НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних і самостійних робіт
з дисципліни «Біонеорганічна хімія»
для студентів ОКР «Бакалавр» факультету «Ветеринарної медицини»
спеціальності 211 – «Ветеринарна медицина»

2019

УДК 546 (07)

Наведений теоретичний матеріал і завдання щодо виконання лабораторних і самостійних робіт для студентів ОКР «Бакалавр» за спеціальністю «Ветеринарна медицина» скороченого терміну навчання.

Методичні рекомендації містять лабораторні роботи до кожної тем необхідний набір контрольних запитань, згідно програми дисципліни "Біонеорганічна хімія" для вищих навчальних закладів за напрямом підготовки бакалаврів, для успішного виконання лабораторних робіт і засвоєння вивченого матеріалу.

Рекомендовано вченою радою агробіологічного факультету, протокол № __ від_______2019 р.

Автори: Панчук Т.К., Лаврик Р.В., Галімова В.М.

Рецензенти:
д.х.н., професор Максін В.І. (НУБіП України)
д.т.н., доцент Ковшун Л.О. (НУБіП України)

Навчальне видання

Методичні рекомендації до виконання лабораторних і самостійних робіт з дисципліни «Біонеорганічна хімія» для студентів ОКР «Бакалавр» факультету «Ветеринарної медицини» спеціальності 211 – «Ветеринарна медицина».

Укладачі: Панчук Т.К.,
Лаврик Р.В.,
Галімова В.М.

Під редагуванням Панчук Т.К.

Підписано до друку
Ум. друк. арк.- *11,7*
Тираж *50 пр.*

Формат 60×84 1/16
Обл. друк. арк. .
Зам. № _____

ЗМІСТ

ЗАВДАННЯ КУРСУ БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ……..…..……4

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ ……..…..……...……...5

Ключова таблиця до виконання контрольних завдань самостійної роботи……...…….……..……..8

1. Класи неорганічних сполук…….……..….9

Лабораторна робота №1. Класифікація неорганічних сполук ……..……31

2. Будова атома.……..……50

3. Періодична система і періодичний закон Д.І.Менделєєва ……55

4. Хімічний зв'язок. ……..……..…….…..69

5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів.…….…….……82

6. Електроліти та електролітична дисоціація.……..……103

7. Іонний добуток води. Водневий показник. ……...…….106

8. Іонні реакції в розчинах електролітів ……107

Лабораторна робота №2. Електролітична дисоціація ……...109

9. Гідроліз солей……..……122

Лабораторна робота №3.Гідроліз солей…….……127

10. Окисно-відновні реакції……136

Лабораторна робота №4.Окисно-відновні реакції……..150

11. Комплексні сполуки.……161

Лабораторна робота №5.Комплексні сполуки……166

Додатки……175

Рекомендована література……..188

ЗАВДАННЯ КУРСУ БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Основними завданнями вивчення дисципліни «Біонеорганічна хімія» є формування у студентів наукового світогляду, засвоєння ними провідних ідей, понять і законів хімії та властивостей неорганічних речовин, а також вміння вирішувати практичні питання цієї дисципліни з орієнтацією на профіль обраної спеціальності.

Мета: вивчення курсу біонеорганічної хімії є оволодіння знаннями про властивості, способи одержання та застосування хімічних елементів та їх сполук, формування навичок виконання хімічного експерименту.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні:

знати:

- Сучасний стан і шляхи розвитку хімії, її роль у науковому і технічному прогресі.

- Роль хімії у створенні нових матеріалів та технологій, зокрема при використанні у ветеринарній практиці.

- Роль хімії в раціональному використанні багатств і охорони природи.

- Поняття, визначення та закони хімії.

- Властивості неорганічних речовин та їх практичне застосування.

вміти:

- Спостерігати і пояснювати хімічні явища.

- Самостійно користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з біонеорганічної хімії.

- Складати формули хімічних речовин та рівняння реакцій.

- Проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

- Розв’язувати хімічні задачі.

- Самостійно проводити хімічний експеримент, оформляти його результати у вигляді звіту в лабораторному журналі.

мати навички:

- Поводження з хімічними сполуками.

- Користування хімічним посудом та обладнанням в лабораторії неорганічної хімії.

- Надання першої допомоги в разі нещасного випадку в хімічній лабораторії.

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ.

Змістовий модуль 1. «Атомно – молекулярне вчення і основні закони хімії. Будова речовини і періодичний закон Д.І. Менделєєва»

Тема 1. Вступ. Предмет і задачі біонеорганічної хімії. Основні стехіометричні закони. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.

Тема 2. Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули.

Тема 3. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва.

Тема 4. Хімічний зв’язок та будова молекул.

Тема 5. Хімічна кінетика та рівновага.

Тема 6. Розчини. Електроліти та реакції у їх розчинах. Способи вираження складу розчинів. Колігативні властивості розчинів.

Тема 7. Гідроліз солей.

Змістовий модуль 2. «Основні типи хімічних реакцій».

Тема 1. Реакції без переносення електронів.

Тема 2. Окисно-відновні реакції.

Тема 3. Реакції комплексоутворення.

Тема 4. Гідроген, Карбон – основа живих організмів. Елементи VII-А групи.

Тема 5. Елементи VI-А групи. Оксиген і Сульфур.

Тема 6. Елементи V-А групи. Нітратна та фосфатна кислоти.

Теми лабораторних занять.

Змістовий модуль 1.

1.Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка безпеки. Техніка виконання хімічного експерименту напівмікрометодом.
2. Принципи номенклатури та класифікації неорганічних сполук.
3.Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули.

4.Хімічний зв'язок та будова молекул.

5. Кількісний вміст речовини в розчині. Приклади рішення задач.

6. Правила складання іонних рівнянь у розчинах електролітів.

7. Правила складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення pH.

Змістовий модуль 2.

1. Правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій.
2. Реакції утворення і руйнування комплексних сполук.

3. Хімія елементів. Гідроген, Карбон. Галогени та їх сполуки.

4. Оксиген, сульфур та їх сполуки.

5. Нітроген, фосфор та їх сполуки.

Самостійна робота студентів

1. Основні поняття і закони хімії. Застосування законів хімії при рішенні задач.

2. Особливості послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів у багатоелектронних атомах (на прикладах, з використанням правил Клечковського, Хунда).

3. Розрахунок ступенів іонності хімічного зв'язку в сполуках.

4. Особливості класифікації неорганічних сполук. Багатоваріантні типи реакцій.

5. Поняття про газоподібні, тверді і рідкі розчини. Водні розчини. Способи вираження складу розчинів. Хімічна рівновага.

6. Кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації і гідролізу солей. Ступені та константи електролітичної дисоціації і гідролізу.

7. Місце окисно-відновних процесів в хімії та біології

8. Координаційні сполуки та їх роль у живій природі. Ізомерія координаційних сполук.

Ключова таблиця до виконання контрольних завдань самостійної роботи.

Номер в журналі.	Варіанти завдань												
1	1	24	47	70	99	122	145	168	197	226	255	284	313
2	2	25	48	71	100	123	146	169	198	227	256	285	314
3	3	26	49	72	101	124	147	170	199	228	257	286	315
4	4	27	50	73	102	125	148	171	200	229	258	287	316
5	5	28	51	74	103	126	149	172	201	230	259	288	317
6	6	29	52	75	104	127	150	173	202	231	260	289	318
7	7	30	53	76	105	128	151	174	203	232	261	290	320
8	8	31	54	77	106	129	152	175	204	233	262	291	1
9	9	32	55	78	107	130	153	176	205	234	263	292	2
10	10	33	56	79	108	131	154	177	206	235	264	293	3
11	11	34	57	80	109	132	155	178	207	236	265	294	4
12	12	35	58	81	110	133	156	179	208	237	266	295	5
13	13	36	59	82	111	134	157	180	209	238	267	296	6
14	14	37	60	83	112	135	158	181	210	230	268	297	7
15	15	38	61	84	113	136	159	182	211	240	269	298	8
16	16	39	62	85	114	137	160	183	212	241	270	299	9
17	17	40	63	86	115	138	161	184	213	242	271	300	11
18	18	41	64	87	95	118	141	185	214	243	272	301	12
19	19	42	65	88	99	122	145	186	215	244	273	302	13
20	20	43	66	89	100	123	146	187	216	245	274	303	14
21	21	44	67	90	101	124	147	188	217	246	275	304	15
22	22	45	68	91	102	125	148	189	218	247	276	305	16
23	23	46	69	92	103	126	149	190	219	248	277	306	17
24	2	25	48	93	116	139	162	191	220	249	278	307	18
25	12	35	58	94	117	140	163	192	221	250	279	308	19
26	13	36	59	95	118	141	164	193	222	251	280	309	20
27	14	37	60	96	119	142	165	194	223	252	281	310	21
28	15	38	61	97	120	143	166	195	224	253	282	311	22
29	16	39	62	98	121	144	167	196	225	254	283	312	23
30	17	41	61	81	111	121	161	191	221	251	281	301	24

1. Класи неорганічних сполук.

Тема "***Класи неорганічних сполук***" є однією з важливих тем шкільного курсу хімії. Знання основних властивостей таких неорганічних речовин як ***оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти і солі*** є тим фундаментом, на якому базується вивчення властивостей хімічних елементів і їх сполук. Проте, як показує досвід, даній темі не приділяється належної уваги в середній школі і студенти 1 курсу погано володіють цим матеріалом.

Завдання даних методичних вказівок – ліквідувати прогалини у знаннях з даної теми. У вказівках розглянуто хімічні властивості основних класів неорганічних сполук, виявлені закономірності у властивостях, пояснено які продукти повинні утворюватись у реакціях, та як правильно складати формули сполук. Також *детально розглянуто питання, що традиційно викликають складність.* Це ***амфотерність у властивостях***, ***властивості та одержання кислих і основних солей, багатоваріантні реакції.***

Розглянуто застосування неорганічних сполук в таких важливих галузях як ***харчова промисловість та сільське господарство***.

У вказівках наводяться ***контрольні завдання*** , які дадуть можливість студентам перевірити засвоєння даної теми і можуть бути використані викладачами для проведення контрольних робіт.

Усі ***неорганічні речовини*** за складом ***поділяються*** на ***прості*** та ***складні.*** Серед ***простих*** речовин розрізняють ***метали*** і ***неметали***. Складні речовини поділяють на класи сполук. Цей поділ заснований на подібності хімічних властивостей. ***Найважливішими класами*** неорганічних сполук є ***оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди та солі.***

Оксиди

Оксидами називаються складні речовини, до яких входять два елементи, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення **– 2.**

Майже всі хімічні елементи утворюють оксиди; поки що не добуто оксиди інертних газів – гелію, неону, аргону.

В оксидах атоми Оксигену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані між собою. Тому до оксидів не відносять пероксид водню H_2O_2 (графічна формула ***H-O-O-H***) та пероксиди металів. Останні належать до класу солей, пероксид водню виявляє слабкі кислотні властивості.

Назви оксидів. Згідно з міжнародною номенклатурою назви оксидів утворюються з латинського кореня назви елемента – О (з більшою відносною електронегативністю) із закінченням *-ид* і української назви елемента з меншою відносною електронегативністю у називному відмінку. Назву елементу пишуть на першому місці. Якщо ж елемент утворює кілька оксидів, то в їх назвах зазначається ступінь окиснення елемента римською цифрою в дужках відразу після назви. Наприклад, H_2O – гідроген оксид (вода), N_2O_3 – Нітроген (III) оксид, FeO – Ферум (II) оксид, MnO_2 – Манган (IV) оксид.

Класифікація оксидів. Усі оксиди поділяються на *солетвірні* та *несолетвірні*. Солетвірні оксиди можуть реагувати або з кислотами, або з основами (деякі -- і з тими, і з тими), утворюючи солі. Несолетвірні оксиди в такі реакції при звичайних умовах не вступають. До несолетвірних оксидів відносяться N_2O, NO, CO, SiO.

Солетвірних оксидів надзвичайно багато. За властивостями їх поділяють на основні, кислотні та амфотерні.

Хімічні властивості основних оксидів

1. Оксиди лужних і лужноземельних металів взаємодіють з водою. Це реакції *сполучення*, а їх продуктами є розчинні у воді основи (луги):

$Na_2O + H_2O = 2NaOH;$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

Формула основи складається з атома металічного елемента та гідроксильних груп - ОН, кількість яких дорівнює значенню валентності елемента. Гідроксильна група є одновалентною: Оксиген снові одну "одиницю" валентності використовує на зв'язок з Гідрогеном, а другу – на зв'язок з металічним елементом: М-О-Н. Група OH^- має заряд «мінус» (ступінь окиснення Оксигену –2, Гідрогену +1, їх сума -2+1=-1). Зверніть увагу: якщо мова йде про заряд, то спочатку записують його числове значення (індекс 1 не вказують), а потім – знаки зарядів. При запису ступеня окиснення спочатку вказують знак «+» або «-», а потім число.

2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням **солі і води** за реакцією *нейтралізацією*:

$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O;$$

$$3MnO + 2H_3PO_4 = Mn_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$

Отже, ***основний оксид + кислота = сіль + вода***

На прикладі останньої реакції розглянемо, як складається формула солі. Манган в оксиді ***MnO*** є двовалентним, залишок PO_4^{3-} є тривалентним **(він зв'язаний з трьома одновалентними атомами Гідрогену).** Вкажемо над металом та кислотним залишком значення валентності: $Mn^{II}PO_4^{III}$**.** Найменше спільне кратне чисел 2 і 3 є число 6. Розділивши його на значення валентності ***Mn(2)*** та кислотного залишку ***PO_4(3)***, дістанемо індекси у формулі: $Mn_3(PO_4)_2$**.**

3. Основні оксиди взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами з утворенням **солей** за реакцією *сполучення*:

1) $CaO + CO_2 = CaCO_3$; ***2) $BaO + Cl_2O_7 = Ba(ClO_4)_2$;***

3) $K_2O + P_2O_5 \xrightarrow{t}$ $2KPO_3$; або $3K_2O + P_2O_5 \xrightarrow{t} 2K_3PO_4$

калій метафосфат* калій ортофосфат*

4) $Na_2O + Cr_2O_3 \xrightarrow{t} NaCrO_2$ або $3Na_2O + Cr_2O_3 \xrightarrow{t} 2Na_3CrO_3$

*натрій метахроміт** *натрій ортохроміт**

Якщо елемент з одним і тим самим ступенем окиснення утворює кілька оксигеновмісних кислот, то **для назви кислоти з меншим вмістом кисневих атомів додають префікс **мета-**, при **найбільшому їх числі - орто-.***

Розглянемо, як складаються формули солей для даного типу реакцій. Насамперед, треба визначити, яка кислота чи кислоти відповідає оксиду, який проявляє кислотні властивості. Розглянемо перше рівняння. Карбон (IV) оксид CO_2 є ангідридом карбонатної H_2CO_3 кислоти, кислотний залишок цієї кислоти CO_3^{2-}, він двовалентний (молекула кислоти втратила два одновалентні атоми Гідрогену). Відповідно заряд цього залишку 2-. Це значення можна одержати, склавши ступені окиснення атомів Карбону та Оксигену: +4 + (-2). 3 = -2. Кальцій має ступінь окиснення +2, отже формула солі – $CaCO_3$.

Формулу кислоти, яка відповідає оксиду можна також вивести, записавши всі атоми наявних у формулах оксиду та води елементів разом, причому за порядком, прийнятим для кислоти (першим атом Н, останнім О):

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3.$$

Інколи одержану формулу спрощують. Розглянемо друге рівняння:

$$Cl_2O_7 + H_2O = H_2Cl_2O_8 = 2HClO_4$$

Оксиду Cl_2O_7 відповідає кислота $HClO_4$, кислотний залишок ClO_4^-, він одновалентний (заряд 1-). Формула солі з Барієм, у якого ступінь окиснення +2, $Ba(ClO_4)_2$.

Деяким кислотним оксидам відповідають кілька кислот. Цей випадок розглянуто в третьому рівнянні:

$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = 2HPO_3$; $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$

метафосфатна кислота ортофосфатна кислота

Відповідні формули солей з кислотним залишком PO_3^- (одновалентний, заряд 1-) та PO_4^{3-} (тривалентний, заряд 3-) будуть KPO_3 і K_3PO_4.

В четвертому із запропонованих рівнянь амфотерний оксид Cr_2O_3 проявляє кислотні властивості. Цей оксид не взаємодіє з водою, проте запропонованим вище прийомом, додавши молекулу води, дістанемо формулу $H_2Cr_2O_4$ або $HCrO_2$ (кислотний залишок CrO_2^-, формула солі $NaCrO_2$). Але Хром може входити до складу іншого кислотного залишку, з трьома атомами Оксигену (згадаємо амфотерний гідроксид $Cr(OH)_3$, який можна представити як кислоту H_3CrO_3). Валентність кислотного залишку CrO_3^{3-} дорівнює трьом (заряд 3-), формула солі Na_3CrO_3.

Амфотерному оксиду Al_2O_3 також відповідають дві кислотні форми: $HAlO_2$ і H_3AlO_3.

4. Оксиди лужних і лужноземельних металів під час сплавлення взаємодіють з амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води:

$$Na_2O + 2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + 3H_2O$$

натрій метаалюмінат

або $3Na_2O + 2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$

натрій ортоалюмінат

$$CaO + Zn(OH)_2 = CaZnO_2 + H_2O$$

кальцій цинкат

Кислотні оксиди

Кислотними називаються **оксиди**, яким відповідають *кислоти*. Тому кислотні оксиди ще називають *ангідридами кислот*. До них належать оксиди неметалів, а також металів з вищим ступенем окиснення: ***Cl_2O, Cl_2O_7, SO_2, SO_3, P_2O_3, P_2O_5, N_2O_3, NO_2, N_2O_5, CO_2, SiO_2, B_2O_3, CrO_3, Mn_2O_7***. Типом хімічного зв'язку кислотних оксидів, що містять неметали, є ковалентний полярний. Різні кислотні оксиди за звичайних умов мають неоднаковий агрегатний стан. Є тверді речовини ***(P_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7),*** рідини ***(N_2O_3, SO_3)*** і газоподібні ***(CO_2, SO_2).***

Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3 \qquad N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

$$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3 \qquad P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Деякі кислотні оксиди (так звані змішані) утворюють з водою дві кислоти:

$2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$, тому що $4NO_2$ – це N_2O_3* N_2O_5;

$Cl_2O_4 + H_2O = HClO_2 + HClO_3$, тому що $2Cl_2O_4$ – це Cl_2O_3* Cl_2O_5.

Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою, наприклад, SiO_2.

Оксидам B_2O_3, P_2O_3, P_2O_5, As_2O_3, SiO_2 відповідають *мета-* і *орто*-кислоти: HBO_2 і H_3BO_3; HPO_2 і H_3PO_4; HPO_3 і H_3PO_4; H_2SiO_3 і H_4SiO_4; $HAsO_2$ і H_3AsO_3.

2. Кислотні оксиди взаємодіють з лугами. Внаслідок цього утворюється сіль і вода: $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$;

$$P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O \text{ або}$$

$$P_2O_5 + Ca(OH)_2 = Ca(PO_3)_2 + H_2O$$

3. Кислотні оксиди взаємодіють з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:

$N_2O_5 + CaO = Ca(NO_3)_2$ (відповідає кислота HNO_3)

$4NO_2 + 2CaO = Ca(NO_3)_2 + Ca(NO_2)_2$ (відповідають кислоти HNO_3, HNO_2)

$SO_3 + ZnO = ZnSO_4$ (відповідає кислота H_2SO_4)

$CrO_3 + Na_2O = Na_2CrO_4$ (відповідає кислота H_2CrO_4)

Амфотерні оксиди

Амфотерними називаються **оксиди**, які в залежності від умов виявляють властивості основних і кислотних оксидів.

До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (***BeO, Al_2O_3, SnO, PbO***), а також оксиди багатьох металів побічних підгруп (***CuO, ZnO, MnO_2, Cr_2O_3, Fe_2O_3***). Тип їх хімічного зв'язку – іонно-ковалентний. Всі амфотерні оксиди є твердими речовинами.

Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють. Їх гідроксиди одержують непрямим (обхідним) шляхом.

2. Амфотерні оксиди, як і основи, взаємодіють з кислотами з утворенням солей:

$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$ $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

В цих реакціях ZnO і Al_2O_3 проявляють основні властивості.

3. Амфотерні оксиди, як і кислотні, взаємодіють з основними оксидами та лугами. Ці реакції відбуваються при сплавленні:

$ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2;$ $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O;$

ZnO проявляє тут кислотні властивості, відповідає кислота H_2ZnO_2.

$Fe_2O_3 + K_2O = 2KFeO_2;$ $Fe_2O_3 + 2KOH = 2KFeO_2 + H_2O$

Fe_2O_3 проявляє кислотні властивості, відповідає кислота $HFeO_2$

4. Амфотерні оксиди під час сплавлення з деякими солями лужних металів (наприклад, содою) утворюють солі:

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 = 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow \text{ або}$$

$$Al_2O_3 + 3Na_2CO_3 = 2NaAlO_2 + 3CO_2$$

$$SnO + K_2CO_3 = K_2SnO_2 + CO_2.$$

Як уже відмічалося, амфотерні оксиди Al_2O_3 і Cr_2O_3, проявляючи

кислотні властивості, можуть утворювати солі *мета*- і *орто*-кислот, наприклад, $NaAlO_2$, Na_3AlO_3, $KCrO_2$, K_3CrO_3.

Добування оксидів

Способи добування оксидів різноманітні. Основними є три способи.

1. Безпосереднє сполучення речовини з киснем (за різних умов). Наприклад:

$C + O_2 = CO_2$; $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$; $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$

2. Горіння складних речовин:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

$$H_2S + O_2 = SO_2 + H_2O$$

3. Розклад під час нагрівання оксигеновмісних сполук: гідроксидів, кислот, карбонатів, нітратів та ін. Наприклад:

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{t} SiO_2 + H_2O$$

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$$

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

Основи

Основами називаються гідрати основних оксидів. Наприклад, $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $La(OH)_3$ є основами. Слід згадати, що OH^- - це гідроксид-іон, заряд його дорівнює – 1. Число гідроксид-іонів в основі визначається ступенем окиснення металу.

Назви основ. Згідно з міжнародною номенклатурою назви основ складаються із назви металу і слова *гідроксид*. Наприклад, $NaOH$ – натрій гідроксид, $Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид. Якщо елемент утворює кілька основ, то в назві зазначається ступінь його окиснення римською цифрою в дужках: $Fe(OH)_2$ – ферум (II) гідроксид, $Fe(OH)_3$ – ферум (III) гідроксид.

Крім цих назв, для деяких найважливіших основ застосовуються й інші, переважно традиційні назви. Наприклад, $NaOH$ називають їдким натром, KOH – їдким калі, $Ca(OH)_2$ – гашеним вапном.

Кислотність основи. Число гідроксогруп, зв'язаних з атомом металу визначає кислотність основи. Наприклад, ***NaOH, KOH, LiOH*** – однокислотні, ***$Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$*** – двокислотні, ***$Bi(OH)_3$; $La(OH)_3$*** – трикислотні. Багатокислотні основи (дві і більше гідроксогруп) можуть утворювати **основні солі.**

Залишки основ. Позитивні іони, які утворюються в результаті відриву від основи однієї або кількох гідроксогруп називаються залишками основи (катіонами). Наведемо приклади:

Формула основи	Залишок основи
NaOH	Na^+
$Mg(OH)_2$	Mg^{2+}; $(MgOH)^+$
$Bi(OH)_3$	Bi^{3+}; $(BiOH)^{2+}$; $[Bi(OH)_2]^+$

Основи є твердими речовинами, за виключенням амоній гідроксиду. За розчинністю у воді вони поділяються на дві групи: *розчинні (луги)* та *нерозчинні*. **Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів.** Луги, як сильні електроліти, у водних розчинах практично повністю дисоціюють і змінюють забарвлення індикаторів.

Луги ***NaOH*** і ***KOH*** дуже стійкі до нагрівання. Наприклад, ***NaOH*** кипить за температури 1400 ^{0}C без розкладу. Однак, більшість основ під час нагрівання розкладаються. Наприклад,

$$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$$

$$Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$$

Хімічні властивості основ

Найважливіші хімічні властивості основ зумовлені їх відношенням до кислот, кислотних оксидів, кислих, основних і середніх солей.

1. Під час взаємодії основ з кислотами в еквівалентних кількостях утворюється середня сіль і вода:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$3Fe(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Fe_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

Взаємодія основ з кислотами називається *реакцією нейтралізації.* Будь-яка реакція нейтралізації зводиться до взаємодії іонів OH^- і H^+ з утворенням малодисоційованого електроліту – води.

2. Луги взаємодіють з кислотними оксидами:

$$Ca(OH)_2 + Cl_2O = Ca(ClO)_2 + H_2O$$

$$2NaOH + Mn_2O_7 = 2NaMnO_4 + H_2O$$

3. Луги взаємодіють з розчинами різних солей з утворенням **нерозчинних основ**:

$$2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4,$$

$$2KOH + (CuOH)_2SO_4 = 2Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4,$$

або **нерозчинних солей**

$$2NaOH + Ca(HCO_3)_2 = Na_2CO_3 + CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

Перші дві реакції є ***реакціями обміну***, остання – ***реакція нейтралізації.***

Зазначимо, що ***реакція обміну*** відбувається, якщо:

1) хоча б один з її продуктів є леткою сполукою (газом);
2) хоча б один із продуктів реакції є малорозчинним у воді й осаджується із розчину;
3) хоча б один з продуктів реакції, що здійснюється у водному розчині є більш слабким електролітом, ніж речовини, які вступають в реакцію.

Добування основ

1. **Луги** добувають під час взаємодії металів або їх оксидів з водою:

$$2Na + H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

Промисловий спосіб одержання лугів – електроліз водних розчинів відповідних солей

$$2KCl + 2H_2O \rightarrow H_2 + Cl_2 + 2KOH$$

2. Малорозчинні у воді основи добувають непрямим шляхом, а саме: дією лугів на водні розчини відповідних солей:

$$FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$BiCl_3 + 3NaOH = Bi(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів. До амфотерних гідроксидів належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (Берилію, Алюмінію, Стануму, Плюмбуму), а також багатьох металів побічних підгруп: $Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$.

Амфотерні гідроксиди мають таку ж номенклатуру, як основи. Вони є тверді речовини, **малорозчинні у воді**. Амфотерні гідроксиди здатні реагувати з речовинами як основної, так і кислотної природи з утворенням солей.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. Під дією кислот амфотерні гідроксиди проявляють основні властивості; при еквівалентних співвідношеннях утворюються середні солі:

$$Zn(OH)_2\downarrow + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

$$Cr(OH)_3\downarrow + 3HCl = CrCl_3 + H_2O$$

2. Під дією сильних основ-лугів амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості:

$$Zn(OH)_2\downarrow + Ba(OH)_2 = BaZnO_2 + H_2O$$

Склад продуктів реакції амфотерних гідроксидів із лугами залежить від умов проведення реакції. Так, наведена реакція відбувається при нагріванні (сплавленні) суміші твердих речовин. Під час взаємодії $Zn(OH)_2$ із водним розчином $Ba(OH)_2$ утворюється координаційна сполука, гідроксоцинкат, що містить у кислотному залишку гідроксильні групи замість атомів Оксигену. Формулу цієї солі складаємо шляхом заміни кожного атома Оксигену (двовалентного) в залишку ZnO_2^{2-} кислоти H_2ZnO_2 ($Zn(OH)_2 \leftrightarrow H_2ZnO_2$) на

дві гідроксильні групи (одновалентні) $O^{2-} \rightarrow 2OH^-$ та дістанемо залишок $[Zn(OH)_4]^{2-}$ і формулу солі $Ba[Zn(OH)_4]$:

$$Zn(OH)_2\downarrow + Ba(OH)_2(розчин) = Ba[Zn(OH)_4].$$

В залежності від умов проведення реакції між гідроксидом хрому (III) та лугом можна одержати чотири різні продукти:

$$Cr(OH)_3 + KOH \xrightarrow{t} KCrO_2 + 2H_2O;$$

$$Cr(OH)_3 + 3KOH \xrightarrow{t} K_3CrO_3 + 3H_2O;$$

$$Cr(OH)_3 + KOH(розчин) = K[Cr(OH)_4];$$

$$Cr(OH)_3 + 3KOH(розчин) = K_3[Cr(OH)_6].$$

Добування амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди одержують, як і нерозчинні у воді основи, під час взаємодії солей з лугами. Щоб запобігти розчиненню гідроксидів у надлишку лугів, **необхідно дотримуватись молярних співвідношень.** Наведемо приклади:

$$Zn(NO_3)_2 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + KNO_3$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4.$$

При дії надлишку лугу одержані амфотерні гідроксиди розчиняються з утворенням розчинних гідроксокомплексів:

$$Zn(NO_3)_2 + 4KOH_{(надл.)} = K_2[Zn(OH)_4] + 2KNO_3$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 12NaOH_{(надл.)} = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3Na_2SO_4.$$

Кислоти

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, які сполучені з кислотним залишком.

Кислоти класифікують за різними ознаками (наявність Оксигену у складі, основністю, силою кислоти, окисними властивостями). За наявністю Оксигену розрізняють оксигеновмісні та безоксигенові кислоти.

Назви кислот. Назви оксигенвмісних кислот утворюються з назви неметалу додаванням у дужках ступеня окиснення:

$HCl^{+1}O$ – хлоратна (I) кислота (гіпохлоритна)

$HCl^{+3}O_2$ – хлоратна (III) кислота (хлоритна)

$HCl^{+5}O_3$ – хлоратна (V) кислота (хлоратна)

$HCl^{+7}O_4$ – хлоратна (VII) кислота (перхлоратна)

$H_2C^{+4}O_3$ – карбонатна кислота

$HB^{+3}O_2$ – метаборатна кислота (гідрогенборатна кислота)

$H_3B^{+3}O_3$ – ортоборатна кислота (тригідрогенборатна кислота)

H_2SiO_3 – метасилікатна кислота

$HN^{+3}O_2$ – нітритна кислота (нітратна (III) кислота)

$HN^{+5}O_3$ – нітратна кислота (нітратна (V) кислота)

$H_2S^{+4}O_3$ – сульфітна кислота (сульфатна (IV) кислота)

$H_2S^{+6}O_3$ – сульфатна кислота (сульфатна (VI) кислота)

$H_3As^{+5}O_4$ – арсенатна кислота (тригідрогенарсенатна (V) кислота)

$HMn^{+7}O_4$ – манганатна(VII) кислота

$HP^{+5}O_3$ – метафосфатна кислота (гідрогенфосфатна кислота)

$H_3P^{+5}O_4$ – ортофосфатна кислота (тригідрогенфосфатна (V) кислота)

$H_4Si^{+4}O_4$ – ортосилікатна кислота (тетрогідрогенсилікатна кислота)

Назви безоксигенових кислот утворюються від назви неметалу та суфіксу –ид, або –ід: ***HCI*** – хлоридна, H_2S –сульфідна, тощо. Для деяких кислот використовують традиційні назви: ***HCI***- соляна, ***HF***- плавикова, H_2CO_3 – вугільна тощо.

