполяризації



електродний потенціал розраховується за формулою Нернста:

$$E_{\text{катода}} = E_{\text{катода}}^0 + \frac{0,058}{4} \cdot \lg \frac{[\text{O}_2]}{[\text{OH}^-]^4};$$

(киснева депол) (киснева депол)

$$E_{\text{катода}}^0 = 0,401 \text{ В.}$$

(киснева депол)

$$E_{\text{катода}} = 0,401 + \frac{0,058}{4} \cdot \lg \frac{1}{[\text{OH}^-]^4} = 0,401 + \frac{0,058}{4} (-4 \lg[\text{OH}^-]) =$$
$$= 0,401 - 0,058 \cdot \text{pOH}.$$

У нейтральному середовищі (pH = 7, pOH = 7)

$$E_{\text{катода}} = 0,401 - 0,058 \cdot 7 = 0 \text{ В}$$

У лужному середовищі (pH → 14, pOH → 0)

$$E_{\text{катода}} \rightarrow 0,401 \text{ В}$$

Для того, щоб відбувалася електрохімічна корозія, необхідно наступне:

$$E_{\text{РС}} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} > 0.$$

Звідси

$$E_{\text{катода}} > E_{\text{анода}}^0.$$

(киснева депол) (руйнування металу)

Таким чином, електродний потенціал металу (анода) має бути нижче 0 В у нейтральному середовищі або нижче 0,401 В у сильно лужному середовищі (pH = 14). Якщо знаходяться у контакті золото та платина, платина виконує роль анода, її стандартний електродний потенціал $E_{\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}}^0 = 1,19 \text{ В}$. Але у дійсних умовах через низьку концентрацію катіонів платини електродний потенціал платини буде нижче, ніж її стандартний потенціал, однак він залишається вище, ніж 0,401 В, тому електрохімічної корозії з кисневою деполяризацією не відбувається.

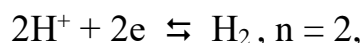
Мідь у контакті із золотом може підлягати електрохімічній корозії з кисневою деполяризацією, переважно у лужному середовищі, так як її потенціал $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337 \text{ В}$, а це нижче 0,401 В.

Залишається показати відсутність електрохімічної корозії з водневою деполяризацією для обох випадків.

Електродний потенціал водневої деполяризації виражається рівнянням:

$$E_{\text{катода}} = E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} + \frac{0,058}{2} \cdot \lg[\text{H}^+]^2;$$

$$E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 \text{ В};$$



$$E_{\text{катода}} = 0,0 + \frac{0,058}{2} \cdot \lg[\text{H}^+]^2 = -0,058 \cdot \text{pH}.$$

У кислому середовищі $\text{pH} = 0$, $E_{\text{катода}} = 0 \text{ В}$.

У слабкокислому середовищі $\text{pH} \rightarrow 7$, $E_{\text{катода}} \rightarrow -0,406 \text{ В}$.

Таким чином, метали, які мають електродний потенціал вище 0 В , в кислому середовищі не підлягають електрохімічній корозії з водневою деполяризацією.

14.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 У якому випадку корозія заліза буде відбуватися інтенсивніше: при ушкодженні покриття лудженого заліза чи оцинкованого?

2 Мідь не витискує водень з розведених кислот. Чому? Однак, якщо до мідної пластинки, зануреної у кислоту, доторкнутися цинковою, то на міді починається бурхливе виділення водню. Пояснити це явище, склавши рівняння анодного і катодного процесів.

3 Якщо на сталевий предмет нанести краплю води, то корозії піддається середня, а не зовнішня частина змоченого металу. Після висихання краплі в її центрі з'являється пляма іржі. Чим це можна пояснити? Яка ділянка металу, що знаходиться під краплею води, є анодом і яка є катодом? Скласти рівняння відповідних процесів.

4 У розчин соляної кислоти занурили цинкову пластинку, частково вкриту нікелем. У якому випадку процес корозії цинку відбувається інтенсивніше?

5 Який метал може служити протектором при захисті заліза від корозії у водному розчині з $\text{pH} = 10$ при контакті з повітрям? Написати рівняння реакцій даних процесів.

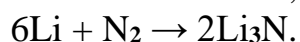
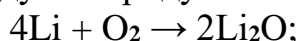
6 Алюміній склеплений з міддю. Який з металів буде піддаватися корозії у кислому середовищі? Скласти схему гальванічного елемента, що утвориться при цьому. Розрахувати ЕРС і ΔG^0_{298} цього елемента при стандартних умовах.

15 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

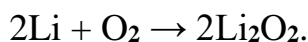
15.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Написати рівняння реакцій окиснення наступних лужних металів: Li, Na, K – в атмосфері повітря при звичайній та високій температурах.

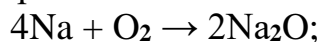
Розв'язання. Лужні метали знаходяться на початку ряду напруг металів. Так як вони є найбільш активними, то вони легко окиснюються киснем повітря вже при звичайних температурах. Однак для кожного з зазначених металів є свої особливості. Літій вже при звичайних температурах реагує як з киснем повітря, так і з другим компонентом повітря – азотом, з утворенням відповідно оксиду й нітриду літію:



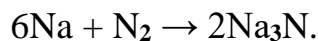
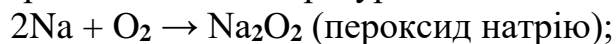
При високих температурах замість оксиду літію утвориться пероксид літію:



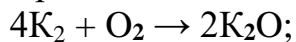
Натрій: а) при звичайній температурі



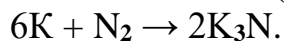
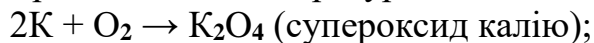
б) при високих температурах



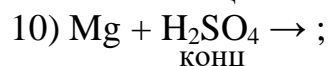
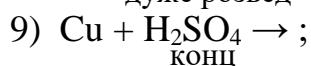
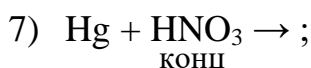
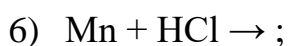
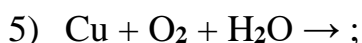
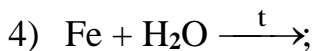
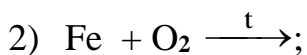
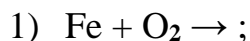
Калій: а) при звичайній температурі



б) при високих температурах



Завдання 2. Грунтуючись на знаннях загальних хімічних властивостей металів, написати рівняння наступних хімічних реакцій:



$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,37 \text{ В}; \quad E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -1,66 \text{ В};$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}.$$

Найбільш низький електродний потенціал у кальцію, це означає, що він найбільш сильний відновник у водних середовищах, а найбільш високий електродний потенціал у цинку, тому він найбільш слабкий відновник серед перелічених металів.

У неводних середовищах кількісною характеристикою відновних властивостей металу є величина його енергії іонізації.

Величини енергій іонізації даних металів знаходимо в довіднику:

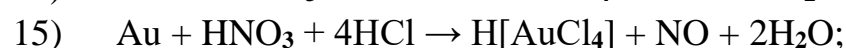
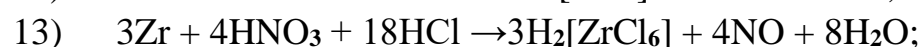
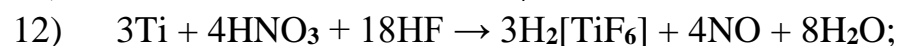
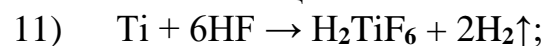
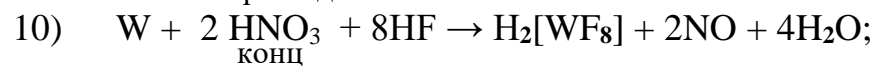
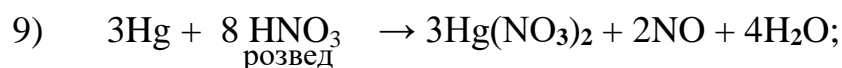
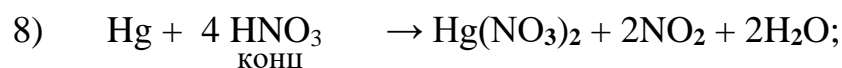
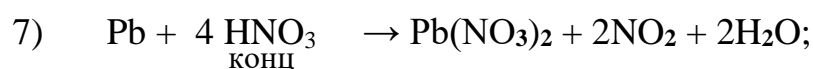
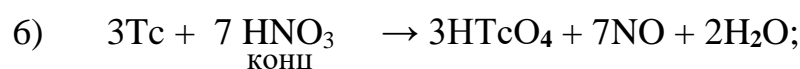
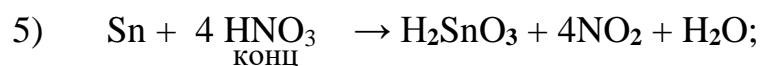
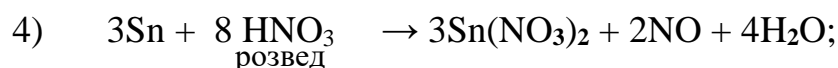
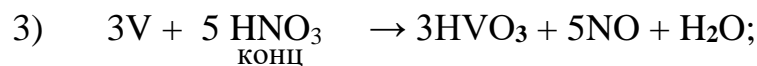
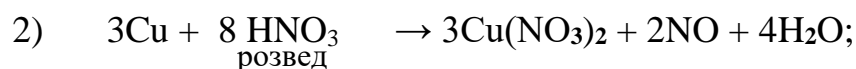
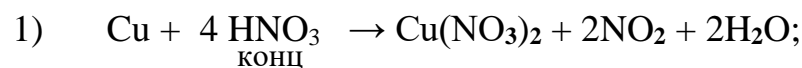
$$E_{i,\text{Na}} = 5,14 \text{ еВ}; \quad E_{i,\text{Al}} = 5,98 \text{ еВ}; \quad E_{i,\text{Ca}} = 6,11 \text{ еВ};$$

$$E_{i,\text{Mg}} = 9,39 \text{ еВ}; \quad E_{i,\text{Zn}} = 9,39 \text{ еВ}.$$

Найбільш низька енергія іонізації (іонізаційний потенціал) у натрію – найсильнішого відновника з перерахованих металів, найбільш висока енергія іонізації у цинку – самого слабкого відновника.

Завдання 5. Скласти й зрівняти за допомогою електронного балансу ОВ реакції.

Розв'язання. Нижче наводяться рівняння вже складених і зрівняних реакцій:



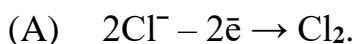
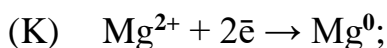
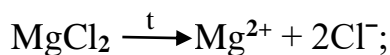
- 16) $\text{Cr} + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 17) $\text{Mo} + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MoO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 18) $4\text{Nb} + 5\text{O}_2 + 12\text{KOH} \rightarrow 4\text{K}_3\text{NbO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$;
 19) $\text{Os} + \text{KClO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{OsO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 20) $\text{Pb} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$;
 21) $\text{Ge} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$;
 22) $5\text{Zn} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$;
 23) $4\text{Au} + \text{O}_2 + 8\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 4\text{KOH}$.

Завдання 6. Яким методом можна отримати металевий магній ?

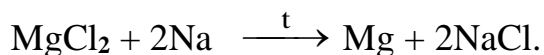
Розв'язання. Магній – це дуже активний метал, його електродний потенціал

$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0}^0 = -2,37 \text{ В.}$$

Магній можна отримати електролізом, але не водних розчинів солей магнія, а електролізом розплавів його солей, наприклад, електролізом розплаву MgCl_2 :



Магній також може бути отриманий металотермією при використанні будь-якого металу, хімічна спорідненість якого до атома, з яким він буде зв'язаний, вище, ніж у магнію, наприклад:



Доведемо можливість використання Na :

$$\Delta G_{298, \text{MgCl}_2}^0 = -141,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, \text{NaCl}}^0 = -384,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, p}^0 = 2\Delta G_{298, \text{NaCl}}^0 - \Delta G_{298, \text{MgCl}_2}^0 =$$

$$= 2(-384,5) + 141,4 = -627,6 \text{ кДж.}$$

Так як $\Delta G_{298, p}^0 < 0$, то реакція термодинамічно можлива. Металевий натрій може бути використаний для одержання металевого магнію з MgCl_2 .

Завдання 7. При змішуванні розплавлених мас магнію і свинцю утвориться інтерметалева сполука, що містить 81 % Pb . Яка її формула?

Розв'язання. Mg_xPb_y – формула в загальному виді інтерметалевої сполуки. Коефіцієнти x і y знаходимо наступним чином:

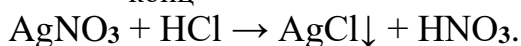
$$x : y = \frac{\% Mg}{M_{Mg}} : \frac{\% Pb}{M_{Pb}};$$

$$x : y = \frac{19}{24,3} : \frac{81}{207,2} = 0,782 : 0,391 = 2:1.$$

Формула інтерметалевої сполуки – Mg_2Pb .

Завдання 8. Для визначення відсоткового вмісту срібла в старій монеті розчинили 0,3 г цієї монети в концентрованій HNO_3 . Потім з отриманого розчину срібла осадили розчином хлоридної кислоти у виді осаду $AgCl$. Маса осаду дорівнює 0,199 г. Який вміст срібла у монеті?

Розв'язання. Рівняння хімічних реакцій, що відбуваються під час аналізу, наступні:



Відповідно до рівнянь цих двох реакцій 1 моль Ag утворить 1 моль $AgCl$.

Розрахуємо масу срібла, що відповідає 0,199 г $AgCl$:

$$m_{Ag} = \frac{m_{AgCl} \cdot M_{Ag}}{M_{AgCl}} = \frac{0,199 \cdot 108}{143,5} = 0,15 \text{ г.}$$

Розрахуємо відсоток вмісту срібла у монеті:

$$\% Ag = \frac{m_{Ag} \cdot 100\%}{m_{\text{монети}}} = \frac{0,15 \cdot 100}{0,30} = 50 \%.$$

15.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Скласти молекулярне і скорочене іонне рівняння взаємодії розведеної нітратної кислоти з металами: міддю, цинком, кальцієм.

2 Написати молекулярні й іонні рівняння взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами: міддю, алюмінієм, залізом. Вказати умови перебігу реакцій.

3 З якими з речовин може реагувати алюміній: $NaOH$, H_2O , HCl , $Ca(NO_3)_2$, $CuSO_4$, I_2 , S ? Скласти рівняння можливих реакцій.

4 Розташувати дані метали у послідовності зменшення відновної активності у водному середовищі: Cu , Zn , Fe , Sn , Hg , Ca , Mg , Au , Na .

5 Чи можна отримати Ni ($E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}$) такими засобами: шляхом електролізу водного розчину; карботермією; алюмотермією? Відповідь підтвердити необхідними розрахунками.

6 Визначити відсотковий склад суміші, яка утворена з порошоків алюмінію, магнію і піску, якщо відомо, що при обробці 2,5 г суміші розчином їдкого натру виділяється 1,12 л H_2 (н.у.), а при обробці такої ж кількості суміші хлоридною кислотою – 2,24 л водню.

7 При взаємодії 8 г суміші заліза і магнію із хлоридною кислотою виділилося 4,48 л H_2 (н.у.). Скільки грамів заліза і магнію містилося у суміші?

8 Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



9 У розчин AgNO_3 занурена мідна пластинка масою 9,547 г. Через деякий час пластинка була вийнята з розчину, промита, висušена й зважена. Маса її дорівнювала 9,983 г. Скільки срібла виділилося на пластинці?

10 Скільки потрібно 34 %-го розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,21 \text{ г/мл}$) для розчинення 100 г срібла?

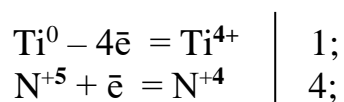
16 ОГЛЯД ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ d-МЕТАЛІВ

16.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Використовуючи знання властивостей d-металів дописати рівняння наступних реакцій, наведених у прикладах.

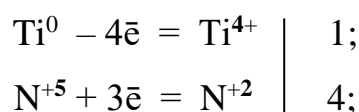
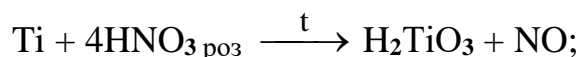
Приклад 1. $\text{Ti} + \text{HNO}_3_{\text{конц}} \rightarrow$; $\text{Ti} + \text{HNO}_3_{\text{розв}} \rightarrow$.

Розв'язання. Так як більшість d-металів схильна до утворення захисних оксидних плівок, то під дією концентрованої нітратної кислоти, що є активним окисником, поверхня титану (як і Zr, Hf, Nb, Cr) покривається щільним оксидним шаром:



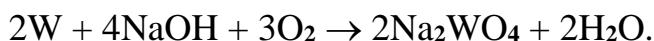
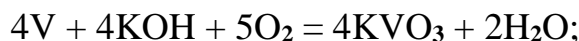
Відбувається пасивація металу, реакція припиняється.

Розведена нітратна кислота при нагріванні досить активно руйнує метал:



Приклад 2. $\text{V} + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{W} + \text{NaOH} + \text{O}_2 \rightarrow$.

Розв'язання. З лугами реагують метали, оксиди й гідроксиди яких є амфотерні. Дані метали можуть реагувати з розплавами лугів у присутності окисника:



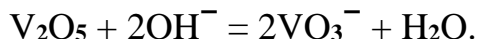
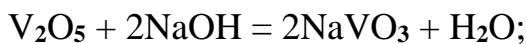
Завдання 2. За ступенем окиснення визначити характер оксидів і гідроксидів d-металів. Показати за допомогою рівнянь реакцій хімічні властивості даних сполук.

Приклад 1. Визначити характер оксидів: TiO , V_2O_5 , MnO_2 , Fe_2O_3 .

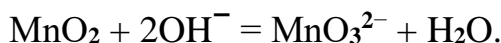
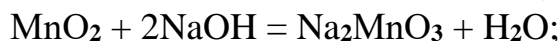
Розв'язання. Ti є основним оксидом. У ньому титан проявляє мінімальний ступінь окиснення. Для основних оксидів характерні реакції з кислотами:



Оксид V_2O_5 кислотний, тому що ванадій у ньому проявляє максимальний ступінь окиснення. V_2O_5 можна розчинити в лузі:



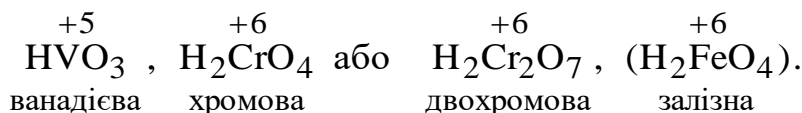
Оксиди MnO_2 і Fe_2O_3 – амфотерні сполуки із проміжним ступенем окиснення елементів. Вони взаємодіють як з кислотами, так і з лугами. Розглянемо на прикладі діоксида марганцю:



Приклад 2. Скласти формули гідроксидів d-металів: Ti(III), V(V), Cr(VI), Cr(III), Mn(IV), Fe(II), Fe(VI) – і дати їм назви.

Розв'язання. Гідроксиди – це й основи або і кислоти, тобто продукти прямої або непрямой взаємодії оксидів з водою. Їхній характер залежить, насамперед, від ступеня окиснення, що проявляє елемент. Тому, якщо утворений d-металом оксид основний, йому відповідає основа, якщо кислотний – кислота, для амфотерного оксиду властиві дві форми існування гідроксидів.

У даних прикладах Ti(III) і Fe(II) утворять основи $Ti(OH)_3$ і $Fe(OH)_2$. V(V), Cr(VI), Fe(VI) утворять кислоти:



Остання кислота гіпотетична, виявлені тільки її солі – ферати. Для оксидів Cr(III) і Mn(IV) характерна амфотерність. Тому гідроксиди їх пишемо у двох формах:

$Cr(OH)_3$ – гідроксид Cr (III); $Mn(OH)_4$ – гідроксид Mn (IV) і

$HCrO_2$ – хромітна кислота; H_2MnO_3 – манганітна кислота.

У назвах кислот, де елемент проявляє мінімальний ступінь окиснення, з'являється суфікс “it”.

Завдання 3. Дописати окисно-відновні реакції. Визначити, які зі сполук d-металів виконують роль окисників, які – відновників.

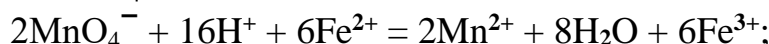
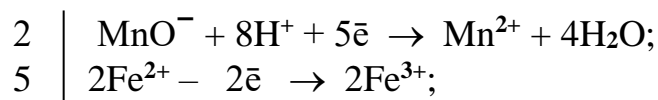
Приклад. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$.

Розв'язання. Визначаємо ступінь окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин: $\overset{+1}{K} \overset{+7}{Mn} \overset{-2}{O}_4$, $\overset{+2}{Fe} \overset{+6}{S} \overset{-2}{O}_4$. Сульфатна кислота виконує роль середовища. У кислому середовищі перманганат калію, у якому марганець проявляє максимальний ступінь окиснення, виступає в ролі оки-

сника, відновлюючись до Mn^{2+} . А іони заліза Fe^{2+} , у яких проявляється один з мінімальних ступенів окиснення елемента, виступають у ролі відновника, окиснюючись до більш стійкого стану – Fe^{3+} . Наведемо схему всієї реакції, використовуючи в якості протиіонів іони SO_4^{2-} :



Зрівнюємо одним з методів, наприклад електронно-іонним:



Завдання 4. Обчислити відсотковий вміст або масу металу в мінералах, що його містять.

Приклад 1. Обчислити процентний вміст титану в мінералі рутил TiO_2 .

Розв'язання. Визначимо молярну масу TiO_2 :

$$M_{(\text{TiO}_2)} = 47,9 + 32 = 79,9 \text{ г/моль}.$$

На частку титану в ньому доводиться 47,9 г, що становить:

$$\% \text{ Ti} = \frac{i \cdot 100 \cdot M_{\text{Ti}}}{M_{\text{оксиду}}} = \frac{1 \cdot 100 \cdot 47,9}{79,9} = 59,94 \%,$$

де i – кількість атомів металу в молекулі.

Приклад 2. Яку масу заліза можна одержати з 1 т руди, що містить 20 % порожньої породи й мінерал магнетит Fe_3O_4 ?

Розв'язання. 1) Від однієї тонни руди 20 % порожньої породи становлять 200 кг. Отже, на частку магнетиту доводиться 800 кг.

2) Використовуючи молярну масу $\text{Fe}_3\text{O}_4 = 232$ кг/моль і знаючи, що на частку заліза в ній доводиться 168 кг, визначимо масу заліза в 1 т руди:

$$\frac{232}{168} = \frac{800}{X}; \quad X = \frac{168 \cdot 800}{232} = 579 \text{ кг}.$$

Завдання 5. Вивести формулу мінералу.

Приклад 1. Вивести найпростішу формулу мінералу, що має наступну сполуку: 36,8 % феруму, 31,6 % титану, 31,6 % кисню.

Розв'язання. Позначимо формулу сполуки через $\text{Fe}_x\text{Ti}_y\text{O}_z$.

$$X : Y : Z = \frac{36,8}{55,8} : \frac{31,6}{47,9} : \frac{31,6}{16} = 0,66 : 0,66 : 1,98 = 1 : 1 : 3.$$

Найпростіша формула мінералу FeTiO_3 – це ільменіт.

Приклад 2. При відновленні 1,8186 г одного з оксидів ванадію металевим кальцієм з наступним розчиненням в хлоридній кислоті CaO , що утворюється в ході реакції, одержали 1,0188 г чистого ванадію. Вивести найпростішу формулу оксиду.

Розв'язання. Позначимо формулу оксиду через V_xO_y . Знайдемо масу кисню в заданій масі оксиду:

$$m_0 = 1,8188 - 1,0188 = 0,8 \text{ г.}$$

Знаючи молярні маси кисню (16 г/моль) і ванадію (50,94 г/моль), знайдемо кількість атомів кожного елемента в молекулі:

$$X : Y = \frac{1,0188}{50,94} : \frac{0,8}{16} = 0,02 : 0,05 = 2 : 5.$$

Отже, найпростіша формула оксиду – V_2O_5 .

Завдання 6. Визначити кількість металу, який отримано з даної кількості мінералу, та кількість повітря, необхідного для випалу сульфідного мінералу, та кількість відновника.

Приклад 1. Визначити об'єм повітря (містить 21 об'ємний відсоток кисню) у нормальних умовах, необхідний для окисного випалу 1250 кг FeS_2 , що містить 20 % домішок.

Розв'язання. Визначаємо масу чистого FeS_2 :

$$m_{\text{FeS}_2} = \frac{m_{\text{мінерала}} \cdot \% \text{FeS}_2}{100 \%} = \frac{1250 \cdot 80}{100} = 1000 \text{ кг.}$$

Розраховуємо кількість молів FeS_2 , що містяться в 1000 кг FeS_2 :

$$n_{\text{кМ, FeS}_2} = \frac{m_{\text{FeS}_2} (\text{кг})}{\text{кМ}_{\text{FeS}_2}} = \frac{1000}{120} = 8,33 \text{ кіломоль.}$$

Рівняння реакції окисного випалу FeS_2 :



Визначаємо об'єм кисню, необхідний для реакції:

4 кіломоль FeS_2 – 11 кіломоль O_2 або $11 \cdot 22,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$;
8,33 кіломоль FeS_2 – X.

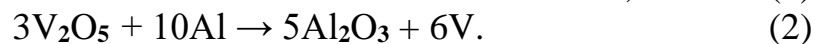
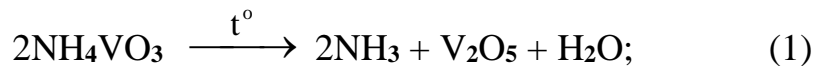
$$X = V_{O_2} = \frac{8,33 \cdot 11 \cdot 22,4}{4} = 513,1 \text{ м}^3 \text{ O}_2.$$

Визначаємо об'єм повітря:

$$V_{\text{повітря}} = \frac{V_{O_2} \cdot 100\%}{\% \text{ O}_2} = \frac{513,1 \cdot 100}{21} = 2443,3 \text{ м}^3 \text{ повітря.}$$

Приклад 2. Обчислити масу ванадію, що вийде з 23,4 г метаванадату амонію, і масу алюмінію, необхідну для відновлення ванадію з V_2O_5 .

Розв'язання. Запишемо хімічні процеси, що відбуваються при виробництві ванадію:



Спочатку за рівнянням реакції (1) розрахуємо кількість V_2O_5 , що утвориться з 23,4 г NH_4VO_3 , якщо $M_{NH_4NO_3} = 116,9$ г/моль; $M_{V_2O_5} = 181,8$ г/моль:

$$\frac{2 \cdot 116,9}{23,4} = \frac{181,8}{X}; \quad X = \frac{23,4 \cdot 181,8}{2 \cdot 116,9} = 19 \text{ г.}$$

Потім визначимо кількість ванадію, що може бути отримана з 19 г його оксиду:

$$m(V) = \frac{19 \cdot 101,8}{181,8} = 10,63 \text{ г.}$$

За рівнянням (2) розрахуємо масу алюмінію, необхідного для одержання 10,63 г ванадію:

$$m(Al) = \frac{270 \cdot 10,63}{305,4} = 9,39 \text{ (г).}$$

Завдання 7. Зробивши термодинамічні розрахунки, визначити теоретичну можливість здійснення процесу одержання даного металу одним з методів.

Приклад. Розрахувати енергію Гіббса й можливість відновлення нікель (II) оксиду воднем двома засобами: а) використовуючи стандартні значення ΔG° сполук; б) використовуючи стандартні значення ΔH° і ΔS° у рівнянні Гіббса.

Розв'язання. а) За таблицею знаходимо значення ΔG° для NiO і $H_2O_{(пара)}$.



$$\Delta G^\circ_{p-ції} = \Delta G^\circ_{H_2O} - \Delta G^\circ_{NiO};$$

$$\Delta G^\circ_{p-ції} = -16,72 \text{ кДж.}$$

Так як $\Delta G^{\circ} < 0$, процес відновлення NiO воднем можливий.

б) За таблицею знайдемо значення ΔH° для NiO і $H_2O_{(пара)}$, а також S° для всіх компонентів системи й розрахуємо зміну ентропії реакції й тепловий ефект реакції:

$$\Delta H^{\circ}_{p-ції} = \Delta H^{\circ}_{H_2O} - \Delta H^{\circ}_{NiO};$$

$$\Delta H^{\circ}_{p-ції} = -2,09 \text{ кДж, тобто реакція екзотермічна;}$$

$$\Delta S^{\circ}_{p-ції} = (S^{\circ}_{Ni} + S^{\circ}_{H_2O(пар)}) - (S^{\circ}_{NiO} + S^{\circ}_{H_2});$$

$\Delta S^{\circ}_{p-ції} = 11,9 \text{ Дж/К, тобто реакція супроводжується зростанням ентропії.}$

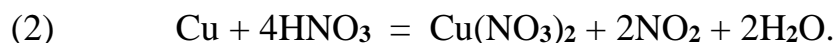
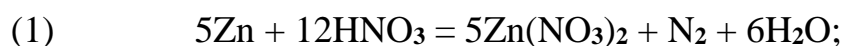
За рівнянням Гіббса $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ визначимо знак ΔG :

$$\Delta G^{\circ}_{p-ції} = -2,09 - 273(11,9 \cdot 10^{-3}) = -15,68 \text{ кДж.}$$

Висновок той же, що й у першому випадку, – процес відновлення нікелю воднем можливий у стандартних умовах.

Завдання 8. Зробити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій, що відбуваються з d-металами.

Приклад. При розчиненні 36 г сплаву цинку з міддю в нітратній кислоті виділилося 6,58 л газоподібних продуктів при 24°C і 792 мм рт.ст. Обчислити відсотковий склад сплаву, якщо ця взаємодія виражається рівнянням:



Розв'язання. Позначимо масу цинку, що міститься в сплаві, через X г, а масу міді – $(36 - X)$ г. Знайдемо об'єм азоту при н.у. відповідно до рівняння (1):

$$65,4 \cdot 5 \text{ г Zn дають } 22,4 \text{ л N}_2;$$

$$X \quad - \quad V \text{ л N}_2;$$

$$V_{N_2} = \frac{22,4 \cdot X}{65,4 \cdot 5} = 0,07 X \text{ л.}$$

Знайдемо об'єм двоокису нітрогену при н.у. відповідно до рівняння (2):

$$63,6 \text{ г Cu дають } 2 \cdot 22,4 \text{ л NO}_2;$$

$$(36 - X) \text{ г Cu} \quad - \quad V \text{ л NO}_2;$$

$$V_{NO_2} = \frac{2 \cdot 22,4 (36 - X)}{63,6} = (25,36 - 0,7 X) \text{ л.}$$

Приводимо до н.у. об'єм газової суміші:

$$V_o = \frac{P \cdot V \cdot T_o}{P_o \cdot T} = \frac{792 \cdot 6,58 \cdot 273}{760 \cdot 297} = 6,3 \text{ л.}$$

Прирівнюємо суму об'ємів V_{N_2} и V_{NO_2} до об'єму V_o отриманої суміші газів:

$$0,07X + 25,36 - 0,7X = 6,3,$$

звідси $X = 30,25$, це $m_{(Zn)}$, $m_{(Cu)} = 36 - 30,25 = 5,75$ г.

$$Zn, \% = \frac{30,25 \cdot 100}{36} = 84\%; \quad Cu, \% = \frac{5,75 \cdot 100}{36} = 16\%.$$

16.2 Завдання для самостійного розв'язання

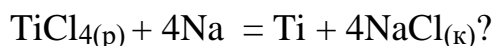
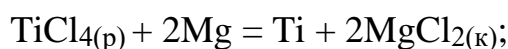
- 1 Обчислити відсотковий склад мінералу ільменіту $FeTiO_3$.
- 2 Обчислити масу феросплаву з 65 % вольфраму, необхідну для одержання 1 т легованої сталі з вмістом вольфраму 12 %.
- 3 Вивести найпростішу формулу мінералу, що має склад:
 - а) 25 % феруму, 46,6 % хрому, 28,4 % кисню;
 - б) 62 % купруму, 5,9 % карбону, 31,1 % кисню.
- 4 Обчислити еквівалент марганцю (III) в оксиді, якщо з 2,13 г його алюмотермічним способом отримано 1,65 г мангану.
- 5 При магнійтермічному відновленні хлоридів металів отримуємо метал і хлорид магнію. Обчислити еквівалент цирконію, якщо при відновленні 2,3 г цирконій (IV) хлориду теоретична витрата магнію становить 0,48 г.
- 6 Рафінування титану йодним методом засновано на так званій транспортній реакції, що виражається схемою:



Обчислити масу йоду, необхідну для початкового заповнення апарата при $127^\circ C$ і 20 мм рт. ст. Об'єм апарата $4,0 \text{ м}^3$.

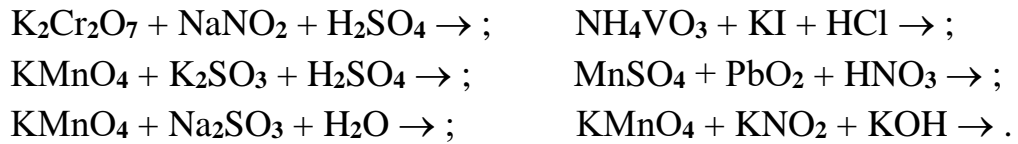
7 Залізна руда містить 8,36 % SiO_2 , 1,12 % CaO і 0,51 % MgO . Яку масу вапна CaO варто ввести у шихту на 1 т руди для повного видалення до шлаку двоокису кремнію у складі $CaSiO_3$ і $MgSiO_3$?

8 Яким з металотермічних методів більш ефективно одержувати чистий титан:

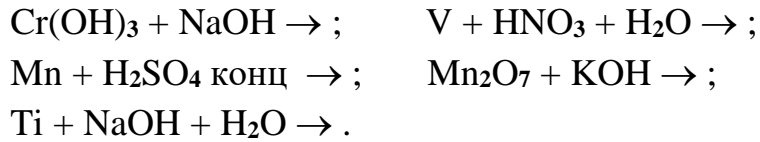


Відповідь підтвердіть розрахунками $\Delta G_{р-ції}^o$.

9 Дописати й зрівняти окисно-відновні реакції. Визначити, яку роль відіграють сполуки d-металів у даних реакціях:



10 Дописати рівняння реакцій:



17 ОГЛЯД ВЛАСТИВОСТЕЙ p-ЕЛЕМЕНТІВ

17.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Чому фтор не проявляє позитивний ступінь окиснення? Чому його валентність дорівнює 1, тоді як він перебуває в сьомій групі періодичної системи Д.І.Менделєєва ?

Розв'язання. Дивитися тему «Хімічний зв'язок».

Завдання 2. Пояснити, чому C, Si, S проявляють парні характерні валентності, тоді як B, N, P, Cl, Al, I проявляють непарні характерні валентності.

Завдання 3. Добре відомо, що окисні властивості неметалів у групах збільшуються знизу вгору, однак фосфор проявляє більш високу окисну активність, ніж нітроген, незважаючи на те, що він перебуває нижче нітрогену. Пояснити це явище.

Розв'язання. Нітроген існує у вигляді молекул N₂ (N≡N), що мають потрійний зв'язок, енергія якого дорівнює 225 ккал/моль. Енергія зв'язку p-p у молекулі P₄ фосфору дорівнює 48 ккал/моль. Таким чином, енергія активації досить висока для нітрогену, з цим зв'язана його порівняно низька окисна активність. У цьому випадку в прояві активності речовини переважним є кінетичний фактор хімічного процесу.

Завдання 4. Чому фосфор зустрічається в природі тільки лише у зв'язаному стані, тоді як нітроген може існувати й у вільному стані?

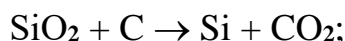
Розв'язання. Таке явище пояснюється хімічною активністю простих речовин. Нітроген у порівнянні з фосфором проявляє дуже слабку хімічну активність, тому він зустрічається в природі у вільному стані (газ N₂).

Завдання 5. Чи можна використовувати бор або карбон для відновлення Si з SiO₂ ?

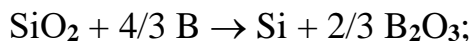
Розв'язання. Для відповіді на це питання необхідно знати хімічну спорідненість всіх цих елементів до кисню. Значення ΔG_{298}° утворення сполук:

$$\begin{aligned}\Delta G_{298, \text{SiO}_2}^{\circ} &= -47,16 \text{ ккал/моль;} \\ \Delta G_{298, \text{B}_2\text{O}_3}^{\circ} &= -283 \text{ ккал/моль;} \\ \Delta G_{298, \text{CO}_2}^{\circ} &= -94,25 \text{ ккал/моль.}\end{aligned}$$

Визначаємо ΔG_{298}° реакції відновлення:



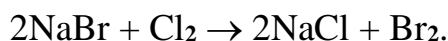
$$\Delta G_{298, \text{P}}^{\circ} = \Delta G_{298, \text{CO}_2}^{\circ} - \Delta G_{298, \text{SiO}_2}^{\circ} = -94,25 - (-47,16) = -47,1 \text{ ккал;}$$



$$\begin{aligned} \Delta G_{298, \text{P}}^{\circ} &= 2/3 \Delta G_{298, \text{B}_2\text{O}_3}^{\circ} - \Delta G_{298, \text{SiO}_2}^{\circ} = \\ &= 2/3(-283) - (-47,16) = -141,5 \text{ ккал.} \end{aligned}$$

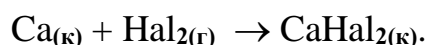
Стандартні енергії Гіббса обох реакцій мають негативні значення, таким чином, можна зробити висновок про те, що хімічна спорідненість В і С відносно кисню вища, ніж хімічна спорідненість Si відносно кисню. Це означає, що для відновлення Si з SiO₂ можуть бути використані В і С.

Завдання 6. Указати метод одержання броду, виходячи з наступних реактивів: NaBr, HCl, MnO₂.



Завдання 7. Використовуючи величини енергій Гіббса, порівняти хімічну активність галогенів відносно металів.

Розв'язання. Вивчимо хімічну активність галогенів F₂, Cl₂, Br₂, I₂ відносно металів на прикладі Ca:



Знаходимо в довіднику значення ΔG_{298}° галідів Ca, що утворюються в результаті реакції:

$$\Delta G_{298, \text{CaF}_2}^{\circ} = -1162,9 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, \text{CaCl}_2}^{\circ} = -749,5 \text{ кДж/моль};$$

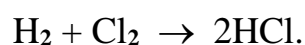
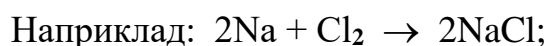
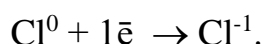
$$\Delta G_{298, \text{CaBr}_2}^{\circ} = -655,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, \text{CaI}_2}^{\circ} = -529,2 \text{ кДж/моль}.$$

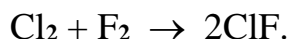
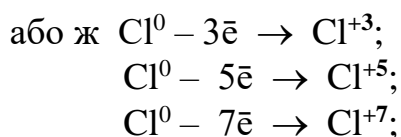
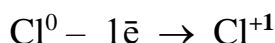
Відповідно до значень енергії Гіббса хімічна спорідненість галогенів відносно кальцію збільшується у ряді I₂ → Br₂ → Cl₂ → F₂, таким чином, у цьому ж ряді хімічна активність галогенів по відношенню до металів збільшується.

Завдання 8. Навести приклади реакцій, у яких хлор: а) проявляє окисні властивості; б) проявляє відновні властивості; в) піддається окисно-відновному диспропорціюванню.

Розв'язання. а) Для того, щоб хлор проявляв окисні властивості, він повинен знижувати свій ступінь окиснення:



б) Відновні властивості хлор буде проявляти тоді, коли він буде підвищувати свій ступінь окиснення, наприклад до Cl^{+1} :

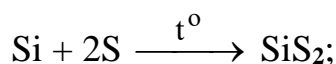
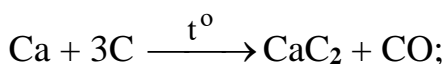
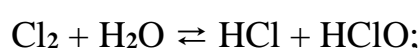
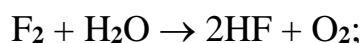
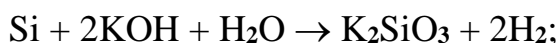
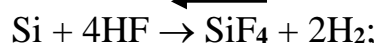
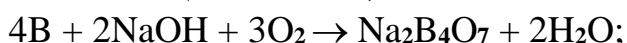
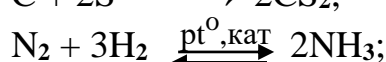
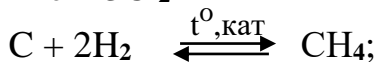
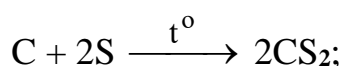
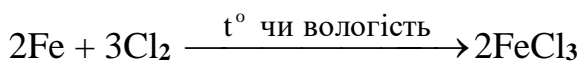
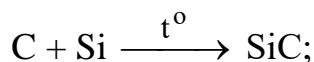
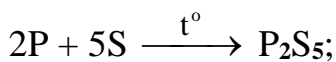
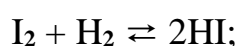
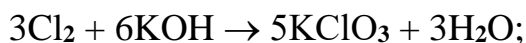
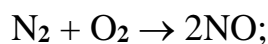
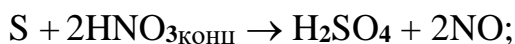
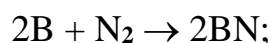
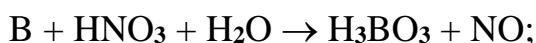
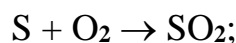
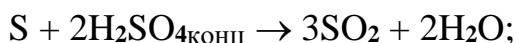
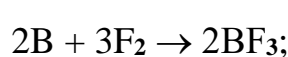
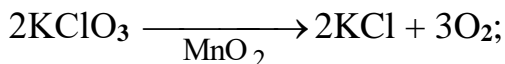
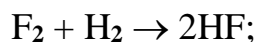
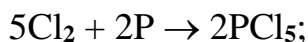
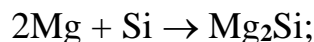
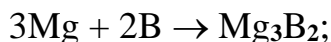
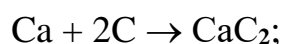
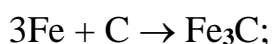
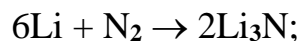
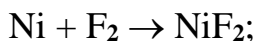
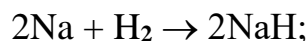
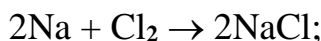


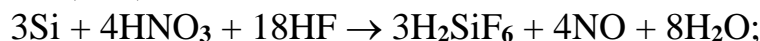
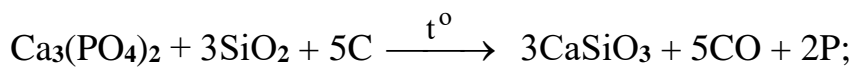
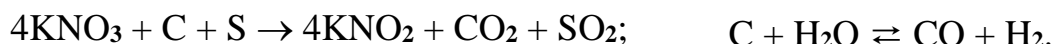
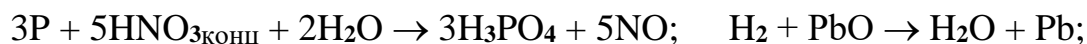
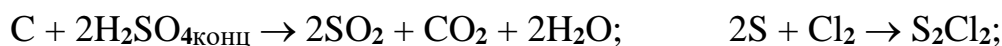
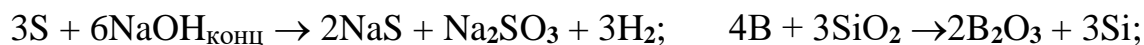
в) Диспропорціювання передбачає одночасне підвищення й зниження ступеня окиснення, наприклад:



Завдання 9. Скласти й зрівняти за допомогою електронного балансу наступні ОВ-реакції.

Розв'язання. Нижче приводяться вже складені й зрівняні реакції:





Завдання 10. Визначити теоретичний вихід реакції синтезу аміаку при стандартній температурі (азот і водень узяті в стехіометричному співвідношенні, концентрація азоту у вихідній суміші дорівнює 0,1 моль/л). Що необхідно зробити для підвищення теоретичного виходу аміаку?

Розв'язання. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$.

Розраховуємо ΔG^0_{298} реакції:

$$\Delta G^0_{298,P} = 2\Delta G^0_{298,NH_3} = 2 \cdot (-16,7) = -33,4 \text{ кДж.}$$

Розраховуємо константу рівноваги:

$$\Delta G^0_{298,P} = -2,303 RT \lg K; \quad R = 8,31 \text{ кДж/(моль}\cdot\text{К)};$$

$$K = 1,016.$$

$$\lg K = -\frac{\Delta G^0_{298,P}}{2,303 RT} = -\frac{-33,4}{2,303 \cdot 8,31 \cdot 298} = 0,00586;$$

За величиною константи рівноваги визначаємо концентрації в стані рівноваги:

у вихідному стані $- [N_2] - a, [H_2] - 3a, [NH_3] - 0;$

у стані рівноваги $- (a-x), (3a-3x), 2x,$

де x – кількість $[N_2]$, що підлягає перетворенню, тобто вступає в реакцію.

Математичне вираження константи рівноваги –

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3};$$

$$1,016 = \frac{(2x)^2}{(a-x)(3a-3x)^3}; \quad 6,858(a-x)^4 = x^2;$$

$$x = (a + 0,191) \pm 0,191 \sqrt{10,471a + 1}.$$

При $a = 0,1$ моль/л $x = 0,0178$.

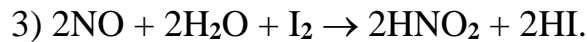
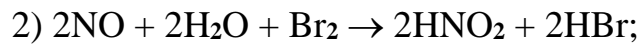
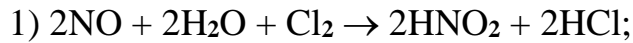
$$R_{p,\text{теор}} = \frac{x}{a} 100\% = \frac{0,0178}{0,1} 100\% = 17,8\%.$$

$$\Delta H_{298, \text{NH}_3}^{\circ} = -11,04 \text{ ккал/моль,}$$

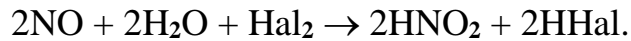
$$\Delta H_{298, \text{P}}^{\circ} = 2\Delta H_{298, \text{NH}_3}^{\circ} = -22,08 \text{ ккал.}$$

Реакція синтезу аміаку екзотермічна. Для збільшення теоретичного виходу реакції синтезу аміаку необхідно зниження температури й збільшення тиску.

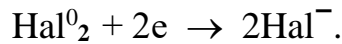
Завдання 11. Використовуючи значення окисно-відновних потенціалів, визначити можливість перебігу наступних окисно-відновних реакцій:



Розв'язання. У загальному виді всі три реакції записуються рівнянням



Дана ОВ реакція складається із двох наступних напівреакцій:



У даних реакціях галоген повинен відігравати роль окисника. ЕРС цих реакцій визначається за формулою

$$\text{ЕРС} = E_{\text{окисник, галоген}} - E_{\text{відновник, NO}}.$$

Щоб ЕРС була позитивна, повинна виконуватися наступна умова:

$$E_{\text{окисник, галоген}} > E_{\text{відновник, NO}}.$$

Знаходимо в довіднику значення стандартних ОВ потенціалів галогенів:

$$E_{\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-}^{\circ} = 1,359 \text{ В};$$

$$E_{\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-}^{\circ} = 1,087 \text{ В};$$

$$E_{\text{I}_2 / 2\text{I}^-}^{\circ} = 0,536 \text{ В}.$$

Значення ОВ потенціалів хлору й бромю вище, ніж у відновника NO, виходить, перші дві реакції можливі, а тому що ЕРС для другої реакції має невелику величину ($< 0,3 \text{ В}$), то друга реакція оборотна. Реакція з йодом у прямому напрямі неможлива.

17.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Як пояснити, що енергія зв'язку у молекулі F_2 (36 ккал/моль) менше, ніж у молекулі Cl_2 (57,2 ккал/моль)? При переході до Br_2 і I_2 спостерігається зниження енергії зв'язку: $E_{Br_2} = 46$ ккал/моль; $E_{I_2} = 35,6$ ккал/моль.

2 У чому принципове розходження одержання вільних галогенів зі сполук, що містять іони Hal^- або $HalO_3^-$? Написати два рівняння відповідних реакцій одержання Cl_2 з Cl^- і ClO_3^- .

3 Написати формули оксидів хлору в ступені окиснення +1, +3, +5, +7 і відповідних їм кислот. Дати назви кислот і вказати, як послідовно змінюються їхня електролітична сила, стійкість і окисні властивості.

4 Враховуючи відносну електронегативність атомів F, Cl, Na і N (4,0; 3,05; 0,9; 3,0 відповідно), вказати зсув електронних пар і відповідно ступінь окиснення кожного елемента в сполуках NF_3 , NCl_3 , NaN_3 .

5 Як змінюється електронегативність арсену, стібію, бісмуту, і як у зв'язку із цим змінюються стабільність і відновна здатність AsH_3 , SbH_3 і BiH_3 ?

6 Який із зазначених нижче оксидів проявляє найбільш основні властивості, найбільш кислотні? Який з них є більш сильним окисником, найбільш сильним відновником: As_2O_3 , As_2O_5 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 , Bi_2O_3 , Bi_2O_5 ?

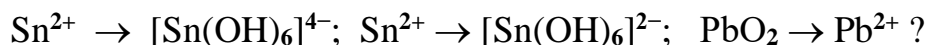
7 Написати рівняння реакцій одержання сірчистого газу трьома різними способами. У якому стані гібридизації перебуває атом сульфуру в молекулі SO_2 ?

8 Яка із солей – K_2SO_3 або K_2SeO_3 однакової концентрації має більший ступінь гідролізу у водяному розчині?

9 Чим пояснюється той факт, що метан CH_4 не має кислотних властивостей подібно HCl і не здатний входити до складу комплексних сполук?

10 Як змінюються: а) відновні властивості іонів у ряді Ge^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} ; окисні властивості іонів у ряді Ge^{4+} , Sn^{4+} , Pb^{4+} ? Написати електронні формули цих елементів у відповідному ступені окиснення. Навести приклади рівнянь реакцій.

11 Як здійснити перетворення:



12 Як змінюється сила основ у ряді $Ga(OH)_3 \rightarrow In(OH)_3 \rightarrow Tl(OH)_3$? Написати рівняння реакцій, що характеризують властивості зазначених гідроксидів.

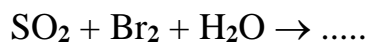
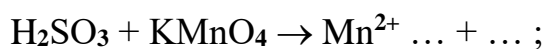
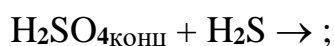
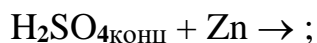
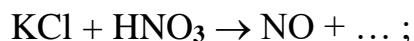
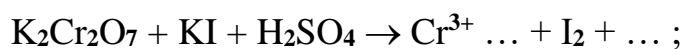
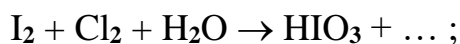
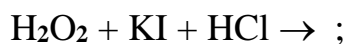
13 Який з оксидів легше відновити вугіллям – B_2O_3 або SiO_2 , якщо $\Delta G_{298, B_2O_3}^0 = 1184,0$ кДж/моль; $\Delta G_{298, SiO_2}^0 = -803,75$ кДж/моль; $\Delta G_{298, CO}^0 = -137,27$ кДж/моль?

14 Чому дорівнює водневий показник 0,05 М NH₄OH, якщо ступінь дисоціації розчину такої концентрації дорівнює 1,9 %?

15 Який об'єм 1,0 н KOH необхідно додати до 0,2 л 4%-го розчину SnCl₂ (ρ = 1,03 г/мл), щоб останній повністю перевести в тетрагідроксо(II)станнат калію?