Основність кислот. Число атомів Гідрогену кислоти, здатних заміщуватися атомами металу з утворенням солі, визначає **основність** кислоти. Так ***HCI, HNO***$_3$ – одноосновні кислоти, H_2S, H_2SO_4 –двохосновні, H_3PO_4- триосновна. Багатоосновні кислоти можуть утворювати кислі солі (їх кількість на одну менша від числа атомів Гідрогену).

Кислотні залишки. Негативні іони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох атомів Гідрогену, називаються **кислотними залишками (аніонами).** Одноосновні кислоти утворюють тільки однозарядні кислотні залишки (Cl^-, F^-, NO_3^-), а багатоосновні - кілька. Так відщепленням катіонів H^+ від молекули H_2SO_4 дістанемо залишки HSO_4^- і SO_4^{2-}; ортофосфатна кислота H_3PO_4 утворює три кислотні залишки: PO_4^{3-} і два кислих кислотних залишки HPO_4^{2-} і $H_2PO_4^-$.

Фізичні властивості кислот. Кислоти можуть бути твердими (H_3BO_3, H_2SiO_3, H_3PO_4) або рідкими (H_2SO_4, HNO_3). Багато кислот добре розчиняються у воді (H_2SiO_3 –нерозчинна). Кислотами є також водні розчини газоподібних гідрогенних сполук деяких неметалів (HCl, HBr, HI, H_2S). Розчинні у воді кислоти змінюють забарвлення індикаторів. Розглянемо загальні властивості кислот.

Хімічні властивості кислот

1. Кислоти взаємодіють з металами. Наприклад,

$$2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2$$

При цьому атоми металів окиснюються, а катіони гідрогену відновлюються. Метали, розміщені в ряду стандартних електродних потенціалів праворуч від водню, з кислот його не витісняють. Не виділяється водень і при взаємодії металів із нітратною – HNO_3 та концентрованою сульфатною кислотами – H_2SO_4.

2. Кислоти взаємодіють з основними і амфотерними оксидами та основами, амфотерними гідроксидами:

$$H_2SO_4 + MnO = MnSO_4 + H_2O$$

$$3H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$$

$$3H_2SO_4 + 2Fe(OH)_3 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

У даних реакціях можуть утворюватись і інші солі (кислі чи основні) про що буде згадано пізніше.

3. Кислоти взаємодіють з солями.

Ці реакції можуть відбуватись як у водному розчині, так і за відсутністю води. Реакція між сіллю і кислотою можлива, якщо: 1) кислота-продукт слабкіша за вихідну кислоту реагент або є нестійкою; 2) сіль-продукт менш розчинна у воді сполука, ніж вихідна сіль реагент. Якщо на сіль у твердому стані подіяти кислотою, то реакція буде відбуватись, якщо кислота-продукт є леткою або розкладається.

Приклади реакцій:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\ (H_2S\ слабка\ кислота)$$

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

$$K_2ZnO_2 + 2HNO_3 = H_2ZnO_2\downarrow + 2KNO_3$$

$$або\ (Zn(OH)_2\downarrow)$$

Якщо в останньому випадку взяти надлишок HNO_3, то одержаний осад амфотерного гідроксиду буде розчинятись – відбувається реакція нейтралізації.

$$K_2ZnO_2 + 4HNO_{3(надл.)} = Zn(NO_3)_2 + 2KNO_3 + 2H_2O$$

Реакція між натрій хлоридом і сульфатною кислотою можлива тільки тоді, коли сіль у твердому стані:

$$2NaCl_{(тв.)} + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

У водному розчині газ гідрогенхлорид не буде виділятись, бо має високу розчинність у воді (утворена кислота також сильна кислота).

Добування кислот

1. Більшість оксигеновмісних кислот добувають під час взаємодії оксидів неметалів з водою. Наприклад,

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4; \qquad N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

2. Якщо кислотні оксиди не взаємодіють з водою, то відповідні їм кислоти добувають непрямим шляхом, а саме: дією іншої кислоти на відповідну сіль:

$$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$$

3. Безоксигенні кислоти добувають розчиненням у воді відповідних газоподібних водневих сполук неметалів (HF, HCl, HBr, HI, H_2S).

Солі

Солі – це продукти заміщення Гідрогену кислоти металом або продукти обміну гідроксильної групи у гідроксидів металів на кислотні залишки кислот. Залежно від складу розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні, подвійні і комплексні.

Середні солі

Середні солі – це продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом або повного обміну гідроксогруп основи на кислотні залишки. Переважна більшість солей, які зустрічались в шкільному курсі хімії, відносяться до середніх. Наведемо приклади: ***NaCl, K_2S, Na_2CO_3, $Ca(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$*** та ін.

Назви солей. Вони складаються з двох слів: назви катіона в називному відмінку і назви аніона. Число аніонів і катіонів, як правило, не зазначається. Але якщо один і той самий метал виявляє різні ступені окиснення, то його валентність зазначають у дужках римською цифрою. Наприклад, NaCl – натрій хлорид, $Ca(NO_3)_2$ – кальцій нітрат, $FeSO_4$ – ферум(II) сульфат, $Fe_2(SO_4)_3$ – ферум (III) сульфат.

Майже всі солі це тверді кристалічні речовини. Вони мають різний колір і характеризуються неоднаковою розчинністю у воді.

Хімічні властивості середніх солей

Для середніх солей характерні перш за все реакції обміну

1. Взаємодія з лугами:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

2. Взаємодія з кислотами:

$$CaCO_3\downarrow + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$$

3. Реакція між двома солями:

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$BaS + CuSO_4 = CuS\downarrow + BaSO_4\downarrow$$

$$Na_2CO_3 + Ca(NO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + 2NaNO_3$$

4. Солі взаємодіють з металами, якщо метал в ряду стандартних електродних потенціалів знаходиться перед металом, що утворює сіль. Наприклад,

$$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$$

Добування середніх солей.

Солі добувають під час хімічної взаємодії сполук різних класів і простих речовин. У даному розділі зустрічались майже всі основні реакції, за якими одержують солі. Повторіть їх!

Кислі солі

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал, що можливе для двоосновних (***H_2SO_4, H_2CO_3, H_2S*** тощо), трьохосновних (***H_3PO_4***) кислот, але неможливе для одноосновних кислот (***HCl, HNO_3***), тому одноосновні кислоти не утворюють кислих солей. Приклади кислих солей: ***NaH_2PO_4, Na_2HPO_4, KHS, $Ca(HCO_3)_2$.***

Розглянемо як складаються формули кислих солей на прикладі кислих ортофосфатів алюмінію. Як відмічалось раніше, ***H_3PO_4*** може утворювати два “кислих” кислотних залишки: ***$H_2PO_4^-$*** (кислотний залишок завжди має негативний заряд, так як від молекули ***H_3PO_4*** відщеплено один катіон ***H^+***, заряд залишку буде **1-** та ***HPO_4^{2-}*** (молекула ***H_3PO_4*** втратила два катіони ***H^+***, тому заряд кислотного залишку ***HPO_4*** буде **2-**). Ступінь окиснення ***Al* +3.** Запишемо складові іони солі, вказавши їхні заряди:

1) Al^{3+}…$(H_2PO_4)^-$ і 2) Al^{3+}***…***$(H_2PO_4)^{2-}$

Використаємо правило електронейтральності речовини. Зробимо це так само, як і при складанні формули за валентностями елементів. Числа 3 і 1 – це заряди іонів у першій солі. Їх спільне кратне (3) розділимо на заряди та дістанемо індекси. Одержимо формулу ***$Al(H_2PO_4)_3$***; для другої солі спільне кратне чисел 3 і 2 – дорівнює 6 – ділимо на 3 (дістанемо 2 – кількість іонів ***Al)*** і на 2 (дістанемо 3 – кількість груп ***HPO_4^{2-}***). Одержуємо формулу

$Al_2(HPO_4)_3$.

Назви кислих солей утворюються з назви катіона з додаванням назви аніона з префіксом гідроген- $Al(HPO_4)_3$ – алюміній гідроген фосфат, а якщо $Al(H_2PO_4)_3$ –алюміній дигідрогенфосфат ;

Одержання та хімічні властивості кислих солей

Кисла сіль може утворюватись при взаємодії багатоосновної кислоти, взятої у надлишку з основою або амфотерним гідроксидом:

$$Fe(OH)_2 + 2H_2SO_{4\ (надл.)} = Fe(HSO_4)_2 + 2H_2O$$

$$NaOH + H_2CO_{3\ (надл.)} = NaHCO_3 + H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al(HSO_4)_3 + 3H_2O$$

Також кислу сіль можна одержати при взаємодії середньої солі багатоосновної кислоти з цією ж кислотою чи її ангідридом – кислотним оксидом (за наявністю води):

$$Ca_3(PO_4)_2\downarrow + H_3PO_4 = 3CaHPO_4$$

$$Na_3PO_4 + P_2O_5 + 3H_2O = 3NaH_2PO_4$$

$$CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$$

Кислі солі можуть вступати в реакції обміну та нейтралізації:

$NaHCO_3 + HCl = NaCl + CO_2 + H_2O$ (реакція обміну)

$2NaHCO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O$ (реакція нейтралізації)

Більшість кислих солей добре розчинні у воді.

Основні солі

Основні солі – це продукт неповного обміну гідроксогруп основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки. Основних солей не утворюють однокислотні гідроксиди: $NaOH$, KOH тощо. Приклади основних солей: $MgOHCl$, $(CuOH)_2SO_4$, $FeOHCl_2$, $Fe(OH)_2Cl$.

Розглянемо як складаються формули основних солей. Для прикладу складемо формули основних ферум(III) сульфатів. Залишків гідроксиду $Fe(OH)_3$, які місять гідроксогрупи, два: $Fe(OH)_2^+$ і $FeOH^{2+}$. Разом з іоном SO_4^{2-} вони входитимуть до складу основних солей: $(Fe(OH)_2)_2SO_4$ і

$FeOHSO_4$.

Назви основних солей утворюють, додаючи до найменування аніона відповідної середньої солі префікс *гідроксо-*: $(Fe(OH)_2)_2SO_4$ – ферум(III) дигідроксосульфат, $FeOHSO_4$ – ферум(III) гідроксосульфат.

Одержання та хімічні властивості основних солей

Основні солі утворюються при взаємодії основи або амфотерного гідроксиду, взятого у надлишку, з кислотою. Наприклад,

$$Mg(OH)_{2\ (надл.)} + HCl = MgOHCl + H_2O$$

$$Fe(OH)_{3\ (надл.)} + HNO_3 = Fe(OH)_2NO_3 + H_2O$$

$$Fe(OH)_{3\ (надл.)} + 2HNO_3 = FeOH(NO_3)_2 + H_2O$$

Основні солі можна одержати також при взаємодії середньої солі з недостатком лугу (реакція неповного обміну) або в результаті реакції між основою та середньою сіллю:

$$2CuSO_4 + 2NaOH_{\ (недост.)} = (CuOH)_2SO_4 + Na_2SO_4$$

$$Mg(OH)_2 + MgCl_2 = 2MgOHCl$$

Властивості основних солей

Для основних солей, як і для кислих, характерні реакції обміну та нейтралізації:

$(CuOH)_2SO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ (реакція обміну);

$(CuOH)_2SO_4 + 2HCl = CuCl_2 + CuSO_4 + 2H_2O$ (реакція нейтралізації);

$(CuOH)_2SO_4 + 2NaHSO_4 = 2CuSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$ (реакція нейтралізації).

Майже всі основні солі, малорозчинні у воді.

Термічна стійкість солей

При нагріванні більшість солей розкладається. В залежності від природи солі утворюють різні продукти розкладу. Наведемо приклади:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2;$$

$$Ca(HCO_3)_2 = CaO + 2CO_2 + H_2O;$$

Na_2CO_3 – не розкладається; $Ca_3(PO_4)_2$ не розкладається;

$$CaHPO_4 = Ca_2P_2O_4 + H_2O;$$

$$2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2;$$

$$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2;$$

$2AlOHCl_2 = H_2O + Al_2OCl_4$ (оксосіль).

Подвійні та комплексні солі

Подвійні солі складаються з іонів двох різних металів і кислотного залишку. Наприклад, $KAl(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$.

Комплексні солі – це такі до складу яких входять комплексні іони. Наприклад, солі $K_4[Fe(CN)_6]$, $Na[Al(OH)_4]$ – комплексні, оскільки містять комплексні іони $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_4]^-$.

Багатоваріантні реакції

Таким чином під час взаємодії багатокислотних основ і багатоосновних кислот залежно від молярних співвідношень можуть утворюватись середні, кислі та основні солі. Покажемо це на прикладі взаємодії кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти:

$$3Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = (CaOH)_3PO_4 + 3H_2O$$

$$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2H_2O$$

Відповідно при взаємодії солі з лугом (кислотою) в залежності від відносної кількості реагентів можуть відбуватись різні реакції. Розглянемо це на прикладі взаємодії цинк сульфату з лугом:

$2ZnSO_4 + 2KOH_{(недост.)} = (ZnOH)_2SO_4 + K_2SO_4$ (неповний обмін)

$ZnSO_4 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$ (повний обмін)

$ZnSO_4 + 4KOH_{(надл.)} = K_2[Zn(OH)_4] + K_2SO_4$ (розчинення амфотерного цинк гідроксиду).

Тому виконуючи ту чи іншу реакцію між неорганічними речовинами,

завжди слід врахувати молярні співвідношення реагентів.

Питання для самоперевірки

1. Визначити ступені окислення елементів у сполуках: Fe_2O_3, H_2S, HNO_3, H_3PO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $Ba_2P_2O_7$, Na_3AlO_3, $NH_4H_2PO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, K_3AsO_4, $MnSO_4$, Na_2O_2.

2. Які з наведених оксидів можуть реагувати з водою безпосередньо: CaO, CuO, SiO_2, P_2O_5, Fe_2O_3, BaO, SO_3, CoO, MnO_2, N_2O_5, Cl_2O_7, ZnO, NO_2?

3. Які оксиди відповідають таким сполукам: H_2SO_3; NaOH; $Fe(OH)_3$; H_2CO_3; $Cu(OH)_2$; HPO_3; $H_4P_2O_7$; H_3AlO_3; H_2SiO_3; $Al(OH)_3$; $CaBeO_2$; $HMnO_4$; H_2CrO_4?

4. Написати рівняння реакцій, які відповідають наступним перетворенням:

$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn_3(PO_4)_2$;

$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(OH)Cl_2 \rightarrow AlCl_3$?

5. Скласти молекулярні та структурно-графічні формули гідроксидів барію та заліза (III), дифосфорної та сірчаної кислот, сульфату натрію, нітрату заліза (II), хлориду алюмінію.

6. Написати чотири рівняння реакцій взаємодії гідроксиду міді (II) з ортофосфорною кислотою з врахуванням можливості утворення середньої, двох кислих та основної солі.

7. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність ZnO, Cr_2O_3, $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$.

8. За допомогою яких реакцій можна одержати ортофосфат кальцію п’ятьма способами?

9. Які з наведених оксидів будуть попарно реагувати між собою: Na_2O, CaO, SO_2, Fe_2O_3, ZnO, SiO_2? Написати відповідні рівняння реакцій.

10. Як перетворити основні та кислі солі в середні? Скласти рівняння реакцій перетворення дигідроксихлориду заліза (III) та дигідрофосфату кальцію в середні солі.

11. Які речовини можуть попарно реагувати між собою: $Ba(OH)_2$, BeO, H_3PO_4 (з врахуванням можливостей утворення середніх, кислих та основних солей)? Скласти рівняння відповідних реакцій.

Контрольні завдання до самостійної роботи

1. **Визначити ступінь окиснення відповідного елементу в сполуках:**

   1.1 Оксигену – $NaClO$, OF_2, BaO_2;

   1.2. Фосфору – HPO_3, H_3PO_4, HPF_6;

   1.3 Сульфуру – Na_2S, $Na_2S_2O_3$, Na_2SO_4;

   1.4. Силіцію – SiH_4, SiO_2, H_2SiO_3;

   1.5. Хрому – $K_2Cr_2O_7$, $Cr(OH)_3$, K_2CrO_4;

   1.6. Феруму – $FeCO_3$, Fe_2O_3, $Fe(OH)_3$;

   1.7.Калію – $K_2S_2O_5$, $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$.

   1.8.Нітрогену – N_2O, NH_2OH, NH_4OH;

   1.9. Карбону – CH_4, CO, $CaCO_3$;

   1.10. Бору – $Na_2B_4O_7$, H_3BO_3, $NaBO_2$.

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

   2.1. Хлор, купрум,;

   2.2. Манган, плюмбум,;

   2.3. Сульфур, алюміній,;

   2.4. Аргентум, барій,;

   2.5. Бром, стибій,;

   2.6. Хром, силіцій,;

   2.7. Гідраргірум, фосфор;

   2.8. Берилій, нітроген;

   2.9. Станум, кобальт;

   2.10. Кальцій, цинк.

3. **На які оксиди розкладаються сполуки?**

   3.1. $MgCO_3$, $H_4P_2O_7$;

   3.2. $Ba(ClO_4)_2$, H_3PO_4;

   3.3. $CaSO_3$, $NaOH$;

   3.4. H_2CO_3, $Fe(OH)_3$;

   3.5. $Mg_3(PO_4)_2$, $Mn(OH)_4$;

3.6. $Zn(NO_3)_2$, H_3BO_3;

3.7. $CoSO_4$, H_2SiO_3;

3.8. $Ca(OH)_2$, $HClO$;

3.9. $Ni(OH)_2$, H_2SO_3,

3.10. Na_2SiO_3, $Al(OH)_3$.

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

4.1. BeO, SiO_2;

4.2. SiO_2, CrO_3;

4.3. CaO, SO_2;

4.4. Fe_2O_3, SO_2;

4.5. FeO, N_2O_3;

4.6. MgO, Sb_2O_5;

4.7. NO_2, CO;

4.8. Na_2O, Al_2O_3;

4.9. MnO, Mn_2O_7;

4.10. Na_2O, PbO.

5. Написати молекулярні й структурно-графічні формули:

5.1. *гідроксид стронцію ;*

5.2. *ортофосфатна кислота ;*

5.3. *оксид хлору(VII) ;*

5.4. *хлорид кальцію ;*

5.5. *нітрит купруму(II) ;*

5.6. *гідроксид стибію(III) ;*

5.7. *гідрогенфосфат калію ;*

5.8. *карбонат кальцію;*

5.9. *сульфат феруму (III);*

5.10. *ортофосфат алюмінію.*

6. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність сполук:

6.1. Cr_2O_3;

6.2. Al_2O_3;

6.3. BeO;

6.4. $Be(OH)_2$;

6.5. $Zn(OH)_2$;

6.6. $Sb(OH)_3$;

6.7. $Sn(OH)_2$;

6.8. $Pb(OH)_2$;

6.9. $Cr(OH)_3$;

6.10. $Al(OH)_3$

7. Написати рівняння реакцій одержання сполук (4 – 5 способами):

7.1. *ортофосфат кальцію;*

7.2. *нітрат цинку;*

7.3. *сульфат барію;*

7.4. *сульфід купруму(II);*

7.5. *хлорид цинку;*

7.6. *гідрофосфат магнію.*

7.7. *карбонат амонію;*

7.8. *сульфат цинку;*

7.9. *ортофосфат натрію;*

7.10. *силікат кальцію.*

8. Здійснити такі перетворення:

8.1. $PbO \rightarrow Pb(NO3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbCl_2$

$\searrow Na_2PbO_2$

8.2. $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH4)_2SO_4 \rightarrow NH_4HSO_4$

8.3. $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$

8.4. $CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow$

8.5. $Ca_3(PO4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$

8.6. $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow NH_4HSO_4 \rightarrow (NH4)_2SO_4 \rightarrow$
$\rightarrow NH_4OH \rightarrow NH_3$

8.7. $Sb_2O_3 \rightarrow Sb(NO_3)_2 \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow K_3SbO_3 \rightarrow SbCl_3$;

8.8. $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$;

8.9. $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$;

8.10. $CaO \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCl_2$.

9. Закінчити рівняння реакцій:

9.1. $Ba(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow$

9.2. $Al_2O_3 + KOH \rightarrow$

9.3. $CaO + PbO \rightarrow$

9.4. $HClO_4 + CaO \rightarrow$

9.5. $SO_2 + Co_2O_3 \rightarrow$

9.6. $Mn_2O_7 + NaOH \rightarrow$

9.7. $Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$

9.8. $N_2O_3 + H_2O =$

9.9. $Fe_2O_3 + HClO_4 =$

9.10. $CrO_3 + H_2O =$

10. Закінчити рівняння реакцій:

10.1. $Ca(OH)_2 + NO_2 \rightarrow$

10.2. $ZnO + Na_2O \rightarrow$

10.3. $(NH_4)_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

10.4. $Mg(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$

10.5. $Fe(OH)_3 + HNO_2 \rightarrow$

10.6. $H_2SO_4 + NiO \rightarrow$

10.7. $CO_2 + SrO \rightarrow$

10.8. $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$

10.9. $Mn_2O_7 + BaO \rightarrow$

10.10. $Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$

11. Закінчити рівняння реакцій:

11.1. $Al(OH)_3 + K_2O \rightarrow$

11.2. $BaO + B_2O_3 \rightarrow$

11.3. $Na_2SiO_3 + HCl \rightarrow$

11.4. $CuSO_4 + KOH \rightarrow$

11.5. $Na_3PO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$

11.6. $CoSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

11.7. $BeO + KOH \rightarrow$

11.8. $Zn(NO_3)_2 + K_3PO_4 \rightarrow$

11.9. $BeCl_2 + NaOH =$

11.10. $HNO_3 + Bi_2O_3 =$

12. Які сполуки взаємодіють попарно (підтвердити рівняннями реакцій)?

12.1. N_2O_5, BaO, H_2O;

12.2. Al_2O_3, CO_2, FeO;

12.3. SiO_2, BeO, CuO;

12.4. CoO, N_2O_3, Na_2O;

12.5. SO_2, Na_2O, SnO;

12.6. Cr_2O_3, MgO, SO_3.

12.7. PbO, MgO, Cl_2O_7;

12.8. ZnO, BaO, P_2O_5;

12.9. N_2O_5; SO_3; H_2O;

12.10. CO_2, FeO, CaO.

13. Які оксиди взаємодіють із водою (підтвердити рівняннями реакцій):

13.1. MgO, CuO, CO_2;

13.2. Co_2O_3, Sb_2O_3, P_2O_5;

13.3. BaO, PbO, SO_2,;

13.4. MnO_2, P_2O_5, SrO;

13.5. CaO, NiO, Fe_2O_3,;

13.6. Sb_2O_5, V_2O_5, MoO_3.

13.7. Al_2O_3, Li_2O, Cl_2O_7 ,;

13.8. Na_2O, N_2O_3, Fe_2O_3

13.9. SiO_2, ZnO, BaO;

13.10. Mn_2O_7, N_2O_5 , NiO.

14. Визначити валентність і ступінь окиснення елементів у сполуках:

14.1. Cu_2O, NH_4NO_3;

14.2. Co_2O_3, HClO,;

14.3. HPO_3, Al_2O_3,;

14.4. NaOH, NH_3,;

14.5. FeO, KOH,;

14.6. K_2O_2, KH_2PO_4.

14.7. $(NH_4)_2CO_3$, , $Mg(HCO_3)_2$;

14.8. $Co(OH)_3$, $NaHSO_4$,

14.9. CuS, Na_2SO_3,

14.10. $Ca_3(PO_4)_2$, HNO_2.

15. Написати всі можливі реакції між сполуками:

15.1. гідроксид калію і сульфатна кислота (дві реакції);

15.2. гідроксид алюмінію й гідроксид натрію (три реакції);

15.3. гідроксид кальцію і сульфітна кислота (три реакції);

15.4. гідроксид купруму(II) й нітратна кислота (дві реакції);

15.5. гідроксид цинку і ортофосфатна кислота (чотири реакції);

15.6. гідроксид натрію й гідроксид плюмбуму(II) (дві реакції);

15.7. гідроксид алюмінію й ацетатна кислота (три реакції);

15.8. гідроксид калію і сульфідна кислота (дві реакції);

15.9. гідроксид барію і гідроксид цинку (три реакції).

15.10. гідроксид заліза (III) інітратна кислота (три реакції.

16. Написати всі можливі реакції між сполуками:

16.1. гідроксид натрію і сульфатна кислота (дві реакції);

16.2. гідроксид хрому(III) і гідроксид натрію (три реакції);

16.3. гідроксид барію і сульфітна кислота (три реакції);

16.4. гідроксид купруму(II) й нітратна кислота (дві реакції);

16.5. гідроксид плюмбуму(II) і ортофосфатна кислота (чотири реакції);

16.6. гідроксид натрію й гідроксид стануму (II) (дві реакції);

16.7. гідроксид алюмінію й ацетатна кислота (три реакції);

16.8. гідроксид калію і ортофосфатна кислота (три реакції);

16.9. гідроксид плюмбуму(II) і нітратна кислота (дві реакції);

16.10.гідроксид алюмінію і гідроксид калію (три реакції).

17. Написати формули таких солей: *алюміній дигідроксосульфат, купрум(II) гідрокарбонат, кальцій гідрофосфат, натрій гідросульфат, нітритна (азотиста) кислота, натрій гідрофосфат, сульфідна (сірководнева) кислота, барій гідроксохлорид, амоній нітрат, кальцій хлорид.*

18. Вкажіть пару речовин, які взаємодіючи з водою і утворюють луги. Написати рівняння реакцій:

а) Cs_2O, BaO; *б) Cu, CaO;* *в) ZnO, Na_2O;*

г) CO, CO_2; *д) CrO_3, Cr_2O_3.*

19. Які реакції відбуваються ? Підтвердити рівняннями реакцій.

1) $Zn + HCl \rightarrow$

2) $Cu + HCl \rightarrow$

3) $Pt + HCl \rightarrow$

4) $Fe + HCl \rightarrow$

5) $Ag + HCl \rightarrow$

20. Встановіть відповідність класу солі її формулі:

А *Осно́вна сіль*	***1*** Na_2HPO_4
Б *Кисла сіль*	***2*** $Al_2(SO_4)_3$
В *Середня сіль*	***3*** $K_3[Al(OH)_6]$
Г *Комплексна сіль*	***4*** *CuOHCl*
	5 $Ba(OH)_2$

21. Визначте речовини *C* і *D* у схемі реакції $Al(OH)_3 + C_{(надл.)} \rightarrow K_3AlO_3 + D$:

1) K_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$; ***3)*** $Zn(OH)_2$, Zn; ***5)*** KOH, H_2O ;

2) HCl, $Al(OH)_2Cl$; ***4)*** H_2O_2, H_2O.

22. Закінчити рівняння реакції:

1) $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow$

2) $P_2O_3 + K_2O \rightarrow$

3) $NaHCO_3 + NaOH \rightarrow$

4) $Fe_2O_3 + HClO_4 =$

5) $Be(OH)_2 + NaOH \overset{t}{=}$

23. Вкажіть формулу ферум (III) гідрогенфосфату:

а) *$FePO_4$;* ***б)*** *$FeSO_4$;* ***в)*** *$Fe(H_2PO_4)_3$;* ***г)*** *$Fe_2(HPO_4)_3$* ***д)*** *$Fe(HSO_4)_3$.*

24. Написати всі можливі реакції утворення солей при взаємодії:

1) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$

2) $Pb(OH)_2 + LiOH \rightarrow$

3) $NaOH + H_4P_2O_7 \rightarrow$

4) $Fe(OH)_2 + H_2S \rightarrow$

5) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

25. Вкажіть речовину, яка взаємодіє з сульфур(VI) оксидом і підтвердити рівнянням реакції:

а)*карбон(IV) оксид;* ***б)*** *карбон(II) оксид;* ***в)*** *натрій хлорид;*
г) барій гідроксид; ***д)****силікатна кислота.*

26. Знайти відповідність:

1. Кисла сіль	*А. $NaHCO_3$*
2. Основна сіль	*Б. $CaCO_3$*
3. Середня сіль	*В. $(CuOH)_2SO_4$*
	Г. Na_2SO_3

27. Оксиди яких металів мають амфотерні властивості? Довести рівняннями:

1) *Na_2O*

2) *CaO*

3) *ZnO*

4) MnO_2

5) N_2O_5

28. Встановіть відповідність між реагентами і продуктами реакцій:

А $BaO + SO_2 =$	***1*** $BaSO_4 + H_2O$
Б $BaO + SO_3 =$	***2*** $Ba(HSO_4)_2$
В $BaO + H_2SO_4 =$	***3*** $BaSO_3$
Г $BaO + NaHSO_4 =$	***4*** $BaSO_4$
	5 $BaSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

29. Вкажіть групу речовин, які реагують із цинк оксидом і написати рівняння реакцій:

а) H_2O, KOH, HNO_3; ***б)*** Al_2O_3, H_2O, HNO_3; ***в)*** KOH, H_2SO_4, SO_3;

г) H_2O, K_3PO_4, HCl; ***д)*** H_2O, KOH, HCl.

30. Вкажіть групу речовин, яка містить лише кислоти і дати їм назву:

а) $H_2SiO_3, NaClO_3, H_2CO_3$; ***б)*** $H_3PO_4, HNO_3, HClO$;

в) $HCl, NaCl, H_2SO_4$; ***г)*** KCN, H_2S, Na_2S;

д) $HClO_3, KClO_3, HClO_4$.

31. Закінчити рівняння реакцій:

1) $Ca(HSO_4)_2 + Ca(OH)_2 =$

2) $KHSO_4 + Al_2O_3 =$

3) $(ZnOH)NO_3 + HCl =$

4) $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH_{(недост.)} =$

5) $(Al(OH)_2)_2SO_4 + HNO_3 =$

32. Вкажіть групу речовин, яка містить тільки кислі солі і дати їх назву:

а) $NaHS, KH_2PO_4$; *б)* K_3PO_4, KH_2PO_4; *в)* $K_2HPO_4, ZnCO_3$;

г) $NaHSO_3, CuOHCl$; *д)* $CuOHNO_3, Cu(NO_3)_2$.