16 Розрахувати відсотковий вміст KIO₃ в 6,5 г розчину, котрий при реагуванні з надлишком KI у розчині сульфатної кислоти утворить 0,635 г води.

17 Дописати окисно-відновні реакції, склавши іонно-електронний баланс:



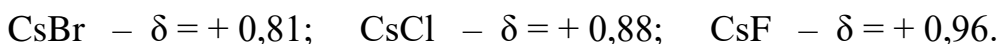
18 ЗАКОНОМІРНОСТІ ЗМІНИ ВЛАСТИВОСТЕЙ БІНАРНИХ СПОЛУК

18.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Як змінюється природа хімічного зв'язку в ряді наступних сполук: $\text{CsBr} \rightarrow \text{CsCl} \rightarrow \text{CsF}$?

Розв'язання. У ряді $\text{CsBr} \rightarrow \text{CsCl} \rightarrow \text{CsF}$ з ліворуч на праворуч різниця електронегативностей двох хімічних елементів, що утворюють зв'язок, збільшується, тому що збільшується електронегативність елементів $\text{Br} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{F}$. Тому ефективний заряд на атомі Cs збільшується також у ряді $\text{CsBr} \rightarrow \text{CsCl} \rightarrow \text{CsF}$.

Значення ефективного заряду на атомі Cs у цих сполуках наступні:



Характер хімічного зв'язку у всіх розглянутих сполук іонний – зв'язок атома активного металу з активними неметалами. Причому ступінь іонності зв'язку збільшується в ряді $\text{CsBr} \rightarrow \text{CsCl} \rightarrow \text{CsF}$.

Відомо, що галіди металів з іонним зв'язком за своєю природою солеутворюючі речовини, таким чином, галіди цезію також солеутворюючі речовини, причому ці властивості найбільш виражені в CsF.

Завдання 2. Провести дослідження хімічної природи наступних оксидів: CO_2 , SiO_2 , GeO_2 , SnO_2 , PbO_2 – залежно від типу хімічного зв'язку в них.

Розв'язання. Різниця електронегативностей елемент-оксиген (ΔEN) у даному ряді наступна:

Оксиди	CO_2	SiO_2	GeO_2	SnO_2	PbO_2
ΔEN	1,0	1,7	1,7	1,8	1,9

Зі збільшенням різниці електронегативностей двох елементів іонний характер зв'язку цих елементів збільшується.

Відомо, що зі збільшенням іонного характеру зв'язку в оксиді його властивості змінюються від кислотного через амфотерні до основного. При $\Delta\text{EN} < 1,7$ тип зв'язку – ковалентний полярний. CO_2 і SiO_2 – кислотні оксиди, причому кислотний характер оксиду SiO_2 слабкіше, ніж оксиду CO_2 . Інші оксиди амфотерні, причому в ряді $\text{GeO}_2 \rightarrow \text{SnO}_2 \rightarrow \text{PbO}_2$ збільшується частка основних властивостей: вже в PbO_2 основні властивості перебільшують кислотні.

Завдання 3. Як змінюється хімічна активність наступних галідів: CF_4 , CCl_4 , CBr_4 , CI_4 , котрі беруть участь у реакціях, що вимагають розриву зв'язку C-Hal ?

Розв'язання. Для порівняння хімічної активності сполук, у яких відбувається розрив однотипного зв'язку, необхідно знати величини енергій хімічних зв'язків (E):

$$E_{C-F} = 116,3 \text{ ккал/моль}; E_{C-Cl} = 75,8 \text{ ккал/моль};$$

$$E_{C-Br} = 63,3 \text{ ккал/моль}; E_{C-I} = 47,2 \text{ ккал/моль}.$$

У ряді $CF_4 \rightarrow CCl_4 \rightarrow CBr_4 \rightarrow CI_4$ енергія зв'язку C-Hal зменшується, таким чином, хімічна активність цих сполук у реакціях з розривом зв'язку C-Hal збільшується у цьому ж ряді.

Завдання 4. Чому термічна стабільність зменшується в ряді $GeHal_4 \rightarrow SnHal_4 \rightarrow PbHal_4$?

Розв'язання. Розглянемо стабільність хлоридів цих елементів: $GeCl_4 \rightarrow SnCl_4 \rightarrow PbCl_4$.

Для порівняння термічної стабільності (стійкості до розпаду при підвищенні температури) необхідно знати величини енергій Гіббса цих сполук (ΔG):

$$\Delta G_{298, GeCl_4}^{\circ} = -473,0 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G_{298, SnCl_4}^{\circ} = -462,6 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, PbCl_4}^{\circ} = -410,0 \text{ кДж/моль}.$$

У ряді $GeCl_4 \rightarrow SnCl_4 \rightarrow PbCl_4$ енергія Гіббса утворення цих сполук збільшується, таким чином, термічна стабільність зменшується.

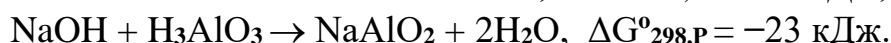
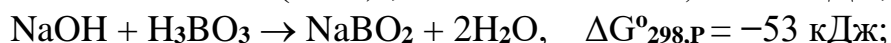
Завдання 5. Як змінюється хімічна природа наступних фторидів у ряді $MgF_2 \rightarrow AlF_3 \rightarrow SiF_4$, якщо відомо:



Розв'язання. Відповідно до значень енергій Гіббса реакцій цих сполук із фторидом натрію, що є солеподібною сполукою, можна зробити висновок, що кислотоутворюючі властивості в ряді $MgF_2 \rightarrow AlF_3 \rightarrow SiF_4$ збільшуються (зменшується $\Delta G_{298, реакції}^{\circ}$), тому що хімічна спорідненість у цьому ряді збільшується по відношенню до солеподібної сполуки.

Завдання 6. Порівняти кислотно-основні властивості наступних пар:

а) V_2O_3 і Al_2O_3 ; б) H_3BO_3 і H_3AsO_3 , якщо відомо:

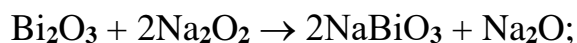
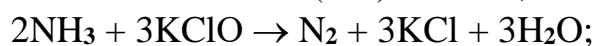
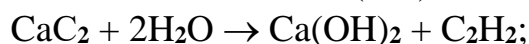
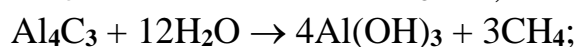
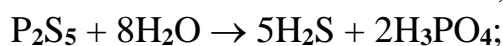
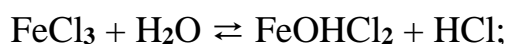
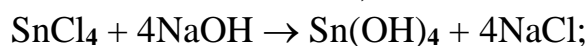
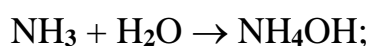
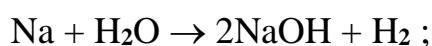
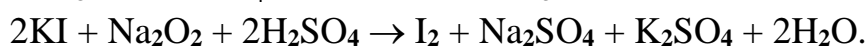
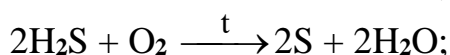
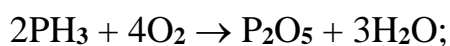
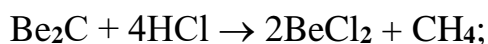
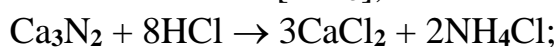
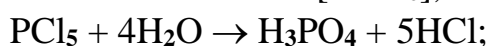
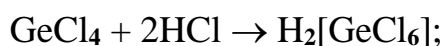
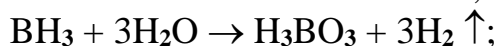
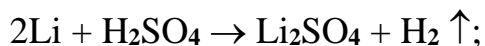
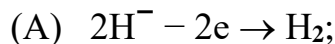
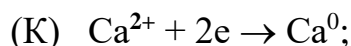


Приклад розв'язання. а) Відповідно до значень енергій Гіббса реакцій V_2O_3 і Al_2O_3 із CaO , що має основну природу, кислотні властивості V_2O_3 вище, ніж в Al_2O_3 , тому що $\Delta G_{298, реакції}^{\circ}$ V_2O_3 із CaO має більш низьке значення, тобто хімічна спорідненість V_2O_3 вище, ніж Al_2O_3 у відношенні до тієї ж самої основної сполуки.

І дійсно, Al_2O_3 – амфотерний оксид, V_2O_3 – кислотний оксид.

Завдання 7. Скласти й розставити коефіцієнти у наступних рівняннях реакцій. Указати умови перебігу реакцій.

Розв'язання. Нижче наводяться вже складені й зрівняні реакції:



18.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Як змінюються кислотно-основні властивості в ряді $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{TeO}_2$? Довести (ΔEH відповідно дорівнюють 1; 1,1; 1,4).

2 Довести, що в рядах $\text{Ga}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{In}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Tl}_2\text{O}_3$ і $\text{Ga}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{In}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Tl}(\text{OH})_3$ термічна стабільність і основні властивості збільшуються.

3 У якому напрямі збільшується міцність зв'язку в ряді галогеноводнів $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$, якщо довжини зв'язків відповідно дорівнюють: 0,92; 1,27; 1,41; 1,61 (10^{-10} м) ?

4 Указати, у якому з оксидів спорідненість до кисню вище: TiO_2 , ZrO_2 , HfO_2 , якщо $\Delta G_{298, \text{утвор}}^0$ відповідно дорівнюють: -915,42; -1094,0; -1133,9 кДж/моль.

5 Який із силіцидів і боридів найбільш стійкий: TiSi , TiSi_2 , ZrB або ZrB_2 ($\Delta G_{298, \text{утвор}}^0 = -164,0$; $-206,0$; $-163,0$; $-326,0$ кДж/моль) ?

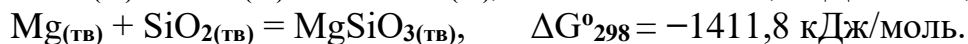
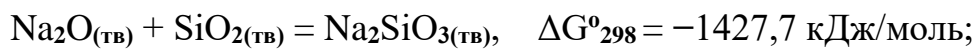
6 Ізобарно-ізотермічні потенціали утворення карбідів елементів сімейства заліза дорівнюють:

$$\Delta G_{298, \text{Fe}_3\text{C}}^0 = -19,05 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G_{298, \text{Co}_3\text{C}}^0 = -24,87 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, \text{Ni}_3\text{C}}^0 = -31,83 \text{ кДж/моль.}$$

У якому напрямі зросте термічна стабільність карбідів ?

7 Порівняти основний характер оксидів натрію й магнію за даними реакції з діоксидом силіцію:



Як повинні змінюватися значення ΔG_{298}^0 реакцій з SiO_2 у періоді з ліворуч на праворуч? У підгрупі зверху вниз?

8 Як повинна змінюватися хімічна активність галогеноводнів у ряді $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$, якщо енергії зв'язків відповідно дорівнює: 536, 432, 360 і 299 кДж/моль ?

19 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

19.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Назвати наступні комплексні сполуки. Визначити координаційне число, заряд комплексоутворювача і заряд внутрішньої сфери:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]_2(\text{SO}_4)_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$,
 $[\text{Al}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_3$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}[\text{AuCl}_4]$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}(\text{OH})_5]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$,
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{I}_4]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$.

Розв'язання. а) Катіонні комплекси:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – гексааквахром(III) хлорид,
КЧ = 6, Cr^{3+} , $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]_2(\text{SO}_4)_3$ – тетрааміндіаквахром(III) сульфат,
КЧ = 6, Cr^{3+} , $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]^{3+}$;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ – діхлоротетраамінкобальт(III) хлорид,
КЧ = 6, Co^{3+} , $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$;

$[\text{Al}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_3$ – гексааміналюміній(III) гідроксид,
КЧ = 6, Al^{3+} , $[\text{Al}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ – монохлоротриамінплатина(II) хлорид,
КЧ = 4, Pt^{2+} , $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]^+$;

б) Аніонні комплекси:

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагідроксоцинкат(II) натрію,
КЧ = 4, Zn^{2+} , $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$;

$\text{K}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлороаурат (III) калію,
КЧ = 4, Au^{3+} , $[\text{AuCl}_4]^-$;

$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – тетрагідроксоалюмінат(III) натрію,
КЧ = 4, Al^{3+} , $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$;

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – гексагідроксоалюмінат(III) натрію,
КЧ = 6, Al^{3+} , $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферат(II) калію,
КЧ = 6, Fe^{2+} , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;

$\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$ – тетранітродіамінкобальтат(III) калію,
КЧ = 6, Co^{3+} , $[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]^-$;

$\text{K}_2[\text{PtCl}(\text{OH})_5]$ – монохлоропентагідроксоплатинат(IV) калію,
КЧ = 6, Pt^{4+} , $[\text{PtCl}(\text{OH})_5]^{2-}$.

в) Нейтральні комплекси:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$ – ферум пентакарбоніл, КЧ = 5, Fe^0 ;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{I}_4]^0$ – платина (IV) тетраїододіамін КЧ = 6, Pt^{4+} ;

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]^0$ – кобальт(III) тригідроксотриаква, КЧ = 4, Co^{3+} .

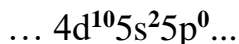
Завдання 2. Написати формули наступних комплексних сполук за їх назвами. Визначити координаційне число й заряд внутрішньої сфери.

Розв'язання. Далі наводяться одночасно назви комплексних сполук і їхні формули:

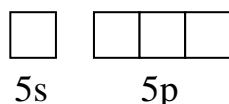
- 1) платина (IV) трихлоромононітродіамін– $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_3\text{NO}_2]^0$, КЧ = 6;
- 2) кобальт(II) динітромонохлоротриамін – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}(\text{NO}_2)_2]^0$, КЧ = 6;
- 3) монобромотриамінплатина(II) бромид – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Br}]^+\text{Br}$, КЧ = 4;
- 4) монохлоромононітротетраамінплатина(IV) хлорид –
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{ClNO}_2]^{2+}\text{Cl}_2$, КЧ = 6;
- 5) гексаамінферум(III) йодид – $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}\text{I}_3$, КЧ = 6;
- 6) тетранітродіамінкобальтат(III) калію – $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$, КЧ=6;
- 7) монобромопентанітроплатинат(IV) калію – $\text{K}_2[\text{PtBr}(\text{NO}_2)_5]^{2-}$, КЧ= 6;
- 8) гексахлороплатинат(IV) натрію – $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]^{4-}$, КЧ = 6;
- 9) гексаціаноферат(III) калію – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, КЧ = 6.

Завдання 3. Застосувавши метод валентних схем, знайти координаційне число Cd^{2+} у комплексних сполуках. Навести приклади комплексних іонів, у яких реалізується дане координаційне число.

Розв'язання. Електронна конфігурація атома Cd^0 наступна:



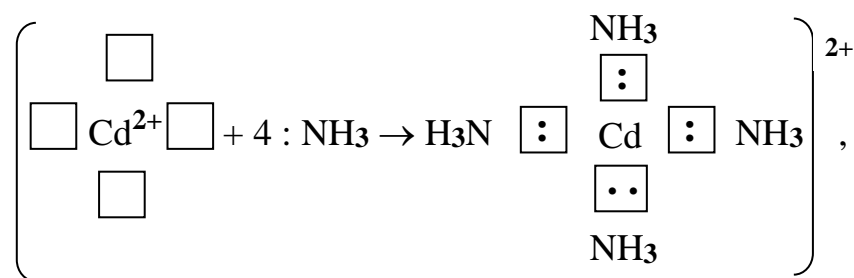
Для катіона Cd^{2+} – $\dots 4d^{10}5s^05p^0\dots$



Володіючи 4 вільними квантовими комірками, катіон Cd^{2+} може відігравати роль акцептора електронних дублетів, проявляючи при цьому координаційне число 4.

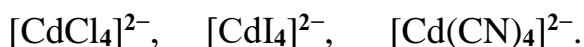
Cd^{2+} буде реагувати переважно з аніонами або з полярними молекулами, що мають вільні пари електронів.

Наприклад:



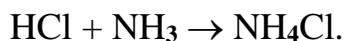
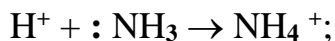
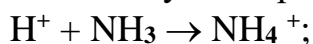
тобто $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Аналогічно:

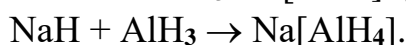


Завдання 4. Маючи який ступінь окиснення, гідроген може входити до складу комплексних іонів?

Розв'язання. У стані окиснення +1 гідроген може відігравати роль акцептора електронної пари, виходить, він може утворювати комплекс, відіграючи роль ліганда, з комплексоутворювачем, що відіграє роль донора, тобто має вільну електронну пару, наприклад:

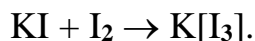


У стані окиснення -1 водень повинен відігравати роль донора, наприклад:



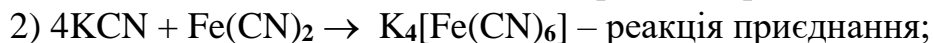
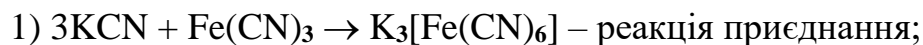
Завдання 5. Чому розчинність йоду вище в розчині KI, чим у воді?

Розв'язання. Більш висока розчинність йоду у водяному розчині KI у порівнянні з розчинністю у воді пояснюється утворенням комплексу $\text{K}[\text{I}_3]$, що має більш високу розчинність, чим йод I_2 :

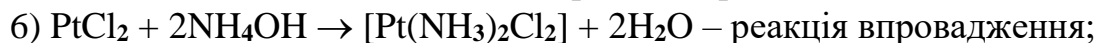
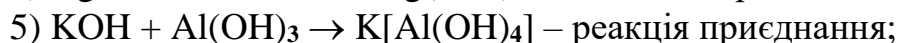


Завдання 6. Виходячи з яких речовин і яким способом можна одержати наступні комплексні сполуки: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$?

Розв'язання.

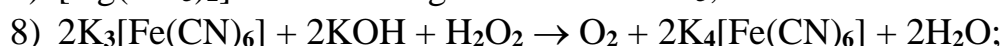
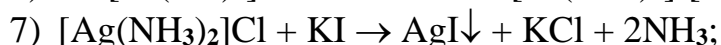
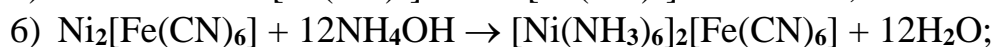
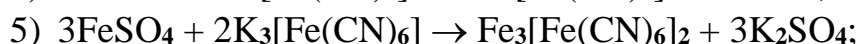
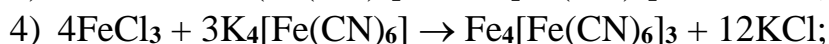
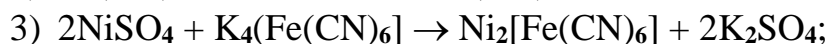
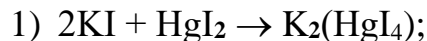


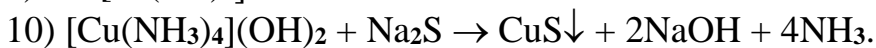
3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ – реакція впровадження;



Завдання 7. Скласти й зрівняти наступні схеми реакції.

Розв'язання. Далі наводяться вже складені й зрівняні хімічні реакції:





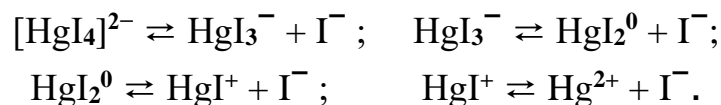
Завдання 8. Написати рівняння електролітичної дисоціації наступних комплексних сполук: $Na_2[HgI_4]$, $K_2[PtCl_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_4]Cl$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

Розв'язання. Приклад для комплексної солі $Na_2[HgI_4]$.

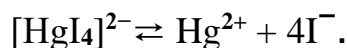
Комплексна сполука дисоціює на іон внутрішньої сфери й іони зовнішньої сфери як сильний електроліт:



Комплексний іон дисоціює як слабкий електроліт – дисоціація ступінчаста:

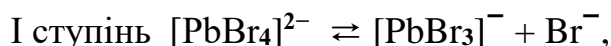


Сумарне рівняння дисоціації комплексного іона наступне:

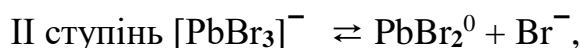


Завдання 9. Написати математичний вираз констант нестійкості наступних комплексних іонів: $[PbBr_4]^{2-}$, $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Ag(NO_2)_2]^-$, $[AlF_6]^{3-}$.

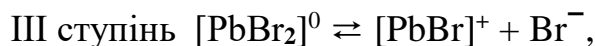
Розв'язання. Приклад для комплексного іона $[PbBr_4]^{2-}$:



$$K_{\text{нестійкості}, [PbBr_4]^{2-}}^I = \frac{[PbBr_3^-] \cdot [Br^-]}{[PbBr_4^{2-}]};$$



$$K_{\text{нестійкості}, [PbBr_4]^{2-}}^{II} = \frac{[PbBr_2^0] \cdot [Br^-]}{[PbBr_3^-]};$$

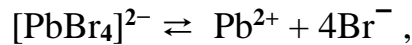


$$K_{\text{нестійкості}, [PbBr_4]^{2-}}^{III} = \frac{[PbBr^+] \cdot [Br^-]}{[PbBr_2^0]};$$



$$K_{\text{нестійкості}, [PbBr_4]^{2-}}^{IV} = \frac{[Pb^{2+}] \cdot [Br^-]}{[PbBr^+]};$$

Сумарне рівняння дисоціації комплексного іона:



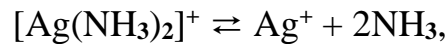
$$K_{\text{нестійкості, } [\text{PbBr}_4]^{2-}}^{\text{загальна}} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Br}^{-}]^4}{[\text{PbBr}_4]^{2-}}.$$

Завдання 10. Розрахувати концентрацію іонів Ag^+ у розчині, 1 л якого містить 0,01 моль $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ і 1 моль NH_3 .

Розв'язання. Константа нестійкості комплексного іона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

$$K_{\text{нестійкості, } [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 9,3 \cdot 10^{-8}.$$

Сумарне рівняння його дисоціації:



$$K_{\text{нестійкості, } [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 9,3 \cdot 10^{-8}.$$

Концентрація іонів, яка утворюється внаслідок дисоціації комплексного іона, незначна в порівнянні зі створеною концентрацією NH_3 у розчині, тому ми нею зневажаємо:

$$[\text{NH}_3] = 1 \text{ моль/л.}$$

Припустивши, що дисоціація комплексної солі на комплексний іон і іони зовнішньої сфери відбувається повністю, знаходимо концентрацію іона за формулою

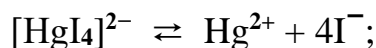
$$[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] \rightleftharpoons [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3] = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Знаходимо концентрацію іонів аргентума:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+] &= \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] \cdot K_{\text{нестійкості, } [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}}{[\text{NH}_3]^2} = \\ &= \frac{0,01 \cdot 9,3 \cdot 10^{-8}}{1^2} = 9,3 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Завдання 11. Розрахувати концентрацію іонів $[\text{Hg}^{2+}]$ в 0,1 М розчині $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

Розв'язання. Сумарне рівняння дисоціації $[\text{HgI}_4]^{2-}$:



$$K_{\text{нестійкості, } [\text{HgI}_4]^{2-}} = \frac{[\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^4}{[\text{HgI}_4]^{2-}} = 1,5 \cdot 10^{-30}.$$

Припустивши, що дисоціація комплексної солі на комплексний іон та іони зовнішньої сфери відбувається повністю, знаходимо концентрацію комплексного іона за формулою

$$K_{\text{нестійкості, } [\text{PbBr}_4]^{2-}}$$

$$[[\text{HgI}_4]^{2-}] = [\text{K}_2[\text{HgI}_4]] = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Концентрацію іонів I^- знаходимо з вираження константи нестійкості I ступеня, тому що константа нестійкості I ступеня найвища, а значить, і концентрація іонів I^- , отриманих за I ступенем, буде найвищою. Концентрація ж іонів I^- , утворених за наступними трьома етапами, буде набагато менше, ніж концентрація іонів I^- , отриманих за I ступенем, тобто, можна зневажити іншими трьома етапами для приблизних розрахунків.



$$K_{\text{нестійкості, } [\text{HgI}_4]^{2-}}^{\text{I}} = \frac{[\text{HgI}_3]^- \cdot [\text{I}^-]}{[\text{HgI}_4]^{2-}},$$

де $[\text{HgI}_3]^- = [\text{I}^-]$.

Звідси

$$[\text{I}^-] = \sqrt{K_{\text{нестійкості, } [\text{HgI}_4]^{2-}}^{\text{I}} \cdot [\text{HgI}_4]^{2-}} = \sqrt{5,9 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л;}$$

$$[\text{Hg}^{2+}] = \frac{K_{\text{нестійкості, } [\text{HgI}_4]^{2-}} \cdot [\text{HgI}_4]^{2-}}{[\text{I}^-]^4} = \frac{1,5 \cdot 10^{-30} \cdot 0,1}{(2,4 \cdot 10^{-2})^4} = 4,5 \cdot 10^{-25} \text{ моль/л.}$$

Завдання 12. Чи можна одержати осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$ дією NaOH з концентрацією іонів OH^- , яка дорівнює 1 моль/л, на 1 М розчини $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$?

Розв'язання. Осадження малорозчинної сполуки починається тоді, коли досягається величина добутку розчинності. Необхідна умова осадження $\text{Fe}(\text{OH})_2$ наступна:

$$[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 > \text{ДР}_{\text{Fe}(\text{OH})_2}; \quad \text{ДР}_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = 1,64 \cdot 10^{-14};$$

$$[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 > 1,64 \cdot 10^{-14}.$$

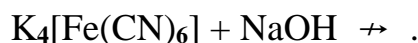
Так як $[\text{OH}^-] = 1$ моль/л, $[\text{Fe}^{2+}] > 1,64 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

$(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$ – подвійна сіль, її внутрішня сфера дисоціює на іони повністю. Припустивши, що $\alpha = 1$, $[\text{Fe}^{2+}]$ вважаємо дорівнює 1 моль/л. Таким чином, концентрація іонів Fe^{2+} у солі $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ вище $1,64 \cdot 10^{-14}$, таким чином, осадження $\text{Fe}(\text{OH})_2$ буде спостерігатися:



Для комплексної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ концентрація іонів Fe^{2+} буде дуже малою. Розрахунок її за методикою попереднього завдання дає наступні результати: $[\text{Fe}^{2+}] < 1,64 \cdot 10^{-14}$.

Таким чином, осадження $\text{Fe}(\text{OH})_2$ спостерігатися не буде:



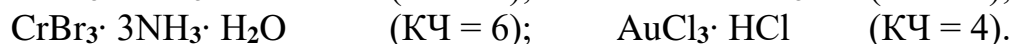
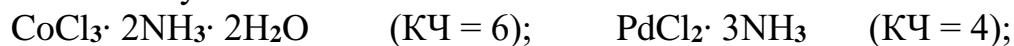
19.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Дати назви наступним комплексним сполукам. Визначити координаційне число, заряд комплексоутворювача, заряд внутрішньої сфери: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, $\text{Na}[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$, $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

2 За назвами скласти формули комплексних сполук: хлорид триамінохлороплатини(II), сульфат пентамінбромкобальту(III), діамінтетрароданохромат(III) барію, дигідроксотетрахлороплатинат(IV) амонію.

3 З розчину комплексної солі $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ нітрат срібла осаджує весь хлор у виді хлориду срібла, а з розчину солі $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ – тільки 1/4 частина хлору, що входить до її складу. Написати координаційні формули цих солей, визначити координаційне число платини в кожній з них.

4 Скласти формули комплексних сполук за даними аналізу, координаційні числа наступні:



5 Виходячи з яких речовин і яким способом можна одержати наступні комплексні сполуки: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$?

6 Визначити, чому дорівнює заряд наступних комплексних іонів: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, якщо комплексоутворювачами є Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Написати формули комплексних сполук, що містять ці іони.

7 Написати вираження для констант нестійкості комплексних іонів: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$.

8 Константи нестійкості комплексних іонів $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ відповідно дорівнюють: $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. У якому розчині (при рівній молярній концентрації) іонів CN^- більше? Написати вираження для констант нестійкості зазначених комплексних іонів.

9 Розрахувати концентрацію іонів Ni^{2+} в 1 М розчині $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Константа нестійкості іона дорівнює $2 \cdot 10^{-9}$.

20 ЕЛЕМЕНТИ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

20.1 Типові завдання з розв'язанням

Завдання 1. Приготувати розчин заданої концентрації з розчину іншої концентрації.

Приклад 1. Як приготувати 0,5 л 10 %-го розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,056$ г/мл) з 40 %-ного розчину HNO_3 ($\rho = 1,25$ г/мл).

Розв'язання. За формулою $C \% = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100 \%}{m_{\text{розчину}}}$

визначимо масу HNO_3 в 0,5 л 10 %-го розчину:

$$m_{\text{розчину}} = V_{\text{розчину}} \rho.$$

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C \% \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \%};$$

Підставивши значення $C \%$, $V_{\text{розчину}}$ і ρ , отримуємо:

$$m_{\text{речовини}} = \frac{10 \% \cdot 0,5 \cdot 10^3 \text{ мл} \cdot 1,056 \text{ г/мл}}{100 \%} = 52,8 \text{ г}.$$

Визначаємо за тією ж формулою, в якому об'ємі 40 %-го розчину буде знаходитися 52,8 г HNO_3 :

$$V_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100 \%}{C \% \rho} = \frac{52,8 \text{ г} \cdot 100 \%}{40 \% \cdot 1,25 \text{ г/мл}} = 105,6 \text{ мл}.$$

За допомогою мірного циліндра або бюретки відміряємо 105,6 мл 40 %-го розчину нітратної кислоти й розводимо до 500 мл дистильованою водою при 20°C.

Приклад 2. Приготувати 2 л 0,1 н розчину сульфатної кислоти, виходячи з 98%-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл).

Розв'язання. За формулою розрахунку нормальної концентрації розчину визначаємо масу H_2SO_4 , що знаходиться в 2 л 0,1 н розчину:

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000 \text{ мл}}{M_{\text{речовини}} \cdot V_1} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{\text{н}} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_1}{1000}.$$

Підставляємо значення маси H_2SO_4 у формулу для розрахунку відсоткової концентрації, використовуючи запис V_1 для 0,1 н розчину й V_2 – для 98%-го розчину:

$$C\% = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 100\%}{V_2 \cdot \rho} = \frac{C_n \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_1 \cdot 100}{1000 \cdot V_2 \cdot \rho},$$

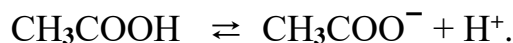
звідси

$$V_2 = \frac{C_n \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_1 \cdot 100\%}{C\% \cdot 1000 \cdot \rho} = \frac{0,1 \cdot 98 \cdot 2000 \cdot 100}{1000 \cdot 98 \cdot 1,84} = 5,4 \text{ мл.}$$

Завдання 2. Визначити рН розчину речовини, яка використовується для аналізу.

Приклад 1. Знайти рН 0,1 М розчину етанової кислоти.

Розв'язання. Етанова кислота дисоціює за схемою:



Константа рівноваги цього процесу ($K_{\text{дис.}}$) дорівнює $1,74 \cdot 10^{-5}$, отже, етанова кислота – слабкий електроліт. Концентрація іонів гідрогену визначається за формулою $[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{к-ти}} \cdot C_{\text{к-ти}}}$. А так як $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, то, підставивши значення $[\text{H}^+]$, отримуємо формулу для розрахунку водневого показника:

$$\text{pH} = -\lg \sqrt{K_{\text{к-ти}} \cdot C_{\text{к-ти}}} ;$$

$$\text{pH} = -\lg \sqrt{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} \approx 2,9.$$

Приклад 2. Визначити рН 0,01 н розчину NaOH.

Розв'язання. Так як їдкий натр – сильний електроліт, відбувається повний розпад його на іони. З одного моля NaOH утвориться один моль іонів OH^- :



тоді з 0,01 моль NaOH утвориться 0,01 моль OH^- . Отже, $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ моль/л.

Відповідно до іонного добутку води:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

Водневий показник даного розчину дорівнює:

$$\text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Середовище лужне.

Завдання 3. За правилом добутку розчинності, визначити, чи можна перевести у розчин малорозчинну речовину й, навпаки, перевести в осад.

Приклад 1. Чи випадає осад PbCl_2 при змішуванні рівних об'ємів 0,1 М розчинів $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і NaCl ?

Розв'язання. Відповідно одному із правил добутку розчинності осад малорозчинного електроліту утвориться лише в тому випадку, якщо добуток концентрацій його іонів у розчині перевищує його добуток розчинності (ДР) при даній температурі.

Спочатку визначимо концентрації іонів Pb^{2+} і Cl^- . Після змішування рівних об'ємів концентрація кожного з речовин зменшиться у двічі в порівнянні з вихідним розчином: $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 0,1:2 = 0,05$ моль/л. Обчислимо добуток концентрацій іонів, що є присутніми у розчині:

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot (5 \cdot 10^{-2})^2 = 1,25 \cdot 10^{-4}.$$

Отриманий добуток концентрацій іонів менше ніж $\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$. Отже, розчин не насичений і осад випадати не буде.

Приклад 2. Чи утвориться осад PbCl_2 при змішанні рівних об'ємів 0,1 М розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і 1 М розчину NaCl ?

Розв'язання. Після змішування концентрація кожної речовини зменшується у двічі:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,1:2 = 0,05 \text{ моль/л};$$

$$[\text{Cl}^-] = 1:2 = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Знаходимо іонний добуток для PbCl_2 :

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot (5 \cdot 10^{-1})^2 = 1,25 \cdot 10^{-2}.$$

Так як $\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$, то $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 > \text{ДР}_{\text{PbCl}_2}$, отже, розчин пересичений і осад випадає.

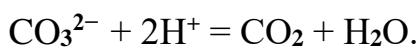
Приклад 3. Як перевести у розчин: а) іон Ca^{2+} з осаду CaCO_3 ; б) іон Cu^{2+} з осаду CuS ; в) іон Cl^- з осаду AgCl ?

Розв'язання. Відповідно до другого правила добутку розчинності осад розчиняється в тих випадках, коли в розчині над осадом добуток концентрацій вільних іонів стає менше відповідного добутку розчинності.

а) Виразимо $\text{ДР}_{\text{CaCO}_3}$ через добуток концентрацій іонів:

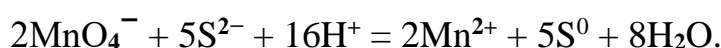
$$\text{ДР}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}].$$

Щоб зв'язати іон CO_3^{2-} , можна доливати до осаду розчин сильної кислоти:

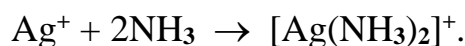


Діоксид карбону – газ, тому він видаляється зі сфери реакції. Так як величина ДР постійна, то концентрація іона Ca^{2+} у розчині над осадом буде увесь час збільшуватися доти, поки не витратяться усі іони CO_3^{2-} , а осад CaCO_3 перейде в розчин.

б) Сульфіди металів, які не розчиняються ні у воді, ні в мінеральних кислотах, розчиняються за рахунок окисно-відновних реакцій. Так, для розчинення осаду CuS , для якого $\text{ДР}_{\text{CuS}} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$, необхідно окислити S^{2-} до елементарної сірки, яка не розчиняється у воді й тому йде зі сфери реакції. Зі зменшенням концентрації S^{2-} буде підвищуватися концентрація іонів Cu^{2+} доти, поки осад розчиниться. Однією з окисно-відновних реакцій може бути окиснення перманганатом у кислому середовищі:



в) Для переведення осаду AgCl у розчин зменшення добутку концентрації $[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ домагаються шляхом комплексоутворення:



Таким чином, осад, що випав, переходить у розчин, але не у виді вихідних іонів, а у вигляді комплексних іонів.

Завдання 4. Визначити концентрацію розчину, на титрування якого пішов певний об'єм розчину відомої концентрації.

Приклад 1. Визначити концентрацію й титр розчину сульфатної кислоти, якщо на нейтралізацію 11,25 мл її витрачено 10,00 мл 0,1234 н розчину NaOH .

Розв'язання. Для розрахунку нормальної концентрації розчину кислоти використовуємо рівняння:

$$V_{\text{к-ти}} \cdot C_{\text{Н(к-ти)}} = V_{\text{луга}} \cdot C_{\text{Н(луга)}}.$$

Звідси

$$C_{\text{Н(к-ти)}} = \frac{10 \cdot 0,1234}{11,25} = 0,1097 \text{ моль/л.}$$

За нормальністю можна визначити титр розчину ($E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 49 \text{ г/моль}$):

$$T_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{E_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot C_{\text{Н}}}{1000} = \frac{49,0 \cdot 0,1097}{1000} = 0,005379 \text{ г/мл.}$$

Приклад 2. Наважка $\text{Ba}(\text{OH})_2$ розчинена в мірній колбі об'ємом 250 мл, розчин розведений водою до мітки. На титрування 20,00 мл отриманого розчину витрачено 22,40 мл 0,09884 н розчину HCl . Визначити масу $\text{Ba}(\text{OH})_2$ у наважці.

Розв'язання. Аналогічно попередньому прикладу спочатку визначимо нормальність розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$C_{\text{н}[\text{Ba}(\text{OH})_2]} = \frac{22,40 \cdot 0,09884}{20,00} = 0,110 \text{ моль/л.}$$

За нормальністю знаходимо титр розчину ($E_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 85,69 \text{ г/моль}$):

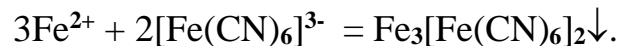
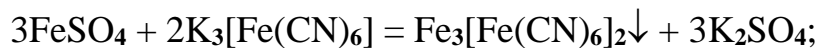
$$T_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{85,69 \cdot 0,1108}{1000} = 0,009493 \text{ г/мл.}$$

У 250 мл такого розчину знаходиться $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

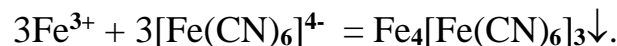
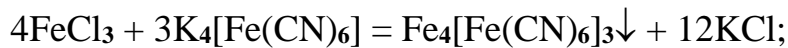
$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 250 \cdot 0,009493 = 2,373 \text{ г.}$$

Завдання 5. Указати найбільш специфічні якісні реакції для виявлення наступних іонів з розчинів: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Mn^{2+} , CO_3^{2-} , Cl^- .

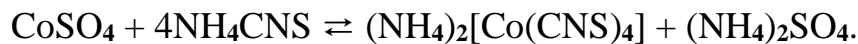
Розв'язання. 1) Іони Fe^{2+} з розчином гексаціаноферат(III) калію в кислому середовищі утворюють осад «турнбулевої сині»:



2) Приватною реакцією на іони Fe^{3+} є реакція взаємодії з розчином гексаціаноферат(II) калію у кислому середовищі, що супроводжується утворенням темно-синього осаду «берлінської лазурі»:



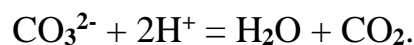
3) Для виявлення іонів Co^{2+} до розчину доливають насичений розчин роданіду амонію й декілька крапель ізоамілового спирту. Після збовтування шар ізоамілового спирту забарвлюється в синій колір внаслідок утворення комплексної сполуки:



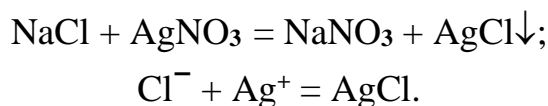
4) Іони Mn^{2+} при нагріванні з порошком діоксиду свинцю в присутності концентрованої нітратної кислоти дають малиново-червоне забарвлення внаслідок утворення перманганатної кислоти:



5) При додаванні до розчину, що містить аніони CO_3^{2-} , розчину сильної кислоти спостерігається виділення бульбашок безбарвного газу CO_2 :



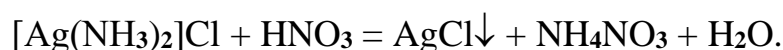
б) Реактивом на іони Cl^- є розчин аргентум нітрату, що дає з іонами Cl^- білий аморфний осад аргентум хлориду:



При додаванні до осаду амоній гідроксиду відбувається його розчинення за рахунок комплексоутворення:



При наступному підкисленні досліджуваного розчину нітратною кислотою комплекс руйнується й знову випадає білий осад:



20.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Як приготувати по 0,5 л 0,1 н розчинів HCl і H_2SO_4 , виходячи з розчину HCl ($\rho = 1,170$ г/мл; 34,18 % концентрації) і розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,82$ г/мл; 91,11 % концентрації)?

2 Скільки грамів AgNO_3 треба зважити, щоб приготувати 250 мл розчину AgNO_3 з титром 0,0010 г/мл ?

3 Користуючись таблицею добутку розчинності, визначити, якими з реактивів (Na_2S , Na_2CrO_4 , NaI) можна повніше осадити іон Ag^+ з розчину AgNO_3 .

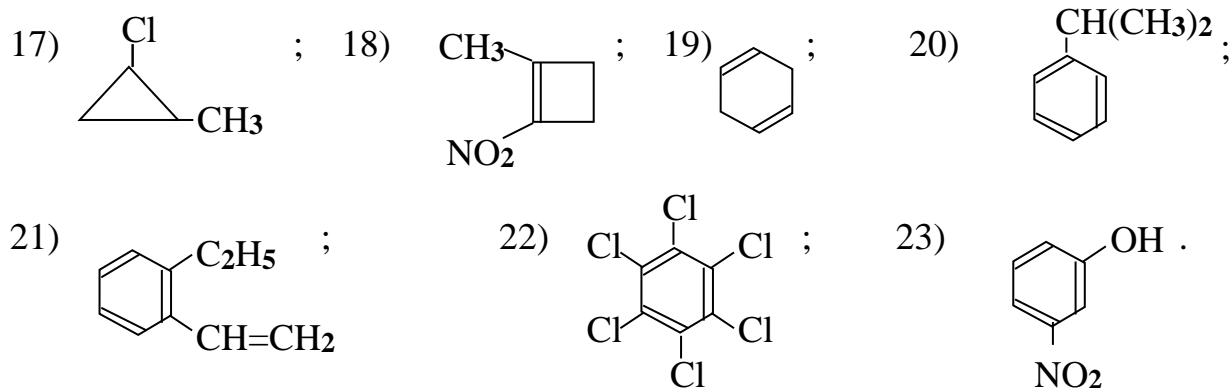
4 Чи випадає осад CaCrO_4 при змішуванні рівних об'ємів 0,01 М розчинів CaCl_2 і Na_2CrO_4 ?

5 Як перевести сульфат барію у розчинну в кислоті форму?

6 Чому не можна застосовувати реакції окиснення Mn^{2+} в MnO_4^- за допомогою PbO_2 у солянокислому розчині в присутності іонів I^- , S^{2-} , H_2O_2 ?

7 Розрахувати рН 0,05 М розчину барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

8 Указати приватні реакції для визначення іонів: NH_4^+ , Al^{3+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , SO_4^{2-} , NO_3^- .



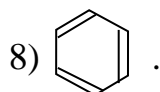
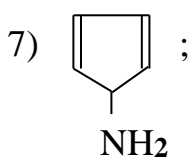
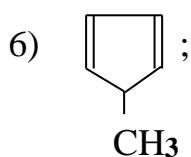
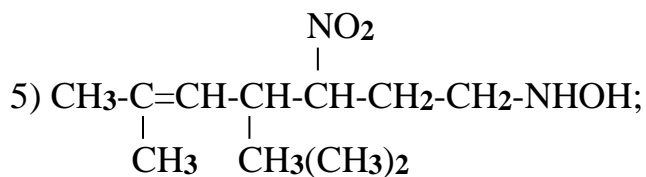
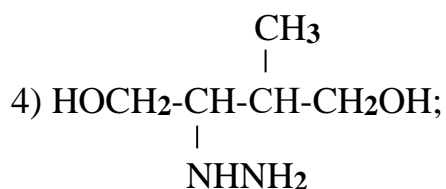
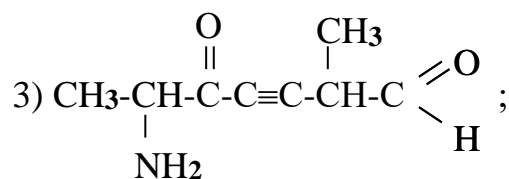
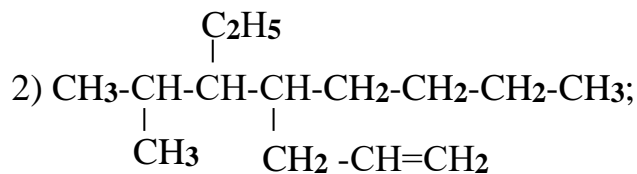
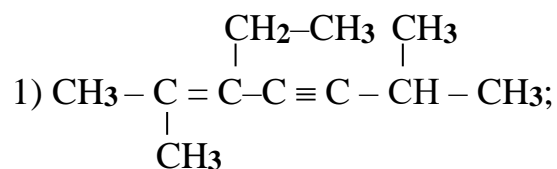
Розв'язання. Назви даються відповідно до правил женеvської номенклатури:

- | | |
|--|--|
| 1) гептадієн-2,4; | 2) октадієн-4,6-ін-1; |
| 3) гептен-3-діін-1,5; | 4) 2-метилгексен-5; |
| 5) 2-метилгексен-1-ін-5; | 6) 2,4-діетилгексен-1; |
| 7) 3-метил-6-етилгептен-6-ін-1; | 8) пентанол-5-он-4-аль-1; |
| 9) 2-метилпентанол-2-он-4; | 10) 3-метилгептен-2-діол-5,6-аль-1; |
| 11) 3-аміно-1-гідразинопропан; | 12) 1-аміно-5-гідроксиламіно-2-метилпентан; |
| 13) 3-гідроксиламіно-3-метилпентанова кислота; | 14) 4-хлоро-1-нітробутан; |
| 15) 1-хлоро-4-нітробутен-1; | 16) 2,5-дихлоро-4-нітросо-6-нітрогексанол-1; |
| 17) 2-хлор-1-метилциклопропан; | 18) 2-нітро-1-метилциклобутен-1; |
| 19) циклогексадієн-1,4; | 20) ізопропілбензен; |
| 21) 1-етил-2-вінілбензол або орто-етилвінілбензен; | 22) гексахлорбензен; |
| 23) мета-нітрофенол. | |

Завдання 2. Навести графічні формули наступних сполук:

- 1) 2,6-диметил-3-етилгептен-2-ін-4;
- 2) 2-метил-3-етил-4-бутилгептен-6;
- 3) 6-аміно-2-метилгептін-3-он-5-аль-1;
- 4) 3-гідразино-2-метилбутадіол-1,4;
- 5) 5-нітро-7-гідроксиламіно-2-метил-4-ізопропілгептен-2;
- 6) 1-метилциклопентадієн-2,4;
- 7) 5-аміноциклопентадієн-1,3;
- 8) циклогексатриєн-1,3,5 або бензен.

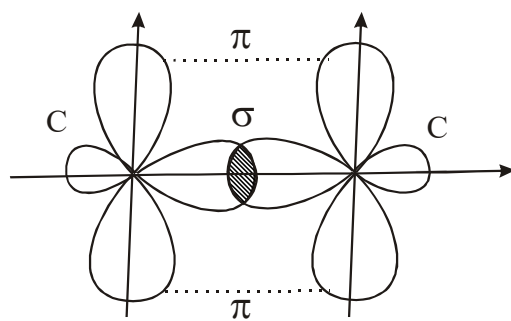
Розв'язання.



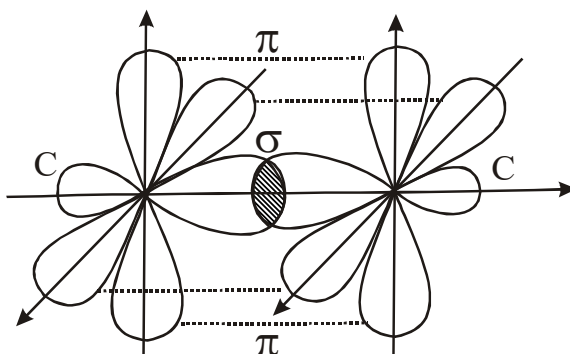
Завдання 3. Яка природа кожного хімічного зв'язку карбон-карбон у сполуці $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{NO}_2$?

Розв'язання. Одинарний зв'язок $\text{C}-\text{C}$ – це δ -зв'язок 

Подвійний зв'язок $\text{C}=\text{C}$ складається з одного δ -зв'язку й одного π -зв'язку:



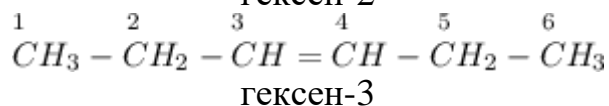
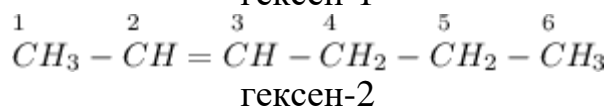
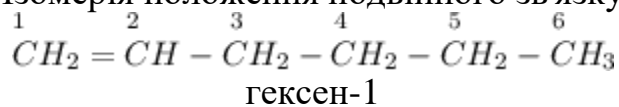
Потрійний зв'язок $C\equiv C$ складається з одного δ -зв'язку і двох π -зв'язків:



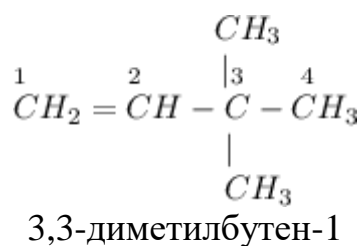
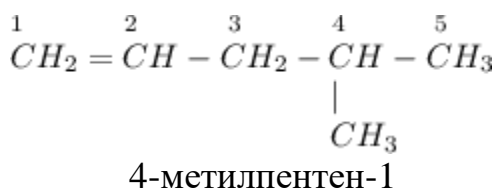
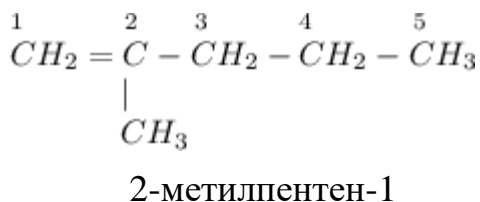
Завдання 4. Навести графічні формули всіх можливих ізомерів аліфатичного вуглеводню C_6H_{12} . Назвати їх.

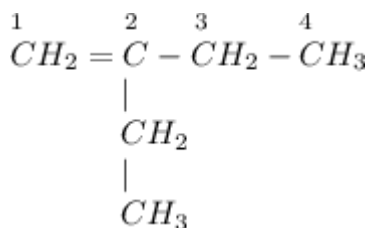
Розв'язання. Для алкенів існує ізомерія ланцюга й ізомерія положення подвійного зв'язку.