33. Визначте речовини *А* і *В* в схемі реакції $MgSO_4 + A_{(нест.)} \rightarrow K_2SO_4 + B$:

а) *KOH, $Mg(OH)_2$;* ***б)*** *$Fe(OH)_2$, $(MgOH)_2SO_4$;* ***в)*** *KOH, $(MgOH)_2SO_4$;*

г) *$NaOH$, $Mg(OH)_2$;* ***д)*** *$Mg(OH)_2$ KOH.*

34. Встановіть відповідність між реагентами і продуктами реакції:

а) *$CaO + Cl_2O \rightarrow$*	***1*** *$CaCO_3$*
б) *$CaO + 2CO_2 + H_2O \rightarrow$*	***2*** *$CaCl_2$, H_2O*
в) *$CaO + CO_2 \rightarrow$*	***3*** *$Ca(HCO_3)_2$*
г) *$CaO + HCl \rightarrow$*	***4*** *$CaCl_2$*
	5 *$Ca(ClO)_2$*

35. Вкажіть групу речовин, які належать до основних солей і дати їх назву:

а) *KOH, $Mg(OH)_2$* ***б)*** *$MgOHCl$; $AlOHSO_4$;* **в)** $Cu(OH)_2$, KOH;

г) *HCl, HNO_3;* ***д)*** *Na_2SO_4, HCl.*

36. Знайти відповідність оксиду і кислоти, яка утворюється при взаємодії його з водою:

1) HNO_3	*А) SO_2*
2) H_2SO_4	*Б) N_2O_5*
3) H_2SO_3	*В) P_2O_5*
4) HNO_2	*Г) SO_3*
5) H_3PO_4	*Д) N_2O_3*

37. Яка з реакцій неможлива?

1) *$HCl + SO_2 \rightarrow$*

2) *$HCl + Ca \rightarrow$*

3) *$HCl + Mg \rightarrow$*

4) *$HCl + CuO \rightarrow$*

5) *$HCl + Cu \rightarrow$*

38. В якому ряду наведено тільки амфотерні оксиди?

1) P_2O_5, NO_2, CO_2

2) ZnO, Al_2O_3, PbO

3) CuO, Fe_2O_3, K_2O;

4) Na_2O, SO_3, MgO

5) BeO, CuO, SO_3

39. Які метали реагують з водним розчином лугу?

1) *Магній*

2) *Цинк*

3) *Алюміній*

4) *Залізо*

5) *Аргентум*

40. Які оксиди можуть утворювати кислотні дощі?

1) CO

2) NO_2

3) N_2O

4) SO_3

5) NO

41. Написати молекулярні й структурно-графічні формули:

1) Барій гідроксид;

2) Калій нітрат;

3) Нікель сульфат;

4) Алюміній сульфід;

5) Кальцій гідрофосфат.

42. Написати молекулярні й структурно-графічні формули:

1) Натрій гідросульфат;

2) Берилій гідроксид;

3) Ортофосфатна кислота;

4) Цинк гідрохлорид;

5) Кобальт (II) гідроксонітрат.

Приклади розв'язку завдань.

1. Записати формули вищих оксидів вказаних елементів Калію, Алюмінію, Селену, і скласти рівняння реакцій, що доводять їх відповідні хімічні властивості.

Розв'язок.

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

а) $K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$;

б) $Al_2O_3 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$;

$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$;

в) $SeO_3 + K_2O \rightarrow K_2SeO_4$.

2. Вивести формули оксидів, які відповідають сполуці K_2CO_3, дати їм назву і вказати, до якого типу оксидів вони відносяться.

Розв'язок.

K_2O – оксид калію, основний оксид, CO_2 – оксид карбону (IV), кислотний оксид.

3. Вказати хімічний характер оксидів: Na_2O, PbO, P_2O_5. Скласти відповідні рівняння реакцій, що доводять їх властивості.

Розв'язок.

Na_2O – основний оксид.

$Na_2O + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$;

PbO – амфотерний оксид

$PbO + 2NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + H_2O$;

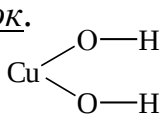
$PbO + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + H_2O;$

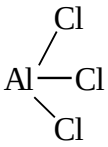
P_2O_5 – *кислотний оксид.*

$P_2O_5 + 3K_2O \rightarrow 2K_3PO_4.$

4. Написати молекулярні й структурно-графічні формули: гідроксиду купруму (II) і хлориду алюмінію: $Cu(OH)_2$ і $AlCl_3$.

Розв'язок.





5. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність сполук: *PbO, $Be(OH)_2$*.

Розв'язок.

PbO – амфотерний оксид:

$PbO + 2NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + H_2O, \quad PbO + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + H_2O;$

$Be(OH)_2$ *–амфотерний гідроксид:*

$Be(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2BeO_2 + 2H_2O,$

$Be(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O.$

6. Написати рівняння реакцій одержання Кальцій карбонату: $CaCO_3$. (4 – 5 способами).

Розв'язок.

1) $Ca(OH)_2 + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2H_2O,$

2) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O,$

3) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3,$

4) $CaO + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + H_2O,$

5) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3 + 2H_2O.$

7. Здійснити такі перетворення: $Na_2O \rightarrow Na_2PbO_2 \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl.$

Розвязок:

1) $Na_2CO_3 \xrightarrow{t} Na_2O + CO_2;$
2) $Na_2O + PbO \rightarrow Na_2PbO_2;$
3) $Na_2PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + 2NaCl + 2H_2O;$
4) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3.$

8. Які сполуки взаємодіють попарно (написати рівняння реакцій)? Al_2O_3, CO_2, Na_2O, H_2O?

Розв'язок.

1) $Al_2O_3 + 3CO_2 \rightarrow Al_2(CO_3)_3;$
2) $Al_2O_3 + 3Na_2O \rightarrow 2Na_3AlO_3;$
3) $Al_2O_3 + H_2O \not\rightarrow$
4) $CO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2CO_3;$
5) $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3;$
6) $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH.$

9. Які оксиди взаємодіють із водою (написати рівняння реакцій): SiO_2, CrO_3, CO_2, K_2O?

Розв'язок .

1) $CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4;$
2) $K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH;$
3) $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3.$

10. Написати всі можливі реакції між сполуками:

Магній гідроксиду і сульфідною кислотою:

Розв'язок:

1) $Mg(OH)_2 + H_2S \rightarrow MgS + 2H_2O;$
2) $Mg(OH)_2 + 2H_2S \rightarrow Mg(HS)_2 + 2H_2O;$
3) $2Mg(OH)_2 + H_2S \rightarrow (MgOH)_2S + 2H_2O.$

2. Будова атома.

Періодична система елементів Д.І.Менделєєва

Будова атома, квантові числа.

Згідно планетарної моделі атома (модель Резерфорда) атом складається із позитивно зарядженого ядра і електронів, що рухаються навколо нього по орбітах.

Атом – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ***ядра*** та негативно заряджених ***електронів (e^-)***. ***Ядро*** - це позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Складові частинки ядра - ***протони (p^+)*** і ***нейтрони (n^0)***. Сума протонів і нейтронів дорівнює відносній ***атомній масі (Ar)***: $Ar=p^+ + n^0$

Заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента (***Z***)

Наприклад, розглянемо будову атома ***Na***

$Z_{(Na)} = 11$

$Ar_{(Na)}=23$ $^{23}_{11}Na$

Порядковому номер елемента (або позитивний заряд ядра атома) – 11;

Кількість електронів ***(e^-)*** *– 11;*

В ядрі: p^+*-11;*

Нейтронів: n^0*-12 (* $Ar-p^+$*)*

На основі сучасних уявлень електрон розглядають як частинку і як хвильку. Для математичного опису хвильового руху електрона у просторі використовується хвильова функція. Така хвильова функція називається ***орбіталлю.***

Орбіталі знаходяться на певних відстанях від ядра, мають певну форму і орієнтацію в просторі. Для їх характеристики використовують

набір квантових чисел: ***головного (n), побічного (l), магнітного (m_l) та спінового (m_s).***

<u>Головне квантове число (n)</u> – визначає радіус квантового рівня (або середню відстань від ядра до ділянки максимальної електронної густини), або енергію електрона на певному рівні (n=1-7 і т.д.). Стан електрона який характеризується певним значенням головного квантового числа (n) – називається енергетичним рівнем електрона.

Позначення квантового числа 1 2 3 4 5 6 7

енергетичний рівень K L M N O P Q

Максимально можливе число електронів (*N*) на енергетичному рівні визначається формулою:

$N = 2n^2$, *n* – номер рівня

<u>Орбітальне квантове число (l)</u> – характеризує значення енергії електрона на підрівні (або форму електронних орбіталей). Може приймати значення від 0 до (n-1).

Орбітальне квантове число 0 1 2 3

Енергетичний рівень s p d f

<u>Магнітне квантове число (m_l)</u> – характеризує просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля. Магнітне квантове число може мати значення від $+l$ до $-l$.

s-електрон $l=0$, то $m_l=0$

p-електрон $l=1$, то $m_l=+1; 0;-1$

d-електрон $l=2$ то $m_l=+2; +1; 0; -1; -2$

Тобто один енергетичний рівень на одному s-підрівні містить одну s-орбіталь. Другий енергетичний рівень n=2 має два підрівні.

<u>Спінове квантове число (m_s)</u> – характеризує рух електрона навколо своєї осі і може мати тільки два значення -½ ; +½.

Електронні формули. Принципи розподілу електронів в атомах.

Електронні формули (конфігурацій) атомів – це умовне позначення розподілу електронів по орбіталях на електронних рівнях і підрівнях. При заповненні рівнів і підрівнів електронами дотримуються правила В.М.Клечковського , правила Гунда, принципу Паулі.

В багатоелектронних атомах заповнення електронами всіх енергетичних рівнів і підрівнів залежно від їхньої енергії відбувається в послідовності:

1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s<5d<4f<6p<7s<6d<5f<7p

Розподілення електронів в атомах по енергетичним рівням і на різних підрівнях може бути записано у вигляді електронних формул. Електронні формули складають відповідно:

Записують арабську цифру, що вказує на значення головного квантового числа (енергетичний рівень).

За нею пишуть символ літери орбіталі, який визначає електронний підрівень.

Над ним в правому верхньому кутку арабською цифрою вказують кількість електронів, що знаходяться на даному підрівні.

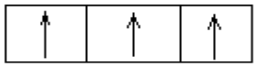
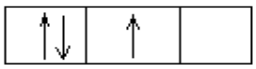
Наприклад. Розглянемо електронну формулу ***Нітрогену.***

$_{7}N \quad 1s^2\,2s^2\,2p^3$

У Нітрогена 7 електронів, з яких 2 знаходяться на першому енергетичному рівні на ***s***-підрівні, а 5 інших знаходяться на другому енергетичному рівні на ***s*** і ***p***- підрівнях

Основні правила складання електронних формул

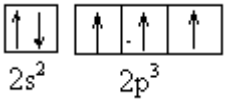
Назва	**Формулювання**	**Застосування**
Принцип	Найстійкішому стану	Електрон займає атомну орбіталь з

мінімуму енергії	електронів в атомі відповідає мінімальна енергія	найменшою енергією
Принцип Паулі	Атом не може мати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел	N =$2n^2$ (число ê на рівні) Максимальне число ê на підрівнях: s=2; p=6; d=10;f=14 m_s=2(2l+1)
Правило Клечковського	Енергетичні підрівні заповнюються за зростанням суми n+l	Вказує послідовність заповнення підрівнів
Правило Хунда	Сумарне спінове число електронів певного підрівня повинно бути максимальним	Вказує порядок заповнення рівноцінних атомних орбіталей вірно  не вірно 

Наряду з електронними формулами часто користуються ***графічним зображенням розподілення електронів в атомі.*** Орбіталі зображують у вигляді прямокутника , де можуть знаходитися неспарені електрони, або парні електрони з антипаралельними спінами. Для кожного атома можлива різна кількість електронних станів , які відрізняються по своїй енергії .Найбільш стійкий стан електронів в атомі відповідає мінімально можливому значенню їх енергії. Такий стан називають ***нормальним***. Всі інші стани називають ***збудженими***.

В ***збуджений стан*** можуть переходити атоми, які мають вільні орбіталі і якщо їм надати енергію ззовні. *При цьому можуть розпарюватися тільки валентні електрони.*

Наприклад. ***Нітроген***:

$_7N$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ 

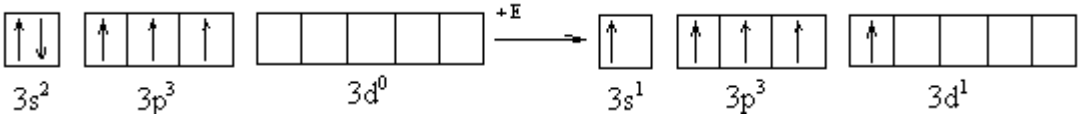
Атом нітрогену ***не може бути переведений у збуджений стан***, тому що в нього немає вільних орбіталей, куди б міг перейти 2s-електрон.

Нітроген має три розпарених валентних електрони і проявляє валентність III, може утворювати три ковалентні зв'язки , але максимально можлива валентність – IV. За рахунок неподіленої $2s^2$ – пари електронів атом Нітрогену може утворювати ще один ковалентний зв'язок за донорно – акцепторним механізмом.

Наприклад. ***Фосфор:*** $_{15}P\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ - повна електронна формула;

$3s^2\ 3p^3$ - скорочена електронна формула.

$P^*\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^3 3d^1$ - електронна формула в збудженому стані

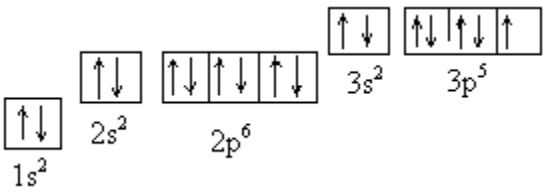


Фосфор може проявляти валентність III в основному стані і валентність V в збудженому стані , тому що один з 3s- електронів переходить на d – орбіталь .

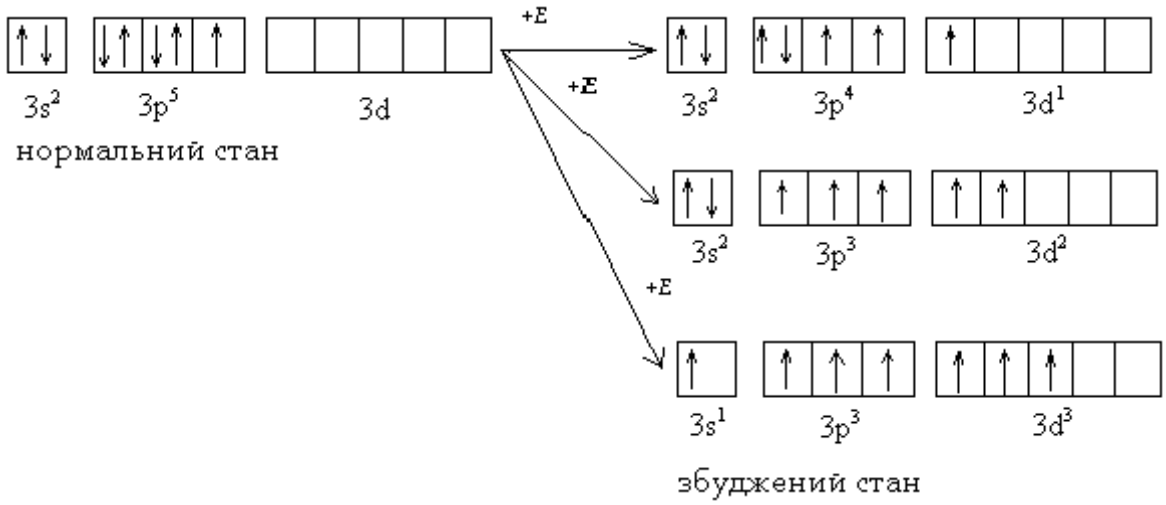
Наприклад. ***Хлор:*** $_{17}Cl\ \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ - повна електронна формула

$3s^2 3p^5$-скорочена електронна формула.

Електронно-графічна формула:



Валентні електрони знаходяться на останньому третьому рівні, вони і можуть переходити на вільний ***d-*** підрівень при збудженні атома.



3.Періодична система і періодичний закон Д.І.Менделєєва

Будова електронних рівнів і підрівнів в атомах різна і залежить від положення елемента в періодичній системі Д.І.Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону наступне:

Властивості елементів, а також властивості їхніх сполук перебувають в періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів.

Із збільшенням позитивного заряду ядер атомів спостерігається періодичне повторення електронної конфігурації зовнішнього енергетичного рівня, завдяки чому і періодично повторюються властивості сполук елементів. В цьому полягає фізичне тлумачення періодичного закону.

Графічним відображенням періодичного закону є ***періодична система елементів.***

Основні структурні одиниці таблиці Д.І.Менделєєва – ***періоди*** і ***групи*** елементів.

Група – це вертикальний ряд, що містить елементи, властивості яких подібні. Кожна група складається з двох підгруп: головної і побічної. ***Період*** – горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їх атомних мас. Кожний період починається лужним металом і закінчується інертним газом.

Знаючи положення елемента в періодичній системі елементів, можна передбачити його властивості та властивості його сполук.

Аналізуючи заповнення електронами енергетичних рівнів атомів елементів, можна пояснити ***основну відзнаку елементів головних і побічних підгруп.***

Валентними електронами у елементів головних підгруп є електрони зовнішнього енергетичного рівня, їх кількість дорівнює номеру групи. Характерно заповнення ***s- підрівня (s-елементи***), або ***p-підрівня*** (***p- елементи***).

Валентними електронами у елементів побічних підгруп є електрони зовнішнього і передзовнішнього рівня, їх кількість також дорівнює номеру групи. Характерно заповнення ***d- підрівня*** передостаннього рівня (***d-елементи***), для лантаноїдів та актиноїдів йде заповнення відповідно 4f і 5f підрівнів (***f-елементи***).

Теорія будови атома допомагає пояснити закономірності збільшення металічних властивостей елементів в підгрупах із збільшенням зарядів ядер їх атомів, та збільшення неметалічних властивостей відповідно в періодах.

Періодичною функцією заряду ядра атома є ***радіуси*** *атомів і іонів****, енергія іонізації, енергія спорідненості до електрону, електронегативність атомів*** та інші властивості простих речовин.

Чим більший ***атомний радіус***, тим слабкіше утримуються зовнішні електрони. І навпаки, із зменшенням атомного радіусу, електрони притягуються до ядра сильніше.

Енергія іонізації (I) – це енергія, яка необхідна для відриву електрона від атома, при цьому утворюється відповідний катіон.

Енергія іонізації для елементів одного періоду збільшується зліва направо, тому що збільшується заряд ядра атомів, радіус атома незначно зменшується. В підгрупах енергія іонізації (I) зменшується зверху вниз завдяки збільшенню відстані електрона від ядра. Енергія іонізації зв'язана з хімічними властивостями елементів. Так, у лужних металів енергія іонізації (I) дуже незначна, вони мають яскраво виражені металічні властивості.

Енергія спорідненості до електрону (E)- це енергія, яка виділяється при приєднанні одного електрона до атома, при цьому утворюється аніон.

Найбільші значення енергії спорідненості до електрона мають галогени, у яких на зовнішньому рівні 7 електронів. Це свідчить про посилення неметалічних властивостей елементів в періоді.

Електронегативність (ЕН) - це властивість атома в молекулі притягувати до себе електрони. Мірою ***ЕН*** числять енергію, яка дорівнює напівсумі енергії іонізації і спорідненості до електрону: $\boldsymbol{ЕН} = \frac{I+E}{2}$

Сучасне поняття про електронегативності атомів було введено американським хіміком Лайнусом Полінгом. Полінг використовував поняття електронегативності для пояснення того факту, що енергія гетероатомного зв'язку A-B (A, B — символи будь-яких хімічних елементів) у загальному випадку більша від середнього геометричного значення гомоатомних зв'язків A-A і B-B.

Перша і широко відома шкала відносних атомних електронегативності ***Полінга*** охоплює значення від 0,7 для атомів Цезію до 4,0 для атомів Флуору. Флуор — найбільш електронегативний елемент, за ним іде Оксиген (3,5) і далі Нітроген і Хлор (3,0). Активні лужні і лужноземельні метали мають найменші значення електронегативності, що лежать в інтервалі 0,7-1,2, а галогени - найбільші значення, що знаходяться в інтервалі 4,0-2,5.

Згідно з Полінгом, розраховують відносну електронегативність, для цього ЕН літію приймають за одиницю і порівнюють з нею ЕН інших. Найбільші значення ЕН мають неметали, найменші - метали.

Питання для самоперевірки.

1. У чому виражається двоїстість природи електрона ?
2. Що характеризує спінове квантове число та які його значення?
3. Який взаємозв'язок головного числа та кількості підрівнів (орбіталей) на ньому?
4. Яку геометричну форму мають s,p та d- орбіталі?
5. Записати електронні формули атомів калію, кисню, марганцю.
6. Скільки електронних рівнів мають слідуючи іони: s^{2-} ,s^{4+} , s^{6+}. Скласти електронні формули цих іонів?
7. Які особливості заповнення 3-d підрівня атомів хрому та міді?
8. Скільки валентних електронів міститься в атомах елементів № 12, 20, 32?
9. В якій послідовності йде заповнення підрівнів 5s, 4p, 4d? Дати мотивовану відповідь.

10.Визначити ступені окислення елементів у сполуках:H_2SO_3 ,H_2S, HNO_3, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2ZnO_2, $NH_4H_2PO_4$

11. Сформулювати періодичний закон Д.І Менделєєва, в чому полягає його фізичне тлумачення.

12. Чим відрізняється головна підгрупа від побічної, виходячи з електронних структур атомів?

13. Як впливає збільшення порядкового номера елементів на зміну радіуса їх атомів (наприклад: ІІ періоду та І-А групи)?

14. Що таке спорідненість атома з електроном?

15. Що таке відносна електронегативність атома? Як змінюється її величина у елементів в межах періодів та груп?

16.Перелічити основні відмінності властивостей вільних атомів s-, p- та d-елементів.

Контрольні завдання до самостійної роботи.

43. Які чотири квантових числа характеризують стан електрона в атомі? Які значення мають n, l, m_l , m_s **для валентного електрона атома рубідію?**

44. Укажіть електронну формулу атома хімічного елемента, хімічна формула вищого оксиду якого E_2O_3.

1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

4) $1s^2 2s^2 2p^5$

45. Як змінюється будова електронної оболонки атомів хімічних елементів 2-го періоду зі зростанням протонного числа?

1) Зменшується число енергетичних рівнів

2) Збільшується число енергетичних рівнів

3) Зменшується число електронів на зовнішньому енергетичному рівні

4) Збільшується число електронів на зовнішньому енергетичному рівні

46. У медичній діагностиці та для дослідження взаємодії лікарських засобів використовують радіоактивний нуклід ^{13}N. Укажіть число нейтронів у ядрі цього нукліда.

1) 14

2) 13

3) 7

4) 6

47. Укажіть протонне число хімічного елемента, в атомі якого на зовнішньому енергетичному рівні міститься 5 електронів.

1) 5

2) 15

3) 25

4) 31

48. Укажіть хімічний елемент, ступінь окиснення якого в бінарній сполуці з Бромом вищий за ступені окиснення інших.

1) Алюміній

2) Гідроген

3) Кальцій

4) Літій

49. Нукліди Хлору ^{35}Cl та ^{37}Cl

1) Містять однакове число електронів.

2) Мають однакові нуклонні числа.

3) Містять однакове число нейтронів.

4) Мають однакову масу.

50. Визначте за правилом Клєчковського послідовність заповнення електронних орбіталей, які характеризуються сумою *n+l:*

1) 5;

2) 6;

3) 7.

51. Чим відрізняються електронні будови атома в нормальному та збудженому стані? Покажіть на прикладах атомів *Бору, Карбону***.**

52. Яка із наведених формул відповідає хлорид-іону?

А. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$. Б. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. В. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^5$.

Г. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^4$. Д. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^6$.

53. Яку форму мають *s*-, *p*-, *d*- електронні хмари? Яка симетрія характерна для них?

54. Укажіть протонне число хімічного елемента, розташованого в 4-м періоді, VII групі, головній підгрупі Періодичної системи Д. І. Менделєєва.

1) 17

2) 25

3) 26

4) 35

55. Визначте число нейтронів в ядрі атома ^{80}Br.

1) 45

2) 44

3) 43

4) 42

56. Яка із електронних конфігурацій відповідає елементу з порядковим номером 23?

А. **…**$4s^2 4p^1$.. Б. **….** $4s^2\ 4p^1$. В. **….**$4s^2 3d^3$ Г. **….**$3s^2 4s^2 4p^3$. Д. **….**$4s^2 3d^1$.

57. Чим відрізняється електронна будова атома від електронної будови відповідних іонів? Поясніть на прикладах :

$Ca\text{-}Ca^{2+}$, $Mn\text{-}Mn^{2+}\text{-}Mn^{7+}$

58. Виберіть електронну формулу атома елемента, вищий оксид якого має формулу EO_2.

1) $1s^2 2s^2$

2) $1s^2 2s^2 2p^1$

3) $1s^2 2s^2 2p^2$

4) $1s^2 2s^2 2p^3$

59. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня іона хлору(+3)?

1	$2s^2 2p^3$
2	$3s^2 3p^2$
3	$3s^2 3p^3$
4	$2s^2 2p^2$

60. Скільки нейтронів і електронів у нукліді ^{37}Cl?

1	17 , 17
2	17, 20
3	20, 17
4	20, 37

61. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома алюмінію?

1	$4s^2 4p^1$
2	$3s^2 3p^1$
3	$3s^1 3p^2$
4	$4s^2$

62. Який рядок складається з протонних чисел?

1. 2, 15, 30
2. 4, 11,
3. 9, 14, 19
4. 12, 16, 18

63. Укажіть порядковий номер хімічного елементу Е, який належить до ІІІ періоду Періодичної системи і утворює летку сполуку з Гідрогеном складу EH_3

1	5
2	7
3	13
4	15

64. Визначте протонне число хімічного елемента за такими даними: знаходиться в IV групі періодичної системи хімічних елементів, відносна молекулярна маса (формульна маса) його вищого оксиду дорівнює 80.

1	*22*
2	*23*
3	*32*
4	*40*

65. Скільки електронів у атомі Оксигену?

1.	2
2.	6
3.	8
4.	16

66. Атом якого елемента має на зовнішньому енергетичному рівні 4 електрони?

1	Al
2	Si
3	N
4	Mg

67. Скільки електронів, протонів і нейтронів має атом елементу з порядковим номером 30?

e =.....; p = …….; n = ……

68. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня йону S^{-2}?

1	$4s^2 4p^1$
2	$3s^2 3p^4$
3	$3s^2 3p^6$
4	$3s^2 3p^2$

69. Атом якого елемента має на зовнішньому енергетичному рівні 4 електрони?

1	*Al*
2	*Si*
3	*N*
4	*Mg*

70. Напишіть електронну структуру елемента, атом якого має 17 нейтронів та 16 електронів

(у бланку відповідей написати електронну формулу)

71. Сумарне число *p*-електронів іону S^{-2} дорівнює:

1	*6*
2	*10*
3	*12*
4	*16*

72. Сумарне число d-електронів йону Co^{2+} дорівнює:

1	5
2	7
3	8
4	10

73. Який рядок утворений символами хімічних елементів однієї групи й однієї підгрупи Періодичної системи Д. І. Менделєєва?

1	*S, O, Cr*
2	*S, Se, Cr*
3	*Cr, Se, Mo*
4	*S, O, Te*

74. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома мангану?

1	$3s^2 3d^5$
2	$4s^2 4p^5$
3	$4s^2 4d^5$
4	$4s^2 3d^5$

75. На скільки більше нейтронів має ядро $_{17}^{37}Cl$ ніж ядро оксигену $_{8}^{16}O$?

1	*9*
2	*10*
3	*12*
4	*19*

76. Символи *p-елементів* наведено в рядку:

1	*Be, Mg, Ca*
2	*Zn, Cd, Hg*
3	*Li, Na, K*
4	*F, Cl, Br*

77. Написати електронну формулу атома карбону у збудженому стані?

(у бланку відповідей написати електронну формулу)

78. Дайте сучасне формулювання періодичного закону. Чим воно відрізняється від того, яке було запропоновано Д.І.Менделєєвим?

79. Яка зміна основних закономірностей (зліва направо) спостерігається у атомів елементів малих періодів Періодичної системи Д. І. Менделєєва ?

1) *Зменшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні*
2) *Валентність у вищих оксидів залишається сталою*
3) *Посилюються металічні властивості*
4) *Збільшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні*

80. Яка структура періодичної системи елементів? Що визначає число періодів, груп і підгруп? Чим відрізняється VIII група від інших (коротка форма таблиці)?

81. Який нуклід містить однакове число протонів і нейтронів у ядрі?

1) $^{12}C;$
2) $^{18}O;$
3) $^{21}Ne;$
4) ^{22}Ne

82. Чим відрізняються великі періоди від малих і великі періоди один від одного? Як це пов'язано з електронною будовою атомів?

83. Формула леткої сполуки хімічного елемента з Гідрогеном H_2E. Яка формула кислоти відповідає вищому оксиду цього елементу?

1) $H_2EO_3;$
2) $H_2EO_4;$

3) H_3EO_4*;*

4) HEO_3

84. Що означають терміни "спорідненість до електрона", "потенціал іонізації" та "відносна електронегативність"? Як змінюються ці властивості: а) у періодах; б) у групах періодичної системи?

85. Як змінюються властивості елементів головних підгруп по періодах і в межах однієї групи? Що є причиною цих змін? Назвіть два елементи, які значно відрізняються за своїми властивостями і належать: а) до одного й того самого періоду; б) однієї й тієї самої групи.

86. **Скільки нейтронів у ядрі нукліда** ^{32}P?

1) 15;

2) 17;

3) 32;

4) 49

87. Чому властивості таких елементів, як *Карбон і Плюмбум***,** *Нітроген і Вісмут***,** *Манган і Хлор* **різко відрізняються?**

88. В атомі хімічного елемента *6-s* електронів і 10 *p* –електронів. Скільки електронів на його зовнішньому енергетичному рівні?

1) 2

2) 4

3) 6

4) 8

89. **На прикладі галогенів покажіть, як змінюються окиснювальні властивості від фтору до йоду та відновні властивості галогеноводнів** (*від HF до HI*).

90. Як змінюються кислотно - основні властивості оксидів і гідроксидів *s*- і *p*- елементів у періодах? Проілюструйте це на прикладі елементів третього періоду.