Ізомерія положення подвійного зв'язку

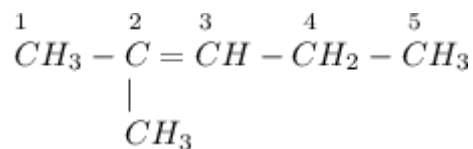


Ізомерія ланцюга

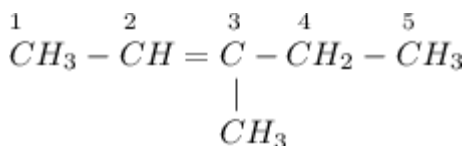




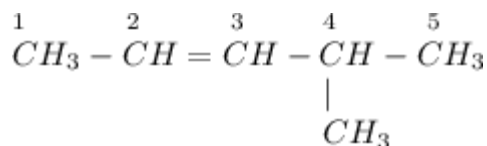
2-етилбутен-1



2-метилпентен-2

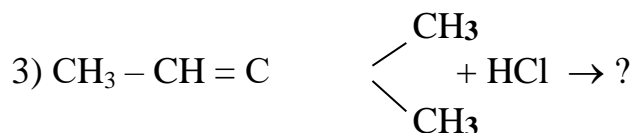
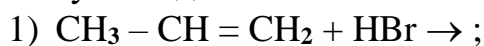


3-метилпентен-2



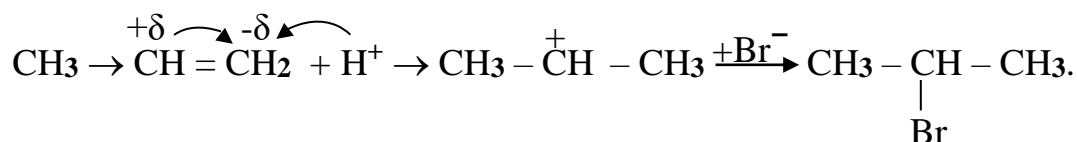
4-метилпентен-2

Завдання 5. Яка направленість реакцій приєднання HCl і HBr до наступних вуглеводнів:

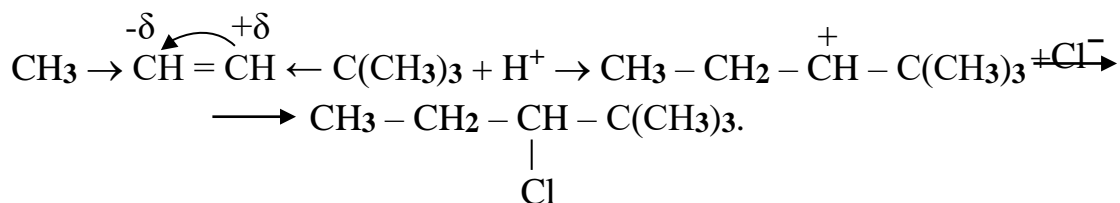


Підтвердити відповідь вивченням індуктивного й мезомерного ефектів.

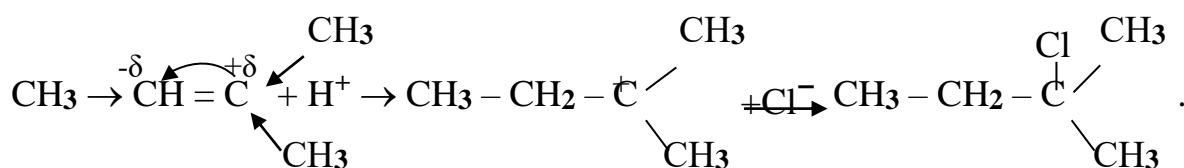
Розв'язання. 1) Індуктивний позитивний ефект CH_3 -групи вище, ніж атома гідрогену, тому напрям реакції буде наступним:



2) Індуктивний позитивний ефект $(\text{CH}_3)_3\text{C}$ -групи вище, ніж CH_3 -групи, тому напрям реакції буде наступним:

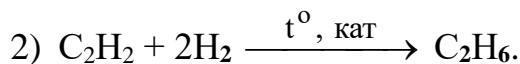
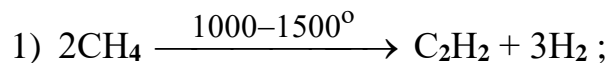


3) Індуктивний позитивний ефект двох груп CH_3 вище, ніж однієї групи CH_3 , тому напрям реакції буде наступним:

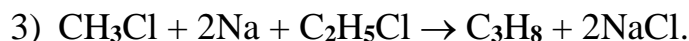
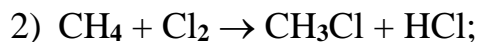
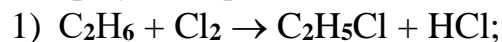


Завдання 6. Виходячи з метану, одержати етан і пропан.

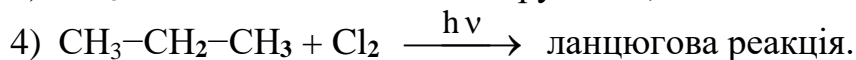
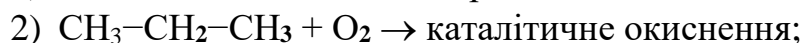
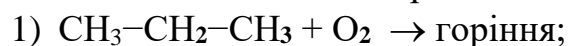
Розв'язання. Одержуємо етан:



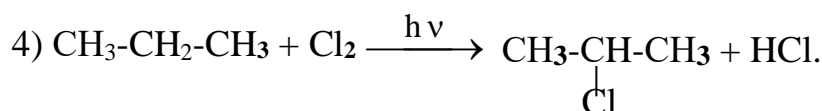
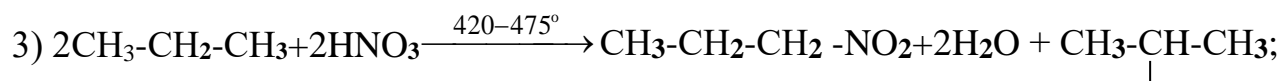
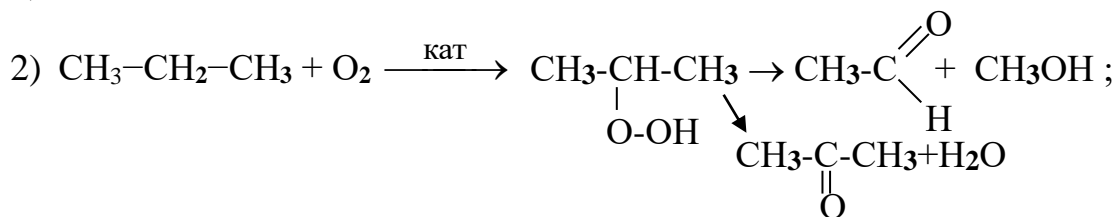
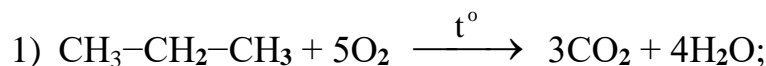
Одержуємо пропан:



Завдання 7. Скласти й зрівняти схеми реакцій наступних процесів:

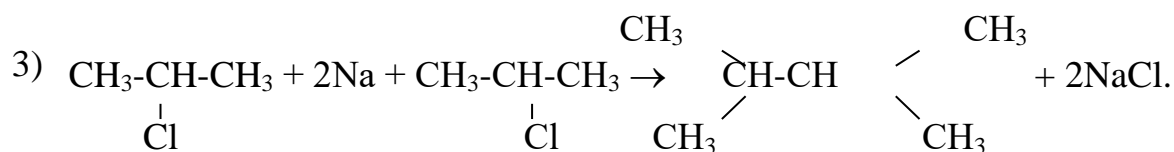
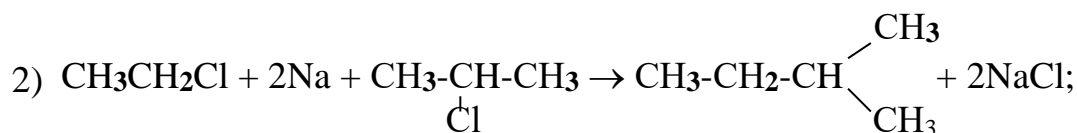
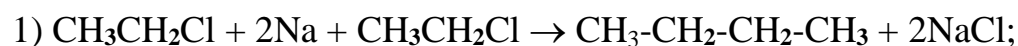


Розв'язання.

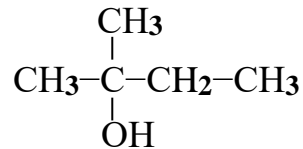


Завдання 8. Які продукти утворюються у реакції Вюрца-Фіттіга із суміші $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ і $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}\text{-CH}_3$?

Розв'язання.

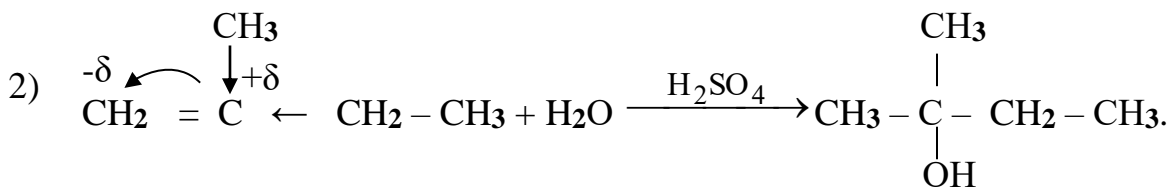
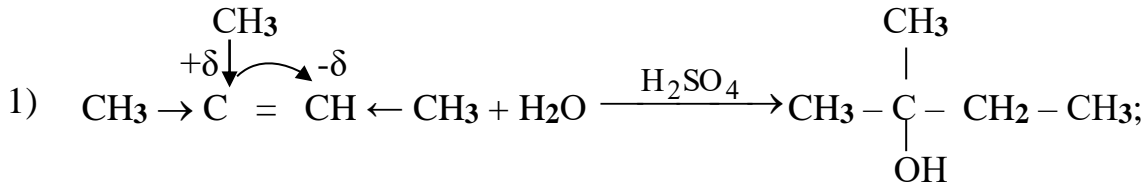


Завдання 9. Приєднанням до невідомого алкену H_2O отримано



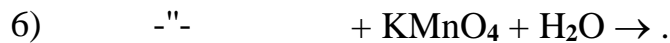
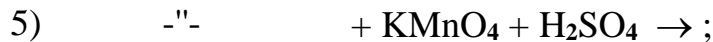
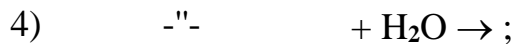
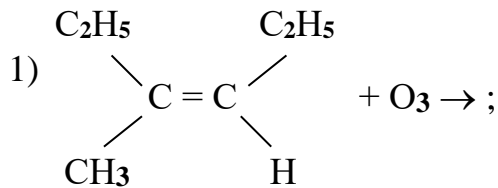
Який це алкен і в яких умовах перебігає реакція приєднання?

Розв'язання.

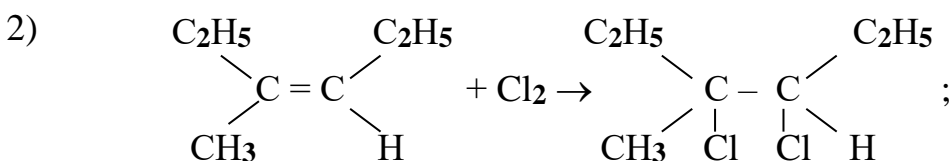
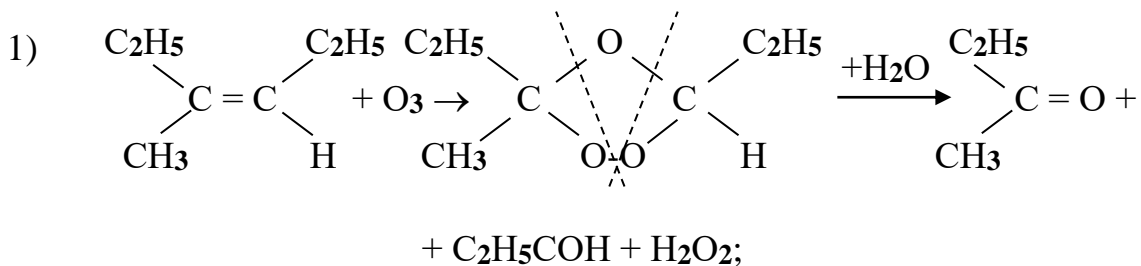


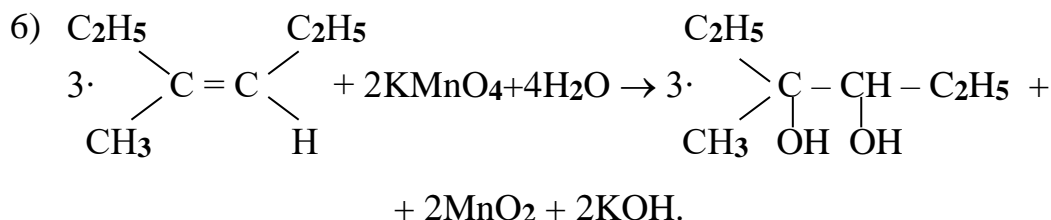
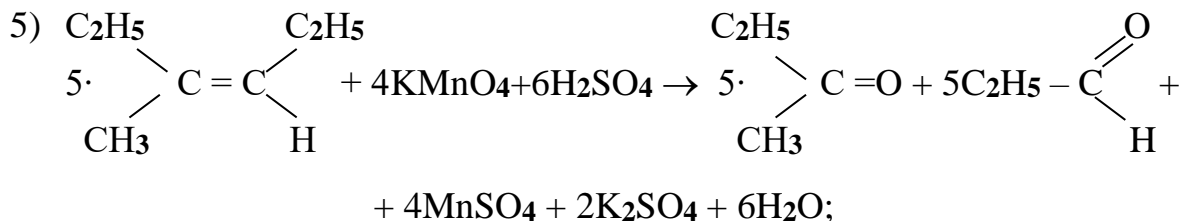
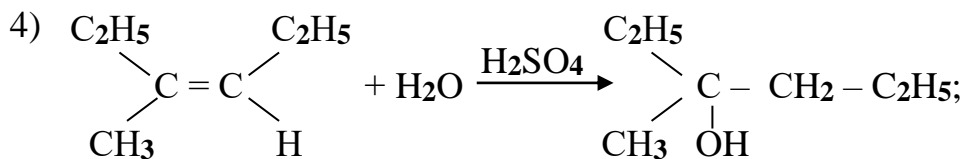
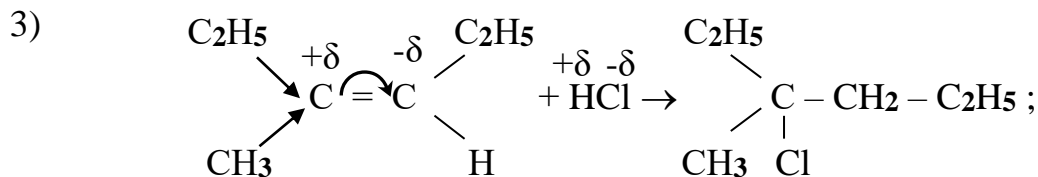
Обидва алкени – 2-метилбутен-2 і 2-метилбутен-1 – можуть бути використані для одержання 2-метилбутанол-2.

Завдання 10. Скласти й зрівняти схеми реакції наступних процесів:



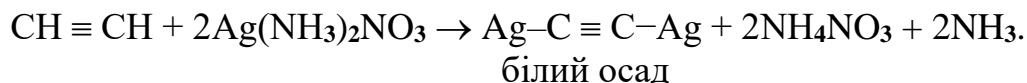
Розв'язання.





Завдання 11. Використовуючи яку реакцію, можна розрізнити $\text{CH} \equiv \text{CH}$ і $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$?

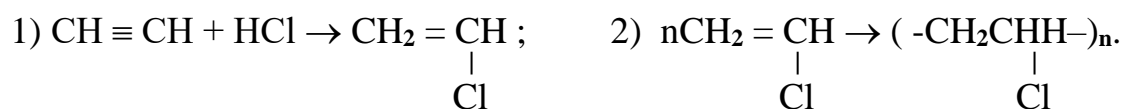
Розв'язання.



Зі сполукою $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ реакція не відбувається.

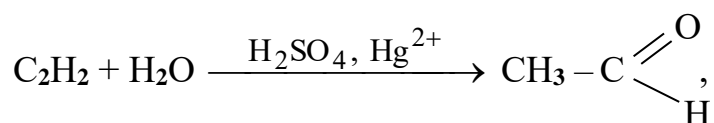
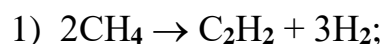
Завдання 12. Як, виходячи з ацетилену, одержати поліхлорвініл?

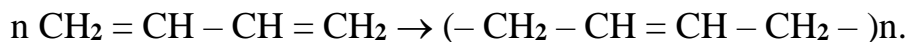
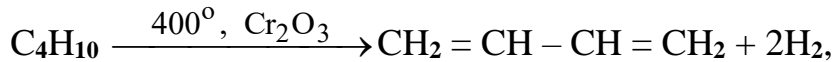
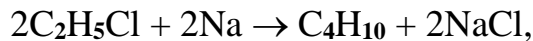
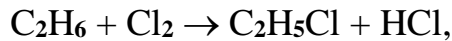
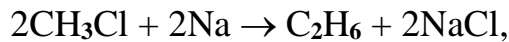
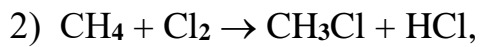
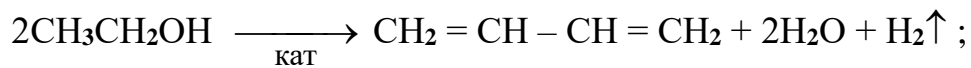
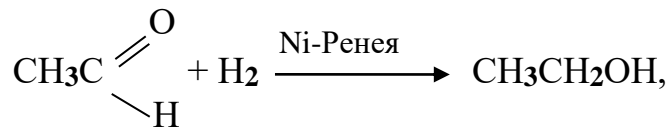
Розв'язання.



Завдання 13. Як, виходячи з метану, одержати полібутадієн ?

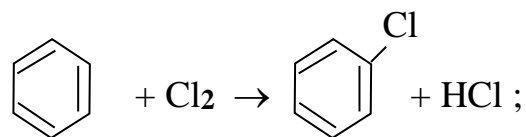
Розв'язання. Можна запропонувати 2 схеми перетворень:



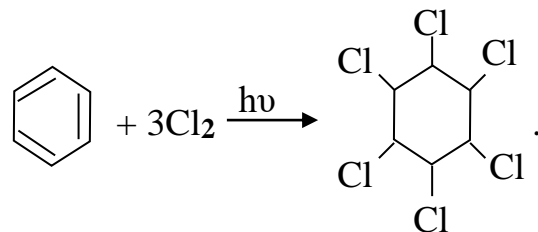


Завдання 14. Хлор взаємодіє з бенzenом. Які продукти реакції утворюються залежно від створюваних умов?

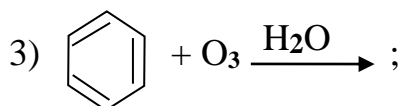
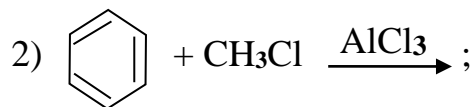
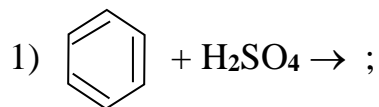
Розв'язання. 1) У присутності каталізатора AlCl_3 , FeCl_3 перебігає реакція заміщення:



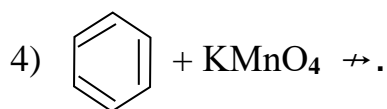
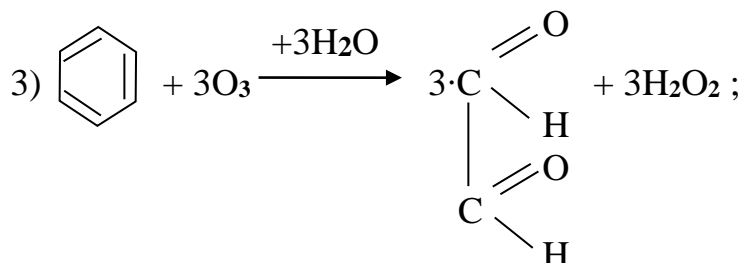
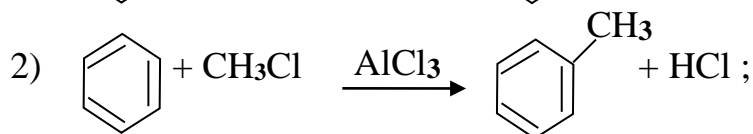
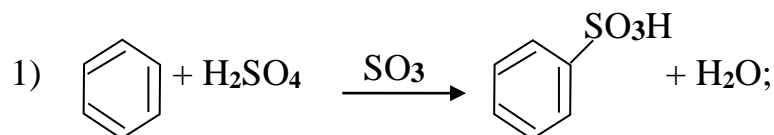
2) Під дією світла при високій температурі перебігає реакція приєднання:



Завдання 15. Скласти й зрівняти схеми реакцій наступних процесів:

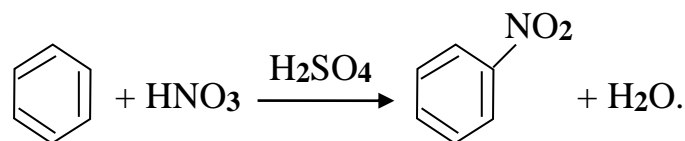


Розв'язання:

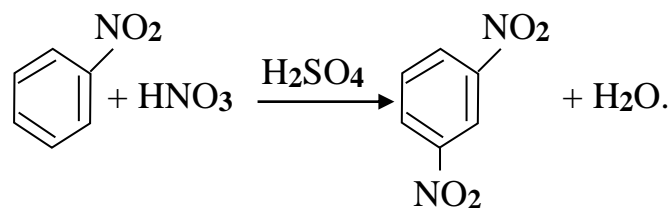


Завдання 16. Як одержати 1-хлор-3,5-динітробензен, виходячи з бензену?

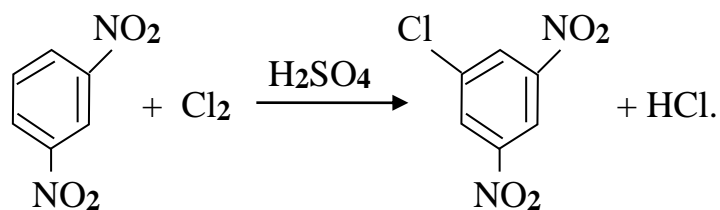
Розв'язання. Насамперед нітруємо бензен:



Потім вводимо нітуванням другу групу $-\text{NO}_2$. NO_2 -група відноситься до II групи замісників, які орієнтують електрофільні замісники в метоположення:



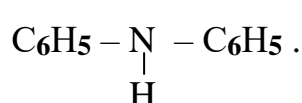
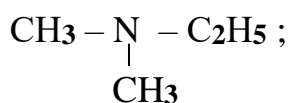
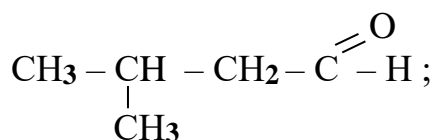
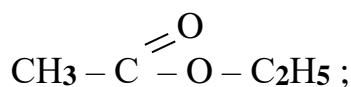
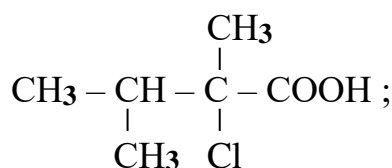
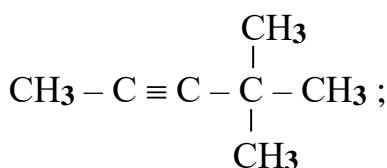
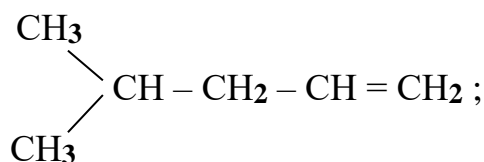
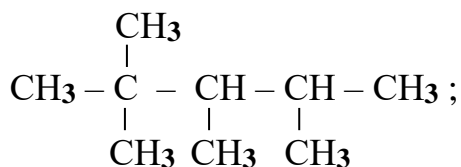
Хлорування мета-динітробензену приводить до 1-хлор-3,5-динітробензену, тому що обидві нітрогрупи орієнтують у метоположення:



Зворотний порядок неприпустимий, тому що після введення хлору, що орієнтує в о- і п-положення, одержати 1-хлор-3,5-динітробензол не можна.

21.2 Завдання для самостійного розв'язання

1 Дати назви наступним речовинам за женеvською номенклатурою:



2 Написати структурні формули наступних сполук: 2,3,4-триметилгексана; 2,2,4-бромпентана; 3,3-диметилпентина-1; гексадієна-2,4; 2-фенілетаналю; 2,2,3-триметилгексаналю; пентена-4-он-2; бутена-3-он-2; пропандіола.

3 Написати структурні формули ізомерів амілену C_5H_{10} , триметилбензену, метилетилбензену, амілового спирту.

4 У результаті спалювання 11,2 л газоподібного олефіна вийшло 33,6 л діоксиду карбона й 27 г води. 1 л газу має масу 1,875 г (н.у.). Написати молекулярну, структурну й електронну формули олефіна, дати назву.

5 Як здійснити наступні переходи: пентан \rightarrow ізопентан \rightarrow метилбутан \rightarrow ізопропен \rightarrow ізопреновий каучук? Написати рівняння реакцій, використовуючи при цьому структурні формули.

6 Який можна одержати продукт і в якій кількості, якщо прореагують (у присутності концентрованої сульфатної кислоти) 100 мл 60 %-го розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,373$) з 15,6 г бензену? Яка роль сульфатної кислоти у цій реакції?

7 Які хімічні особливості мають вуглеводні, у яких мають місце зв'язки: а) прості; б) кратні; в) ароматичні? Відповідь підтвердити рівняннями реакцій.

8 Скільки кілограмів бутадієну можна одержати з 240 л 90 %-го етилового спирту, густина якого 0,8 г/мл ?

9 Сухий мурашиний альдегід у неполярних розчинниках (наприклад, толуолі) у присутності каталізатора здатний полімеризуватися з одержанням стійкого полімеру – поліформальдегіду, на основі якого одержують пластмаси з високою механічною міцністю, що заміняють метал. Використовуючи структурні формули, написати рівняння реакцій полімеризації формальдегіду.

10 Як одержати карбонові кислоти, виходячи з альдегідів: масляний; ізомасляний; 2-метилпентаналь; 2,2-діметилпропаналь; 3-метилбутаналь? Написати рівняння реакцій і дати назви кислот, які при цьому вийшли.

11 Скільки літрів етанової есенції (30%-ий розчин етанової кислоти, $\rho = 1,04$ г/мл) можна одержати з 100 кг карбіду кальцію, що містить 4 % домішок?

12 Написати рівняння реакцій одержання капрону з амінокапронової кислоти $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_5\text{COOH}$ і найлона з адипінової кислоти $\text{COOH}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$ і гексаметилендіаміна $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2$.

13 Написати рівняння реакції поліконденсації терефталевої кислоти $\text{HOOC}-\langle \text{C}_6\text{H}_4 \rangle-\text{COOH}$ і етиленгліколя $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$. Як називається продукт цієї реакції, які властивості він має?

14 Скласти рівняння реакції сополімеризації стиролу $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2$ і бутадієну $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$. Які властивості має продукт сополімеризації й де він використовується?

22 ЗАВДАННЯ ПІДВИЩЕНОЇ СКЛАДНОСТІ

22.1 Електролітична дисоціація. Буферні розчини. Гідроліз

Завдання 1. Розрахувати рН розчинів HCl для концентрацій C від 10^{-3} моль/л до 10^{-10} моль/л. Побудувати діаграму рН-С.

Розв'язання. Умовою завдання визначені низькі концентрації, при яких ступінь дисоціації дорівнює 1 або близька до неї. Для значних концентрацій кислоти треба було б ураховувати ступінь дисоціації α . Для концентрацій від 10^{-3} до 10^{-5} моль/л розрахунок рН розчину здійснюється наступним чином:

$$\alpha = 1,$$

отже, $[H^+] = C_{HCl}$;

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg C_{HCl};$$

$$C_{HCl} = 10^{-3} \text{ моль/л} \Rightarrow pH = 3;$$

$$C_{HCl} = 10^{-4} \text{ моль/л} \Rightarrow pH = 4;$$

$$C_{HCl} = 10^{-5} \text{ моль/л} \Rightarrow pH = 5.$$

Залежність рН-С лінійна.

У всіх цих випадках не враховувалася концентрація іонів гідрогену, утворених у результаті дисоціації води, тому що вона незначна.

При більш низьких концентраціях кислоти, коли концентрація іонів гідрогену, утворених у результаті дисоціації кислоти, стає близькою до концентрації іонів гідрогену, утворених у результаті дисоціації води, необхідно зважати на процес дисоціації води:



Нехай X – концентрація іонів H^+ ,

У – концентрація іонів OH^- ,

тоді $X \cdot Y = 10^{-14} = K_{H_2O}$.

$[Cl^-] = C_{HCl}$, тому що $\alpha = 1$.

Так як розчин електронейтральний, то

$$[Cl^-] + [OH^-] = [H^+];$$

$$C_{HCl} + Y = X.$$

Маємо систему двох рівнянь:

$$\begin{cases} X Y = K_{\text{H}_2\text{O}}; \\ C_{\text{HCl}} + Y = X. \end{cases}$$

$$X = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{Y} + C_{\text{HCl}}.$$

Одержуємо рівняння II порядку: $X^2 - C_{\text{HCl}} X - K_{\text{H}_2\text{O}} = 0$. Вирішимо його, причому, у нашому випадку має фізичний сенс позитивний корінь:

$$[\text{H}^+] = X = \frac{C_{\text{HCl}}}{2} \left(1 + \sqrt{1 + \frac{4K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{HCl}}^2}} \right);$$

$$\text{pH} = -\lg \left[\frac{C_{\text{HCl}}}{2} \left(1 + \sqrt{1 + \frac{4K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{HCl}}^2}} \right) \right];$$

$$C_{\text{HCl}} = 10^{-6} \text{ моль/л, pH} = -\lg \left[\frac{10^{-6}}{2} \left(1 + \sqrt{1 + \frac{4 \cdot 10^{-14}}{10^{-12}}} \right) \right] = 5,996.$$

Для концентрації HCl, яка дорівнює 10^{-6} моль/л, дисоціація води ще незначно впливає на значення pH, хоча вже нижче на 0,004 одиниці, що свідчить про незначний внесок дисоціації води, яка підвищує концентрацію іонів H^+ .

$$C_{\text{HCl}} = 10^{-8} \text{ моль/л, pH} = -\lg \left[\frac{10^{-8}}{2} \left(1 + \sqrt{1 + \frac{4 \cdot 10^{-14}}{10^{-14}}} \right) \right] = 6,98;$$

$$C_{\text{HCl}} = 10^{-7} \text{ моль/л, pH} = -\lg \left[\frac{10^{-7}}{2} \left(1 + \sqrt{1 + \frac{4 \cdot 10^{-14}}{10^{-14}}} \right) \right] = 6,79;$$

$$C_{\text{HCl}} = 10^{-9} \text{ моль/л, pH} = 6,998;$$

$$C_{\text{HCl}} = 10^{-10} \text{ моль/л, pH} = 6,9998;$$

Діаграма pH – C_{HCl} наведена на рисунку 22.1.

Завдання 2. Розрахувати pH розчинів CH_3COOH для концентрацій C від 1 моль/л до 10^{-9} моль/л. Побудувати діаграму pH- C .

Розв'язання. Умовами завдання визначена вища межа концентрацій, при якому ступінь дисоціації етанової кислоти має дуже низьку величину:



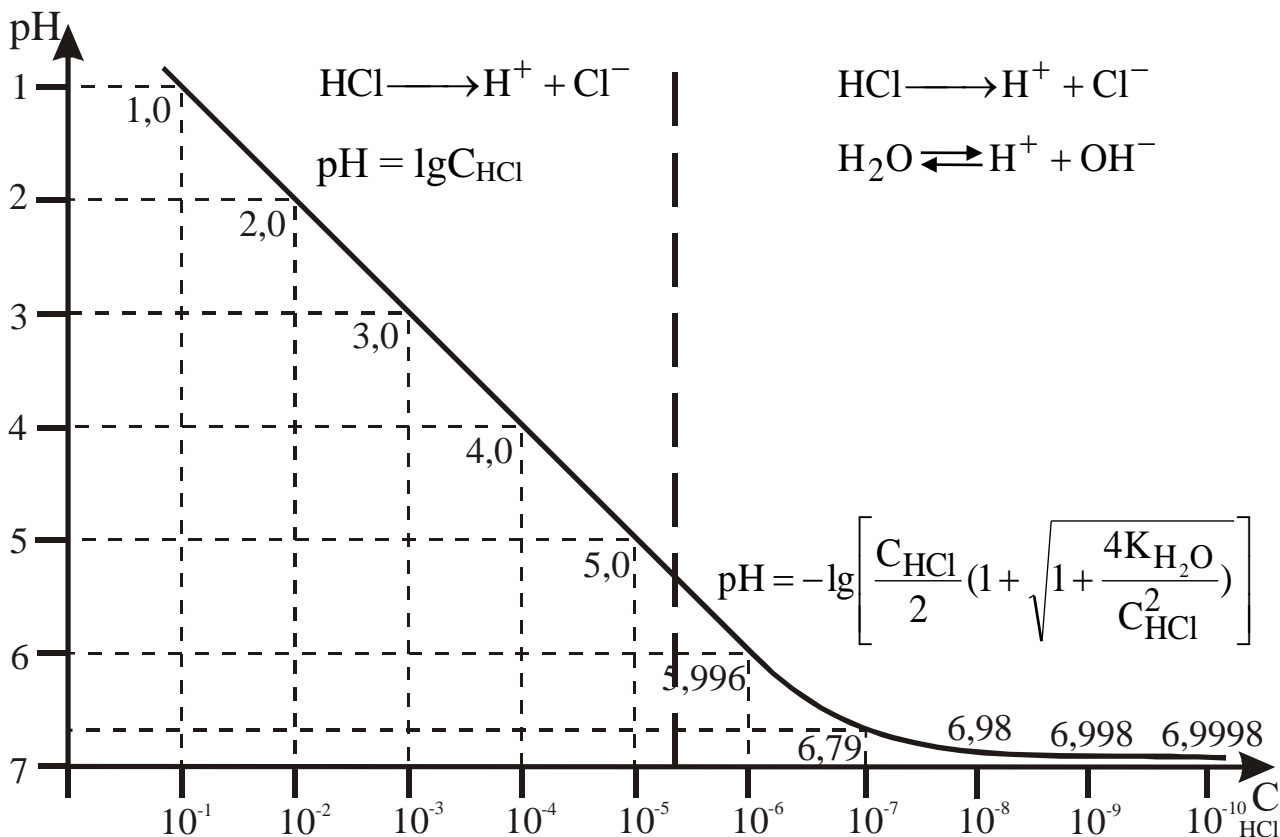


Рисунок 22.1 – Діаграма pH – C_{HCl}

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}.$$

$$C = 1 \text{ моль/л}, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}} = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{1}} = 4,2 \cdot 10^{-3}.$$

У цьому випадку користуємося для розрахунків вираженням константи дисоціації:

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Причому, у зв'язку з малою величиною ступеня дисоціації частка продисоційованих молекул із всіх наявних у розчині молекул незначна, тому замість рівноважної концентрації у вираженні константи дисоціації можна брати вихідну концентрацію CH₃COOH.

Так як $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$,

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

$$C = 1 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad \text{pH} = 2,38.$$

$$C = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [H^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad \text{pH} = 2,88.$$

$$C = 0,01 \text{ моль/л}; \quad [H^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad \text{pH} = 3,38.$$

$$C = 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad [H^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 1,32 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad \text{pH} = 3,88.$$

Вже при концентрації 10^{-3} моль/л частка продисоційованих молекул стає високою:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}}} = 0,13.$$

Тому потрібно, починаючи з концентрації 10^{-3} моль/л і нижче, у розрахункову формулу підставляти тільки значення рівноважних концентрацій:



рівноважні концентрації: $(C-X)$ моль/л, X моль/л.

$$K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{X \cdot X}{C - X};$$

$$(C - X)K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} = X^2;$$

$$C \cdot K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} - K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot X = X^2;$$

$$X^2 + K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot X - C \cdot K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.$$

$$[H^+] = X = \frac{K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}}{2}\right)^2 + C \cdot K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}};$$

$$\text{pH} = -\lg \left(-\frac{K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}}{2}\right)^2 + C \cdot K_{d,\text{CH}_3\text{COOH}}} \right).$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg \left(-\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2} + \sqrt{\left(\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2}\right)^2 + 10^{-3} \cdot 1,75 \cdot 10^{-5}} \right) = 3,91.$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg\left(-\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2} + \sqrt{\left(\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2}\right)^2 + 10^{-4} \cdot 1,75 \cdot 10^{-5}}\right) = 4,47.$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-5} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg\left(-\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2} + \sqrt{\left(\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2}\right)^2 + 10^{-5} \cdot 1,75 \cdot 10^{-5}}\right) = 5,15.$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-6} \text{ моль/л;}$$

$$\text{pH} = -\lg\left(-\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2} + \sqrt{\left(\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{2}\right)^2 + 10^{-6} \cdot 1,75 \cdot 10^{-5}}\right) = 6,02.$$

Вже при концентрації етанової кислоти, яка дорівнює 10^{-6} моль/л, ступінь електролітичної дисоціації стає близьким до 1, виходить, можна вже робити розрахунок pH за наступною формулою

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = -\lg 10^{-6} = 6,0.$$

Діаграма $\text{pH} - C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ наведена на рисунку 22.2.

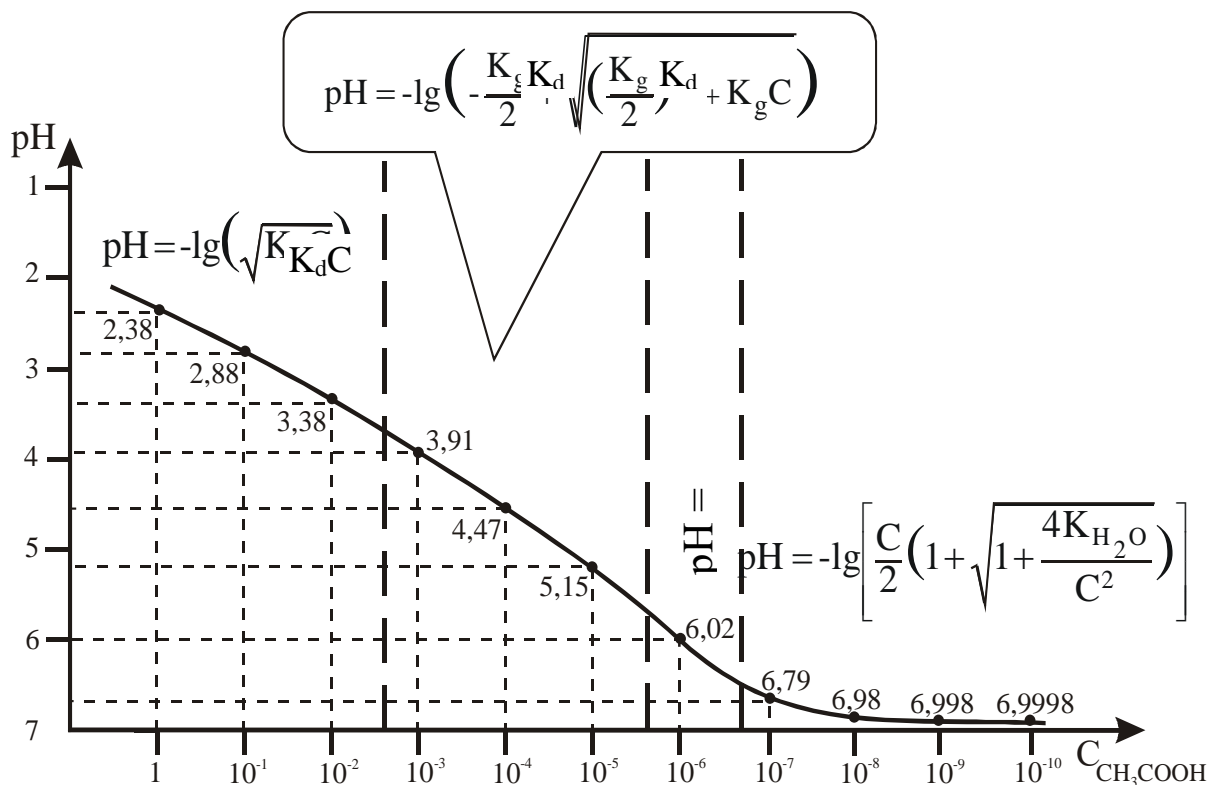


Рисунок 22.2 – Діаграма $\text{pH} - C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$

Але, як це було показано в попередньому завданні, при концентраціях кислоти 10^{-7} моль/л і нижче необхідно враховувати дисоціацію води, тоді аналогічно розчину HCl значення рН будуть наступні:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-7} \text{ моль/л; рН} = 6,79.$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-8} \text{ моль/л; рН} = 6,98.$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 10^{-9} \text{ моль/л; рН} = 6,998.$$

Завдання 3. Показати, що розчин NH_4OH і NH_4Cl , узятих в еквімолярних кількостях, є буферним розчином, рН якого практично не міняється при його розведенні, а також при додаванні до нього незначної кількості кислоти або лугу. Розрахувати рН розчину, що містить 1 моль/л NH_4Cl і 1 моль/л NH_4OH .

Розв'язання. NH_4OH – слабкий електроліт:



NH_4Cl – сильний електроліт:



Припустимо, що $\alpha = 1$, тоді $[\text{NH}_4^+] = 1$ моль/л.

$$K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,79 \cdot 10^{-5};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}}}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1 \cdot 1,79 \cdot 10^{-5}}{1} = 1,79 \cdot 10^{-5};$$

$$\text{рОН} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 1,79 \cdot 10^{-5} = 4,75;$$

$$\text{рН} = 14 - \text{рОН} = 14 - 4,75 = 9,25.$$

Припустимо, що буферний розчин NH_4OH – NH_4Cl розбавили у 2 рази, тоді:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,5 \text{ моль/л;}$$

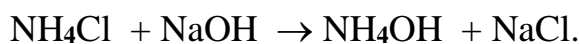
$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = 0,5 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,5 \cdot 1,79 \cdot 10^{-5}}{0,5} = 1,79 \cdot 10^{-5};$$

$$\text{рОН} = 4,75; \quad \text{рН} = 9,25.$$

При розведенні буферного розчину рН не змінюється.

Додамо в 1 л буферного розчину 10 мл 1 М розчину NaOH:



Це викличе збільшення концентрації NH_4OH на 0,01 моль/л і зменшення концентрації NH_4Cl на 0,01 моль/л. Концентрації стануть приблизно наступними:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 1,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,99 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,99 \text{ моль/л}.$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}}}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1,01 \cdot 1,79 \cdot 10^{-5}}{0,99} = 1,83 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

$$\text{pOH} = 4,74; \text{pH} = 9,26, \text{ тобто практично не змінився.}$$

Можна показати, що додавання 10 мл лугу в 1 л води змінить pH із 7 приблизно до 12.

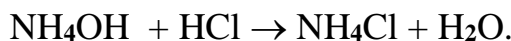
$[\text{NaOH}] = 0,01 \text{ моль/л}$ (не враховуючи збільшення об'єму при додаванні до 1 л 10 мл);

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 2; \text{pH} = 12.$$

Додамо в 1 л буферного розчину 10 мл 1 М розчину HCl

:



Це викличе збільшення концентрації NH_4Cl на 0,01 моль/л і зменшення концентрації NH_4OH на 0,01 моль/л. Концентрації стануть приблизно наступними:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,99 \text{ моль/л};$$

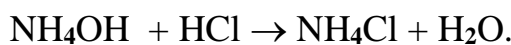
$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = 1,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,99 \cdot 1,79 \cdot 10^{-5}}{1,01} = 1,755 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 4,76; \text{pH} = 9,24, \text{ тобто практично не змінився.}$$

Завдання 4. Підібрати найбільш придатний індикатор для реакції нейтралізації NH_4OH сильною кислотою.

Розв'язання. Необхідно побудувати криву титрування, тобто встановити залежність pH від кількості кислоти, доданої для нейтралізації NH_4OH . Концентрація може бути виражена у відсотках від усієї кількості кислоти, необхідної для повної нейтралізації NH_4OH ,



Знайдемо деякі точки на кривій. Припустимо, що вихідний розчин NH_4OH 0,1 молярний і що при нейтралізації NH_4OH кислотою об'єм не міняється.

Точка 1. Вихідний розчин NH_4OH :

$$K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]};$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}} \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]} = \sqrt{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 2,87; \text{pH} = 11,13.$$

Точка 2. Додано 10 % HCl від усього кількості для повної нейтралізації, це викликає наступне:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,09 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}} \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,09}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 3,79; \text{pH} = 10,21.$$

Точка 3. Додано 20 % HCl :

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,08 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = 0,02 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,08}{0,02} = 7,16 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 4,15; \text{pH} = 9,85.$$

Точка 4. Додано 30 % HCl :

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,07 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,03 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,07}{0,03} = 4,18 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 4,38; \text{pH} = 9,62.$$

Точка 5. Додано 40 % HCl :

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,06 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,04 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,06}{0,04} = 2,685 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = 4,57; \text{pH} = 9,43.$$

Точка 6. Додано 50 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,05 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,05 \text{ моль/л}.$$

У попереднім завданні розрахунок рН буферного розчину $\text{NH}_4\text{OH}-\text{NH}_4\text{Cl}$ з еквімолярними кількостями NH_4OH і NH_4Cl дав наступний результат:

$$\text{pH} = 9,25.$$

Точка 7. Додано 60 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,04 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,06 \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 0,04}{0,06} = 1,19 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

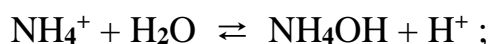
$$\text{pOH} = 4,92; \text{pH} = 9,08.$$

Точка 8. Додано 70 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,03 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,07 \text{ моль/л}.$$

У цьому випадку концентрація NH_4Cl стає високою, тому необхідно враховувати гідроліз солі NH_4Cl , утвореною сильною кислотою й слабкою основою:



$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д},\text{NH}_4\text{OH}}} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,59 \cdot 10^{-10};$$

$$K_r = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_r \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,07}{0,03} = 1,3 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 8,88.$$

Точка 9. Додано 80 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,02 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,08 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_r \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,08}{0,02} = 2,37 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 8,65.$$

Точка 10. Додано 90 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,09 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,09}{0,01} = 5,03 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 8,30.$$

Точка 11. Додано 99 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,001 \text{ моль/л};$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,099 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,099}{0,001} = 5,53 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 7,25.$$

Точка 12. Додано 100 % HCl:

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,1 \text{ моль/л};$$

$$K_r = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]};$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{H}^+];$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_r \cdot [\text{NH}_4^+]} = \sqrt{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1}} = 7,48 \cdot 10^{-6};$$

$$\text{pH} = 5,13.$$

Точка 13. Додано 101 % HCl:

$$[\text{H}^+] = 0,001 \text{ моль/л}; \text{ pH} = 3.$$

Точка 14. Додано 110 % HCl:

$$[\text{H}^+] = 0,01 \text{ моль/л}; \text{ pH} = 2.$$

Крива титрування показана на рисунку 22.3.

Еквівалентна точка нейтралізації при $\text{pH} = 5,13$.

Для того, щоб була максимальна точність при нейтралізації, необхідно підібрати такий індикатор, у якого перехід кольору відбувається при pH порядку 5.

Серед індикаторів знаходимо найбільш придатні:

- лакмус – pH інтервалу переходу кольору 5,0...8,0;
- бромтимоловий синій – pH інтервалу переходу кольору 6,0...7,6;
- метиловий червоний – pH інтервалу переходу кольору 4,4...6,2.

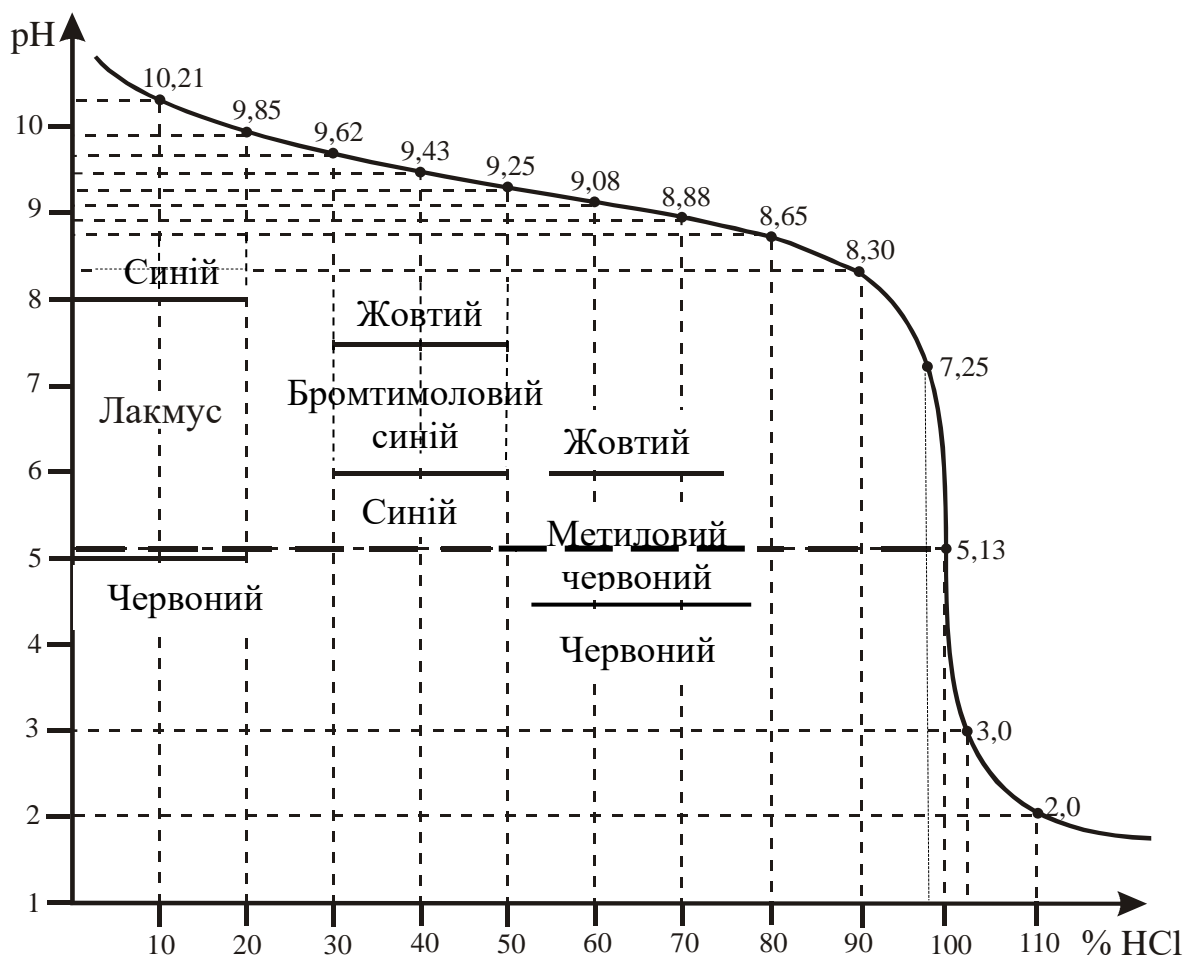


Рисунок 22.3 – Крива титрування

22.2 Добуток розчинності

Завдання 1. Змішують при 20°C 1 л насиченого розчину AgCl і 1 л 0,01 М розчину NaCl . Яка маса AgCl у розчині? Чи випадає осад AgCl ?

Розв'язання. Розчинність AgCl при 20°C дорівнює:

$$R_{\text{M,AgCl}} = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Солі є сильними електролітами. Для важкорозчинних солей всі молекули, що перейшли у розчин, дисоціюють на іони:



Концентрація іонів Ag^+ визначається за формулою

$$[\text{Ag}^+] = R_{\text{M,AgCl}} = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

При змішуванні розчинів, узятих у рівних об'ємах, їхні концентрації зменшуються у 2 рази:

$$[\text{NaCl}] = 0,005 \text{ моль/л;}$$

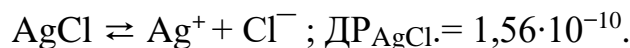
$$[\text{Cl}^-] = 0,005 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{Ag}^+] = 6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Концентрацією іонів Cl^- , утворених при дисоціації AgCl , зневажаємо через малу величину.

Умовою утворення осаду є:

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] > \text{ДР}_{\text{AgCl}}.$$



У нашому випадку

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 0,005 \cdot 6 \cdot 10^{-6} = 3 \cdot 10^{-8},$$

тобто $[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] > \text{ДР}_{\text{AgCl}}$, а саме, буде утворюватися осад AgCl .