91. Визначити відповідність :

1. іонізаційний потенціал	А. Енергія, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома
2.електронегативність	Б. Умовний заряд атома або йону елементу , виходячи із припущення, що всі зв'язки в молекулі є ідеально йонними
3. спорідненість до електрона	В. Здатність атомів до приєднання електронів
4.ступінь окиснення	Г. Енергія, яка необхідна для повного видалення електрона із атома

97. У групі лужних металів цезій є найменш електронегативним тому, що він має:

1	Найбільше число нейтронів у ядрі
2	Найбільше число валентних електронів
3	Найбільшу атомну масу
4	Валентні електрони найбільше віддалені від ядра атома

98. Найвище значення валентності нітрогену у сполуках:

1.	III
2.	IV
3.	V
4.	VI

99. Як змінюється радіус атомів елементів у малих періодах?

1.	Збільшується
2.	Зменшується
3.	Проходить через максимум
4.	Не змінюється

100. Що є причиною періодичної зміни властивостей елементів?

1.	Збільшення додатного заряду ядра атома
2.	Періодична повторюваність схожих електронних структур
3.	Збільшення радіуса атомів у групах
4.	Збільшення числа електронів у атомах

101. Чим визначається кількість елементів у періоді?

1.	Головним квантовим числом
2.	Валентністю елементів
3.	Числом атомних орбіталей, що заповнюються
4.	Структурою зовнішнього квантового рівня
5.	Числом енергетичних рівнів, що заповнюються

102. Чим відрізняються довгі переіоди від коротких?

1.	Наявністю лужних металів
2.	Відсутністю інертних газів
3.	Наявністю d- і f-елементів
4.	Наявністю неметалів

Приклади розв'язку завдань.

1. Визначте за правилом Клечковського послідовність заповнення електронних орбіталей, які характеризуються сумою $n+l = 5$.

Розв'язок.

Значення $n+l = 5$ характерно для 3d – підрівня: $n+l = 3 + 2 = 5$; для 4p-підрівня : $n+l = 4 + 1 = 5$ та для 5s-підрівня : $n+l = 5 + 0 = 5$. Сума головного і орбітального квантових чисел однакова: дорівнює 5. Відповідно до правила Клечковського: при рівності суми : $n+l$ заповнення орбіталей відбувається в напрямку зростання головного квантового числа, тобто ***3d →4p→5s.***

2. Чим відрізняється електронна будова атома від електронної будови відповідних іонів? Поясніть на прикладі *Na-Na*$^+$

Розв'язок.

Електронна будова атома від електронної будови відповідного йону відрізняється кількістю електронів на останньому рівні.

Електронна будова атома *Na*: [Ne]$3s^1$

Електронна будова йона -Na^+: [Ne]$3s^o$

3. Охарактеризуйте квантовими числами такий стан електронів: $2p^6$

Розв'язок.

Головне квантове число $n = 2$

Орбітальне квантове число $l = 1$

Магнітне квантове число $m_l = +1; 0; -1$

Спінове квантове число $m_s = -½ ; +½$.

4. Хімічний зв'язок.

Хімічні елементи зустрічаються в природі в основному у вигляді складних або простих речовин, атоми яких сполучені *хімічними зв'язками***.** При утворенні між атомами хімічного зв'язку ***потенційна енергія молекули зменшується порівняно з енергією ізольованих атомів***, з яких вона утворена за рахунок перерозподілу електронної густини.

Хімічний зв'язок між атомами здійснюється за рахунок валентних електронів, але утворюється по різному.

Тип хімічного зв'язку, що реалізується, залежить від хімічної природи елементів, яка зумовлюється здатністю атомів віддавати або приєднувати електрони, тобто від електронегативності елементів.

Згідно з сучасними уявленнями про будову атомів хімічний зв'язок виникає як результат взаємодії електричних полів, які створюють електрони і ядра.

Розрізняють такі основні типи хімічного зв'язку: ***іонний, ковалентний, донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку, водневий, металічний.***

Іонний звязок

Зв'язок, який здійснюється за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених іонів, називається іонним. *Іонний зв'язок* характерний для молекул, атоми яких сильно відрізняються значеннями потенціалів іонізації та спорідненості до електронів, наприклад для NaCl. ***Особливість іонного зв'язку - ненаправленість і ненасиченість.***

Наприклад. Розглянемо утворення молекули *CaO*

ЕН(*Ca)*=1,0; ***ЕН***(*O)*=3,5

Різниця в значеннях ***ЕН***: 3,5-1,0=2,5>1,7

Зв'язок відбувається за рахунок електростатичного тяжіння протилежно заряджених іонів. Атоми, які віддають електрони, перетворюються в ***позитивно заряджені іони (катіони)***, а атоми, які приєднують електрони – ***в негативно заряджені іони (аніони)***:

$$Ca^{o} - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{2+}$$

$$O^{0} + 2\bar{e} \rightarrow O^{2-}$$

Енергія електростатичної взаємодії між іонами:

$E = \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$, де q_1 і q_2 – заряди іонів; r- відстань між центрами іонів.

Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок – це зв'язок утворений при сполученні двох атомів близької чи однакової електронегативності ***за рахунок спільної електронної пари***, що рухається у полі ядер обох атомів. Переважна більшість молекул побудована за ковалентним типом зв'язку: молекула води, аміаку, сполуки карбону.

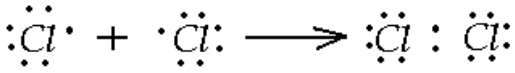
Розрізняють ***неполярний*** і ***полярний ковалентний зв'язок***.

При симетричному розподілі електричних зарядів між ядрами всіх атомів утворюється неполярний ковалентний зв'язок. Неполярний зв'язок характерний для молекул простих речовин H_2, Cl_2, F_2, O_2, N_2, та інших, атоми яких мають однакові значення електронегативності.

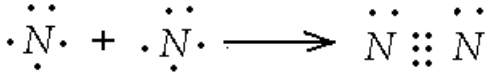
Наприклад. Розглянемо утворення молекули хлору.

У атома хлору на зовнішньому енергетичному рівні знаходяться 7 електронів, які схематично можна зобразити крапками

Один електрон неспарений. При утворенні молекули неспарені електрони утворюють спільну електронну пару



В молекулі азоту три спільні електронні пари , тому що в кожному атомі є три неспарених електрона



Коли атоми, що сполучаються між собою мають різну електронегативність, то спільна електронна хмара буде відтягнута в бік більш електронегативного атома. Такий зв'язок буде ***полярним*** (H^+Cl^-).

Полярний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають різні значення ***електронегативності, різниця яких менша 1,7.*** Такі молекули називають полярними, тому що електричні заряди розподілені несиметрично. Зв'язок виникає за рахунок загальних електронних пар, зміщених до атома з більшим значенням електронегативності.

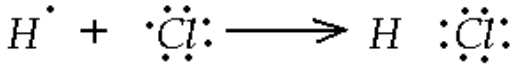
Наприклад. Розглянемо молекулу *HCl.*

ЕН *(Cl) = 3,0*

ЕН *(Н) = 2,1*

Різниця ***ЕН*** складає 3,0 – 2,1 = 0,9 < 1,7.

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



Полярність молекули характеризується дипольним моментом $\mu = q\,l$, де q- величина заряду;

l- відстань між центрами позитивних і негативних зарядів.

Чим більша полярність молекули , тим сильніше зміщені валентні електронні пари до одного з атомів , тим більше μ .

Основними характеристиками ковалентного зв'язку є направленість і насиченість. Ковалентний зв'язок, що виникає у напрямку максимального перекривання електронних хмар, має орієнтацію у просторі і обумовлює розміщення атомів у молекулі. В залежності від способу перекривання і симетрії хмар розрізняють σ-, π-, δ-зв'язки.

В основному зв'язки формуються за рахунок електронів різних енергетичних рівнів. Не дивлячись на це зв'язки, які утворюються – рівноцінні. Пояснення цьому дає теорія гібридизації. Відповідно до цієї теорії зв'язки утворюються за рахунок змішування (гібридизації) орбіталей. Для s- і p-електронів можливі такі типи гібридизації: sp–, sp^2–, sp^3–гібридизація**.**

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

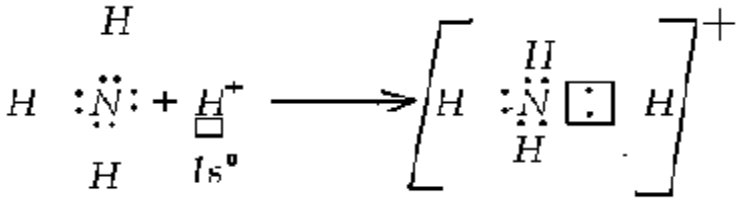
Зв'язок, що утворюється *за рахунок пари електронів*, *що віддає один атом*, і *вільної орбіталі іншого атома*, називається донорно-акцепторним.

Атом, що надає пару електронів називається донором, а атом, який має вільну орбіталь – акцептором. Прикладом такого типу зв'язку є утворення катіону амонію.

Наприклад. Розглянемо утворення іона NH_4^+

$$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$$

Нітроген в молекулі аміаку має вільну електронну пару валентних електронів і є донором . Іон Гідрогену має вільну ***1s*** орбіталь, тому виконує роль акцептора .



Такий зв'язок характерний при утворенні ***координаційних (комплексних) сполук,*** де в ролі донорів виступають атоми лігандів, а в ролі акцепторів-комплексоутворювачі.

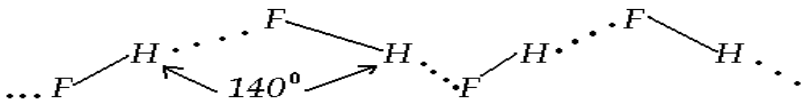
Водневий зв'язок

Водневий зв'язок – міжмолекулярний. Він характерний для молекул, у складі яких міститься Гідроген, сполучений з атомами дуже електронегативних елементів (*O, F, N*). У таких молекул зв'язуюча електронна пара сильно зміщена в бік електронегативного елемента, який набуває від'ємного заряду, а Гідроген практично перетворюється в протон. Протон однієї молекули електростатично притягується до елемента з великою ***ЕН*** іншої молекули, що приводить до утворення водневого зв'язку.

Водневий зв'язок утворюється між молекулами води.

Наприклад. Розглянемо водневий зв'язок між молекулами *HF*.

Фтористий водень у рідкому і газоподібному стані утворює стійкі полімерні ланцюжки.



Механізм утворення водневого зв’язку є донорно-акцепторним. В ролі донора виступає елемент з великою ***ЕН***, в ролі акцептора-протон.

Водневий зв’язок тим сильніший, чим більша електронегативність донорного атома і чим менше його розміри.

Металічний зв'язок

Металічний зв’язок – багатоцентровий зв’язок, характерний для металів, їх сплавів та інтерметалічних сполук.

Атоми металів містять на зовнішньому рівні від 1 до 3 електронів, тому і мають багато вакантних електронних орбіталей. Валентні електрони можуть переходити з орбіталі на орбіталь і стають спільними для всього кристалу. Так утворюються позитивні іони металу та «електронний газ» – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв’язують багато іонів.

Найпростіша модель, що дозволяє пояснити хімічний зв'язок у металах основана на уявленні про перекривання атомних орбіталей і їх заселенні делокалізованними електронами («вільні електрони»).

Питання для самоперевірки.

1. Перелічіть умови, які необхідні для реалізації ковалентного зв’язку за донорно-акцепторним механізмом.

2. Що розуміють під насиченістю, направленістю та поляризованістю зв’язку ?
3. Чи існує 100% ковалентний зв’язок? Дайте пояснення.
4. Яка природа водневого зв’язку? В сполуках яких елементів періодичної системи водневий зв’язок найімовірніший?
5. Як можна пояснити, що атоми, які не мають протилежних зарядів, міцно з’єднуються в молекулу? Що таке енергія зв’язку?

Контрольні завдання до самостійної роботи.

103. Укажіть формулу сполуки з іонним типом хімічного зв'язку.

1) Na_2O;

2) HBr;

3) PH_3;

4) CO

104. Що є причиною утворення хімічного зв'язку? Яким енергетичним ефектом супроводжується цей процес? Які є типи хімічних зв'язків?

105. Чим відрізняється ковалентний зв'язок від донорно-акцепторного? Знайти вірну відповідь.

1) Механізмом утворення.

2) Полярністю.

3) Енергією.

4) Напрямленістю.

5) Насиченістю.

106. **У якій групі записані лише формули іонних сполук**

1) NH_4Cl; HCl; H_2S; S;

2) Na_2O; NaCl; K;

3) NaF; SiO_2; CH_4;

4) HF; NH_3; KBr.

107. Дайте визначення понять, спільна електронна пара, неподілена електронна пара, кратність зв'язку, замкнута і незамкнута електронна оболонка. Наведіть приклади.

108. Поняття про σ- і π- зв'язки. Порівняйте їх міцність. Скільки σ- і π- зв'язків у молекулах *H_2O, CO_2, NO, HF*?

109. Що таке полярний і неполярний ковалентний зв'язок? Що є кількісною мірою поляризації зв'язку? Що таке диполь? Наведіть приклади.

110. Написати структурно-графічні формули сполук і вказати речовину з іонним типом хімічного зв'язку.

1) H_2SO_4;

2) NH_3;

3) $CaCl_2$;

4) F_2.

111. Які фізичні властивості мають сполуки з іонним зв'язком: розчинність, температура плавлення, електрична провідність, твердість?

112. Укажіть речовину з ковалентним неполярним типом хімічного зв'язку.

1) NH_3

2) N_2

3) CaI_2

4) Mg

113. Який тип хімічного зв'язку в сполуці Кальцію з Бромом?

1) Іонний

2) Ковалентний неполярний

3) Ковалентний полярний

4) Металічний

114. Поясніть утворення *sp*-, sp^2-, sp^3- гібридних орбіталей. Яка форма кожної з цих орбіталей?

115. У чому суть донорно- акцепторного механізму утворення ковалентного зв'язку?

116. Хімічний зв’язок у молекулі гідроген хлориду (хлороводню) утворюється за рахунок перекривання:

1) 1s-орбіталі атома Гідрогену та 3s-орбіталі атома Хлору

2) 1s-орбіталі атома Гідрогену та 3p-орбіталі атома Хлору

3) 1s-орбіталі атома Гідрогену та 2s-орбіталі атома Хлору

4) 1s-орбіталі атома Гідрогену та 2p-орбіталі атома Хлору

117. Який зв’язок називається водневим? У яких випадках він виникає і як впливає на властивості рідин? Чим пояснити аномально високу температуру кипіння *HF* порівняно з його аналогами *HCl, HBr, HI?*

118. Які елементи другого періоду можуть бути донорами і акцепторами електронних пар? Чим це визначається?

119. До якого елементу зміщені спільні електронні пари у сполуці H_2O?

1	не зміщені ні до якого
2	зміщені до О
3	зміщені до Н
4	не утворюють спільних електронних пар

120. Який тип зв’язку у сполуці CO_2?

1	Іонний
2	Ковалентний неполярний

3	Ковалентний полярний
4	Металічний

121. Який тип гібридизації атомних орбіталей характерний для атома берилію при утворенні молекули $BeCl_2$?

1	Не гібридизовані
2	sp
3	sp^2
4	sp^3

122. Встановити відповідність «сполука- тип зв'язку»:

1.NaCl	А.Ковалентний
2.CO_2	Б.Іонний
3.NH_3	В.Металічний
4.Mg	Г.Водневий

123. Скільки електронів приймає участь в утворення зв'язку між атомами нітрогену в молекулі азоту?

1	2
2	4
3	6
4	8

124. Знайти відповідність «сполука – тип зв'язку»:

1. Сплави	А. Ковалентний
2. Zn	Б. Іонний
3. CsCl	В. Металічний
4. SO_2	

125. Який тип зв'язку проявляється у сполуці H_2O?

1	Іонний
2	Ковалентний неполярний
3	Ковалентний полярний
4	Металічний

126. Визначте тип хімічного зв'язку в молекулі сполуки, утвореної хімічними елементами з порядковими номерами 11 і 17.

1	ковалентний полярний
2	йонний
3	ковалентний неполярний
4	водневий

127. Чим відрізняються σ- і π-зв’зки?

1	Кількістю електронів, що утворюють зв’язки
2	Енергією зв’язку
3	Полярністю зв’язку
4	Положенням області підвищеної електронної густини

128. Чим відрізняється ковалентний і іонний зв’язок?

1	Механізмом утворення
2	Полярністю
3	Енергією
4	Направленістю
5	Насиченістю

129. Чим відрізняється ковалентний і донорно-акцепторний зв’язок?

1	Механізмом утворення
2	Полярністю
3	Енергією
4	Направленістю
5	Насиченістю

130. Які електрони приймають участь в утворенні спільних електронних пар?

1	Електрони зовнішнього енергетичного рівня
2	Валентні електрони
3	Збуджені електрони
4	Неспарені електрони

131. Які особливості металічного зв’язку?

1	Низька рухливість валентних електронів
2	Відсутність локалізованих загальних електронних пар
3	Значна енергія зв’язку
4	Полярність зв’язку
5	Направленість зв’язку

132. Що обумовлює утворення хімічного зв’язку між часточками?

1	Зменшення енергії системи із даних часточок
2	Утворення області підвищеної електронної густини
3	Утворення молекул
4	Взаємодія між електронами і ядрами атомів
5	Різниця електронегативностей атомів

133. Натрій фторид входить до складу зубної пасти. У частинок Na^+ і F^- з яких складаються кристалічні гратки пасти однакове число - ….

1	Протонів
2	Нуклонів
3	Нейтронів
4	Електронів

134. У ряду атомів хімічних елементів *Li – Be – B – C*

1	Збільшується радіус
2	Збільшується електронегативність
3	Зменшується число електронів на зовнішньому енергетичному рівні
4	Зменшується загальне число електронів на енергетичних рівнях

135. Визначте тип хімічного зв'язку в молекулі сполуки, утвореної хімічними елементами з порядковими номерами 19 і 35.

1	Ковалентний полярний
2	Металічний
3	Ковалентний неполярний
4	Іонний

Приклади розв'язку завдань.

1. **Який тип гібридизації характерний для атома карбону у молекулі CH_4?**

Розв'язок.

Електронна будова атома карбону у збудженому стані - $1s^2 2s^1 2p^3$. В утворенні гібридних орбіталей приймає участь одна *s*–орбіталь і три p-орбіталі. Це відповідає sp^3-гібридизації.

2. **Скільки σ- і π- зв'язків у молекулі N_2?**

Розв'язок.

Електронна будова атома нітрогену $1s^2 2s^2 2p^3$. В утворенні зв'язків приймає участь три неспарені електрони. При цьому утворюються один σ

- зв'язок (перекривання p_x - орбіталей) і два π- зв'язки (перекривання p_y- *і* p_z- орбіталей).

5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів

Розчин - це однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Наприклад, розчин гідроксиду натрію складається з розчинника - води, розчиненої речовини - гідроксиду натрію та продуктів їх взаємодії - гідратованих іонів Na^+ і OH^-.

Компонент, що міститься в більшій кількості, а також, при утворенні розчину, не змінює свого агрегатного стану називається ***розчинником.***

Відповідно до агрегатного стану розчини бувають: *газоподібні, рідкі і тверді.*

Прикладами *газоподібних* розчинів є суміші газів, повітря; *рідких* - розчини кислот, солей, етанолу у воді, *твердих* - скло, сплав срібла і золота.

Розчинність речовин. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається ***розчиненням.***

За розчинністю у воді тверді речовини умовно поділяються на три групи: 1) *добре розчинні*; 2) *мало розчинні*; 3) *практично нерозчинні*. Якщо при тих же умовах розчиняються 0,01 - 1 г, то речовина вважається малорозчинною. А якщо при тих же умовах в розчин переходить менш ніж 0,01 г речовини, то її відносять до практично нерозчинних.

Слід зазначити, що абсолютно нерозчинних речовин у природі не існує.

Перехід речовини у розчин супроводжується поступовим збільшенням його ***концентрації.*** Але одночасно має місце і зворотній процес – виділення речовини із розчину (кристалізація).

Спочатку переважає процес розчинення, але з часом швидкості цих процесів стають однаковими і наступає динамічна рівновага:

$$Тверда \xrightarrow{розчинення} Речовина\ у$$

$$речовина \xleftarrow{кристалізація} розчині$$

При цьому концентрація речовини, що розчиняється, залишається незмінною. Розчин, в якому досягається така рівновага, називається ***насиченим.***

Розчин, у якому речовина більше не розчиняється при даній температурі, називається ***пересиченим.***

Розчин, у якому речовина ще може розчинятися за даної температури, називається ***ненасиченим.***

У насиченому розчині за даної температури міститься максимально можлива кількість розчиненої речовини.

У ненасиченому розчині міститься менше речовини, ніж у насиченому, а у пересиченому розчині – більше, ніж у насиченому.

Пересичені розчини нестійкі.

Кількісно розчинність виражається концентрацією насиченого розчину.

Важливою характеристикою любого розчину є його склад. Існують різні способи кількісного виразу складу розчинів: масова частка речовини, молярна та моляльна концентрація речовини, молярна концентрації еквіваленту речовини, титр розчину тощо.

Масова частка розчиненої речовини – безрозмірна фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m}{m+m_s},$$

$$\omega\ (\text{Р},\%) = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{розч.–ну}}} \cdot 100\%$$

де ω (Р%) – масова частка розчиненої речовини, (в % або частки від одиниці);

m – маса розчиненої речовини, г;

m_s – маса розчинника, г;

$m_{\text{розч.–ну}} = m + m_s$

Масову частку розчиненої речовини ω виражають в частках від одиниці або у відсотках. Наприклад, масова частка оцтової кислоти у воді дорівнює 0,07 або 7 %. Це означає, що в розчині оцтової кислоти масою 100 г міститься кислота масою 7 г (m) і вода масою 93 г (m_s).

Приклад 1. Розрахувати процентний вміст КОН, якщо у 50 г розчину міститься 2,5 г КОН.

у 50 г розчину	-	2,5 г КОН	$\boldsymbol{x} = \mathbf{P_{\%}} = \frac{2{,}5 \cdot 100}{50} = 5\%.$
у 100 г розчину	-	$\boldsymbol{x}$ г КОН	

Приклад 2. Розрахувати маси $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ та H_2O, які необхідно змішати для одержання 200 кг 1%-го розчину.

у 100 кг розчину	-	1 кг $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	$\boldsymbol{x}$ = 2 кг $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
у 200 кг розчину	-	$\boldsymbol{x}$ кг $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	$m_{\text{води}}$ = 200 – 2 = 198 кг.

Молярна концентрація розчиненої речовини – це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини (n) до об'єму розчину (V):

$$c = \frac{n}{V}$$

де c – молярна концентрація речовини, моль/м^3 або моль/л;

n – кількість речовини, що міститься в розчині, моль;

V – об'єм розчину, м^3 або л.

Основною одиницею молярної концентрації є моль/м^3 або моль/л (скорочена форма запису одиниці молярної концентрації «М»). Молярна концентрація записується таким чином: $c(CH_3COOH)$ = 0,1 моль/л (0,1 М); $c(C_2H_5OH)$ = 0,5 моль/л (0,5 М); $c(NH_4^+)$ = 10 моль/л (10 М); $c(H^+)$ = 1 $^{\text{x}}$ 10^{-5} моль/л (1 х 10^{-5} М).

Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається молярним. Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моль речовини,

то такий розчин називається децимолярним; якщо 0,01 моль – сантимолярним; якщо 0,001 моль – мілімолярним.

Наприклад, 1 М розчин NaOH (читаємо молярний розчин натрій гідроксиду), означає, що 1 л такого розчину містить 1 моль речовини або 1 моль х 40 г/моль = 40 г NaOH (молярна маса NaOH дорівнює 40 г/моль); 0,01 М розчин NaOH (читаємо сантимолярний розчин натрій гідроксиду) означає, що в 1 л розчину міститься 0,01 моль NaOH, тобто 0,01 моль х 40 г/моль = 0,4 г.

Приклад 3 : Розрахувати скільки потрібно грамів NaOH для приготування 0,5 л 2М розчину?

- M_{NaOH} = 40 г/моль;
- 1 л 1М розчину NaOH містить 40 г NaOH

  1 л 2М розчину NaOH містить 80 г NaOH

  0,5 л —″— ***x*** | ***x* = 40 *г.***

Для розрахунку наважки (m) в грамах, необхідної для приготування певного об'єму (V) розчину з певною молярною концентрацією (M) можна використати таку математичну залежність:

$$m = M_г \cdot M \cdot V,$$

де V – об'єм розчину в л; M – значення молярної концентрації розчину.

Молярна концентрація еквівалентів розчиненої речовини – це величина, що дорівнює відношенню кількості еквівалентів речовини до об'єму розчину:

$$C_N\ (N) = \frac{n}{V}$$

де C_N *(N)* – молярна концентрація еквівалентів речовини, моль/м^3 або моль/л;

n – кількість еквівалентів речовини, що міститься в розчині;

V – об'єм розчину, м^3 або л.

Одиницею молярної концентрації еквівалентів речовини є моль/м^3 або моль/л, (скорочене позначення «н»). Позначення C_N *(N)* = 1н відповідає концентрації розчину, в 1 л якого міститься один еквівалент молярної маси розчиненої речовини. ***Еквіваленти*** – це умовні частки речовини, які в f разів менші, ніж відповідні їм формульні одиниці. Число f називають *еквівалентним числом* або *числом еквівалентності*. Значення f визначають за хімічною реакцією, в якій приймає участь дана речовина. *Еквівалентне число* (а отже, і молярна маса еквіваленту) не є постійною величиною для даної речовини, а залежить від типу реакції, в яку вступає речовина.

Наприклад, у реакції нейтралізації:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$$

один *моль* натрій гідроксиду еквівалентний одному *моль* сульфатної кислоти, тому в даній реакції f = 1, молярна маса еквіваленту (M_r) сульфатної кислоти дорівнює її молярній масі, тобто 98 г. У реакції:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

два *моль* натрій гідроксиду еквівалентні одному *моль* сульфатної кислоти. Тому в даній реакції еквівалент кислоти дорівнює ½ формульної одиниці (*еквівалентне число* дорівнює 2), а звідси молярна маса еквіваленту (M_r) сульфатної кислоти дорівнює $\frac{M_r}{2}$ її молярній масі поділеній на два, тобто 49 г.

Для більшості сполук їх *еквівалент* не є постійною величиною і залежить від реакцій, в яких вони приймають участь.

При розрахунку еквіваленту окремої, ізольованої молекули речовини користуються співвідношенням: $E = \frac{M_r}{O}$, де О – основність кислоти чи кислотність гідроксиду або кількість валентних зв'язків катіонів в солі, кількість електронів, які можуть перерозподілятися сполукою в окисно-

відновному процесі:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M_r}{2} = \frac{98}{2} = 49; \quad E_{Fe(OH)_3} = \frac{M_r}{3} = \frac{106{,}8}{3} = 35{,}6;$$

$$E_{Al_2(SO_4)_2} = \frac{M_r}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57; \quad E_{SrO} = \frac{M_r}{2} = \frac{103{,}6}{2} = 51{,}8.$$

Більш реальним є розрахунок еквіваленту речовини відповідно до стехіометрії хімічної реакції, де вона є реагентом. Наприклад,

1) $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$: $E_{H_2SO_4} = \frac{M_r}{1} = \frac{98}{1} = 98;$

2) $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$: $E_{H_2SO_4} = \frac{M_r}{2} = \frac{98}{2} = 49;$

3) $SrO + 2H_2SO_4 = Sr(HSO_4)_2 + H_2O$: $E_{SrO} = \frac{M_r}{2} = 51{,}8;$

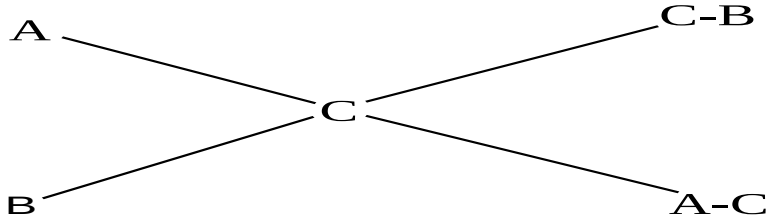
4) $Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$: $E_{Cu(OH)_2} = \frac{M_r}{1} = \frac{97{,}5}{1} = 97{,}5.$

Титром розчину розчиненої речовини (T) називають масу речовини в грамах в 1 мл розчину.

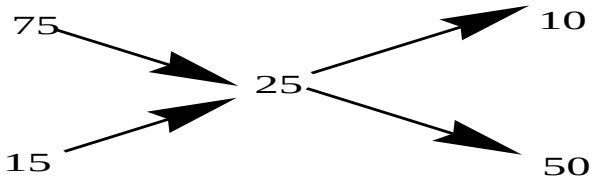
$$T = \frac{m_{\text{р.р.}}}{V} \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

Наприклад, якщо 1 л розчину містить 5,843 г сульфатної кислоти, то титр розчину дорівнює 0,005843 г/мл.

Для перерахунку концентрацій можна використовувати формули наведені у ***додатку*** .На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна скористатися діагональною схемою розрахунків (правило хреста), суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного квадрата пишуть концентрацію більш концентрованого вихідного розчину (А), а в лівому нижньому куту – менш концентрованого (В). В центрі умовного квадрата записується концентрація розчину, яку потрібно одержати (С). Потім віднімають по діагоналі із більшого числа менше. Відповідь одержують у вигляді чисел на протилежних кінцях діагоналей.



Приклад 1. Необхідно приготувати 25% розчин сірчаної кислоти шляхом змішування 75% і 15% розчинів. В яких вагових співвідношеннях

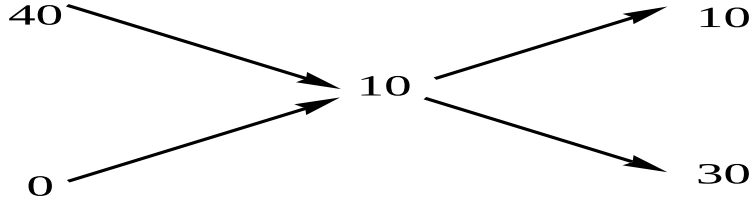


потрібно змішати ці розчини?

Для одержання 25% розчину сірчаної кислоти потрібно змішати 10 вагових частин 75% розчину з 50 ваговими частинами 15% розчину.

Приклад 2. Розведення водою розчину певної концентрації.

Треба приготувати 10% розчин з 40% розчину.



Для цього потрібно взяти 10 вагових частин вихідного розчину і додати 30 вагових частин води.