У розчині

$$[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = \text{ДР}_{\text{AgCl}};$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{\text{ДР}_{\text{AgCl}}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,56 \cdot 10^{-10}}{5 \cdot 10^{-3}} = 3,12 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Це відповідає такій самій концентрації AgCl :

$$[\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] = 3,12 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Маса AgCl , що залишилась у розчині,

$$m_{\text{AgCl}} = [\text{AgCl}] \cdot M_{\text{AgCl}} \cdot V = 3,12 \cdot 10^{-8} \cdot 143,5 \cdot 2 = 9 \cdot 10^{-6} \text{ г.}$$

Інша ж кількість AgCl випадає в осад.

Концентрація іонів срібла, що витрачена на утворення осаду,

$$[\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] = 5,97 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

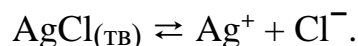
Маса AgCl , що випала в осад,

$$m_{\text{AgCl}} = [\text{AgCl}] \cdot M_{\text{AgCl}} \cdot V = 5,97 \cdot 10^{-6} \cdot 143,5 \cdot 2 = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ г.}$$

Завдання 2. До суспензії AgCl у воді додали розчин NH_4OH . Пояснити, з відповідними розрахунками, чому осад розчиняється.

Розв'язання. Умовою розчинення осаду є:

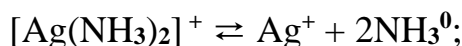
$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] < \text{ДР}_{\text{AgCl}};$$



Отже, потрібно показати, що в комплексній сполуці $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, яка утворилася, концентрація Ag^+ дуже низька:



Припустивши, що концентрація $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$ дорівнює 0,01 моль/л і що NH_4OH взято з надлишком в 1 моль/л, визначимо концентрацію іонів Ag^+ :



$$K_{\text{н}, [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 9,31 \cdot 10^{-8},$$

$$[\text{NH}_3] = 1 \text{ моль/л};$$

$$[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[\text{Ag}^+] = 9,31 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}.$$

Припущення, що концентрація $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ дорівнює 0,01 моль/л, зобов'язує прийняти таку ж концентрацію суспензії AgCl у вихідному розчині, а значить:

$$[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ моль/л}; \quad \text{ДР}_{\text{AgCl}} = 1,56 \cdot 10^{-10};$$

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 9,31 \cdot 10^{-10} \cdot 0,01 = 9,31 \cdot 10^{-12},$$

$$\text{тобто } [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] < \text{ДР}_{\text{AgCl}}.$$

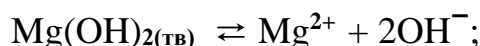
Отже, осад AgCl розчиняється в NH_4OH .

Завдання 3. Яку максимальну масу MgCl_2 можна розчинити в 100 мл буферного розчину $\text{NH}_4\text{OH}-\text{NH}_4\text{Cl}$, що містить еквімолярні кількості NH_4OH і NH_4Cl ?

Розв'язання. рН даного буферного розчину дорівнює 9,25 (див. задачу № 3 підрозділ. 22.1). Кількість магній хлориду, який розчиняється, буде обмежуватися розчинністю $\text{Mg}(\text{OH})_2$, що утвориться в слабколужному буферному розчині:

$$\text{рН} = 9,25; \quad \text{рОН} = 4,75;$$

$$[\text{OH}^-] = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$



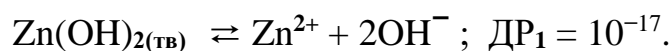
$$\text{ДР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11};$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{\text{ДР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{1,2 \cdot 10^{-11}}{(1,78 \cdot 10^{-5})^2} = 0,0375 \text{ моль/л}.$$

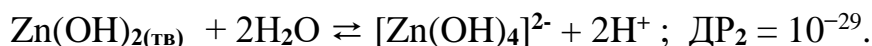
$$m_{\text{MgCl}_2} = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot V \cdot M_{\text{MgCl}_2}}{1000} = \frac{0,0375 \cdot 100 \cdot 95}{1000} = 0,356 \text{ г}.$$

Завдання 4. Розчин містить 10^{-6} моль/л іонів Zn^{2+} у кислому середовищі. рН розчину збільшують додаванням луку. Знайти значення рН₁, при якому утвориться осад $\text{Zn}(\text{OH})_2$, та рН₂, при якому він розчиняється. Передбачається, що об'єм розчину залишається практично постійним при додаванні луку з метою підвищення рН.

Розв'язання. При утворенні осаду $Zn(OH)_2$ установлюється рівновага:



При розчиненні в лузі встановлюється рівновага:



Для утворення осаду необхідно досягти добутку розчинності:

$$[Zn^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2 = 10^{-17}.$$

Звідси

$$[OH^{-}] = \sqrt{\frac{10^{-17}}{[Zn^{2+}]}} = \sqrt{\frac{10^{-17}}{10^{-6}}} = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

$$pOH = 5,5; \quad pH_1 = 8,5.$$

Для розчинення $Zn(OH)_2$ має бути також досягнута рівність:

$$[[Zn(OH)_4]^{2-}] \cdot [H^{+}]^2 = \text{ДР}_2.$$

$$[[Zn(OH)_4]^{2-}] = 10^{-6} \text{ моль/л,}$$

так як вихідна концентрація іонів Zn^{2+} дорівнює 10^{-6} моль/л.

$$[H^{+}] = \sqrt{\frac{\text{ДР}_2}{[[Zn(OH)_4]^{2-}]}} = \sqrt{\frac{10^{-29}}{10^{-6}}} = 3,16 \cdot 10^{-12}; \quad pH_2 = 11,5.$$

Підтвердженням знайдених величин є діаграма розчинності $Zn(OH)_2$ – pH (рис. 22.4), що може бути побудована після виконання розрахунків для різних концентрацій Zn^{2+} .

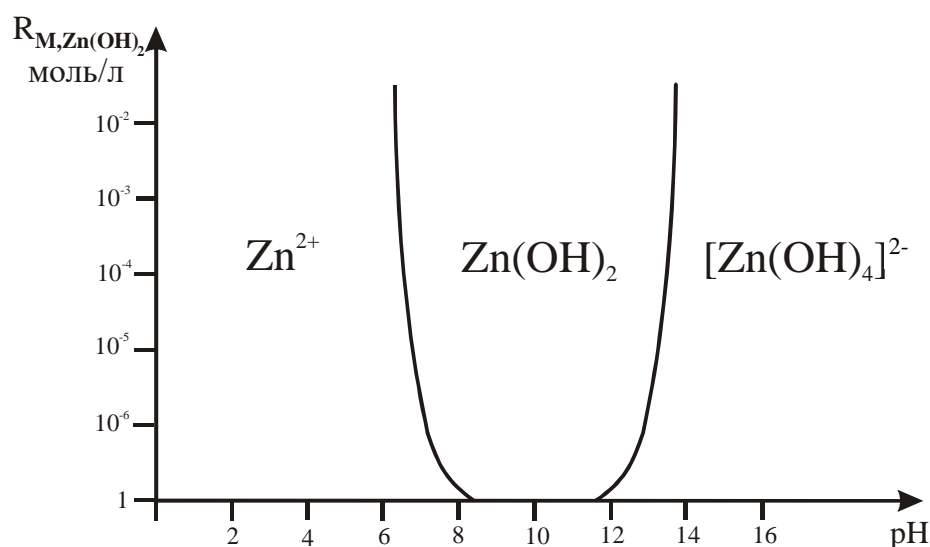


Рисунок 22.4 – Діаграма $R_{M,Zn(OH)_2}$ – pH

22.3 Окисно-відновні процеси. Корозія

Завдання 1. Побудувати діаграму $E_{\text{Ox/Red}} - \text{pH}$ води. При яких значеннях pH воду будуть окиснювати фтор і хлор? При яких значеннях pH Na буде відновлювати воду?

Розв'язання. Для води характерні два процеси:

1 Окиснення: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $E^\circ = 1,21 \text{ В}$.

$$E_1 = E^\circ + \frac{0,059}{4} \cdot \lg[\text{H}^+]^4 = E^\circ + 0,059 \lg[\text{H}^+] = 1,21 - 0,059 \text{ pH}.$$

Для різних значень pH $E_{\text{Ox/Red}}$ набувають наступних значень:

pH	0	4	10	14
$E_{\text{Ox/Red}}$	1,21	0,974	0,62	0,384

2 Відновлення: $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$; $E^\circ = 0,0 \text{ В}$.

$$E_2 = E^\circ + \frac{0,059}{2} \lg[\text{H}^+]^2 = E^\circ + 0,059 \lg[\text{H}^+] = -0,059 \text{ pH}.$$

Для різних значень pH $E_{\text{Ox/Red}}$ набувають наступних значень:

pH	0	4	10	14
$E_{\text{Ox/Red}}$	0	-0,236	-0,59	-0,826

Діаграма $E_{\text{Ox/Red}} - \text{pH}$ води показана на рисунку 22.5.

Редокс-потенціали фтору, бромю й натрію не залежать від pH, тому на діаграмі $E_{\text{Ox/Red}} - \text{pH}$ зображені горизонтальними лініями.

При всіх значеннях pH редокс-потенціал фтору вище редокс-потенціалу води при її окисненні, тому фтор окиснює воду при будь-яких значеннях pH.

Для бромю редокс-потенціал вище редокс-потенціалу води при $\text{pH} > 3,5$, тому бром може окиснювати воду тільки при $\text{pH} > 3,5$.

Натрій має редокс-потенціал набагато нижче, ніж редокс-потенціал води при її відновленні, тому натрій відновлює воду при будь-яких значеннях pH.

Завдання 2. Цинк занурений у розчин з концентрацією іонів Zn^{2+} , яка дорівнює 10^{-6} моль/л. Побудувати діаграму $E_{\text{Ox/Red}} - \text{pH}$. Указати, при яких значеннях pH цинк найбільш підлягає корозії.

Розв'язання. У завданні № 4 (підрозділ 22.2) визначено інтервали pH різних форм сполук цинку.

При $\text{pH} \leq 8,5$ у розчині перебувають іони Zn^{2+} , а при $\text{pH} \geq 11,5$ – іони $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

При $\text{pH} \leq 8,5$ існує наступна рівновага:

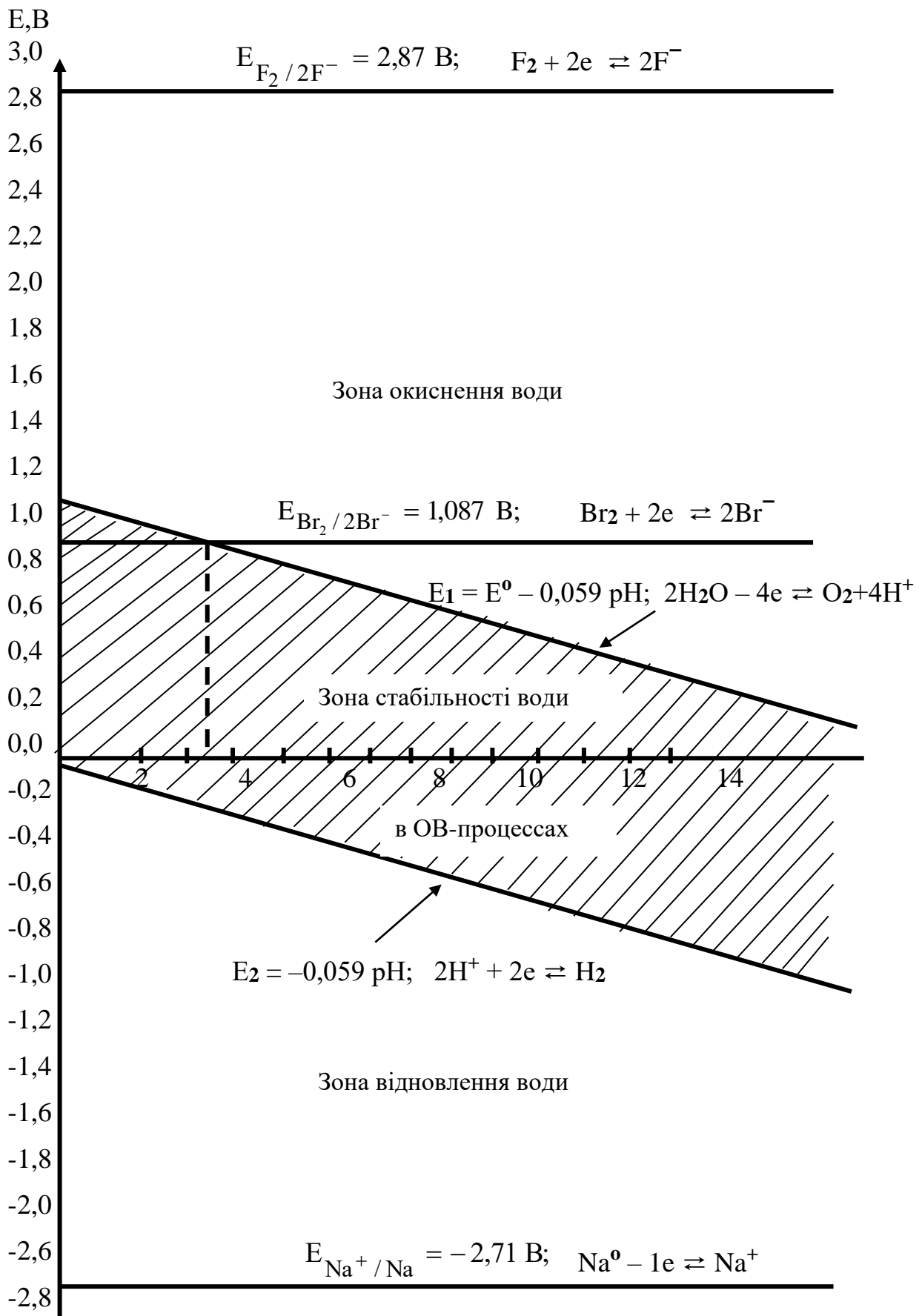


Рисунок 22.5 – Діаграма $E_{Ox/Red}$ -pH для води



$$E_1 = E^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[\text{Zn}^{2+}];$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

$$E_1 = -0,76 - \frac{0,059}{2} \cdot 6 = -0,94 \text{ В.}$$

При $\text{pH} \leq 8,5$ редокс-потенціал цинку не залежить від рН.

При $11,5 \geq \text{pH} \geq 8,5$ існує наступна рівновага:



$$E_2 = E^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[\text{Zn}^{2+}].$$

Концентрація іонів Zn^{2+} знаходиться з вираження добутку розчинності:

$$D_{\text{P}_{\text{Zn}(\text{OH})_2}} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2;$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]}; \quad D_{\text{P}_{\text{Zn}(\text{OH})_2}} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}^2}{[\text{H}^+]^2};$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{D_{\text{P}_{\text{Zn}(\text{OH})_2}} \cdot [\text{H}^+]^2}{K_{\text{H}_2\text{O}}^2} = \frac{10^{-17} \cdot [\text{H}^+]^2}{10^{-28}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{10^{-11}};$$

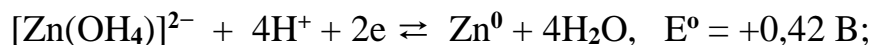
$$E_2 = E^0 + \frac{0,059}{2} \lg\left(\frac{[\text{H}^+]^2}{10^{-11}}\right); \quad E_2 = E^0 + \frac{0,059}{2} (-2\text{pH} + 11);$$

$$E_2 = -0,44 - 0,059 \text{ рН.}$$

Визначаємо значення редокс-потенціалу для різних значень рН:

$$\text{pH} = 8,5 \rightarrow E_2 = -0,94 \text{ В;} \quad \text{pH} = 11,5 \rightarrow E_2 = -1,1185 \text{ В.}$$

При $\text{pH} \geq 11,5$ концентрація іонів $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ не змінюється й дорівнює 10^{-6} моль/л, при цьому існує наступна рівновага:



$$E_3 = E^0 + \frac{0,059}{2} \lg([\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \cdot [\text{H}^+]^4);$$

$$E_3 = E^0 - 0,18 - 0,118 \text{ рН;} \quad E_3 = +0,24 - 0,118 \text{ рН.}$$

Визначаємо значення редокс-потенціалу для різних значень рН:

$$\text{pH} = 11,5 \rightarrow E_3 = +0,24 - 0,118 \cdot 11,5 = -1,1185 \text{ В;}$$

$$\text{pH} = 14 \rightarrow E_3 = +0,24 - 0,118 \cdot 14 = -1,412 \text{ В.}$$

Побудуємо діаграму $E_{Ox/Red}$ -pH для цинку (рис. 22.6). З побудованої діаграми $E_{Ox/Red}$ -pH для цинку, а також процесу відновлення води видно, що, якщо помістити Zn у водний розчин при будь-якому значенні pH, метал піддається окисненню.

При $pH \leq 8,5$ цинк переходить у розчин у вигляді катіонів Zn^{2+} , при $pH \geq 11,5$ цинк переходить у розчин у вигляді аніонів $[Zn(OH)_4]^{2-}$, у всіх випадках перебігає інтенсивна корозія цинку. При $11,5 \geq pH \geq 8,5$ швидкість корозії мала за рахунок утворення нерозчинної плівки $Zn(OH)_2$, що пасивує цинк.

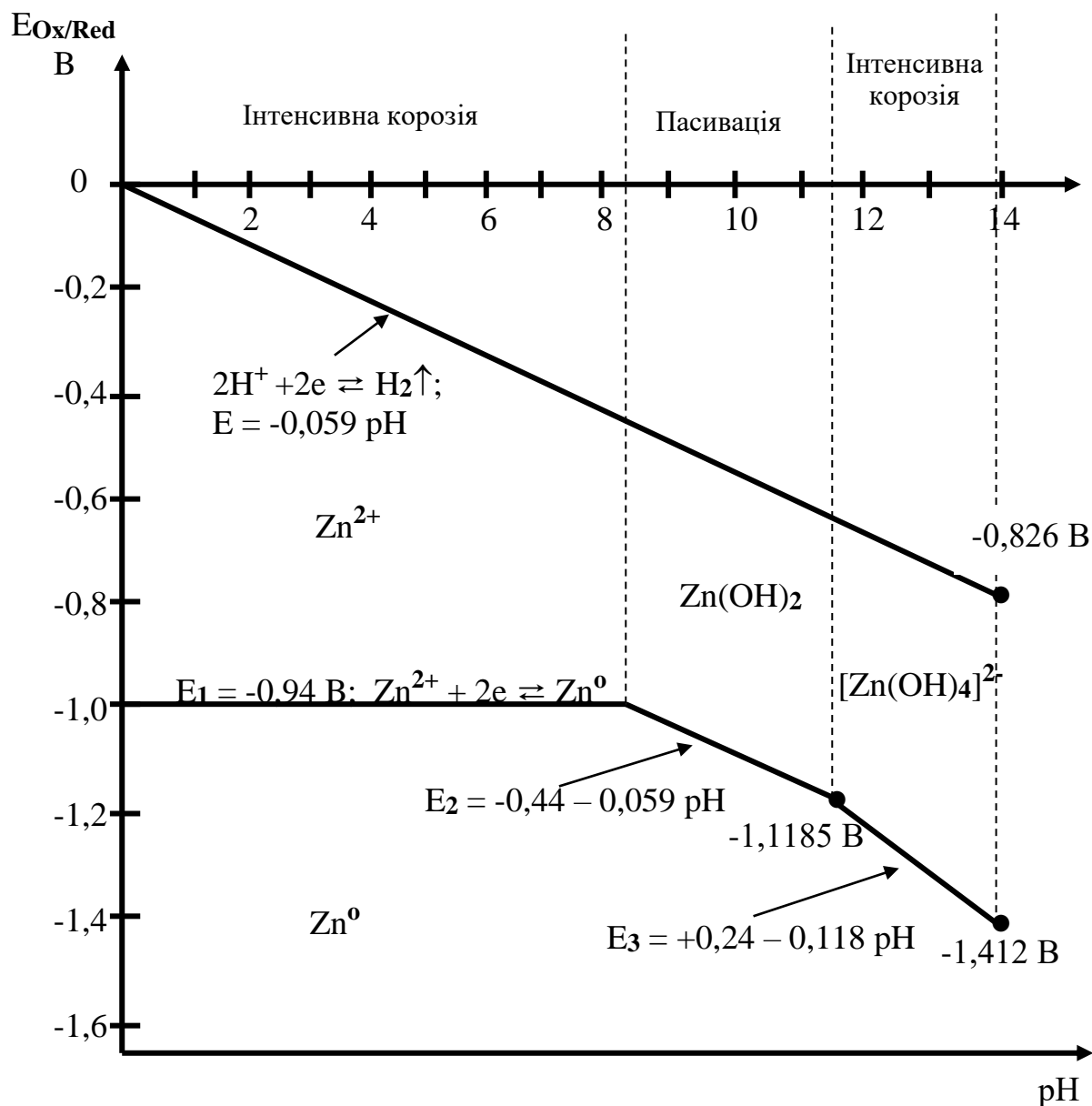


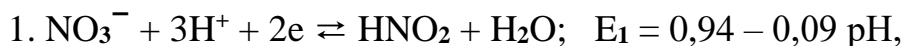
Рисунок 22.6 – Діаграма $E_{Ox/Red}$ -pH для цинку

Завдання 3. Для наступних напівреакцій:

- 1 $NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O, \quad E^0 = 0,94$ В;
- 2 $HNO_2 + H^+ + e \rightleftharpoons NO + H_2O, \quad E^0 = 0,99$ В

побудувати діаграму $E_{Ox/Red}$ -рН. Показати, що в кислому середовищі нітратна кислота диспропорціонує. Показати, що вище певного значення рН (якого?) при звичайній температурі реакція диспропорціонування практично не можлива.

Розв'язання. Для обох напівреакцій на діаграмі (рис. 22.7) проводимо прямі $E_{Ox/Red}$ -рН, рівняння яких наступні:



враховуючи, що $[\text{NO}_3^-] = 1$ моль/л і $[\text{HNO}_2] = 1$ моль/л.



враховуючи, що $[\text{HNO}_2] = 1$ моль/л.

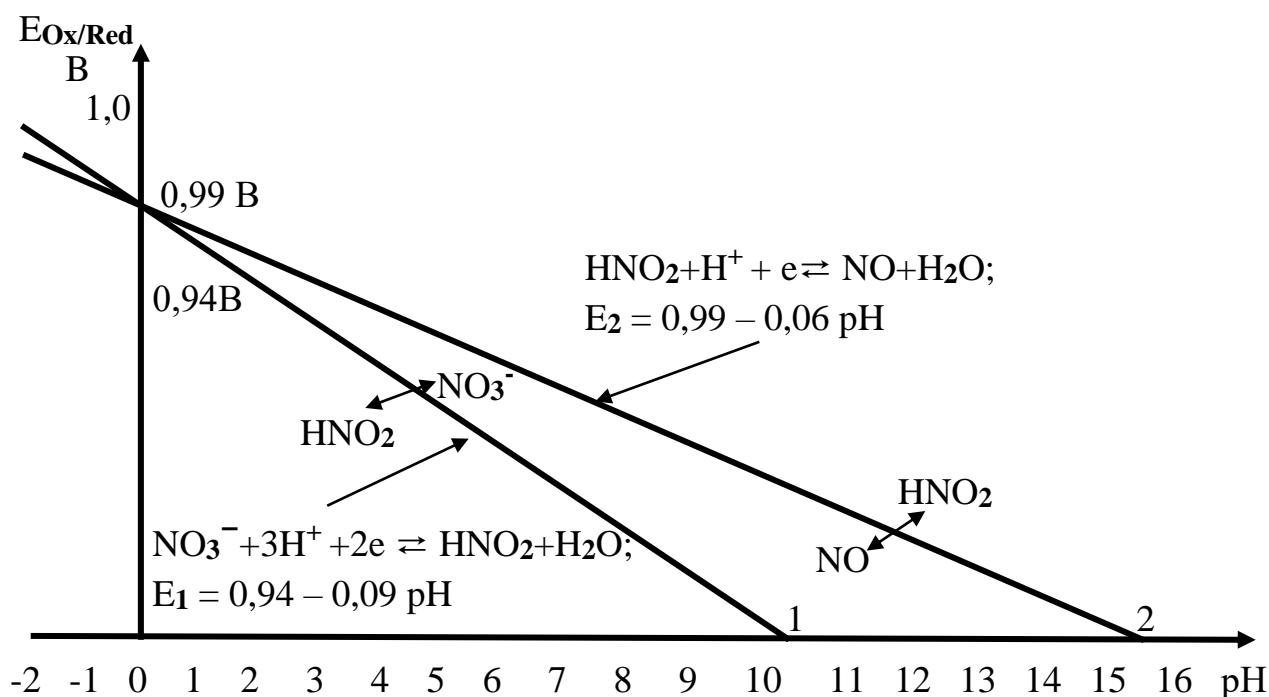


Рисунок 22.7 – Діаграма $E_{Ox/Red}$ -рН сполук нітрогену

Вище прямої 1 є окислена форма NO_3^- першої системи, нижче прямої 1 – її відновлена форма HNO_2 .

Вище прямої 2 є окислена форма HNO_2 другої системи, а нижче прямої 2 – її відновлена форма NO .

На діаграмі (рис. 22.8) видно, що єдиною областю існування HNO_2 є область між прямими 1 і 2 при $\text{рН} < -1,66$. Слід зазначити, що значення рН нижче -1,66 не існують.