Питання для самоперевірки.

1. Яку кількість Na_3PO_4 і H_2O треба взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою Na_3PO_4 8%?
2. В 200 мл H_2O розчинили 40 г солі. Визначити масову частку та процентну концентрацію солі в одержаному розчині. (ρ = 1 г/мл).
3. Приготувати 270 г 30% - ного розчину цукру, маючи в своєму розпорядженні 45% та 18% розчини цукру.
4. Розрахувати молярність (М) 25% - ного розчину HNO_3.
5. Розрахувати нормальність (N) розчину соляної кислоти (ρ = 1,18 г/мл), що містить 36,5% HCl.

6. Яку кількість $NaNO_3$ треба взяти для приготування 300 мл 0,2М розчину?
7. Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,1N розчину?
8. Скільки треба взяти 98% розчину H_2SO_4 ((ρ = 1,84 г/мл) для одержання 500 мл 1N розчину?
9. Визначити молярну концентрацію (М) розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г Na_2SO_4 у 300 г H_2O, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

Завдання до самостійної роботи

136. Який об'єм *90 %-го* **розчину сірчаної кислоти** *(ρ=1.813 г/мл*) **необхідно взяти для приготування** *600 мл* **розчину з молярною концентрацією** *0.1 моль/л***?**

137. Який об'єм розчину КОН з масовою часткою *12% (ρ=1,109 г/мл),* **необхідно взяти, щоб одержати** *250 мл* **розчину з молярною концентрацією** *2,0 моль/л***?**

138. Яку масу оксиду P_2O_5 **необхідно взяти для приготування розчину** H_3PO_4 **з молярною концентрацією** *0,2 моль/л об'ємом 300 мл***?**

139. Який об'єм розчину, в якому масова частка соди *10% (ρ=1,05 г/мл*) **необхідно додати до** *2%* **розчину соди** *(ρ=1,02 г/мл)* **об'ємом** *1 л***, щоб одержати розчин з масовою часткою соди** *3%***?**

140. *1 л* **розчину, в якому** $\omega(NH_3)$*=28% (ρ=0,9 г/мл),* **змішали з водою об'ємом** *0,5 л***. Чому дорівнює масова частка** NH_3 **в одержаному розчині?**

141. У *100 мл* **розчину** H_2SO_4 **з масовою часткою** *20%* **та густиною** *1,139 г/мл* **розчинили оксид сірки (VI) масою** *24 г***. Знайти масову частку одержаного розчину?**

142. **Який об'єм води треба додати до** *300 мл 40%* **розчину** H_4SO_4 *(*ρ*=1,303 г/мл)* **для одержання розчину, в якому масова частка** H_4SO_4 *становить 10%.*

143. Знайдіть масу кристалогідрату $Na_2SO_4 \times 10H_2O$ **та об'єм води, які необхідно взяти для приготування розчину** Na_2SO_4 **(**ρ*=1,091 г/мл*) **об'ємом** *1,2 л***, в якому масова частка солі становить** *10%***.**

144. До *100 мл* **розчину, в якому масова частка** H_2SO_4 **становить (**ρ*=1,840 г/мл*), **додали** *400 мл* **води. Знайдіть масову частку** H_2SO_4 **в одержаному розчині (**ρ*=1,225 г/мл*) **та його концентрацію.**

145. Яка буде молярна концентрація розчину, якщо для приготування 500 мл його витрачено *10 мл 33% -го розчину KOH (d = 1,32 г/мл*).

146. Розрахувати титр розчину *10% розчину HCl (d = 1,049 г/мл*).

147. Яка молярна концентрація розчину, якщо в *0,5 л* **розчинено** *40 г NaOH?*

148. Скільки мл *15,2%* **-го розчину** *KOH (d = 1,14 г/мл*) **потрібно для приготування** *500 мл 0,5 н* **розчину?**

149. В *250 мл* **розчину** *NaOH* **міститься** *10 г* **цієї речовини. Чому дорівнює титр цього розчину?**

150. Розрахувати масу щавлевої кислоти для приготування *0,05 молярного* **розчину** *об'ємом 250 мл.*

151. Яка нормальність розчину $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$**, одержаного при розчиненні** *1,7334 г* **її в мірній колбі об'ємом** *250 мл*?

152. Визначити масу *KCl* **для приготування** *0,5 л 0,3 М* **розчину і нормальність цього розчину.**

153. Чому дорівнює нормальність, титр та молярність *15 %* **розчину** *NaOH*?

154. Визначити нормальність, молярність і титр розчину, якщо в *0,5 л* **розчинено** *3,65 г HCl.*

155. Визначити нормальність, молярність і титр розчину, якщо в *100 мл* **розчинено** *2,0 г NaOH***.**

156. Якому з приведених нижче чисел дорівнює нормальність сульфатної кислоти з титром *0,005562 г/мл?* **(підтвердити розрахунками):**

а) 0,0567; б) 0,0980; в) 0,2120; г) 0,1000; д) 0,1135.

157. Визначити нормальність, полярність і титр розчину, якщо в *200 мл* **розчинено** *2 г бури***.**

158. **Який об'єм води треба додати до** *300 мл 40%* **розчину** *H_4SO_4 (ρ=1,303 г/мл)* **для одержання розчину, в якому масова частка H_4SO_4 становить** *10%.*

159. Який об'єм розчину, в якому масова частка соди *10% (ρ=1,05 г/мл*) **необхідно додати до** *2% розчину соди (ρ=1,02 г/мл)* **об'ємом** *1 л***, щоб одержати розчин з масовою часткою соди** *3%?*

160. Розрахувати масову (процентну) концентрацію розчину, якщо *21 г HCl* **міститься в** *200 мл розчину (d = 1,05 г/мл*)**.**

161. Яка масова частка речовини в розчині,якщо в *400 мл* **розчину міститься** *308 г KOH (d = 1,54 г/мл*)**.**

162. **Який об'єм** *10% розчину***, якщо в ньому міститься** *77 г NaOH ($d_{розчину}$ = 1,1 г/мл).*

163. **Скільки г сульфатної кислоти міститься в** *5 л розчину***, якщо на титрування** *25,00 мл* **цього розчину використано** *22,50 мл 0,09500 н розчину KOH?*

164. **Яка молярна концентрація розчину, якщо в** *2 л розчинено 34,8 г K_2SO_4.*

165. Чому дорівнює нормальність і титр розчинів, які містять:

а) 4,0106 г HCl; б) 4,8054 г H_2SO_4 ?

166. **Розрахувати об'єм** *0,2 М розчину***, в якому міститься** *98 г H_2SO_4.*

167. Розрахувати титр розчину *10% розчину HCl (d = 1,049 г/мл).*

168. **Розрахувати масу речовини, необхідну для приготування** *0,4 н розчину H_3PO_4 об'ємом 500 мл.*

169. Молярна концентрація розчину, що містить *0,106 г натрій карбонату в 1000 мл розчину* **дорівнює:**

1	*0,001 моль/л*
2	*0,01 моль/л*
3	*0,1 моль/л*
4	*1 моль/л*

170. Чому дорівнює нормальність розчину сульфату феруму(II), який містить 7,6 г солі у 1000 мл розчину.

1	*1 моль/л*
2	*0,5 моль/л*
3	*0,25 моль/л*
4	*0,1 моль/л*

171. Нормальність розчину, що містить 8,0 г сульфату купруму(II) в 500 мл розчину дорівнює:

1	*0,1 моль/л*
2	*0,2 моль/л*
3	*0,3 моль/л*
4	*0,4 моль/л*

172. Для приготування 500 мл розчину хлориду феруму(II) з концентрацією 0,2 моль/л треба взяти наважку солі масою:

1	*162,50 г*
2	*1,63 г*
3	*8,18 г*
4	*16,25 г*

173. Для приготування 500 мл 0,2 н. розчину купрум(II) сульфату треба взяти наважку солі:

1	*160 г*
2	*80 г*
3	*8,0 г*
4	*0,8 г*

174. Сірководень об'ємом 44,8 л (н.у.) розчинили у воді масою500 г. Масова частка сірководню у розчині дорівнює:

1	*0,01 %*
2	*11,35 %*
3	*11,8%*
4	*1,14 %*

175. У склянку налили 200 мл води. Визначте об'єм розчину сульфату натрію з масовою часткою 12% (густина розчину дорівнює 1,1 г/мл), який потрібно додати в склянку, щоб одержати розчин з масовою часткою солі 2%

1	*22 мл*
2	*44 мл*
3	*20 мл*
4	*40 мл*

176. У якому випадку утворюється насичений розчин?

1	*Коли встановлюється рівновага між осадом і розчиненою речовиною*
2	*Коли розчин містить розчиненої речовини менше, ніж потрібно для насичення*
3	*Коли швидкість процесу кристалізації перевищує швидкість розчинення речовини*
4	*Коли концентрація розчину при даній температурі не змінюється*

177. Які фактори впливають на розчинність твердих речовин?

1	*Природа розчинної речовини*
2	*Природа розчинника*
3	*Температура*
4	*Тиск*

178. Виберіть правильність твердження («так» або «ні»):

1	*Розчин-це однорідна система, що складається з двох або більше компонентів*
2	*Розчини мають постійний склад*
3	*Розчинність речовини вимірюється кількістю грамів розчиненої речовини у 100г розчину*
4	*За агрегатним станом розчини поділяють на тверді і рідкі*
5	*Пересичений розчин – це нестійка система, що утворюється при певних умовах*
6	*У насиченому розчині процес розчинення речовини припиняється і швидкість розчинення дорівнює нулю*
7	*При зниженні температури насиченого розчину відбувається осадження розчиненої речовини або кристалізація*

Приклади завдань з розв'язком.

1. ***Визначте масову частку солі в розчині, що утворився при розчиненні 50 г солі в 200 г води.***

Розв'язок.

1-й спосіб.

$$\omega = (m_{\text{р.р.}} / m_{\text{р-ну}}) \cdot 100\%;$$

$$\omega = (50 : (50 + 200)) \cdot 100\% = 50 : 250 \cdot 100\% = 20\%.$$

2-й спосіб.

$$m_{\text{р-ну}} = 200 + 50 = 250 \text{ (г)}.$$

Складаємо пропорцію: у 250 г розчину міститься 50 г солі,

в 100 г розчину — x г солі

Тоді, 250 : 100 = 50 : x ; звідси $x = 50 \cdot 100 : 250 = 20$ %.

Відповідь: 20 %.

2. ***Визначте масову частку (в %) цукру в розчині, який утворюється при розчиненні 30 г цукру в 240 г розчину цукру з масовою часткою 10%.***

Розв'язок.

Спочатку треба врахувати, що розчинена речовина добавляється до розчину, тому загальна маса розчиненої речовини дорівнюватиме сумі 30 г та її маси в розчині.

Знаходимо масу цукру в 10% розчині

$$m_{\text{р.р.}} = 240 \cdot 0{,}1 = 24 \text{ г}.$$

Знайдемо загальну масу нового розчину

$$240 + 30 = 270 \text{ г}.$$

Знайдемо загальну масу розчиненої речовини (цукру) в новому розчинні

$$24 + 30 = 54 \text{ г}.$$

Визначимо масову частку цукру в новому розчині

$$\omega = (24 + 30) : (240 + 30) \cdot 100\ \% = 54 : 270 \cdot 100\ \% = 20\ \%.$$

Відповідь: 20 %.

3. ***Визначте масу розчину солі з масовою часткою 50 %, який треба додати до 400 г води, щоб утворився розчин з масовою часткою 20 %.***

Розв'язок.

Позначимо масу 50 % розчину солі, що треба додати до води, за x г. Тоді, маса розчину буде дорівнювати (400 + x) г і він буде містити (0,5x) г солі. За умовою він має бути 20%. Тобто (400 + x) г складає 100%, а (0,5 x) г — 20%. Вираховуємо x:

$$20 \cdot (400 + x) = 100 \cdot 0{,}5 \cdot x;$$

$$8000 + 20 \cdot x = 50 \cdot x.$$

Звідси x = 8000 : (50 – 20) = 266,66 (г).

Отже, потрібно взяти 266,66 г 50% розчину солі.

Відповідь: 266,66 г.

4. ***Який об'єм розчину H_2SO_4 з масовою часткою кислоти 96 % (густина розчину 1,835 г/см^3) треба взяти для приготування 5 л 0,5 н розчину H_2SO_4 ?***

Розв'язок.

Обчислюємо молярну масу еквіваленту H_2SO_4 : M_e (H_2SO_4) = 98 : 2 = 49 (г/моль). Розраховуємо масу H_2SO_4, яку необхідно взяти для приготування 0,5 н розчину: 49 х 0,5 = 24,5 (г). За пропорцією обчислюємо масу H_2SO_4 для приготування 5 л 0.5 н розчину:

24,5 г H_2SO_4 – 1 л розчину

X г H_2SO_4 – 5 л розчину

Звідси маса H_2SO_4 дорівнює 122,5 г.

У відповідності до визначення масової частки розчиненої речовини, розчин H_2SO_4 з масовою часткою кислоти 96 % - такий розчин, у 100 г якого міститься 96 г H_2SO_4. Для визначення маси розчину, який містить 122,5 г H_2SO_4 складаємо пропорцію:

96 г H_2SO_4 – 100 г розчину

122,5 г H_2SO_4 – X г розчину

Із пропорції знаходимо, що маса розчину дорівнює 127,6 9 (г). Для розрахунку об'єму масу H_2SO_4 треба розділити на її густину: 127,9 : 1,835 = 69,7 (см^3) або 69,7 мл.

Відповідь: 69,7 мл.

5. ***Який об'єм води треба додати до 1 л розчину KOH з масовою часткою 40 % (густина розчину 1,411 г/см^3), щоб одержати розчин, масова частка якого 18 % ?***

Розв'язок.

Обчислюємо масу 1 л розчину KOH з масовою часткою 40 %. Для цього густину розчину множимо на його об'єм: 1,411 х 1000 = 1411 (г). Для визначення маси KOH у розчині, маса якого 1411 г, складаємо пропорцію:

40 г KOH – 100 г розчину

X г KOH – 1411 г розчину

Із пропорції знаходимо, що маса КОН у 1 л 40 % розчину становить 564,4 г. Тоді маса води у розчині складає 1411 – 564,4 г = 846,6 (г).

Далі обчислюємо масу розчину з масовою часткою 18 %, якщо в ньому міститься 564,4 г КОН. Складаємо пропорцію:

18 г КОН – 100 г розчину

564,4 г КОН – Х г розчину

Із пропорції знаходимо, що маса розчину дорівнює 3135,6 г. Тоді маса води становить 3135,6 - 564,4 = 2571,2 (г). Обчисливши різницю між масою води у розчині з масовою часткою 40 % і 18 % знаходимо, скільки води треба додати до 1 л розчину (40 %), щоб із нього приготувати розчин, масова частка якого 18 % : 2571,2 – 846,6 = 1724,6 (г).

Відповідь: 1724,6 г.

6. ***Виміряного за нормальних умов 179,2 л гідроген хлориду розчинили в 708 мл води. Визначте масову частку і молярну концентрації розчину соляної кислоти, що утворився, якщо його густина дорівнює 1,15 г/мл.***

Розв'язок.

При розв'язуванні задачі слід пам'ятати, що HCl за н.у. — газ і густина води рівна 1 г/мл. M_{HCl} = 36,45 г/моль.

Визначимо кількість моль (ν) і масу HCl.

$\nu = V/V_{мол} = 179,2 : 22,4 = 8$ (моль);

$m = \nu \cdot M = 8 \cdot 36,5 = 292$ (г).

Тоді

$\omega = [m(HCl)/(m(HCl) + m(H_2O))] \cdot 100\% = 292 \times 100\% : 1000 = 29,2\%$.

Для визначення молярної концентрації необхідно знайти об'єм розчину.

$V = m/\rho$; $V = 1000 : 1,15 = 869,6$ (мл) ≈ 0,87 (л).

$C_M = m \cdot 1000/M \cdot V = 292 \times 1000 : 36,5 \times 869,6 = 9,19$ (моль/л);

або $C_M = \nu/V$;

$C_M = 8 : 0,87 = 9,19$ (моль/л) ≈ 9,2 (моль/л) ≈ 9,2 М.

Відповідь: 9,19 моль/л.

7. ***Визначте масову частку сульфатної кислоти в розчині, що утворився при розчиненні 40 г сульфур (VI) оксиду (сульфатного ангідриду) в 120 г розчину сульфатної кислоти з масовою частку 24,5 %.***

Розв'язок.

Особливістю цієї задачі є те, що при внесенні SO_3 в розчин він взаємодіє з H_2O утворюючи H_2SO_4:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4,$$

$M(SO_3) = 80$ г/моль, $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

Визначимо масу сульфатної кислоти, що є в вихідному розчині:

$m(H_2SO_4) = 120 \cdot 0{,}245 = 29{,}4$ (г).

Визначимо масу кислоти, що утвориться при взаємодії 40 г SO_3 з водою:

з 80 г SO_3 утвориться 98 г H_2SO_4,

а 40 г SO_3 — х г H_2SO_4.

Звідси $x = 98 \cdot 40 : 80 = 49$ (г).

Маса кислоти, яка знаходиться в розчині, буде дорівнювати

$29{,}4 + 49 = 78{,}4$ (г).

Маса розчину становитиме:

$120 + 40 = 160$ (г).

Тоді $\omega_{\%} = (78{,}4 : 160) \cdot 100\% = 49\%$.

Відповідь: 49%.

8. ***Визначте молярну концентрацію розчину соляної кислоти з масовою часткою розчинної речовини 38 %, густина якого дорівнює 1,18 г/мл.***

Розв'язок.

Припустимо, що у нас є 1 л такого розчину (можна взяти будь-яку кількість).

Визначимо масу цього розчину.

$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1{,}18 = 1180$ (г).

Знаходимо масу соляної кислоти в цьому розчині:

$m_{р.р.} = m_{р\text{-}ну} \cdot \omega = 1180 \cdot 0{,}38 = 448{,}4$ (г).

Визначаємо C_M:

$C_M = m/(M \cdot V) = 448{,}4 : 36{,}5 \cdot 1{,}0 = 12{,}28$ (моль/л);

$C_M \approx 12{,}3$ моль/л.

Відповідь: 12,3 моль/л.

9. ***Визначити масову частку (%) розчину калій гідроксиду, густина якого рівна 1,24 г/мл, а молярна концентрація 5,6 моль/л.***

Розв'язок.

Розчин з молярною концентрацією 5,6 моль/л, це такий, в 1 л якого міститься 5,6 моль речовини КОН.

Визначимо масу 1 л такого розчину:

$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1{,}24 = 1240$ (г).

В цьому розчині знаходиться 5,6 моль KOH. Знаходимо його масу:

$5{,}6 \cdot 56 = 313{,}6$ (г) (M(KOH) = 56 г/моль).

Визначимо $\omega_{\%}$:

$\omega_{\%} = 313{,}6 : 1240 \cdot 100\ \% = 25{,}29\ \%$;

$\omega_{\%} \approx 25{,}3\ \%$.

Відповідь: 25,3%.

10. ***Визначте масу води, в якій при 100 °С можна розчинити 170,1 г KCl, розчинність (коефіцієнт розчинності) якого при цій температурі дорівнює 56,7, щоб утворився насичений розчин.***

Розв'язок.

В 100 г води при 100°С розчиняється 56,7 г KCl, а в x г — 170,1 г KCl.

Звідси $x = 170{,}1 \cdot 100 : 56{,}7 = 300$ г; $m_{води} = 300$ г.

Відповідь: 300 г.

11. ***Визначте ω % насиченого розчину KCl, якщо розчинність його при цій температурі складає 56,7 г.***

Розв'язок.

За умовою розчинність калій хлориду становить 56,7 г на 100 г води, значить маса всього розчину складатиме

$100 + 56{,}7 = 156{,}7$ (г).

Знаходимо ω%:

$\omega\ \% = 56{,}7 : 156{,}7 \cdot 100\% = 36{,}18\%$.

Відповідь: 36,18%.

12. ***Визначте масу KCl , яка викристалізується при охолодженні до 20 °С 626,8 г насиченого при 100 °С розчину калій хлориду, якщо розчинність його складає при 100 °С 56,7 г, а при 20 °С — 34 г.***

Розв'язок.

З даних розчинності маса насиченого при 100°С розчину буде рівна 156,7 г.

Визначимо масу KCl, що міститься у вихідному розчині. В 156,7 г міститься 56,7 г KCl, а в 626,8 г — x г. Звідси

$x = 626{,}8 \cdot 56{,}7 : 156{,}7 = 226{,}8$ (г).

Визначимо масу розчинника (води):

$626{,}8 - 226{,}8 = 400$ (г).

Визначимо масу KCl, що залишиться в розчині при 20°С. В 100 г води розчиняється 34 г KCl, а в 400 г води — у г KCl. Звідси

у = 400 · 34 : 100 = 136 (г).

Різниця (х – у) — це маса KCl, що викристалізується:

m_{KCl} = 226,8 – 136 = 90,8 г. Відповідь: 90,8 г.

13. ***Скільки літрів хлору (н.у.) може поглинути гарячий розчин КОН масою 2,0 кг і масовою часткою розчиненої речовини 14%?***

Розв'язок.

Запишемо рівняння реакції:

$3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$.

Визначимо масу і кількість моль КОН:

$m_{р.р.} = m_{KOH} = m_{р\text{-}ну} \cdot \omega$ = 2000 · 0,14 = 280 (г),

$\nu_{KOH} = m/M$ = 280 : 56 = 5 (моль).

Визначимо кількість моль Cl_2, яка вступає в реакцію. 3 моль Cl_2 провзаємодіють з 6 моль КОН, а х моль — з 5 моль КОН.

Звідси х = 3 · 5 : 6 = 2,5 (моль).

Визначимо об'єм хлору. 1 моль хлору за н.у. займає об'єм 22,4 л, а 2,5 — х л. Звідси х = 22,4 · 2,5 = 56 (л).

Відповідь: 56 л.

14. Розрахувати масу хлориду калію та об'єм води, які треба взяти для приготування 5%-ного розчину хлориду калію масою 350 г.

Розв'язок:

1) Обчислюємо масу хлориду калію, необхідного для приготування розчину:

$$m(KCl) = \frac{m_{розч} \cdot \omega(KCl)}{100},$$ де $m_{розч.}$ - маса розчину, ω (KCl) - масова частка KCl.

$$m(KCl) = \frac{350 \cdot 5}{100} = 17{,}5г$$

Обчислюємо масу води, необхідної для приготування розчину:

m (H_2O) = $m_{розч.}$ - m (KCl); Отже m (H_2O) = 350 - 17,5 = 332,5 г.

15. В 270 г води розчинили 30 г солі. Визначити масову частку розчиненої речовини (%) в розчині.

Роз'язок:

$m_{розчину} = 270\ г + 30\ г = 300\ г.$

$$\omega = \frac{m_{реч}}{m_{розч}} \cdot 100\% = \frac{30}{300} \cdot 100 = 10\%$$

16. 1200 г розчину з масовою часткою хлориду натрію 20% упарили до 800 г. Визначити масову частку NaCl в одержаному розчині.

Розв'язок:

$m_{солі} = m_{розчину} \cdot \omega_1$; $m_{солі} = 1200\ г \cdot 0{,}2 = 240\ г.$

При випарюванні розчину була видалена частина води, а кількість солі залишалась та сама. Отже:

$$\omega_2 = \frac{m_{солі}}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{240}{800} \cdot 100\% = 30\%$$

17. До 50 мл розчину H_2SO_4 з масовою часткою 96% та густиною 1,84 г/мл додали 250 мл води. Визначити масову частку (%) сірчаної кислоти в розчині після розведення.

Розв'язок:

Визначимо масу вихідного розчину: $m_{розчину1} = 50\ мл \cdot 1{,}84\ г/мл = 92г.$

Визначимо вміст кислоти в цьому розчині: $m(H_2SO_4) = m_{розчину1} \cdot \omega_1$;

$m(H_2SO_4) = 92 \cdot 0{,}96 = 88{,}32\ г\ H_2SO_4.$

Маса води складає: $m(H_2O) = 250\ мл \cdot 1\ г/мл = 250\ г.$

Маса розчину після розведення: $m_{(розчину2)} = m(H_2O) + m(H_2SO_4)$;

$m_{(розчину2)} = 250\ г + 92\ г = 342\ г.$

Масова частка сірчаної кислоти в розчині після розведення:

$$\omega_2 = \frac{m(H_2SO_4)}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{88{,}32}{342} \cdot 100\% = 25{,}82\%$$

18. У 135,6 г води розчинили 64,4 г глауберової солі $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Визначити масову частку (%) безводної солі в розчині.

Розв'язок:

$m_{розчину} = m(H_2O) + m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O)$; $m_{розчину} = 135,6 + 64,4 = 200$ г.

Знаходимо масу безводного сульфату натрію в кристалогідраті:

в 1 молі $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ міститься 1 моль Na_2SO_4.

$Mr(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 322$ г/моль,

$Mr\ Na_2SO_4 = 142$ г/моль,

$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 1$ моль $\cdot$ 322 г/моль = 322 г,

$m(Na_2SO_4) = 1$ моль $\cdot$ 142 г/моль = 142 г.

Виходячи з цих, даних складаємо пропорцію:

в 322 г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ міститься 142 г Na_2SO_4

в 64,4 г - X г Na_2SO_4

$$x = \frac{142 \cdot 64,4}{322} = 28,4г$$

Масова частка безводної солі в розчині:

$$\omega_2 = \frac{m(Na_2SO_4)}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{28,4}{200} \cdot 100\% = 14,2\%$$

19. Визначити концентрацію (в моль/л) розчину, в 50 мл якого міститься 5,6 г гідроксиду калію.

Розв'язок:

$M = \frac{\nu(KOH)}{V_{розч}}$, де $\nu(KOH) = m / Mr$; $Mr(KOH) = 56$ г/моль.

$\nu(KOH) = \frac{5,6}{56} = 0,1моль$; $V_{розчину} = 50$ мл $= 0,05$ л;

$$M = \frac{0,1моль}{0,05л} = 2\ моль/л$$

20. Визначити молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г сульфату натрію у 300 г води, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

Розв'язок:

Визначаємо масу одержаного розчину:

$m_{розчину} = m(Na_2SO_4) + m(H_2O)$; $m_{розчину} = 42,6 + 300 = 342,6$ г.

Об'єм розчину: $\rho = \frac{m}{V}$ *або* $V = \frac{m}{\rho}$ *Звідси* $V = \frac{342,6}{1,12} = 306мл = 0,306л$

Кількість сульфату натрію складає:

$$\nu(Na_2SO_4) = \frac{m(Na_2SO_4)}{Mr(Na_2SO_4)} = \frac{42,6}{142} = 0,3моль.$$

Молярна концентрація при цьому становить:

$$M(Na_2SO_4) = \frac{\nu(Na_2SO_4)}{V} = \frac{0,3}{0,306} = 0,98моль/л$$

21. Визначити масу осаду, який утворюється при взаємодії 15 г розчину з масовою часткою хлориду барію 5% з 10 г розчину сульфату натрію (масова частка сульфату натрію 8%).

Розв'язок:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Визначаємо масу і кількість речовини хлориду барію в розчині:

$m(BaCl_2) = m_{розчину)} \cdot \omega$; $m(BaCl_2) = 15 \cdot 0,05 = 0,75$ *г;*

$$\nu(BaCl_2) = \frac{m(BaCl_2)}{Mr(BaCl_2)} = \frac{0,75}{208} = 3,6 \cdot 10^{-3} моль$$

Маса і кількість речовини сульфату натрію в розчині:

$m(Na_2SO_4) = m_{розчину} \cdot \omega = 10 \cdot 0,08 = 0,8$ *г;*

$$\nu(Na_2SO_4) = \frac{m(Na_2SO_4)}{Mr(Na_2SO_4)} = \frac{0,8}{142} = 5,6 \cdot 10^{-3} моль$$

Із рівняння реакції видно, що кількість взятої речовини ($3,6 \cdot 10^{-3}$моль) хлориду барію менша за кількість речовини осаджувача ($5,6 \cdot 10^{-3}$ моль Na_2SO_4). Отже Na_2SO_4 взято з надлишком і розрахунки потрібно робити за хлоридом барію.

Із рівняння реакції видно: $\nu(BaSO_4)=\nu(BaCl_2)$; $\nu(BaSO_4)=3,6 \cdot 10^{-3}$ *моль*.

Визначаємо масу осаду: $m(BaSO_4) = \nu(BaSO_4) \cdot Mr(BaSO_4)$;

$m\ (BaSO_4) = 3{,}6 \cdot 10^{-3} \cdot 233 = 0{,}838\ г.$

6. Електроліти та електролітична дисоціація

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – процес розпаду на іони речовини під час розчинення у воді або іншому полярному розчиннику.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса:

1. під час розчинення електролітів у воді або іншому полярному розчиннику, чи в процесі розплавлення електроліту відбувається електролітична дисоціація - утворюються іони двох типів: позитивно і негативно заряджені;
2. при пропусканні електричного струму через розчин (розплав) до негативного полюсу переміщуються позитивно заряджені іони-катіони, а до позитивного полюсу – від'ємні іони – аніони;
3. іони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані;
4. дисоціація – процес оборотній. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул, що розпалися на іони і знову утворилися.

Ступінь електролітичної дисоціації (α, %) – це відношення числа молекул електроліту, що розпались на йони (n) до загального числа молекул у розчині (N):

$$\alpha = n/N,$$

Ступінь електролітичної дисоціації - залежить від природи розчиненого електроліту і розчинника, концентрації розчину та температури.

Ступінь електролітичної дисоціації може змінюватись від 0 до 1 і виражається в частках, або у відсотках. В залежності від величини

ступеня дисоціації розрізняють сильні, середньої сили і слабкі електроліти. Слабкими вважають електроліти, які в 0,1М розчині мають α < 3 %. Від 3 до 30% - електроліти середньої сили. Якщо ступінь дисоціації в 0,1 М розчині перевищує 30%, то такий електроліт називають сильним.

До ***сильних електролітів*** відносяться всі розчинні солі; гідроксиди лужних та лужноземельних металів: від *LiOH* до *CsOH*, від $Ca(OH)_2$ до $Ba(OH)_2$; деякі кислоти: $HClO_4$, HNO_3, H_2SO_4, *HCl, HBr, HI,* H_2CrO_4, $HMnO_4$,$HClO_3$,$HClO_4$. До слабких електролітів відносяться - *HClO,* H_2S, *HCN,* H_2CO_3, CH_3COOH, $HClO_2$, H_2SiO_3, NH_3*H_2O. Електроліти середньої сили :H_2SO_3, H_3PO_4, HNO_2, $Mg(OH)_2$.

Сильні електроліти дисоціюють практично повністю не тільки в розведених розчинах, а також і в концентрованих. При розчиненні слабкого електроліту в розчині встановлюється рівновага між недисоційованими молекулами і продуктами їхньої дисоціації – іонами. Тому в рівняннях дисоціації слабкого електроліту ставлять знак оберненості (↔):

$$CH_3COOH_{\cdot} \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

З погляду теорії електролітичної дисоціації електролітами називають:

Кислоти – *це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах з утворенням катіонів гідрогену* H^+ *(протонів) та аніонів кислотного залишку. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто.*

$$HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-;$$

$$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}.$$

Основи – *це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металів і аніони гідроксогрупи* OH^-. *Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.*

$$NaOH_{\cdot} \leftrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$Mg(OH)_2 \leftrightarrow MgOH^+ + OH^-$$

$$MgOH^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-$$

Амфотерні гідроксиди *– це електроліти, які у водних розчинах можуть дисоціювати як кислоти або основи, в залежності від умов середовища:*

$$Pb(OH)_2 \leftrightarrow H_2PbO_2$$

$$Pb(OH)_2 \leftrightarrow PbOH^+ + OH^-$$

$$PbOH^+ \leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-;$$

$$H_2PbO_2 \leftrightarrow H^+ + HPbO_2^-$$

$$HPbO_2^- \leftrightarrow H^+ + PbO_2^{2-}.$$

Солі *– це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металів (або угрупування NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Середні солі дисоціюють в одну стадію, кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто.*

$$Na_3PO_4 \leftrightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-};$$

$$Na_2HPO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + HPO_4^{2-};$$

$$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-};$$

$$MgOHNO_3 \leftrightarrow MgOH^+ + NO_3^-;$$

$$MgOH^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-.$$

Для характеристики слабких електролітів вводиться поняття константи рівноваги процесу дисоціації. Константа рівноваги процесу дисоціації електроліту – це фізична величина, рівна відношенню добутку рівноважних концентрації іонів, на які дисоціює електроліт, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту. Наприклад, для дисоціації оцтової кислоти:

$$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-.$$

константа дисоціації оцтової кислоти описується рівнянням:

$$K_{CH_3COOH} = \frac{[H^+]\cdot[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH\,]}$$

Між константою та ступенем електролітичної дисоціації є зв'язок, відомий під назвою **закону розбавлення Оствальда:**

$$K_{дис} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad , \quad \text{коли} \quad \alpha < 1 \rightarrow K_{дис.} = C\alpha^2; \; \alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C}}$$

7.Іонний добуток води. Водневий показник.

Чиста вода є слабкий електроліт, що дисоціює в дві стадії:

1. $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$
2. $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$

(H_3O^+-іон гідроксонію) або $2H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

Константу рівноваги цього процесу:

$$K_p = \frac{[H^+][OH]}{[H_2O]} \Rightarrow [H^+] \cdot [OH^-] = K_p \cdot [H_2O]$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий, то практично $[H_2O]$ =const. Тоді $[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O}$ і називається іонний добуток води. При 22°С $K_{H_2O} = 10^{-14}$, а концентрації $[H^+]$ і $[OH^-]$ дорівнюють $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Це дає змогу обчислювати $[H^+]$ або $[OH^-]$, якщо відома одна з цих величин:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \qquad \text{або} \qquad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

Записувати концентрації іонів $[H^+]$ або $[OH^-]$ через від'ємний ступінь незручно і тому ввели поняття *pH* розчину – водневого показника, який дорівнює:

$$pH = -\lg[H^+]$$

По аналогії з *pH* введено поняття гідроксильний показник – *pOH*:

$$pOH^- = -lg\,[OH^-]$$

Оскільки концентрація іонів $[H^+]$ може змінюватись в межах іонного добутку:

$$pH + pOH = 14,$$

то *pH* змінюється в інтервалі від 0 – 14:

pH 1 – 7 кисле середовище;

pH 7 нейтральне середовище;

pH 7 – 14 лужне середовище.

8. Іонні реакції в розчинах електролітів

Для відображення суті процесів, що відбуваються у розчинах електролітів, користуються ***іонними рівняннями.*** При написанні іонних рівнянь *дотримуються таких правил*: сильні електроліти записують у дисоційованому вигляді (у вигляді іонів), слабкі електроліти (малорозчинні речовини, газоподібні речовини, воду) і електроліти середньої сили – у вигляді молекул.

При взаємодії розчинів електролітів відбуваються реакції, які не пов′язані зі зміною зарядів іонів. Вони називаються реакціями іонного обміну або просто обмінними. Напрямок їх визначають можливістю утворення малорозчинних, малодисоційованих йонів або молекул, а також газоподібних речовин, що видаляються із сфери реакції під час її протікання.

Розглянемо чотири типових варіанти. Реакції практично необоротні, якщо:

1)– *утворюється осад (↓), наприклад:*

молекулярне рівняння $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

повне іонне рівняння $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$

скорочене іонне рівняння $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$

2) – *виділяються газоподібні речовини, наприклад:*

$Na_2S + 2HCl = H_2S\uparrow + 2NaCl$

$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = H_2S\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^- 2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow$

3) – *утворюється слабкий електроліт, наприклад*:

$2CH_3COOK + H_2SO_4 = 2CH_3COOH + K_2SO_4$

$2CH_3COO^- + 2K^+ + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2CH_3COOH + 2K^+ + SO_4^{2-}$

$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$

4) – *утворюються комплексні сполуки*:

$Hg(NO_3)_2 + 4KI = K_2[HgI_4] + 2KNO_3$

$Hg^{2+} + 2NO_3^- + 4K^+ + 4I^- = 2K^+ + [HgI_4]^{2-} + 2K^+ + 2NO_3^-$

$Hg^{2+} + 4I^- = [HgI_4]^{2-}$

Питання для самостійної роботи.

1. Написати рівняння дисоціації на іони наступних сполук:

   H_2SO_4, $HClO_4$, $Ca(OH)_2$, $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, K_2CO_3, $Bi(NO_3)_3$, Na_2HPO_4

2. Написати молекулярне, повне та скорочене іонні рівняння:

   $BaCl_2 + Fe_2(SO_4)_3$ →

   $Cu(NO_3)_2 + Na_2CO_3$ →

   $Na_2SiO_3 + H_2SO_4$ →

   $FeCl_3 + KOH$ →

   $H_3PO_4 + Ba(OH)_2$ →

   $Cu(OH)_2 + HCl$ →

3. Яка з двох реакцій проходить в розчині до кінця і чому? Написати відповідні молекулярні та іонні рівняння:

   а) хлорид кальцію + нітрат магнію →

   карбонат натрію + хлорид цинку →

   б) сульфат літію + гідроксід калію →

   сульфат заліза (II) + гідроксид натрію →

4. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:

   $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

$Fe(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3H_2O$

$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$

$3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$

Лабораторна робота №2

Електролітична дисоціація

Дослід 1. ***Одержання малорозчинних речовин.***

А) В 4 пробірки налити по 3 — 5 крапель розчинів *HCl*, *KCl*, $MgCl_2$, $KClO_3$ і додати по декілька крапель $AgNO_3$. Що спостерігається? Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) У три пробірки взяти окремо по 5-6 крапель розчинів Na_2SO_4, $(NH_4)_2CO_3$, Na_3PO_4 і додати в кожну пробірку по 3-4 краплі розчину $BaCl_2$. Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$(NH_4)_2CO_3 + BaCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Na_3PO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В) У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів $CuSO_4$ *та* $Cu(NO_3)_2$. Додати в одну пробірку 4-5 крапель розчину *NaOH*, а в другу – 4-5 крапель $Ba(OH)_2$. Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CuSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Cu(NO_3)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. ***Одержання малодисоційованої речовини.***

У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CH_3COONa *та* $Pb(CH_3COO)_2$ і додати в кожну пробірку по 5-6 крапель *2н HCl або 2н* H_2SO_4. Суміш нагріти і за запахом визначити виділення парів оцтової кислоти. Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CH_3COONa + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	$Pb(CH_3COO)_2+HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. ***Одержання газоподібних речовин.***

А) Взяти в пробірку 5-6 крапель NH_4Cl і додати стільки ж розчину *NaOH.* Вміст пробірки нагріти на водяній бані. За запахом визначити, який газ виділяється. Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$NH_4Cl + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку помістити 0,01 – 0,02 г твердої солі $CaCO_3$ *або* $BaCO_3$ і додати 4-5 крапель *2н HCl*. Що спостерігається? Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CaCO_3 +HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. ***Одержання та властивості амфотерних гідроксидів.***

Одержати в 2-х пробірках осад $Zn(OH)_2$ шляхом додавання до 4-5 крапель розчину $ZnSO_4$ кількох крапель розчину *NaOH*. В одну пробірку додати 5-

6 крапель 2н *HCl*, а в другу – 5-6 крапель *2н NaOH*. Що відбувається з осадом $Zn(OH)_2$? Скласти молекулярні та йонні рівняння одержання осаду $Zn(OH)_2$ та його розчинення в кислоті та лузі.

РІВНЯННЯ	$ZnSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Контрольні завдання до самостійної роботи

179. **Знайдіть концентрацію іонів Гідрогену в розчинах HNO_2 і HCN, якщо їх молярна концентрація однакова і дорівнює 0,01 моль/л.** $K_{дис.}\ HNO_2 = 4 \cdot 10^{-4}$; $K_{дис.}\ HCN = 7{,}9 \cdot 10^{-1}$.

180. Як і чому впливає на *ступінь дисоціації* **слабкого електроліту введення в розчин однойменного іона і розбавлення розчину? Наведіть приклади.**

181. Що називають іонним добутком води та водневим показником – *pH***? Якщо у водному розчині відома концентрація одного з іонів** H^+ **або** OH^- **, як знаходиться концентрація другого іона?**

182. Що називається *активною концентрацією* **або** *активністю***? Як вона залежить від** *концентрації***?**

183. Основні положення *теорії електролітичної дисоціації.* **Чому молекули в розчині розпадаються на іони?**

184.Чому дорівнює pH розчину, якщо:

а) $[H^+] = 10^{-3}$ *г·іон/л;*
б) $[OH^-] = 10^{-5}$ *г·іон/л;*
в) $[H^+] = 10^{-2}$ *г·іон/л;*
г) $[OH^-] = 10^{-5}$ *г·іон/л;*
д) $[H^+] = 10^{-4}$ *г·іон/л;*
е) $[OH^-] = 10^{-11}$ *г·іон/л;*
ж) $[H^+] = 10^{-1}$ *г·іон/л?*

185. Визначити pH і pOH розчину:

а) якщо концентрація H^+ *у розчині* $2 \cdot 10^{-4}$*;*
б) якщо концентрація H^+ *у розчині* $4{,}5 \cdot 10^{-11}$*;*
в) якщо концентрація OH^- *в розчині* $5 \cdot 10^{-2}$*;*
г) якщо концентрація H^+ *у розчині* $3{,}2 \cdot 10^{-5}$*;*
д) якщо концентрація OH^- *в розчині* $4{,}6 \cdot 10^{-3}$*;*
е) якщо концентрація H^+ *у розчині* $3{,}8 \cdot 10^{-10}$*;*
ж) якщо концентрація OH^- *в розчині* $2{,}1 \cdot 10^{-1}$*.*

186. Чому дорівнює концентрація H^+ **і** OH^- **в розчині, pH якого:**

а) 4,87;
б) 3,5;
в) 9,4;
г) 3,0;
д) 10,0;
е) 0,5;
ж) 4,0?

187. Ступінь електролітичної дисоціації - це відношення числа молекул, що розпались на іони до_____

(у бланку відповідей закінчити визначення ступеня електролітичної дисоціації)

191. Чому дорівнює *pOH*, якщо *$[H^+] = 10^{-7}$ г-іон/л?*

1	14
2	7
3	12
4	10

192. Іонний добуток води приймає значення :

1.	$1\ 10^{-14}$
2.	$1\ 10^{-7}$
3.	$1\ 10^{+14}$
4.	14

193. Чому дорівнює *pH* розчину, якщо концентрація іонів гідрогену має значення *$1 \cdot 10^{-5}$* ?

1.	7
2.	5
3.	-5
4.	9

194. Розчин буде лужним, якщо:

1.	*pH=5*
2.	*pH=7*
3.	*pH=10*
4.	*pH=2*

195. Чому дорівнює pOH, якщо $[H^+] = 10^{-7}$ г-іон/л.?

1	14
2	7
3	12
4	10

196. Що називається електролітом?

1	*Речовина, що має електронну провідність*
2	*Речовина, яка у розчині або розплаві, утворює вільні іони*
3	*Речовина, що проводить струм у різних агрегатних станах*
4	*Речовина, що розпадається на іони під дією електричного струму*

197. Якою буде реакція середовища *pH = 2?*

1	Кисла
2	Лужна

3	Нейтральна
4	Вираз не дає інформацію щодо кислотності середовища

198. Що називають ступенем дисоціації? На які групи умовно поділяють електроліти за ступенем дисоціації? Наведіть приклади.

199. Що таке кислоти і основи з точки зору теорії електролітичної дисоціації? В чому суть ступінчастої дисоціації? Наведіть приклади.

200. Запишіть рівняння реакцій (в іонному вигляді), які відбуваються між такими речовинами: а) гідроксид феруму(III) і сірчана кислота; б) луг і сульфат кадмію; в) оцтова кислота і луг.

201. Складіть молекулярні і іонні рівняння реакцій, які відбуваються в розчинах між речовинами:

а) $K_2S+HCl=$

б) $CuSO_4+H_2S=$

в) $FeCl_3+Ba(OH)_2=$

г) $Ca(HCO_3)_2+NaOH=$

202. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій між речовинами:

а) $CH_3COOH+KOH=$

б) $CuSO_4+H_2S=$

в) $Zn(OH)_2+NaOH=$

г) $Mg(OH)_2+NH_4Cl=$

203. Запишіть іонні рівняння реакцій, які відбуваються у розчинах між речовинами:

а) карбонат барію і сірчана кислота;

б) гідроксинітрат магнію і азотна кислота;

в) гідроксид магнію і хлорид амонію.

204. Складіть молекулярні і іонні рівняння реакцій між речовинами :

а) $Ca(OH)_2+H_2CO_3=$

б) $AlOHCl_2+HCl=$

в) $Fe(OH)_3+H_2SO_4=$

г) $Cu(NO_3)_2+H_2S=$

205. Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають іонні рівняння:

а) $HCO_3^-+OH^-=CO_3^{2-}+H_2O$

б) $NO_2^-+H^+=HNO_3$

в) $Cu^{2+}+S^{2-}=CuS$

г) $Al(OH)_3+3H^+=Al^{3+}=3H_2O$

206. Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають іонні рівняння:

а) $Cd(OH)^+ H^+=Cd^{2+}+H_2O$

б) $Fe(OH)_3+3H^+=Fe^{3+}+3H_2O$

в) $Pb^{2+}+2Cl-==PbCl_2$

г) $HPO_4^{2-}+OH^-=PO_4^{3-}+H_2O$

207. Що утвориться при змішуванні розчинів таких речовин:

а). сульфат амонію і сульфід натрію;

б). хлорид феруму(ІІІ) і карбонат калію?

Складіть рівняння реакцій в іонній формі.

208. Напишіть рівняння реакцій в іонному вигляді:

а) $Na_3PO_4+H_3PO_4=$

б) $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH=$

в) $NaOH+H_2SO_{4(надлишок)}=$

г) $FeS+HCl=$

209. Напишіть в іонному вигляді рівняння реакцій:

а) $HCl+Zn=$

б) $Ca(HCO_3)_2+Ca(OH)_2=$

в) $AgNO_3+HCl=$

г) $Bi(OH)_2NO_3+HNO_3=$

210. Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають іонні рівняння:

а) $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$

б) $Cr(OH)_3 + OH^- = CrO_2 + 2H_2O$

в) $Mg(OH)_2 + 2NH_4^+ = NH_3 + Mg^{2+} + 2H_2O$

г) $CuOH^+ + H^+ = Cu^{2+} + H_2O$

211. Які іони не можуть одночасно перебувати в помітних кількостях у водному розчині?

а) Na^+ *і* SO_4^{2-}, Ag^+ *і* NO_3^-, Ba^{2+} *і* NO_2^-;

б) K^+ *і* PO_4^{3-}, Ca^{2+} *і* Cl^-, Li^+ *і* NO_3^-;

в) K^+ *і* OH^-, H^+ *і* CO_3^{2-}, Sr^{2+} *і* HSO_3^-;

г) Zn^{2+} *і* SO_4^{2-}, Na^+ *і* HPO_4^{2-}, Fe^{2+} *і* I^-;

д) H^+ *і* S^{2-}, K^+ *і* NO_3^-, Cu^{2+} *і* Br^-;

е) Ca^{2+} *і* OH^-, Pb^{2+} *і* Cl^-, H^+ *і* ClO_4^-;

ж) Li^+ *і* HCO_3^-, Al^{3+} *і* OH^-, Ni^{2+} *і* CO_3^{2-}.

212. Яких іонів найменше у водному розчині:

а) Карбонату калію (K^+, CO_3^{2-}, H^+, OH^-, HCO_3^-*);*

б) Сульфату міді (Cu^{2+}, SO_4^{2-}, H^+, OH^-, $CuOH^+$*);*

в) Хлориду цинку (Zn^{2+}, Cl^-, H^+, OH^-, $ZnOH^+$*);*

г) Сульфату феруму(III)(Fe^{3+}, $Fe(OH)_2^+$, $FeOH^{2+}$, H^+, OH^-, SO_4^{2-}*);*

д) Хлориду амонію (NH_4^+, H^+, OH^-, Cl^-*);*

е) Силікату натрію (Na^+, H^+, OH^-, SiO_3^{2-}, $HsiO_3^-$*);*

ж) Нітрату магнію (Mg^{2+}, H^+, OH^-, $MgOH^+$, NO_3^-*)?*

213. Які іони не можуть існувати у помітних кількостях у лужному середовищі?

а) $AlOH^{2+}$, H_3O^+, K^+, SO_4^{2-};

б) HSO_4^-, Ni^{2+}, Al^{3+}, S^{2-};

в) Na^+, $ZnOH^+$, Mg^{2+}, Cl^-;

г) $BaOH^+$, Ca^{2+}, ClO^-, HPO_4^{2-};

д) PO_4^{3-}, OH^-, Na^+, $FeOH^{2+}$;

е) HSO_3^-, K^+, $BiOH^+$, SO_3^{2-};

ж) Ca^{2+}, Na^+, H^+, CO_3^{2-}.

214. Яка пара сполук є сильними електролітами?

1.	$Ba(NO_3)_2$, $CaSO_4$
2.	$BaSO_4$, $NaOH$
3.	$Cu(OH)_2$, $NaOH$
4.	$CuCl_2$, KCl

215. Написати рівняння реакції у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді.

$CoSO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

216. Яка пара сполук є слабкими електролітами?

1.	$Ba(NO_3)_2$, $CaSO_4$
2.	$BaSO_4$, $NaOH$
3.	$Cu(OH)_2$, H_3PO_4
4.	$CuCl_2$, KCl

217. Написати рівняння реакції у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$

Приклади розв'язку завдань.

1. ***Знайти ступінь дисоціації 0,1М розчину*** H_2S ***і концентрацію іонів*** $[H^+]$***, якщо константа дисоціації*** H_2S ***по першому ступеню*** $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-$ ***дорівнює*** $1{,}1\cdot10^{-7}$**.**

Розв'язок.

$K_{дис} = C \cdot \alpha^2$, звідки $\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C}} = \sqrt{\frac{1{,}1\cdot10^{-7}}{0{,}1}} = \sqrt{1{,}1\cdot10^{-5}} = 1{,}05\cdot10^{-3}$

Таким чином ступінь дисоціації дорівнює 0,105%.

$[H^+] = 1{,}05\cdot10^{-3}\cdot1\cdot10^{-1} = 1{,}05\cdot10^{-4}$ моль/л

2. ***Визначити pH розчину KOH з молярною концентрацією*** $4{,}2\cdot10^{-3}$ ***М.***

Розв'язок.

KOH – сильний електроліт.

Тому $[OH^-] = 4{,}2\cdot10^{-3}$ моль/л.

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{4{,}2 \cdot 10^{-3}} = 0{,}24 \cdot 10^{-11}$$

$$pH = - lg[H^+] = 10{,}62$$

3. ***Розрахувати концентрацію*** $[OH^-]$ ***іонів в розчині, pH якого 3,28.***

Розв'язок.

$pH = -\lg[H^+] = 3{,}28$ звідки $[H^+] = 5{,}25 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Тоді $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5{,}25 \cdot 10^{-4}} = 1{,}9 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

4. ***Вирахувати pH 0,17 н розчину*** CH_3COOH. $K_{дис} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок.

Оцтова кислота – слабкий електроліт, тому спочатку розрахуємо ступінь дисоціації α за формулою: $\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C}} = \sqrt{\frac{1{,}75 \cdot 10^{-5}}{0{,}17}} = 1{,}03 \cdot 10^{-3}$

Тоді $[H^+] = 1{,}03 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}17 = 0{,}175 \cdot 10^{-3} = 1{,}75\ 10^{-2}$

$pH = -\lg[1{,}75 \cdot 10^{-4}] = 0{,}2430 \cdot 10^{-2} = 2{,}43$

Чому дорівнює концентрація H^+ ***і*** OH^- ***в розчині, pH якого дорівнює 4,5?***

Розв'язок.

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

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

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

6. ***Визначити pH і pOH розчину, якщо: концентрація*** H^+ ***у розчині*** $4{,}3 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язок.

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

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

Відповідь: pH = 3,37, pOH = 10,63.

7. *Написати молекулярне, повне та скорочене іонні рівняння при взаємодії $BaCl_2$ і $Fe_2(SO_4)_3$.*

Розв'язок.

Молекулярне рівняння:

$$3BaCl_2 + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 3BaSO_4\downarrow + 2FeCl_3$$

Повне іонне рівняння:

$$3Ba^{2+} + 6Cl^- + 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-} \rightarrow 3BaSO_4\downarrow + 2Fe^{3+} + 6Cl^-$$

Скорочене іонне рівняння одержуємо шляхом виключення з повного іонного рівняння однакових іонів в правій і лівій частинах:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

8. *Складіть молекулярне рівняння реакції, якому відповідає іонне рівняння $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$.*

Розв'язок.

Перша сполука може бути розчинною кислою сіллю натрію, або іншого лужного металу, друга сполука буде відповідним лугом. Утворюється середня сіль:

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O.$$

9. *Які іони K^+ і SO_3^{2-}, Ba^{2+} і SO_4^{2-} не можуть одночасно перебувати в помітних кількостях у водному розчині?*

Розв'язок.

1) K^+ і SO_3^{2-} утворюють розчинну сполуку K_2SO_3. Тому у розчині будуть переважити іони.

2) Ba^{2+} і SO_4^{2-} - утворюють нерозчинну сіль $BaSO_4$, тому у розчині іони перебувати не будуть.

10. *Які іони $CuOH^+$, K^+, SO_4^{2-}, OH^-. не можуть існувати у помітних кількостях у лужному середовищі?*

Розв'язок.

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

9. Гідроліз солей

Гідроліз солі – це взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабкого або погано розчинного електроліту. Гідроліз - є реакцією обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації, отже – рівноважний процес. Тому можна створити умови, за яких гідроліз відбуватись не буде. Гідроліз супроводжується зміною концентрації водневих та гідроксильних іонів (кислотності середовища). Гідроліз – процес ступінчастий для солей, утворених від багатокислотних основ або багатоосновних кислот. Гідроліз солі залежить від хімічної природи основ і кислот, що утворюють сіль.

Вода, як слабкий електроліт, в незначній мірі дисоціює на іони водню H^+ та гідроксилу OH^-. При розчиненні солей відбувається спочатку їх дисоціація на іони, а потім взаємодія іонів розчинених солей з дисоційованими іонами води. В результаті можуть утворюватись слабкі або малорозчинні електроліти . Внаслідок цього концентрація іонів води змінюється і більшість розчинів середніх солей мають кислу або лужну реакцію (pH розчинів таких солей > або < 7).

Кількісно, як і процес дисоціації електроліту, гідроліз солі оцінюють за ступенем гідролізу і константою гідролізу.

Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем гідролізу h:

$$h = \frac{\text{число молів солі, що гідролізувалися}}{\text{загальне число молів солі у розчині}}$$

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації (при розбавленні гідроліз зростає), температури розчину (з підвищенням

температури гідроліз зростає). Сіль гідролізується повніше, чим слабкішою є кислота (основа), від якої утворена сіль.

Константа рівноваги процесу гідролізу солі називається константою гідролізу ($K_{гідр.}$). Між константою гідролізу і константою дисоціації (кислоти, основи) існує зв'язок:

сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою

$$K_{гідр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи}};$$

сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою

$$K_{гідр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кислоти}};$$

сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою

$$K_{гідр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи} \cdot K_{кислоти}}.$$

Гідролізу зазнають солі, що утворені за участю слабких кислот та слабких основ. Солі, які утворені за участю сильних кислот та сильних основ, не гідролізують, оскільки їх іони не зв′язують іони води OH^- і H^+ і не утворюють слабких електролітів, а отже, і не зміщують іонну рівновагу процесу дисоціації води. Тому розчини таких солей , як ***NaCl, $KClO_4$, KNO_3, Na_2SO_4, $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$*** гідролізу не підлягають. Механізм гідролізу солі може бути різним і залежить від типу солі. Розглянемо типові випадки гідролізу солей.

1. ***Гідроліз за катіоном*** *(<u>сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою.</u>)* Це найпоширеніший випадок, оскільки більшість гідроксидів металів, зокрема багатовалентних, є слабкими основами. В результаті гідролізу такої солі утворюється слабка основа (якщо катіон NH_4^+) або основна сіль і вільна сильна кислота. Розчини таких солей мають кислу реакцію (pH < 7). Прикладом таких солей є NH_4Cl, $Bi(NO_3)_3$, $AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $Fe(NO_3)_3$, $Al(ClO_4)_3$ та ін.

Гідроліз солі NH_4Cl відбувається відповідно до рівнянь:

<u>в молекулярному вигляді</u>: $NH_4Cl + HOH \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O + HCl$,

або $NH_4Cl + HOH \leftrightarrow NH_4OH + HCl$

<u>в повному іонному вигляді</u>: $NH_4^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$

<u>в скороченому іонному вигляді</u>: $NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$.

Таким чином, у розчині створюється певний надлишок іонів водню і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію (pH < 7).

Подібно гідролізує сіль $BiCl_3$; так як сіль утворена від багатокислотної основи $Bi(OH)_3$ і катіон має ступінь окиснення 3+, гідроліз відбувається ступінчасто, але переважно за першим ступенем:

$BiCl_3 + HOH \leftrightarrow BiOHCl_2 + HCl;$

$Bi^{3+} + 3Cl^- + HOH \leftrightarrow BiOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-$;

$Bi^{3+} + HOH \leftrightarrow BiOH^{2+} + H^+$, *pH < 7 (перший ступінь)*

Для того, щоб гідроліз відбувався за другим і третім ступенем, необхідно створити умови для підсилення цього процесу (підвищити температуру і розбавити розчин солі – зменшити концентрацію розчиненої речовини в розчині):

$BiOHCl_2 + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_2Cl + HCl;$

$BiOH^+ + 2Cl^- + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_2^- + Cl^- + H^+ + Cl^-;$

$BiOH^+ + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_2^+ + H^+$, *pH < 7 (другий ступінь);*

$Bi(OH)_2Cl + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_3 + HCl;$

$Bi(OH)_2^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_3 + H^+ + Cl^-;$

$Bi(OH)_2^+ + HOH \leftrightarrow Bi(OH)_3 + H^+$, *pH < 7 (третій ступінь).*

Третій ступінь практично не відбувається , оскільки утворені сполуки – основа і кислота взаємодіють між собою і напрям реакції буде зворотнім. Для того, щоб запобігти гідролізу (змістити рівновагу вліво), необхідно до розчину додати відповідну кислоту, наприклад HCl.

2. ***Гідроліз за аніоном*** *(сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою)*. В результаті гідролізу такої солі утворюється слабка кислота, якщо аніон однозарядний, або кисла сіль і вільна сильна основа.

Розчини таких солей мають лужну реакцію. Прикладом таких солей є *KCN, CH_3COONa, K_2CO_3, Na_2S, BaS, $Ca(CH_3COO)_2$ та ін.*

Наприклад, запишемо рівняння гідролізу для солі *KCN* :

KCN + HOH ↔ HCN + KOH;

$K^+ + CN^- + HOH \leftrightarrow HCN + K^+ + OH^-$;

$CN^- + HOH \leftrightarrow HCN + OH^-$, *pH > 7.*

Як видно, внаслідок гідролізу солі утворюється деякий надлишок іонів OH^- і тому розчини солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою, мають лужну реакцію (pH > 7).

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто:

$K_2CO_3 + HOH \leftrightarrow KHCO_3 + KOH$;

$2K^+ + CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow K^+ + HCO_3^- + K^+ + OH^-$;

$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$, *pH > 7 (перший ступінь);*

$KHCO_3 + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + KOH$;

$HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$, *pH > 7, (другий ступінь).*

Зміщення рівноваги гідролізу вліво в бік утворення середньої солі можна здійснити , добавляючи до розчину солі розчин відповідного лугу.

3. ***Гідроліз за катіоном і за аніоном*** *(сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою)*. Гідроліз таких солей відбувається досить повно, оскільки в результаті реакції утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні речовини. Солі такого типу в більшості гідролізують необоротно (повний гідроліз). Внаслідок гідролізу реакція середовища може мати такі значення pH: 7; > 7; < 7. Ці значення визначають порівнянням констант дисоціації утворених слабких електролітів. Наприклад, хоч ацетат амонію і гідролізує, проте розчин його має нейтральну реакцію середовища (pH ≈ 7), оскільки константи дисоціації слабкої основи і слабкої кислоти майже однакові ($К_{дис.\ CH_3COOH}$ =1,74 $\cdot 10^{-5}$, $К_{дис.\ NH_4OH}$ = 1,76 $\cdot 10^{-5}$).

$CH_3COONH_4 + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + NH_3 + H_2O$ *(або* NH_4OH*);*

$CH_3COO^- + NH_4^+ + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + NH_3 \cdot H_2O$

Скороченого іонного рівняння в цій реакції немає.

Процес повного гідролізу є частковий випадок гідролізу за катіоном і за аніоном.