При $\text{рН} > -1,66$ NO_3^- відновлюється безпосередньо в NO , тому цей процес виражається третьою напівреакцією:

3. $\text{NO}_3^- + 3e + 4\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 у якій залежність $E_{\text{Ox/Red}}$ від рН виражається рівнянням:

$$E_3 = 0,96 - 0,08 \text{ рН.}$$

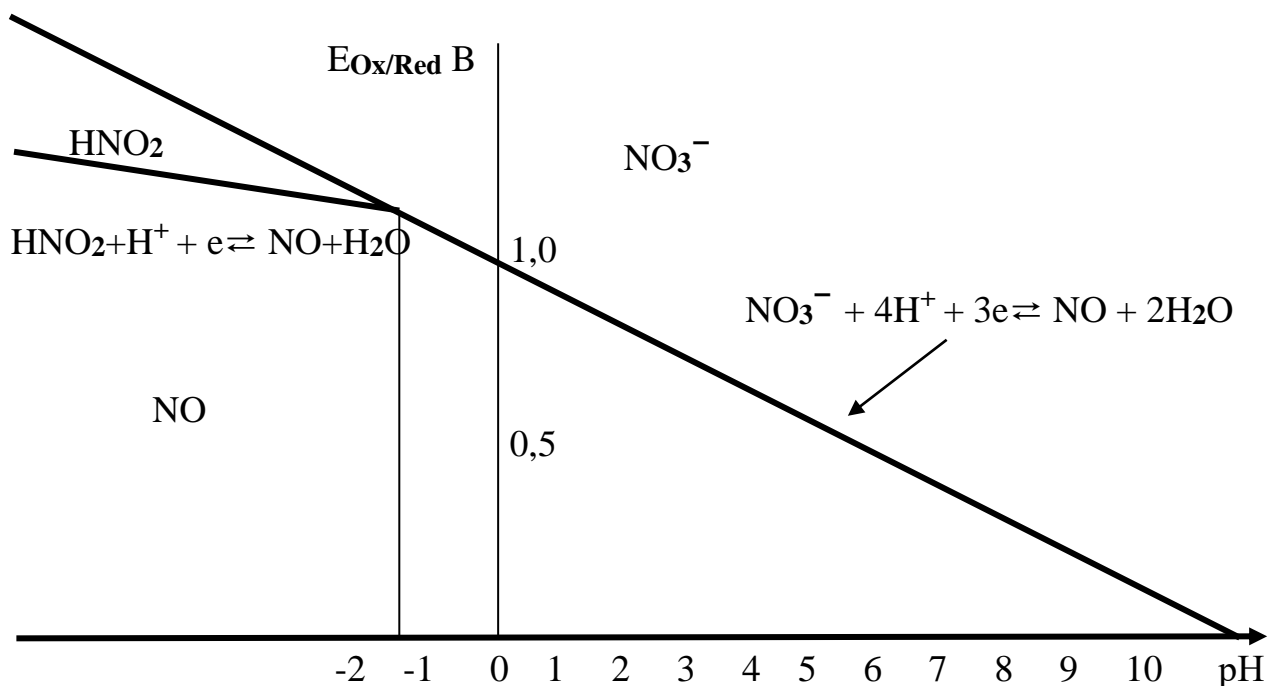
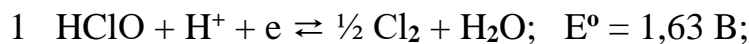


Рисунок 22.8 – Діаграма $E_{\text{Ox/Red}}$ -рН сполук нітрогену

Завдання 4. Відповідно до нижченаведеної (рис. 22.9) діаграми $E_{\text{Ox/Red}}$ -рН для хлору у воді (при звичайних температурах, концентраціях всіх речовин, що беруть участь, яка дорівнює 1 моль/л, і тиску газу, який дорівнює 10125 Па) знайти рівняння кожної прямої й відповідні для кожної прямої напівреакції. Пояснити, чому прямі лімітовані певними сегментами.

Розв'язання. Розглянемо послідовно наступні напівреакції:



$$E_1 = E^\circ + 0,06 \lg [\text{HCl}] [\text{H}^+]; E_1 = 1,63 - 0,06 \text{ рН.}$$



$$E_2 = 1,36 + 0,06 \lg \frac{1}{[\text{Cl}^-]^2}; E_2 = 1,36 \text{ В, не залежить від рН.}$$

Прямі 1 і 2 (рис. 22.9) перетнуться при $1,63 - 0,06 \text{ рН} = 1,36$, звідси $\text{рН} = 4,5$.

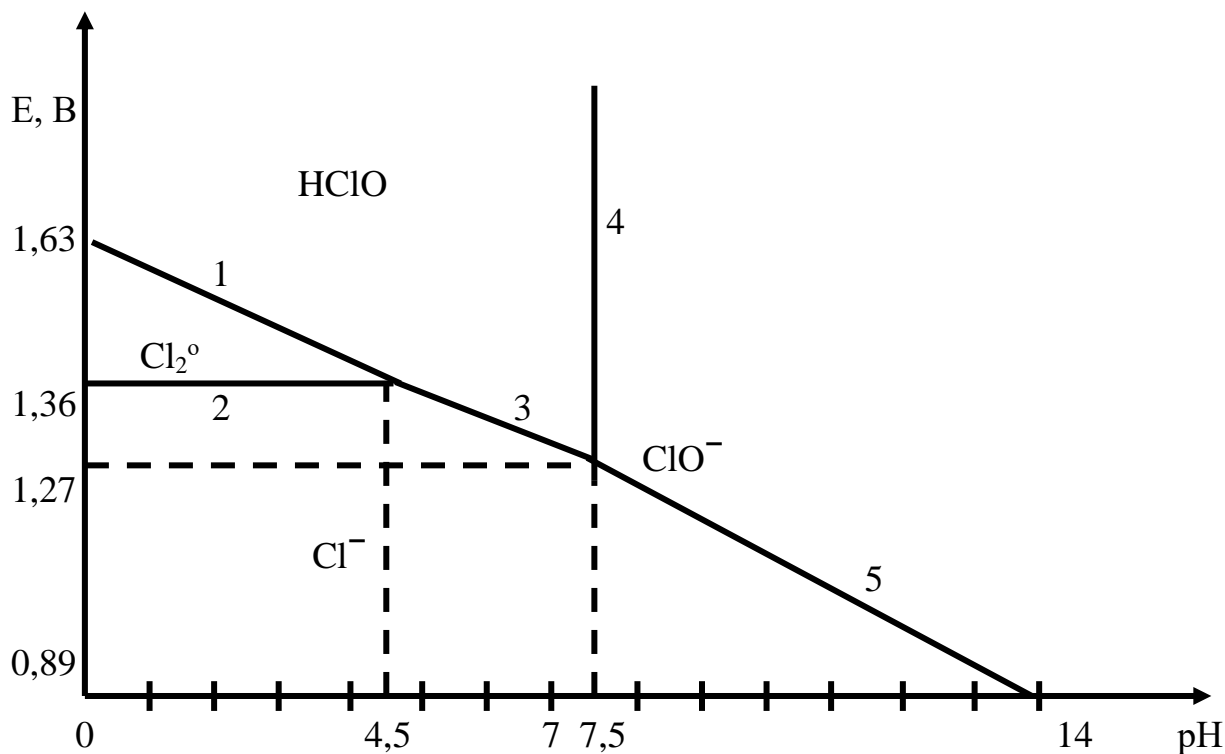
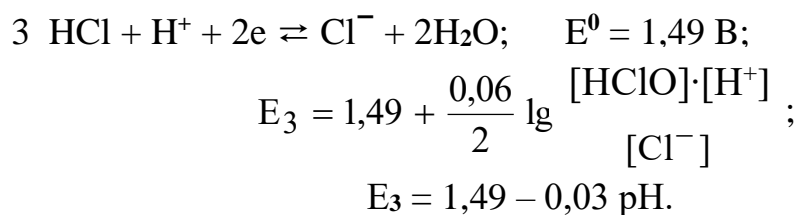


Рисунок 22.9 – Діаграма $E_{Ox/Red-pH}$ для хлору у воді

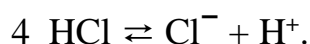
При $pH > 4,5$ рівновага 1 не існує, тому що хлор не може існувати в розчині, він піддається диспропорціонуванню:



Третя рівновага дає прямий перехід від $HClO$ до Cl^- :



Пряма, що виражає третю рівновагу, лімітована відрізком, тому що HCl існує лише до $pH = 7,5$ (при $pH = 7,5$ концентрації $HClO$ і ClO^- стають рівними).

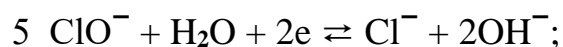


Ця рівновага дисоціації кислоти не залежить від редокс-потенціалу, тому вона зображена відрізком прямої, паралельним вісі ординат: $pH = 7,5$.

Перетинання прямих 4 і 3 дає точку, потенціал якої

$$E = 1,49 - 0,03 \cdot 7,5 = 1,265 \text{ В.}$$

При $\text{pH} > 7,5$ існує рівновага 5:



$$E_5 = 0,89 \text{ В при } \text{pH} = 14.$$

$$\begin{aligned} E_5 &= E^0 + \frac{0,06}{2} \lg \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{Cl}^-] \cdot [\text{OH}^-]^2} = E^0 + \frac{0,06}{2} \lg \frac{[\text{H}^+]^2}{(10^{-14})^2} = \\ &= E^0 - 0,06 \text{ pH} + 0,84; E^0 + 0,84 = E^{0*}. \end{aligned}$$

$$E_5 = E^{0*} - 0,06 \text{ pH.}$$

E^{0*} визначаємо, знаючи, що $E_5 = 0,89 \text{ В}$ при $\text{pH} = 14$:

$$E^{0*} = E_5 + 0,06 \cdot 14 = 0,89 + 0,84 = 1,73;$$

$$E_5 = 1,73 - 0,06 \text{ pH.}$$

Усі ці прямі, що виражають відповідні рівноваги, лімітовані відрізками, тому що при певних значеннях pH один зі складових компонентів рівноваги не може існувати.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1 Гомонай В. І. Загальна та неорганічна хімія / Гомонай В. І., Мільович С. С. – Вінниця : Нова книга, 2016. – 442 с.

2 Авдеєнко А. П. Хімія і неорганічна хімія (у двох частинах) : посібник-довідник до лекційних курсів «Хімія» і «Неорганічна хімія» / Авдеєнко А. П. – Київ : ІСДО, 1993. – Ч. І. – 235 с.

3 Поляков О. Є. Посібник-довідник до лекційних курсів «Хімія» і «Неорганічна хімія» / Поляков О. Є. – Київ : ІСДО, 1994. – Ч. 2. – 172 с.

Додаток А
Терміни, умовні позначки

Таблиця А.1

Термін	Літерне позначення	Одиниці виміру, що використовуються у хімії
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>1 Основні поняття й закони хімії. Розрахунки за хімічною формулою, за рівнянням хімічної реакції, за газовими законами</i>		
Абсолютна маса хімічного елемента або молекули речовини X	$m(x)$	кг, г
Атомна одиниця маси	а.о.м.	кг, г
Валентність елемента X	V_x	-
Вихід за реакцією: теоретичний практичний	R_p $R_{p, \text{теор}}$ $R_{p, \text{пр}}$	частка одиниці, %
Газова стала	R	Дж/(моль·К), атм·л/(моль·К), мм рт.ст.·мл/(моль·К)
Тиск	p	Па, атм, мм рт.ст.
Маса речовини X	m	кг, г, мг
Молярна маса речовини X	M_x	кг/моль, г/моль
Молярний об'єм	V_M	м ³ /моль, л/моль
Відносна атомна маса елемента X	$A_{r,x}$	-
Відносна молекулярна маса молекули речовини X	$M_{r,x}$	-
Відносна густина газу X за газом B	D^x_B	-
Об'єм	V	м ³ , л, мл
Густина	ρ	кг/м ³ , г/л, г/см ³ , г/мл
Швидкість світла	c	км/с, м/с
Вміст елемента X у хімічній сполуці	$\omega_x(\% x)$	частка одиниці, %
Температура за шкалою Цельсія	t °C	°C
Температура за шкалою Кельвіна (абсолютна температура)	T	K
Число Авогадро	N_A	моль ⁻¹
Кількість: молекул речовини X атомів елемента X	$n_{\text{мол},x}$	-
	$n_{\text{ат},x}$	-
Кількість молей (кількість молярних мас) речовини X	$n_{M,x} (v_x)$	моль

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Кількість еквівалентів (кількість еквівалентних мас) речовини X	n_{E_x}	моль
Еквівалентна маса речовини X або елемента X	E_x	кг/моль, г/моль
Енергія	E	Дж(кДж), кал(ккал), еВ
Додаткова інформація до хімічного елемента X: а - заряд ядра (кількість протонів); в - масове число (сума протонів і нейтронів); с - заряд часток (може набувати значення n^+ , 0, n^-); d - індекс, кількість атомів у молекулі; е - ступінь окиснення (може набувати значення $+n$, 0, $-n$)	${}_a^v X_d^e$	- - - - -
Загальна формула хімічної сполуки: В,С,D - символи хімічних елементів; і, j, k - індекси	$B_i C_j D_k$	- -
Загальне вираження рівняння хімічної реакції: А,В,С,D - формули хімічних сполук (А,В - вихідні речовини або реактиви; С,D - продукти реакції); а, b, с, d - стехіометричні коефіцієнти (кількість молекул речовини у рівнянні реакції)	$aA + bB \rightarrow cC + dD$	- -
2 Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок		
Боровський радіус орбіти	$a_0(r_1)$	м, нм, Å
Хвильове число	σ	m^{-1} , cm^{-1}
Гібридна атомна орбіталь	q	-
Дипольний момент (електричний момент диполя)	μ	Кл·м, D
Довжина хвилі електромагнітних коливань	λ	м, см, мк, Å
Довжина диполя	l_μ	м, нм, Å
Довжина зв'язків X-Y	l_{X-Y}	м, нм, Å

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Заряд	q	Кл, од.зар. CGSE, е.е.з
Заряд електрона	q _e	Кл, од.зар. CGSE
Іонізаційний потенціал елемента X	E _{i,X}	еВ
Квантові числа:		
головне	n	-
орбітальне (азимутальне)	l	-
магнітне	m _l	-
спінове	m _s	-
Ковалентний радіус атома X	r _{a,X}	м, нм, Å
Кількість руху, імпульс	P	кг·м/с, г·см/с
Константа Ридберга	R _∞	м ⁻¹ , см ⁻¹
Координаційне число	К.Ч.	-
Кратність зв'язку	K _{зв}	-
Константа Планка	h	Дж·с
Максимальне число електронів на енергетичному рівні	Σ _{max,e}	-
Період коливань	T	с
Швидкість	V	м/с, км/с
Типи атомних орбіталей	s, p, d, f	-
Типи молекулярних орбіталей	σ, π, δ	-
Фундаментальні елементарні частки:		
нейтрон	n	-
протон	p	-
електрон	e	-
Частота електромагнітних коливань	ν	с ⁻¹
Електронегативність елемента X	EN _X	-
Енергія іонізації елемента X	E _{i,X}	кДж/моль, ккал/моль
Енергія зв'язку X-B	E _{X-B}	кДж/моль, ккал/моль
Енергія спорідненості до електрона елемента X	E _{сп,X}	кДж/моль, ккал/моль
Ефективний заряд	δ	е.е.з.
3 Термохімія. Термодинаміка. Хімічна кінетика й рівновага		
Внутрішня енергія	U	кДж, ккал
Зміна внутрішньої енергії	ΔU	кДж, ккал
Ізобарно-ізотермічний потенціал (енергія Гіббса)	G	кДж, ккал

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Енергія Гіббса утворення речовини X	ΔG_X	кДж/моль, ккал/моль
Стандартна енергія Гіббса утворення речовини X	$\Delta G^0_{298,X}$	кДж/моль, ккал/моль
Енергія Гіббса реакції	ΔG_P	кДж, ккал
Стандартна енергія Гіббса реакції	$\Delta G^0_{298,P}$	кДж, ккал
Константи рівноваги: при постійному об'ємі (для рівноважних концентрацій) при постійному тиску (для рівноважних парціальних тисків)	K K _C K _P	- - -
Константа швидкості реакції: прямої зворотної	k k _{пр} k _{зв}	- - -
Робота	A	кДж, ккал
Швидкість реакції	v	моль/л·с
Температурний коефіцієнт швидкості реакції	γ	-
Енергія активації	E _{акт}	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія	H	кДж, ккал
Ентальпія утворення речовини X	ΔH_X	кДж/моль, ккал/моль
Стандартна ентальпія утворення речовини X	$H^0_{298,X}$	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія згоряння речовини X	$H_{зг,X}$	кДж/моль, ккал/моль
Стандартна ентальпія згоряння речовини X	$H^0_{298,зг,X}$	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія хімічної реакції	ΔH_P	кДж, ккал
Стандартна ентальпія хімічної реакції	$\Delta H^0_{298,P}$	кДж, ккал
Термохімічна теплота реакції	Q	кДж, ккал
Термодинамічна теплота реакції в: ізобарному процесі ізохорному процесі	q q _p q _v	кДж, ккал кДж, ккал кДж, ккал
Ентропія	S	Дж/К, кал/К
Ентропія речовини X	S _X	Дж/(моль·К), кал/(моль·К)

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Стандартна ентропія речовини X	$S^0_{298,X}$	Дж/(моль·К), кал/(моль·К)
Ентропія хімічної реакції	$S^0_{298,P}$	Дж/К, кал/К
4 Розчини неелектролітів		
Кріоскопічна стала	$K_{кр}$	-
Маса розчиненої речовини	$m_{речовина}$	кг, г
Маса розчинника	$m_{розчинник}$	кг, г
Маса розчину	$m_{розчин}$	кг, г
Моляльна концентрація речовини X (У моляльний розчин = Уm розчин)	$C_{m,X}$	моль/1000 г роз- чинника
Мольна частка речовини X	N_X	частка одиниці
Молярна концентрація речовини X (У молярний розчин = Уm розчин)	C_X або [X]	моль/л
Нормальна концентрація речовини X	$C_{н,X}$	моль/л
Осмотичний тиск	$p_{осм}$	Па, атм, мм рт.ст.
Відсоткова концентрація речовини X або масова частка речовини X (У процентний розчин = У% розчин)	$C \%$	%
Розмір дисперсних часток	a	см, мм, Å
Розчинність речовини X у грамах на 100 г розчинника при температурі t°C	$R_X^{t^\circ C}$	г/100 г розчинника
Розчинність речовини X у грамах в 1 л розчину	$R_{m,X}$	г/л
Розчинність речовини X у молях в 1 л розчину	$R_{M,X}$	моль/л
Ступінь дисперсності	D	m^{-1}, cm^{-1}
Титр розчину	T	г/мл
Ентальпія розчинення	$\Delta H_{розч}$	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія кристалічної решітки	$\Delta H_{реш}$	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія сольватації	$\Delta H_{сольв}$	кДж/моль, ккал/моль
Ентальпія гідратації	$\Delta H_{гідр}$	кДж/моль, ккал/моль
Ебуліоскопічна стала	$K_{еб}$	-
5 Розчини електролітів. рН. Гідроліз солей. Добуток розчинності		
Активність (активна концентрація)	a	моль/л
Водневий показник	pH	-

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Гідроксильний показник	pOH	-
Ізотонічний коефіцієнт	i	-
Іонний добуток води	K_{H_2O}	-
Константа гідролізу речовини X	$K_{h,X}$	-
Константа дисоціації речовини X	$K_{д,X}$	-
Константа нестійкості комплексної сполуки X	$K_{нест,X}$	-
Коефіцієнт активності	f	-
Добуток розчинності речовини X	DP_X	-
Ступінь гідролізу	h	частка одиниці, %
Ступінь дисоціації	α	частка одиниці, %
Загальний вид рівняння електролітичної дисоціації: K^{j+} - катіон; A^{i-} - аніон	$K_i A_j \rightleftharpoons i K^{j+} + j A^{i-}$	-
Загальний вид рівноваги насичених розчинів малорозчинних речовин	$K_i A_j \rightleftharpoons i K^{j+} + j A^{i-}$ осад розчин	-
6 Окиснення-відновлення. Гальванічні елементи. Електроліз. Корозія		
Відновлена форма речовини	Red	-
Окиснена форма речовини	Ox	-
Час	τ	с, хв, год
Вихід за струмом	R_i	%, частка одиниці
Деполаризатор	D	-
Константа Фарадея	F	Кл/моль
Напруга розкладання:	$U_{розкл}$	В
теоретична	$U_{розкл,теор}$	В
реальна, практична	$U_{розкл,практ}$	В
Перенапруга виділення речовини X на електроді з матеріалу В	η_X^B	В
Потенціал розкладання на катоді:	$E_{розкл.теор}^K$	В
теоретичний		
реальний, практичний	$E_{розкл.практ}^K$	В

Продовження таблиці А.1

1	2	3
Потенціал розкладання на аноді: теоретичний реальний, практичний	$E_{\text{розкл.теор}}^A$ $E_{\text{розкл.практ}}^A$	В В
Сила струму	I	А
Ступінь окиснення	СО	-
Число електронів, що беруть участь в електродній реакції	n	-
Електродний потенціал (редокс-потенціал) гальванічної пари Ох/Red	$E_{\text{Ox/Red}}$	В
Стандартний електродний потенціал (редокс-потенціал) гальванічної пари Ох/Red	$E^0_{\text{Ox/Red}}$	В
Електрорушійна сила	EPC	В
Загальна форма запису електродної (редокс-) напівреакції	$\text{Ox} + ne \rightleftharpoons \text{Red}$	-
Загальна форма запису гальванічного елемента й електродних процесів, що відбуваються, на аноді й на катоді	\ominus \oplus $\text{Red}_1/\text{Ox}_1//\text{Ox}_2/\text{Red}_2$ (A) $\text{Red}_1 - ne \rightarrow \text{Ox}_1$ (K) $\text{Ox}_2 + ne \rightarrow \text{Red}_2$	-
Загальна форма запису електродних процесів при електрохімічній корозії: Me - метал D - деполяризатор	(A) $\text{Me}^0 - ne \rightarrow \text{Me}^{n+}$ (K) $\text{D} + ne \rightarrow \text{D}^{n-}$	-

Додаток Б
Числові значення деяких констант

Таблиця Б.1

Константа	Позначення	Числове значення
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
Абсолютна температура плавлення льоду	$T_{\text{пл, H}_2\text{O}}$	273,15 К
Атомна одиниця маси	а.о.м.	1 а.о.м = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг
Боровський радіус	a_0	$5,29167 \cdot 10^{-11}$ м (0,53 Å)
Заряд електрона	q_e	$1,6021 \cdot 10^{-19}$ Кл
Іонний добуток води при 20° С	$K_{\text{H}_2\text{O}}$	10^{-14}
Константа дисоціації води при 20°С	$K_{\text{д, H}_2\text{O}}$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Константа Планка	h	$6,6256 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Константа Ридбергера	R_∞	$1,097373 \cdot 10^7$ м ⁻¹
Константа Фарадея	F	96486,7 Кл·моль ⁻¹
Маса спокою електрона	m_e	$9,1096 \cdot 10^{-31}$ кг $5,48593 \cdot 10^{-4}$ а.о.м.
Молярний об'єм при нормальних умовах	V_M	$22,4135$ л·моль ⁻¹ = $22,4135 \cdot 10^{-3}$ м ³ ·моль ⁻¹
Швидкість світла у вакуумі	c	$2,9979 \cdot 10^8$ м·с ⁻¹
Універсальна газова постійна	R	$8,31434$ Дж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹
Число Авогадро	N_A	$6,022169 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹

Додаток В
Переклад одиниць різних систем в одиниці СІ

$$1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт.ст.} = 101325 \text{ Па}$$

$$1 \text{ еВ (електрон-вольт)} = 23,6 \text{ ккал} \cdot \text{моль}^{-1} = 96,483 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$$1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}; \quad 1 \text{ кДж} = 0,239 \text{ ккал}$$

$$1 \text{ Кл} = 3 \cdot 10^{11} \text{ ел.ст.од. CGSE}; \quad 1 \text{ е.е.з} = 1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

$$1 \text{ Д (дебай)} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

$$1 \text{ м} = 10^{10} \text{ \AA}$$

Додаток Г
Перетворення деяких кратних і дільних одиниць

$$1 \text{ м} = 10^{-3} \text{ км} = 10^2 \text{ см} = 10^3 \text{ мм} = 10^6 \text{ мкм} = 10^9 \text{ нм} = 10^{12} \text{ пм}$$

$$1 \text{ кг} = 10^{-3} \text{ т} = 10^3 \text{ г} = 10^6 \text{ мг} = 10^9 \text{ мкг}$$

$$1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ дм}^3 (10^3 \text{ л}) = 10^6 \text{ см}^3 (10^6 \text{ мл})$$

Додаток Д
Грецький алфавіт

Αα – альфа,	Ββ – бета,	Γγ – гама,	Δδ – дельта,	Εε – епсилон,
Ζζ – дзета,	Ηη – ета,	Θθ – тета,	Ιι – йота,	Κκ – каппа,
Λλ – лямбда,	Μμ – мю,	Νν – ню,	Ξξ – ксі,	Οο – омікрон,
Ππ – пі,	Ρρ – ро,	Σσ – сигма,	Ττ – тау,	Υυ – іпсилон,
Φφ – фі,	Χχ – хі,	Ψψ – пси,	Ωω – омега	

Додаток Е

Таблиця розчинності деяких солей і основ

Таблиця Е.1

Аніон	Катіон									
	NH ⁴⁺	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	-	Н	-
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н
SiO ₃ ²⁻	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р

Продовження таблиці Е.1

Аніон	Катіон								
	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
1	12	13	14	15	16	17	18	19	20
OH ⁻	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	-	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	-	-	-	Н	-	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р

Примітка. Використано наступні умовні позначки: Р – розчинний; М – малорозчинний; Н – нерозчинний; - – не існує або розкладається водою.

Навчальне видання

**АВДЄЄНКО АНАТОЛІЙ ПЕТРОВИЧ,
ЮСІНА ГАННА ЛЕОНІДІВНА**

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Збірник задач

для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня
за ОПП «Хімія харчових продуктів»

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання

Н. Апухтіна

23/2024. Формат 60 × 84/16. Ум. друк. арк. 14,38.
Обл.-вид. арк. 13,45. Тираж 100 пр. Зам. № 16.

Видавець і виготівник
Донбаська державна машинобудівна академія
84313, м. Краматорськ, вул. Академічна, 72.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
ДК №1633 від 24.12.2003