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфіду алюмінію з водою:

$Al_2S_3 + 6HOH \leftrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S.$

Рівнянь в іонному вигляді в таких випадках немає. Отже, неможливо добути з водних розчинів солі Cr_2S_3, $CuCO_3$, $Fe_2(SO_3)_3$ та ін.

Питання для самостійної роботи.

1. Чому дорівнює величина водневого показника розчинів, концентрація іонів водню в яких дорівнює : $1*10^{-7}$; $1*10^{-5}$; $1*10^{-10}$?
2. Чому дорівнює pH 0,1 М розчину азотної кислоти, якщо вважати її дисоціацію повною?
3. Як зміниться концентрація гідроксид-іонів, якщо pH розчину зменшиться з 10 до 4?
4. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Написати відповідні рівняння:

а) нітрат алюмінію, сульфід калію, хлорид калію;

б) карбонат калію, сульфат заліза (II), хлорид літію;

в) хлорид міді (II), хлорид натрію, карбонат літію.

5. Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища. Написати відповідні рівняння:

а) хлорид кальцію, хлорид алюмінію, силікат натрію;

б) нітрат літію, карбонат калію, нітрат цинку;

в) хлорид калію, хлорид алюмінію, сульфід натрію.

6. Привести приклади гідролізу солей по катіону (одно-, дво- та трьохзарядному).

7. Привести приклади гідролізу солей по аніону (одно- та двозарядному).
8. Які фактори сприяють більш повному проходженню процесу гідролізу?

Лабораторна робота №3

Гідроліз солей

Дослід 1. ***Визначення реакції середовища в розчинах солей.***

Для розчинів солей Na_2CO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $ZnSO_4$, $Cu(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $Ba(CH_3COO)_2$ скласти рівняння гідролізу солей і теоретично передбачити pH розчинів цих солей. Потім визначити реакцію середовища, наносячи краплю розчину на лакмусовий папірець.

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Колір індикатора	Середовище
1	Na_2CO_3			
2	$(NH_4)_2SO_4$			
3	$ZnSO_4$			
4	$Cu(NO_3)_2$			
5	$Al_2(SO_4)_3$			
6	$Ba(CH_3COO)_2$			

Скласти молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій:

$Na_2CO_3+H_2O \rightarrow$

$(NH_4)_2SO_4+H_2O \rightarrow$

$ZnSO_4+H_2O \rightarrow$

$Cu(NO_3)_2+H_2O \rightarrow$

$Al_2(SO_4)_3+H_2O \rightarrow$

$Ba(CH_3COO)_2+H_2O \rightarrow$

Дослід 2. ***Вплив температури на гідроліз.***

А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н розчину CH_3COONa і по одній краплі розчину фенолфталеіну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу – нагріти на водяній бані, і відмітити зміну забарвлення. Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.

$CH_3COONa + HOH \rightarrow$

Б) В пробірку налити 5-6 крапель $FeCl_3$ і 4-5 крапель CH_3COONa. Відмітити зміну забарвлення розчину в результаті утворення ацетату заліза (III). Додати 25-30 крапель дистильованої води і суміш нагріти на водяній бані до утворення бурого осаду. Скласти рівняння гідролізу ацетату заліза за першою та другою стадіями в молекулярній і йонній формі.

$FeCl_3 + CH_3COONa \rightarrow$

$Fe(CH_3COO)_3 + HOH \rightarrow$

Дослід 3. ***Посилення гідролізу при розведенні розчину.***

Взяти в пробірку 4-5 крапель хлориду або нітрату вісмуту і додати по краплям (15-20 крапель) дистильовану воду до утворення осаду основної солі. Розчин з одержаним осадом зберегти для наступного досліду. Скласти рівняння гідролізу беручи до уваги, що в результаті гідролізу утворюється $Bi(OH)_2Cl$

$BiCl_3 + HOH \rightarrow$

Дослід 4. ***Оборотність процесу гідролізу.***

До осаду основної солі вісмуту, одержаного в попередньому досліді, додати по краплям розчин соляної кислоти до розчинення осаду. Потім знову додати дистильованої води до утворення осаду основної солі. Дати пояснення явищам, що відбуваються. Скласти рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

$Bi(OH)_2Cl + HCl \rightarrow$

$BiCl_3 + HOH \rightarrow$

Дослід 5. Повний гідроліз

Налити у пробірку 2 — 3 мл розчину $Al_2(SO_4)_3$ і додати такий же об′єм розчину Na_2CO_3. Спостерігати утворення білого аморфного осаду $Al(OH)_3$ і виділення бульбашок газу. Для того аби довести, що осад є $Al(OH)_3$,

необхідно пробірку нагріти, осад відфільтрувати, промити його на фільтрі гарячою дистильованою водою для видалення надлишку Na_2CO_3 і розділити на дві частини. До однієї додати розчин *NaOH*, а до другої — *HCl*. В обох випадках осад розчиняється. Звернути увагу, що при розчиненні осаду в розчині хлористоводневої кислоти не відбувається виділення бульбашок газу.Скласти рівняння реакції між розчином Na_2CO_3 і розчином солі алюмінію і рівняння реакціїгідролізу.Написати рівняння реакції взаємодії гідроксиду алюмінію,що утворився при гідролізі з *NaOH і HCl.*

Контрольні завдання до самостійної роботи

218. Що називається ступенем гідролізу? Яка із солей має більший ступінь гідролізу: $FeCl_3$, NH_4SCN, *NaSCN*. **Відповідь обґрунтуйте і напишіть відповідні рівняння реакцій гідролізу.**

219. Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей в молекулярній і йонній формі: Na_2CO_3, $CuSO_4$, $SbCl_3$, $Bi(NO_3)_3$. **Яке значення pH буде в цих розчинах?** *(pH=7, pH<7, pH>7).*

220. Які випадки гідролізу солей ви знаєте? В який бік зміститься рівновага гідролізу солей: а)при розбавленні розчину; б)при нагріванні розчину? Наведіть приклади.

221. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу солей $CrCl_3$, $FeSO_4$, K_2CO_3, $(NH_4)_2S$. **В яких розчинах** *pH=7, pH<7, pH>7?*

222. Чому розчини солей *NaF і NaClO* **мають лужне середовище, а розчини** $ZnSO_4$ *і* NH_4NO_3 **–кисле? Складіть рівняння гідролізу цих солей в молекулярній та йонній формі.**

223. Які з наведених солей можуть гідролізуватися, а які ні: KNO_3, $Al_2(SO_4)_3$, Na_3PO_4, $Zn(NO_3)_3$, Na_2SO_4**? Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формі.**

224. У чому суть гідролізу солей? Яке середовище буде в розчинах солей: $CuCl_2$, Na_2S, $NaBr$, $FeSO_4$, $BaCl_2$ **? Напишіть відповідні рівняння реакцій в молекулярній і йонній формі.**

225. Вкажіть колір індикатора у розчині:

№ завдання	Назва сполуки	Індикатор		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенолфталеїн
1	2	3	4	5
3.1.	нітрат алюмінію			
3.2.	хлорид цинку			
3.3.	нітрит калію			
3.4.	карбонат натрію			
3.5.	хлорид алюмінію			
3.6.	силікат літію			
3.7.	фосфат амонію			

226. Визначити та порівняти реакцію середовища водних розчинів солей (написати відповідні реакції):

а) Ацетату натрію;

б) Сульфіду амонію;

в) Хлориду міді;

г) Сульфіту калію;

д) Карбонату літію;

е) Фосфату натрію;

ж) Нітриту барію.

227. Як будуть діяти на лакмус розчини солей: Na_2SO_4, $Fe_2(SO_4)_3$, K_2S, $ZnCl_2$, KCl? **Складіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу цих солей.**

228. В яких випадках при гідролізі солей утворюються кислі солі, а в яких – основні? Наведіть приклади і напишіть відповідні реакції. Чому зміна температури розчину впливає на ступінь гідролізу солі?

229. Визначити константу гідролізу $К_{гідр}$ солі при 18 °С:

а) NH_4NO_3;

б) CH_3COONa;

в) CH_3COONH_4;

г) NaF;

д) CH_3COOK;

е) NH_4NO_2;

ж) NH_4I.

230. Визначити [H^+] і ступінь гідролізу:

а) 0,01М NH_4Cl;

б) 0,001М $NaCN$;

в) 0,1н NH_4Br;

г) 0,1М CH_3COONH_4;

д) 1н $KClO$;

е) 0,01н $KClO$;

ж) 0,001н $KClO$.

231. Визначити $К_{гідр}$:

а) CH_3COONa і NH_4ClO;

б) NH_4NO_3 і CH_3COONH_4;

в) NH_4Br і NH_4F;

г) NaF і NH_4Cl;

д) NH_4CN і KCN;

е) $(NH_4)_2CO_3$ і $(NH_4)_2S$;

ж) K_3PO_4 і $(NH_4)_2SO_3$.

232. В яких випадках при гідролізі солей утворюються кислі солі, а в яких – основні? Наведіть приклади і напишіть відповідні рівняння реакцій. Чому зміна температури розчину впливає на ступінь гідролізу солі?

233. Визначити *[H^+]* і ступінь гідролізу:

а) 0,01М NH_4Cl;

б) 0,001М NaCN;

в) 0,1н NH_4Br;

г) 0,1М CH_3COONH_4;

д) 1н KClO;

е) 0,01н KClO;

ж) 0,001н KClO.

234. Визначити $K_{гідр}$**:**

а) CH_3COONa і NH_4ClO;

б) NH_4NO_3 і CH_3COONH_4;

в) NH_4Br і NH_4F;

г) NaF і NH_4Cl;

д) NH_4CN і KCN;

е) $(NH_4)_2CO_3$ і $(NH_4)_2S$;

ж) K_3PO_4 і $(NH_4)_2SO_3$.

235. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу карбонату амонію за першою стадією. Вказати pH середовища.

(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)

236. При гідролізі якої солі розчин має pH < 7?

1.	BaF_2
2.	$ZnCl_2$
3.	Na_2S
4.	$Ca(NO_3)_2$

237. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу карбонату натрію за першою стадією. Вказати *pH* **середовища.**

(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)

238. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу $ZnCl_2$ за першою стадією. Вказати pH середовища.

(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)

239. При гідролізі якої солі розчин має $pH \approx 7$**?**

1.	Na_2CO_3
2.	$ZnCl_2$

3.	$(NH_4)_2S$
4.	$Cu\ (NO_3)_2$

240. Вкажіть колір універсально індикаторного паперу змоченого розчином нітрату алюмінію:

1.	*Червоний*
2.	*Синій*
3.	*Малиновий*
4.	*Зелений*

Приклади розв'язку завдань.

1. ***Гідроліз солі по катіону. Сіль утворена сильною кислотою і слабкою основою (NH_4Cl, $FeCl_3$, $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$)***

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCl;$$

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+.$$

$$(pH < 7).$$

$$BiCl_3 + HOH \leftrightarrow BiOHCl_2 + HCl;$$

$$Bi^{3+} + 3Cl^- + HOH \leftrightarrow BiOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-;$$

$$Bi^{3+} + HOH \leftrightarrow BiOH^{2+} + H^+.$$

$$(pH < 7)$$

2. ***Гідроліз солі по аніону. Сіль утворенна слабкою кислотою та сильною основою (Na_2CO_3, $NaCN$, Na_2S, K_3PO_4, CH_3COONa)***

$$NaCN + H_2O \overleftarrow{\rightarrow} NaOH + HCN;$$

$$Na^+ + CN^- + H_2O \overleftarrow{\rightarrow} Na^+ + OH^- + HCN;$$

$$CN^- + H_2O \overleftarrow{\rightarrow} HCN + OH^-;$$

$$(pH > 7)$$

$$K_2CO_3 + HOH \leftrightarrow KHCO_3 + KOH;$$

$$2K^+ + CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow K^+ + HCO_3^- + K^+ + OH^-;$$

$$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-.$$

$$(\ pH > 7)$$

3. ***Гідроліз солі по катіону та аніону. Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою (NH_4CN, CH_3COONH_4, $(NH_4)_2S$, $(NH_4)_2CO_3$)***

$$NH_4^+ + CN^- + H_2O \overset{\leftarrow}{\rightarrow} NH_4OH + HCN$$

(pH~7)

4. ***Вкажіть колір індикатора у розчині нітрату цинку.***

Розв'язок.

$$Zn(NO_3)_2 + HOH \leftrightarrow ZnOHNO_3 + HNO_3$$

$$Zn^{2+} + 2NO_3^- + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + NO_3^- + H^+ + NO_3^-$$

$$Zn^{2+} + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+, \quad pH < 7.$$

№ завдання	Назва сполуки	Індикатор		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенолфталеїн
приклад	нітрат цинку	червоний	червоний	б/б

5. ***Яких йонів (PO_4^{3-}, K^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, OH^-) найменше у водному розчині фосфату калію?***

Розв'язок.

Найменше у водному розчині буде тих йонів, які утворюють слабкі електроліти:

$$\underline{PO_4^{3-}} + HOH \leftrightarrow HPO_4^{2-}, \quad \underline{HPO_4^{2-}} + HOH \leftrightarrow H_2PO_4^-.$$

6. ***Визначити константу гідролізу $K_{гідр}$ солі NH_4ClO_4 при 18 ^oC.***

Розв'язок

Сіль NH_4ClO_4 утворена слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою $HClO_4$ ($K_{NH_4OH} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$; $K_{H_2O} = 0{,}74 \cdot 10^{-14}$)

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

Відповідь: $K_{гідр} = 4{,}23 \cdot 10^{-10}$.

7. ***Визначити $[H^+]$ і ступінь гідролізу 0,1М розчину NH_4NO_3 ($K_{NH_4OH} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$; $K_{H_2O} = 0{,}74 \cdot 10^{-14}$)***

Розв'язок

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

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

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

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

0,001н KClO.

8. ***Визначити $K_{гідр}$ 1) $K_{гідр}$ HCOONa і 2) $K_{гідр}HCOONH_4$.***

Розв'язок

1) $HCOONa + HOH \leftrightarrow HCOOH + NaOH$ (утворюється слабка кислота)

2) $HCOONH_4 + HOH \leftrightarrow HCOOH + NH_4OH$ (утворюються слабка кислота і слабка основа)

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

2) $K_{гідр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи} \cdot K_{кислоти}}$;

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

Відповідь: 1) $К_{гідр}HCOONa = 4{,}10 \cdot 10^{-10}$;

2) $К_{гідр}HCOONH_4 = 2{,}33 \cdot 10^{-5}$.

10. Окисно-відновні реакції.

Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин. *Елемент, атоми якого віддають електрони називається-* ***відновником.*** Під час реакції він *окиснюється*. *Елемент, атоми якого приймають електрони, називається* ***окисником.*** Під час реакції він *відновлюється.*

ТИПОВІ ОКИСНИКИ ТА ВІДНОВНИКИ

Переважаюча	Типи атомів, молекул	Характерні ознаки, що зумовлюють

функція елементу в ОВ-реакції	чи іонів	виконання функції елементу в ОВ-реакції
Окиснювач	Більшість неметалів у елементному стані: ***F_2, Cl_2, Br_2, J_2, S, N_2, O_2***	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрону, вищі значення електронегативності елементу
Окиснювач	***$KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $NaNO_3$, PbO_2, $NaBiO_3$, $HClO_4$, $H_2SO_{4(конц.)}$, $HNO_{3(конц.\ і\ розв.)}$***	Молекули та іони, що містять атоми металів або неметалів з максимальним ступенем окиснення, в т.ч. і типові кислоти-окисники
Окиснювач	***Cu^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Ag^{+}, Pb^{2+}, Tl^{3+}, Tl^{+}, Co^{2+}***	Іони металів, як правило, з максимальним або проміжним ступенем окиснення
Відновник	Всі метали у елементному стані: ***Na, Li, Mg, Zn, Fe, Hg, Mn***	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 електрони, низька спорідненість до електрону, невисокі значення електронегативності елементу
Відновник	Деякі неметали у елементному стані або їх сполуки: ***H_2, C, P, B, CO, NO, P_2O_3, HNO_2, SO_2***	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, проміжний ступінь окиснення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	***LiH, HJ, HBr, HCl*, H_2S, NH_3, PH_3**	Сполуки, що містять атоми неметалів з мінімальними ступенями окиснення (негативними зарядами)

При складані окиснювально-відновних рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
2) записати рівняння електронного балансу;
3) розрахувати коефіцієнти до схеми перерозподілу електронів;
4) згідно з електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості: окиснювач-продукт

відновлення; відновник-продукт окиснення; атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де не було зміни ступенів окиснення елементів; атоми гідрогену; атоми оксигену.

<u>Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій</u>

Найбільш поширеними способами складання рівнянь окисно-відновних реакцій (передбачення продуктів та підбір коефіцієнтів) є : 1) *метод електронного балансу* та 2) *іонно-електронний метод* або *метод півреакцій.*

Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії; 2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

1. При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій, для яких відомі формули речовин до і після взаємодії, основним моментом є вірне визначення величин ступенів окислення елементів, складання схем півреакцій процесів окислення і відновлення *(схема перерозподілу електронів)*, розрахунок коефіцієнтів півреакцій за методом електронного балансу і розставлення коефіцієнтів у рівнянні реакції.

Приклад 1. Під час обпалювання сульфіду цинку схема реакції має вигляд:

$ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$

або $Zn^{2+}S^{2-} + O^0{}_2 \rightarrow Zn^{2+}O + S^{4+}O^{2-}{}_2$.

Тобто під час реакції змінюють ступені окислення атоми сірки та кисню, які і представляють півреакції процесів окислення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:

(відновник) $S^{2-} - 6e \rightarrow S^{4+}$ *(процес окислення)*

(окисник) $O^0{}_2 + 4e \rightarrow 2O^{2-}$ *(процес відновлення).*

Далі здійснюють електронний баланс, виходячи з того, що кількість відданих та прийнятих електронів має бути однаковою. При цьому

кількість електронів регулюють коефіцієнтами, що розраховуються за принципом спільного знаменника для двох чисел (кількість електронів у півреакціях):

$$S^{2-} - 6e \rightarrow S^{4+} \quad | 4 \quad | 2$$
$$O^0_2 + 4e \rightarrow 2O^{2-} | 6 \quad | 3.$$

Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сірки до і після реакції, а 3 до атомів кисню і з них починають процес зрівняння елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів, водню, якщо вони наявні в реакції:

$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$.

Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох - чотирьох речовин.

Приклад 2. Записуємо молекулярну схему реакції

$NaN^{+3}O_2 + KMn^{+7}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{+2}SO_4 + NaN^{+5}O_3 + K_2SO_4 + H_2O$

У цій реакції змінюють ступінь окислення азот і марганець. До реакції азот мав ступінь окислення 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Марганець у молекулі перманганату калію мав ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+.

Складаємо для азоту і марганцю схеми електронних переходів:

$N^{3+} - 2e \rightarrow N^{5+}$

$Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+}$

Складаємо електронний баланс:

$$\text{(відновник) } N^{3+} - 2e \rightarrow N^{5+} \quad | 5$$
$$\text{(окисник) } Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+} \quad | 2.$$

Спільне найменше кратне між кількістю електронів, що віддав відновник (2) і кількістю електронів, що приєднав окислювач (5), дорівнює 10. Поділимо 10 на 2 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для азоту (5). Поділимо 10 на 5 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для марганцю (2).

З урахуванням розрахованих множників отримаємо:

$$5N^{3+} + 2Mn^{7+} = 5N^{5+} + 2Mn^{2+}$$

Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:

$$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 5NaNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Зрівнявши кількість аніонів SO_4^{2-} і атомів водню зліва та справа, перевіряємо кількість атомів кисню в лівій та правій частині, і переконавшись у їх рівності, стрілку між лівою та правою частинами замінюємо на знак рівності, перетворюючи схему реакції на рівняння:

$$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5NaNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

Існує інший спосіб запису електронного балансу:

$$5NaN^{+3}O_2 + 2KMn^{+7}O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5NaN^{+5}O_3 + 2Mn^{+2}SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

$\downarrow 2e$ $\uparrow 5e$

Стрілка, що направлена вниз, вказує на те, що в процесі реакції азот (ступінь окислення 3+) в молекулі $NaNO_2$ втрачає два електрони, виконуючи роль відновника. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули $KMnO_4$, вказує, що марганець (ступінь окислення 7+) під час реакції приєднує пять електронів, тобто є окисником. Такий спосіб у порівнянні з «класичним» методом електронного балансу є менш інформативним і може бути рекомендований до використання при наявності великого досвіду і практики складання окисно-відновних реакцій.

2. Продукти окисно-відновної реакції, якщо вони не вказані в рівнянні, можна з певним ступенем достовірності передбачати, враховуючи аналогії з вивченими раніше закономірностями зміни властивостей елементів, речовин тощо. При цьому потрібно послідовно дотримуватись таких рекомендацій:

1) визначити ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;

2) порівнюючи ступені окислення, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності) визначають найбільш ймовірний елемент-окисник та елемент-відновник;

3) скласти схеми півреакцій окислення та відновлення, дотримуючись таких наближень:

а) елемент-окисник характеризується схильністю приймати якомога більше електронів;

б) елемент-відновник віддає за можливістю якомога меншу кількість електронів;

в) в обох випадках віддача і приєднання електронів мають приводити до утворення продуктів, що найбільш хімічно інертні один до одного;

4) розрахувати коефіцієнти до схеми перерозподілу електронів (скласти електронний баланс);

5) згідно із схемою перерозподілу електронів до рівняння реакції записати продукт відновлення окисника та продукт окислення відновника, а також речовини, що можуть бути утворені елементами, які не змінювали ступені окислення;

6) згідно із електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості:

окисник – продукт відновлення;

відновник – продукт окислення;

атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де не було зміни ступенів окислення елементів;

атоми водню;

атоми кисню.

Приклад 3. $NH_3 + O_2 \rightarrow$

- Визначаємо ступені окислення елементів: $N^{3-}H^{+}_3 + O^0_2 \rightarrow$ **;**
- Аналізуючи елементи за ступенями окислення приходимо до висновку, що N^{3-} може бути лише відновником (*мінімальний ступінь окислення)*, H^+ - лише окисником *(максимальний)*, а O^0 – і окисником і відновником *(проміжний).*

Шляхом порівняння електронегативності елементів (положення у періодичній таблиці) визначаємо, що окисником буде O^0, а відновником N^{3-}**;**

- Складаємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що O^0 *(6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементному стані)* може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а N^{3-} *(в цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні)* може теоретично послідовно віддавати 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, перетворюючись відповідно у N^{2-}, N^{1-}, N^0, N^{1+}, N^{2+}, N^{3+}, N^{4+}, N^{5+}. При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і водню має N^0 *(складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє).*

(відновник) $2N^{3-} - 6e \rightarrow N^0_2$ | 4 | 2 (процес окислення)

(окисник) $O^0_2 - 4e \rightarrow 2O^{2-}$ | 6 | 3 (процес відновлення)

- Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти (N^0_2 та H_2O як об'єднання O^{2-} та H^+) і розставляємо коефіцієнти:

$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$.

В спеціальних умовах (при наявності каталізатора) відновлення N^{3-} іде глибше до N^{2+}.

Приклад 4. $NH_3 + O_2 \rightarrow$

або $N^{3-}H^+_3 + O^0_2 \rightarrow$

(відновник) $N^{3-} - 5e \rightarrow N^{2+}$ | 4 **(***процес окислення)*

(окисник) $O^0_2 - 4e \rightarrow 2O^{2-}$ | 5 *(процес відновлення)*

$4NH_3 + 5O_2 = 4N0 + 6H_2O$.

Приклад 5. $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow$

або $H^+_2S^{2-} + H^+_2S^{4+}O^{2-}_3 \rightarrow$;

Мінімальний ступінь окислення мають O^{2-} та S^{2-} і тому можуть бути лише відновниками, *максимальний* - H^{+} і він може відігравати лише роль окисника, *проміжний* ступінь окислення у S^{4+} - здатна бути і окисником і відновником. За електронегативністю H (2,1), O (3,5), S (2,5) відновником буде S^{2-}, а окисником S^{4+}, а тому:

(відновник) $S^{2-} - ne \rightarrow$

(окисник) $S^{4+} + xe \rightarrow$.

На основі електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сірки у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього такі можливі ступені окислення як S^{2-}, S^{0}, S^{2+}, S^{4+}, S^{6+}. При цьому хімічно найстійкішим буде стан сірки при ступені її окислення нуль. Тому процеси окислення і відновлення будуть відбуватися в напрямку утворення S^{0} згідно схем:

(відновник) $S^{2-} - 2e \rightarrow S^{0}$ 4 2 *(процес окислення)*

(окисник) $S^{4+} + 4e \rightarrow S^{0}$ 2 1 *(процес відновлення).*

Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо продукти реакції і розставляємо коефіцієнти:

$2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$.

<u>Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення</u>

Серед окисно-відновних реакцій виділяють групу процесів, де склад продуктів окислення або відновлення залежить від середовища, в якому вони відбуваються. Прикладами таких процесів можуть бути реакції за участю $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ (табл. 8).

Приклад 6. $KMnO_4 + NaJ + H_2SO_4 \rightarrow$

або $K^{1+}Mn^{7+}O^{2-}{}_4 + Na^{1+}J^{1-} + H^{1+}{}_2S^{6+}O^{2-}{}_4 \rightarrow$;

У цій реакції H_2SO_4 визначає кисле середовище і елементи, що входять до її складу, не приймають участі у перерозподілі електронів. Окисником є Mn^{7+}, що в кислому середовищі приймає 7 електронів (табл.5), а відновником J^{1-} *(мінімальний ступінь окислення)*, який щонайменше віддаватиме 1 електрон:

$$\begin{array}{l|l} \textit{(окисник)}\ Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+} & \textit{2 (процес відновлення)} \\ \textit{(відновник)}\ 2J^{1-} \quad - 2e \rightarrow J_2 & \textit{5 (процес окислення).} \end{array}$$

Продукти відновлення або окислення (іони) та атоми, що не змінювали ступенів окислення, умовно зв'язуються в молекули з іонами речовини-середовища:

$Mn^{2+} + SO^{2-}_4 \rightarrow MnSO_4;$

$2K^{+} + SO^{2-}_4 \rightarrow K_2SO_4;$

$2Na^{+} + SO^{2-}_4 \rightarrow Na_2SO_4;$

$2H^{+} + O^{2-} \rightarrow H_2O.$

Тому рівняння реакції в цілому з продуктами та коефіцієнтами матиме такий вид:

$2KMnO_4 + 10NaJ + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5J_2 + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O.$

Приклад 7. $KMnO_4 + NaNO_2 + KOH \rightarrow$

або $K^{1+}Mn^{7+}O^{2-}_4 + Na^{1+}N^{3+}O^{2-}_2 + K^{1+}O^{2-}H^{1+} \rightarrow;$

KOH визначає лужне середовище реакції і іони, з яких він складається, не приймають участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії. Окислювачем є Mn^{7+}, що в лужному середовищі приймає 1 електрон (табл.8), а відновником може бути лише N^{3+} (за наявністю двох електронів на зовнішньому енергетичному рівні та за показником електронегативності у порівнянні з O^{2-}). Тому

$$\begin{array}{l|l} \textit{(окисник)}\ Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+} & \textit{2 (процес відновлення)} \\ \textit{(відновник)}\ N^{3+} \ - 2e \ \rightarrow N^{5+} & \textit{5 (процес окислення).} \end{array}$$

Реакція завершується перетворенням $KMn^{7+}O_4$ на $K_2Mn^{6+}O_4$ та $NaN^{3+}O_2$ на $NaN^{5+}O_3$:

$2KMnO_4 + NaNO_2 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + NaNO_3 + H_2O.$

Таблиця №5. Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: $KMnO_4$	Кисле (H^+, pH <7)	$Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Лужне (OH^-,pH > 7)	$Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти (H_2MnO_4) і лугу, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Нейтральне (H_2O)	$Mn^{7+} + 3e \rightarrow Mn^{4+}$	MnO_2
Окисник: MnO_2	Кисле (H^+, pH <7)	$Mn^{4+} + 2e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $K_2Cr_2O_7$	Кисле (H^+, pH <7)	$Cr^{6+} + 3e \rightarrow Cr^{3+}$	Солі Cr^{3+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: H_2O_2	Кисле (H^+, pH <7)	$O^{1-} + 1e \rightarrow O^{2-}$	H_2O
Відновник: сполуки Cr^{3+}	Лужне (OH^-,pH > 7)	$Cr^{3+} - 3e \rightarrow Cr^{6+}$	Солі хромової кислоти (H_2CrO_4) та лугу, що визначає середовище
Відновник: Амфотерні метали в елементному стані Zn, Al, Be	Лужне (OH^-,pH > 7)	$Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ $Al^0 - 3e \rightarrow Al^{3+}$ $Be^0 - 2e \rightarrow Be^{2+}$	Солі лугу з аніоном $[Zn(OH)_4]^{2-}$ Солі лугу з аніоном $[Al(OH)_6]^{3-}$ Солі лугу з аніоном $[Be(OH)_4]^{2-}$

Приклад 8. $KMnO_4 + Na_2S + H_2O \rightarrow$

або $K^{1+}Mn^{7+}O^{2-}{}_4 + Na^{1+}{}_2S^{2-} + H^{1+}{}_2O^{2-} \rightarrow$

H_2O визначає нейтральне середовище реакції і іони, з яких вона складається, не приймають участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії

реагентів. Окисником є Mn^{7+}, що в нейтральному середовищі приймає 3 електрони, а відновником може бути лише S^{2-} *(мінімальний* ступінь окислення). Тому

$$(\text{окисник})\ Mn^{7+} + 3e \rightarrow Mn^{4+} \quad 2\ (\text{процес відновлення})$$

$$(\text{відновник})\ \ S^{2-} - 2e \rightarrow S^{0} \quad 3\ (\text{процес окислення}).$$

Реакція завершується перетворенням $KMn^{7+}O_4$ на $Mn^{4+}O_2$ та зв'язуванням іонів K^{1+} і Na^{1+} іонами водню та кисню в молекули відповідних гідроксидів:

$$2KMnO_4 + 3Na_2S + 4H_2O = 2MnO_2 + 3S + 2KOH + 6NaOH.$$

Найчастіше для створення в розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Азотну кислоту недоцільно вживати, тому що вона сама є окисником, а соляна кислота – відновником. Для досягнення в розчинах лужного середовища використовують гідроксиди натрію або калію.

Якщо у лужному середовищі роль відновника виконують метали або їх солі, можливе утворення осадів малорозчинних гідроксидів або солей кислот відповідних амфотерних металів.

Приклад 9:

$$Fe^{+2}SO_4 + KMn^{+7}O_4 + 3KOH \rightarrow Fe^{+3}(OH)_3 + K_2Mn^{+6}O_4 + K_2SO_4$$

$$(\text{відновник})\ \ Fe^{2+} - 1e \rightarrow Fe^{3+} \quad | 1$$

$$(\text{окисник})\ \ Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+} \quad | 1$$

$$\overset{0}{Zn^{0}} + 2KMn^{+7}O_4 + 4KOH \rightarrow K_2\overset{2+}{Zn^{+2}}O_2 + 2K_2\overset{6+}{Mn^{+6}}O_4 + 2H_2O$$

$$(\text{відновник})\ \ Zn^{0} - 2e \rightarrow Zn^{2+} \quad | 1$$

$$(\text{окисник})\ \ Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+} \quad | 2\ .$$

Деякі окисно-відновні реакції є оборотними.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням середовища необхідно додержуватися таких правил:

1. Якщо продукти реакції містять більше кисню, ніж вихідні компоненти, то поповнення киснем у кислих і нейтральних розчинах відбувається за рахунок води, а в лужних розчинах за рахунок OH^- -групи;

2. У кислому або нейтральному середовищі метали з ступенями окислення 1+, 2+, 3+ з кислотними залишками утворюють солі;

3. У лужному середовищі іони металів, що утворюють малорозчинні гідроксиди, знаходяться в осаді;

4. Амфотерні елементи в лужному середовищі утворюють солі і входять до складу аніонів (K_3AlO_3, Na_2ZnO_2 тощо).

Питання для самоперевірки

1. Чи ідентичні поняття «ступінь окислення елемента» та «валентність»?
2. Визначити ступінь окислення:

а) азоту у сполуках NH_4Cl; NH_3; N_2H_4; NH_2OH; HN_3; N_2; N_2O; NO; N_2O_5; HNO_2; HNO_3;

б) сірки в сполуках H_2S; S; SO; SO_2; H_2SO_4; $Na_2S_2O_3$; $Al_2(SO_4)_3$;

в) йоду в сполуках PJ_3; J_2; HJO; KJO_3; J_2O_5;

г) фосфору в сполуках PH_3; KH_2PO_2; $Ca(H_2PO_4)_2$; $Na_3HP_2O_7$;

д) марганцю в сполуках $Mn_3(PO_4)_2$; MnO_2; Mn_3O_4; $BaMnO_4$; NH_4MnO_4.

3. Дати визначення поняттям “окисник”, “відновник”, “процес окислення”, “процес відновлення”.
4. Як змінюється ступінь окислення елементу, який:

а) зазнав окислення (є відновником);

б) є окисником (відновився)?

5. Вказати в II, III, IV, V періодах періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделеєва найсильніші окисники та відновники.

6. Який ступінь окислення повинен мати елемент, якщо він може бути і окисником, і відновником (наприклад, S, N, P, Cr, Cl, Pb)?
7. Які з наведених сполук здатні проявляти властивості:

а) окисника;

б) відновника;

в) і окисника, і відновника (мати двоїсту функцію):

HJ, HNO_3; SO_2; $KMnO_4$; HClO; Cl_2O_7; CrO_3; MnO_2; H_2S; Cl_2; $K_2Cr_2O_7$?

8.Визначити ступені окислення атомів елементів у молекулах таких сполук:

1) CO_2, H_2CO_3, HCOOH, CH_3COOH, $H_2C_2O_4$.

2) HNO_3, HNO_2, N_2O_4, NO_2, N_2O

3) NH_3, N_2H_4, NH_2OH, N_2, HNO_2

4) H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, FeS_2, Al_2S_3

5) H_3PO_4, H_3PO_3, PCl_3, P_2O_5, $H_4P_2O_7$

6) $HClO_4$, $Ca(ClO)_2$, $KClO_3$, $NaClO_2$, KCl

7) CrO, K_3CrO_3, $NaCrO_2$, $BaCrO_4$, $K_2Cr_2O_7$.

9. Розставити коефіцієнти у рівняннях реакцій методом електронного балансу. Вказати, яка речовина є окисником, а яка – відновником:

1. $Ca + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
2. $K_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + KNO_3 + H_2O$
3. $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
4. $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
5. $Ag + H_2S + O_2 \rightarrow Ag_2S + H_2O$
6. $B + HNO_3 \rightarrow H_3BO_3 + NO_2$
7. $Na_2SO_4 + SiO_2 + C \rightarrow Na_2SiO_3 + SO_2 + CO_2$
8. $PbO_2 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + HMnO_4 + H_2O$
9. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
10. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$

11. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

12. $KCrO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$

13. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$

14. $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

15. $Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + H_2O$

16. $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + NO$

17. $KClO \rightarrow KClO_3 + KCl$

18. $H_3PO_3 \rightarrow PH_3 + H_3PO_4$

19. $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

20. $HCl + KClO_3 \rightarrow Cl_2 + KCl + H_2O$

10. Визначити продукти реакцій, скласти схему електронного балансу, вказати окисник та відновник, урівняти реакції:

1. $H_2S + H_2SO_4 \rightarrow$

2. $KI + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

3. $HNO_3 \rightarrow$

4. $HClO_4 \rightarrow$

5. $Pb(NO_3)_2 \rightarrow$

6. $KBiO_3 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

7. $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow$

8. $CoS + HNO_3 \rightarrow$

9. $Cu_2S + HNO_3 \rightarrow$

10. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow$

11. $CaS + HNO_3 \rightarrow$

12. $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

13. $Na_2S + K_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

14. $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

15. $Zn + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$.

Лабораторна робота №4

Окисно-відновні реакції

Дослід 1. ***Вплив реакції середовища на окисно-відновні процеси.***

У три пробірки помістити по 2-3 краплі розчину $KMnO_4$. У першу додати 1-2 краплі розчину сірчаної кислоти, в другу – 3-4 краплі дистильованої води, в третю – 2-3 краплі розчину лугу (*KOH чи NaOH*). Чи змінюється при цьому колір розчину $KMnO_4$?

Потім у кожну пробірку додати декілька кристалів (на кінчику шпателю) твердого сульфіту натрію або калію. Які явища при цьому відбуваються в кожній пробірці? Написати рівняння відповідних реакцій, скласти схеми перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. ***Окисно-відновні властивості сполук хрому.***

У пробірку помістити 2-3 краплі розчину біхромату калію $K_2Cr_2O_7$, додати 2-3 краплі розчину сірчаної кислоти, додати декілька кристалів (на кінчику шпателю) твердого сульфіту натрію чи калію. Відмітити зміну кольору розчину. Написати рівняння, скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

У другу пробірку помістити 1-2 краплі розчину лугу (*KOH чи NaOH*), по краплям додати розчин сульфату хрому (III) до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати туди ж знову розчину лугу (*KOH чи NaOH*) до розчинення осаду, після цього – 3-4 краплі 10%-ного розчину пероксиду водню H_2O_2, підігріти суміш на водяній бані 2-3 хвилини. Як змінився колір розчину? Скласти рівняння реакцій, що відповідають перетворенням $Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$

	$KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. ***Відновні властивості йонів металів у нижчій ступені окиснення.***

До 2-3 крапель розчину роданіду амонію NH_4SCN додати 1-2 краплі розчину хлориду чи сульфату заліза (III). Відзначити колір утвореного розчину. Далі краплями до нього додати розчин хлориду олова (II) до повного знебарвлення. Скласти рівняння реакцій, що при цьому відбуваються. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$NH_4SCN+FeCl_3\rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ SnCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Окислювально-відновні реакції диспропорціонування або дисмутації

У пробірку взяти 5—6 крапель 10% розчину H_2O і закрити пробкою.За допомогою тліючої скіпки показати,що пероксид водню в цих умовах не розкладається. Далі на кінці шпателя внести в пробірку диоксид марганцю, який виконує роль каталізатора (2—3 крихти). Знову внести тліючу скіпку. Чому скіпка спалахнула? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти. Який елемент є окислювачем і який відновником?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Окислювальні властивості галогенів

Налити у пробірку 4—5 крапель сірководневої води (розчин H_2S у воді) і додати 3—4 краплі йодної води (розчин I_2 у воді). Чому знебарвився розчин йоду і утворився осад сірки? Написати рівняння реакції,скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Окислення іонів I^- іонами Fe^{3+}

У пробірку налити 5—7 крапель розчину $FeCl_3$, додати 3—4 краплібезбарвного розчину KI. Розвести суміш 15—20 краплями дистильованої води і влити 1—2 краплі розчину крохмалю. Поява синього забарвлення свідчить про утворення в розчині вільного йоду. Як це пояснити? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

<u>Контрольні завдання до самостійної роботи</u>

241. Окиснення чи відновлення спостерігається при переходах:

а) $FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

б) $Fe_2O_3 \rightarrow Fe$

в) $NH_3 \rightarrow NO$

г) $Cl^- \rightarrow ClO_4^-$

д) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$

е) $2IO_4^- \rightarrow I_2$*?*

Вкажіть ступені окиснення елементів, визначте кількість відданих або приєднаних електронів.

242. Які з наведених нижче сполук можуть виявляти лише окисні, які лише відновні, які і окисні і відновні:

а) $KMnO_4$; MnO_2; V_2O_5; KJ; PbO_2; NH_3;HNO_3; Na_2S

б) Na_2SO_3; HNO_3; $K_2Cr_2O_7$; PH_3*?*

243. Доберіть коефіцієнти і покажіть, які елементи є окисниками, які – відновниками у реакціях:

а) $P+HNO_3+H_2O \rightarrow H_3PO_4+NO$

б) $HNO_2 \rightarrow HNO_3+NO+H_2O$

в) $S+HNO_3 \rightarrow H_2SO_4+NO+H_2O$

г) $K_2Cr_2O_7+H_2S+H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3+S+K_2SO_4+H_2O$

д) $KOH+Cl_2 \rightarrow KClO_3+KCl?$

244. Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу в таких окисно-відновних реакціях:

а) $Zn+HNO_{3(р)} \rightarrow Zn(NO_3)_2+N_2O+H_2O$

б) $As_2S_3+HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4+H_2SO_4+NO_2$

в) $K_2MnO_4+H_2O \rightarrow KMnO_4+MnO_2+KOH$

г) $KMnO_4+KI+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+I_2+K_2SO_4+H_2O$

д) $MnO_2+HCl \rightarrow MnCl_2+Cl_2+H_2O.$

245. Чому сірчиста кислота H_2SO_3 та її солі можуть виявляти, як окисні, так і відновні властивості? Поясніть на прикладах.

246. Вказати окисником чи відновником є пероксид у наведених схемах? Закінчіть рівняння, доберіть коефіцієнти:

а) $CrCl_3+H_2O_2+NaOH \rightarrow Na_2CrO_4+...$

б) $KMnO_4+H_2O_2+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+...$

в) $Mo(NO_3)_3+Na_2O_2+NaOH \rightarrow NaMoO_4+..$

247. Які реакції називаються реакціями самоокиснення – самовідновлення (або диспропорціонування)? Чому гідразин N_2H_4, пероксид водню H_2O_2 , сульфіт калію K_2SO_3 здатні до диспропорціонування? Записати рівняння реакцій, що перебігають при нагріванні цих сполук.

248. Доберіть коефіцієнти за методом електронного балансу в таких рівняннях реакцій:

а) $KClO_3 \rightarrow KCl+O_2$

б) $As_2O_3+HNO_3+H_2O \rightarrow H_3AsO_4+NO$

в) $Na_2O_2+KI+H_2SO_4 \rightarrow I_2+NaSO_4+K_2SO_4+H_2$

г) $Mg+HNO_{3(дуже.роз.)} \rightarrow Mg(NO_3)_2+NH_4NO_3+H_2O$

249. Окислення чи відновлення відбувається при таких переходах:

а) $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$; *б)* $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$; *в)* $Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^-$; *г)* $AsO_4^{3-} \rightarrow AsO_3^{3-}$?

Складіть молекулярні рівняння для даних переходів.

250. Які реакції називаються реакціями внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення? За методом електронного балансу доберіть коефіцієнти в таких реакціях:

а) $KClO_3 \rightarrow KCl+O_2$

б) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4+MnO_2+O_2$

в) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2+H_2O$

г) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2+Cr_2O_3+H_2O$

251. Доберіть коефіцієнти за методом електронного балансу в таких рівняннях реакцій:

а) $MnO_2+H_2SO_4+NaBr \rightarrow Br_2+MnSO_4+Na_2SO_4+H_2O$

б) $H_2SO_3+Cl_2+H_2O \rightarrow H_2SO_4+HCl$

в) $CrCl_3+Br_2+KOH \rightarrow K_2CrO_4+KBr+KCl+H_2O$

г) $Mn(OH)_2+O_2+H_2O \rightarrow MnO(OH)_2$

252. Чому дорівнює сума коефіцієнтів окисника і відновника в реакції: $H_2S+HNO_3 \rightarrow S+NO_2+H_2O$

А) 2; Б) 3; В) 4; Г) 5

253. Допишіть рівняння реакцій і доберіть коефіцієнти методом електронного балансу :

а) $K_2S+KMnO_4+H_2O \rightarrow S+MnO_2+\ldots$

б) $KI+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4 \rightarrow I_2+Cr_2(SO_4)_3+\ldots$

в) $Ni(OH)_2+NaClO+H_2O \rightarrow Ni(OH)_3+NaCl+\ldots$

г) $Co_2O_3+HCl_{(конц)} \rightarrow Cl_2+\ldots$

254. Допишіть рівняння доберіть коефіцієнти методом електронного балансу і вкажіть, яку роль у кожному випадку виконує пероксид гідрогену:

а) $PbS+H_2O_2 \rightarrow PbSO_4+\ldots$

б) $HClO+H_2O_2 \rightarrow HCl+\ldots$

в) $KI+H_2O_2 \rightarrow I_2+\ldots$

г) $KMnO_4+H_2O_2+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+\ldots$

д) $CrCl_3+H_2O_2+NaOH \rightarrow Na_2CrO_4+\ldots$

255. Покажіть які з наведених процесів відбуваються при переходах: $NH_4^+ \rightarrow N_2$; $NO_3^- \rightarrow NO$; $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$; $NO_2^- \rightarrow NO_2$.

256. Покажіть, які процеси є процесами відновлення, які – окиснення:

а) $Sn^0 \rightarrow Sn^{4+}$; *б)* $S^0 \rightarrow SO_4^{2-}$; *в)* $S^0 \rightarrow S^{2-}$; *г)* $K \rightarrow K^+$; *д)* $Br_2^0 \rightarrow 2Br^-$;

е) $2H^+ \rightarrow H_2^0$; *ж)* $H_2^0 \rightarrow 2H^+$; *з)* $V^{2+} \rightarrow VO_3^-$; *і)* $Cl^- \rightarrow ClO_3^-$;

к) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$.

257. Допишіть рівняння реакцій і доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $K_2MnO_4+KNO_2+H_2SO_4 \rightarrow KNO_3+\ldots$

б) $K_2Cr_2O_7+H_3PO_4+H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4+\ldots$

в) $H_3AsO_3+KMnO_4+H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4+\ldots$

г) $PbO_2+NaNO_2+H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4+\ldots$

258. Допишіть рівняння реакцій і доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $H_2S+KMnO_4+H_2SO_4 \rightarrow S+\ldots$

б) $K_2Cr_2O_7+Na_2SO_3+H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4+\ldots$

в) $K_2MnO_4+KI+H_2SO_4 \rightarrow I_2+\ldots$

г) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO+\ldots$

д) $Cl_2+I_2+H_2O\rightarrow$

259. Допишіть рівняння реакцій і доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $H_2S+Cl_2+H_2O\rightarrow$

б) $KMnO_4+K_2SO_3+H_2SO_4\rightarrow$

в) $Na_2CrO_4+FeSO_4+H_2SO_4\rightarrow$

г) $CrCl_3+NaClO+NaOH\rightarrow$

д) $HIO_3+H_2S\rightarrow$

260. Які з наведених сполук містять елементи у найвищому ступені окиснення?

а) PbO_2*; б)* MnO_2*; в)* $KClO_4$*; г)* $CrCl_3$*; д)* $Ca(HSO_4)_3$

261. Чому дорівнює сума коефіцієнтів окисника і відновника в реакції: $H_2S+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4\rightarrow S+Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$*?*

А) 3; Б) 4; В) 6; Г) 8

262. Чому дорівнює сума коефіцієнтів в реакції:

$FeSO_4+KMnO_4+H_2SO_4\rightarrow Fe_2(SO_4)_3+MnSO_4+K_2SO_4+H_2O$*?*

А) 30; Б) 36; В) 38; Г) 20;

263. Допишіть рівняння реакцій, доберіть коефіцієнти методом електронного балансу, вкажіть окисник і відновник:

а) $Mn(OH)_2+Cl_2+H_2O\rightarrow MnO_2+\ldots$

б) $MnO_2+O_2+KOH\rightarrow K_2MnO_4+\ldots$

в) $FeSO_4+Br_2+H_2SO_4\rightarrow Fe_2(SO_4)_3+\ldots$

г) $KNO_3+Zn+NaOH\rightarrow NH_3+K_2[Zn(OH)_4]+\ldots$

264. Допишіть рівняння реакцій, доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $H_2SO_4+HJ\rightarrow$

б) $S+KOH\rightarrow$

в) $FeCl_2+KClO_3+HCl \rightarrow FeCl_3+\ldots$

г) $KMnO_4+KNO_2+H_2SO_4 \rightarrow$

265. Допишіть рівняння реакцій, доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $Ca(OH)_2+Cl_2 \rightarrow$

б) $Bi+HNO_{3(р)} \rightarrow$

в) $MnO_2+H_2SO_{4(конц)} \rightarrow O_2+\ldots$

г) $P+KOH+H_2O \rightarrow KH_2PO_2+\ldots$

266. Закінчіть рівняння реакцій і розставте коефіцієнти за методом електронного балансу:

а) $KI+CuCl_2 \rightarrow CuCl+\ldots$

б) $PbS+HNO_3 \rightarrow PbSO_4+\ldots$

в) $C+HNO_3 \rightarrow CO_2+\ldots$

г) $NO_2+KMnO_4+H_2O \rightarrow$

д) $K_2Cr_2O_7+K_2SO_3+H_2SO_4 \rightarrow$

267. Закінчіть рівняння реакцій і розставте коефіцієнти за методом електронного балансу:

а) $Ni(OH)_2+NaClO+H_2O \rightarrow Ni(OH)_3+\ldots$

б) $Co(OH)_2+H_2O_2 \rightarrow$

в) $Cu_2O+HNO_3 \rightarrow NO+\ldots$

г) $Zn+H_3AsO_3+H_2SO_4 \rightarrow AsH_3+\ldots$

д) $MnO_2+O_2+KOH \rightarrow$

268. При взаємодії з якими сполуками HNO_3 буде окиснювачем?

1.	$KMnO_4$
2.	H_2S
3.	NH_3
4.	$Fe(OH)_2$

269. Вказати основні ступені окиснення сульфуру:

1	*-2, 0, +4, +6*
2	*-3, 0,+1, +2*
3	*- 2, 0,+2, +4*
4	*- 1, - 2, 0, +1,+2*

270. У якій сполуці хром буде відновником: $Cr_2(SO_4)_3$, H_2CrO_4 ?

(*у бланку відповідей вказати ступінь окиснення елементів у сполуках)*

271. Закінчити рівняння окиснювально-відновної реакції:

$$KMnO_4 + NaJ + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + J_2 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + ...$$

(у бланку відповідей дописати продукти реакції і урівняти окиснювально-відновне рівняння)

272. При взаємодії з якими сполуками H_2S буде відновником?

1.	*HCI*
2.	MnO_2
3.	NH_3
4.	$Fe(OH)_2$

273. Який найвищий ступінь окиснення проявляє атом фтору у сполуках?

1	*-1*
2	*0*
3	*+1*
4	*+2*

274. При взаємодії з якими сполуками H_2O_2 буде окиснювачем?

1.	$KMnO_4$
2.	H_2S
3.	NH_3
4.	$Cu(OH)_2$

275. У якій сполуці MnO_2, MnO, $KMnO_4$ манган виявляє тільки відновні властивості в окиснювально-відновних реакціях?

(*у бланку відповідей вказати сполуку та ступінь окиснення елементів у сполуках)*

276. У схемі реакції $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$ окисником є:

1	$CrCl_3$
2	Br_2
3	*KOH*
4	*Рівняння не відноситься до окиснювально-відновних*

277. За якою схемою відбувається процес окиснення феруму(+2) до феруму (+3)?

1.	$Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow$
2.	$FeCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
3.	$FeSO_4 + Al \rightarrow$

278. За якою схемою відбувається процес окиснення феруму(+2) до феруму (+3)?

1.	$Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow$
2.	$FeCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
3.	$FeSO_4 + Al \rightarrow$
4.	$Fe(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow$

279. Закінчити рівняння окиснювально-відновної реакції:

$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + \ldots$

(у бланку відповідей вставити продукт реакції та урівняти окиснювально-відновне рівняння)

280. Вказати основні ступені окиснення фосфору:

1	*0, +3, +4, +6, +5*
2	*-3, 0,+3, +5*
3	*- 2, 0,+2, +4, +7*
4	*- 1, 0, +5,+7*

11.Комплексні сполуки.

Такі сполуки, як оксиди, гідроксиди, кислоти та солі вважаються сполуками першого порядку, бо в них реалізуються досить прості типи хімічного зв’язку.

Сполуки вищого порядку, комплексні (координаційні) сполуки, є продуктом взаємодії певних сполук першого порядку.

Основні положення координаційної теорії Вернера.

1. У молекулі будь-якої комплексної сполуки один із іонів займає центральне місце і має назву ***комплексоутворювач*** або ***центральний іон***.

2. Навколо центрального іона розташовується певна кількість протилежно заряджених іонів або нейтральних молекул, які називаються ***лігандами*** або ***аддендами.*** Центральний іон з розміщеними навколо нього лігандами утворюють ***внутрішню координаційну сферу сполуки***.

3. Іони, що знаходяться на більш далекій відстані від центрального іона, складають ***зовнішню координаційну сферу*** комплексної сполуки.

4. Число, що показує скільки лігандів розташовано навколо комплексоутворювача у внутрішній координаційній сфері, називається ***координаційним числом***.

Згідно методу валентних зв'язків, *утворення комплексних сполук відбувається за рахунок ковалентного зв'язку, утвореного по донорно-акцепторному механізму між комплексоутворювачем і лігандами.* В залежності від заряду внутрішньої координаційної сфери всі комплексні сполуки поділяють на: ***комплексні сполуки катіонного характеру*** ($[Cu(NH_3)_4]SO_4$), ***комплексні сполуки аніонного характеру*** ($K_4[Fe(CN)_6]$), ***молекулярні комплексні сполуки***, або ***нейтральні*** ($[Pt(NH_3)_2Cl_2]$).

Для комплексних сполук характерними є ***такі типи ізомерії***: *геометрична, гідратна, іонізаційна, координаційна*.

Координаційні сполуки, в більшості випадків, є електролітами і у водних розчинах ***здатні дисоціювати на комплексні катіони та аніони*** кислотних залишків, або навпаки на прості катіони та комплексні аніони:

$[Cu(NH_3)_4]\ SO_4 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$

$K_3[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$

Дисоціація комплексних іонів, як правило, відбувається в незначній ступені, подібно до дисоціації слабких електролітів і підпорядковується закону діючих мас.

Кількісно охарактеризувати такі процеси можна за допомогою ***констант дисоціації комплексних іонів***. Для сполуки $K_3[Fe(CN)_6]$ повна дисоціація комплексного аніона відбувається таким чином:

$$[Fe(CN)_6]^{3-} \leftrightarrow Fe^{3+} + 6CN^-$$

$$K_{дис.} = \frac{[Fe^{+3}]\cdot[CN^-]^6}{[Fe(CN)_6]^{3-}}$$

Оскільки константи дисоціації характеризують міцність комплексних іонів, вони одержали назви ***константи нестійкості ($K_{нест}$).*** Найчастіше вони представлені в логарифмічній формі, pK = - $lgK_{нест}$. Величина обернена до константи нестійкості комплексу називається ***константою стійкості ($K_{ст.}$)***:

$$K_{ст.} = \frac{1}{K_{нест.}}$$

Номенклатура комплексних сполук

Комплексні сполуки можна розділити на 3 типи:

1. комплекси катіонного характеру – комплексний іон заряджений позитивно, наприклад *$[Ag(NH_3)_2]CI$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Cr(H_2O)_6]CI_3$, $[Co(NH_3)_6]Br_3$;*
2. комплекси аніонного характеру – комплексний іон заряджений негативно, наприклад, *$K_2[PtCI_4]$, $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$;*
3. нейтральні комплекси (внутрішньокомплексні сполуки) – абсолютні величини зарядів комплексоутворювача і лігандів рівні, наприклад, *$[Pt(NH_3)_2CI_2]$, $[Ni(CO)_4]$*.

Для комплексних сполук з 1963 р. використовують раціональну номенклатуру, згідно з якою спочатку називають аніон в називному відмінку, а потім в родовому відмінку - катіон. У назві комплексного іона або молекули вказують всі складові частини: спочатку ліганди іонної природи, а потім молекулярної.

Таблиця. Характеристика деяких комплексних сполук

Координаційне	Комплексо-	Комплексні сполуки

число	утворювач	
2	Ag^{+}	$[Ag(NH_3)_2]CI$,
2	Au^{+}	$Na[Au(CN)_2]$
4	Cu^{2+}	$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$
4	Hg^{2+}	$K_2[HgI_4]$
4	B^{3+}	$Na[BF_4]$
4	Pt^{2+}	$K_2[PtBr_4]$
4	Co^{2+}	$K_2[Co(SCN)_4]$
4	Zn^{2+}	$Na_2[Zn(OH)_4]$
4	Pb^{2+}	$K_2[PbCI_4]$
6	AI^{3+}	$Na_3[AIF_6]$
6	Co^{3+}	$Na_3[Co(NO_2)_6]$
6	Cr^{3+}	$Na_3[Cr(SCN)_6]$
6	Fe^{3+}	$K_3[Fe(CN)_6]$
6	Fe^{2+}	$K_4[Fe(CN)_6]$

До звичайної латинської назви аніонного ліганду додається закінчення – «о»: F^- – фтор**о**, Cl^- – хлор**о**, CN^- – ціан**о**, OH^- – гідрокс**о**, SO_3^{2-} - сульфіт**о**, SCN^- – тіоціанат**о**, SO_4^{2-} – сульфат**о**, $C_2O_4^{2-}$ – оксалат**о**, $P_2O_7^{4-}$ – дифосфат**о** і т.д.

При переліченні молекулярних лігандів, NH_3 позначають словом "**амін**", H_2O – "аква", NO – "**нітрозил**", CO – "**карбоніл**".

Число лігандів указують перед їх назвою грецьким числівником: 2 – **ди,** 3-**три**, 4 – **тетра,** 5 – **пента**, 6 – **гекса**, 7 - **гепта**, 8 – **окта**.

Комплексоутворювач називають останнім. Якщо він входить до складу катіона або молекул, то йому дають українську назву даного елементу. Назва комплексного іона має закінчення –ат, яке додається до латинської назви елемента – комплексоутворювача. Якщо комплексоутворювач здатний проявляти кілька ступенів окислення, то

після його назви в дужках римською цифрою вказують його ступінь окислення. Наприклад:

$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ - гексаціаноферат (III) заліза (II)

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – сульфат тетраамінміді (II)

$[Ni(CO)_4]$ - тетракарбонілнікель (II)

$[Cr(H_2O)_6]Br_3$ - бромід гексааквахрому (III)

$[Cr(NH_3)_6][Co(CN)_6]$- гексаціанокобальтат (III) гексаамінхрому (III)

Комплексні сполуки в більшості випадків є електролітами і у водних розчинах легко дисоціюють на комплексний іон та іони зовнішньої сфери, наприклад,

$K_4[Fe(CN)_6] = 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$

$[Cu(NH_3)_4]SO_4 = [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$.

Дисоціація комплексних іонів, як правило, відбувається в незначній мірі, подібно до слабких електролітів:

$[Cu(NH_3)_4]^{2+} = [Cu(NH_3)_3]^{2+} + NH_3$

$[Cu(NH_3)_3]^{2+} = [Cu(NH_3)_2]^{2+} + NH_3$.

Питання для самоперевірки

1. Визначити ступінь окислення, координаційне число комплексоутворювача і заряд комплексного іона в таких сполуках: $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$, $Cu_2[Fe(CN)_6]$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $K_3[FeF_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $Na_3[AI(OH)_6]$, $K_2[Co(SCN)_4]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cu(NH_3)_4]_3(PO_4)_2$, $[Ni(CO)_4]$, $[Co(NO_2)_3(NH_3)_3]$, $[Cr(NH_3)_6]$, $[Co(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$.
2. З яких солей можна одержати $K_4[Fe(CN)_6]$? Написати рівняння реакції.
3. Написати наведені формули як комплексні сполуки:

$2HF \cdot SiF_4$; $2KCI \cdot PbCI_2$; $NiCI_2 \cdot 6NH_3$; $CuSO_4 \cdot 4NH_3$; $Zn(OH)_2 \cdot Ca(OH)_2$; $3KNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$; $4KCN \cdot Fe(CN)_2$.

4. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій між такими речовинами:

$ZnSO_4$ і $K_3[Fe(CN)_6]$; $FeCl_3$ і $K_4[Fe(CN)_6]$; KCl і $Na_3[Co(NO_2)_6]$, $K_2[HgI_4]$ і $AgNO_3$; $NH_4Fe(SO_4)_2$ і KSCN; NaCl і $K[Sb(OH)_6]$; $CuSO_4$ і NH_3 .

Лабораторна робота №5

Комплексні сполуки

Дослід 1. **Утворення сполук з комплексним катіоном.**

У пробірку з 4-5 краплями розчину сульфату або хлориду міді (II) додавати краплями розчин аміаку спочатку до утворення осаду гідроксисульфату міді, а потім – до його повного розчинення і утворення комплексної сполуки $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Як змінився початковий колір розчину? Скласти рівняння реакцій відповідно до стадій процесу взаємодії реагентів.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. **Утворення сполук з комплексним аніоном.**

2.1. У пробірку налити 4-5 крапель розчину $Hg(NO_3)_2$ і додавати по одній краплі розчин *KI* до утворення червоного осаду йодиду ртуті (II). Продовжувати додавати розчин *KI* до повного розчинення осаду і утворення тетрайодомеркурату (II) калію. Скласти рівняння реакції, враховуючи стадії.

РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2.2. Налити в пробірку 5-7 крапель розчину сульфату або хлориду кобальту (II). Додавати поступово кристали KNO_2 до насичення розчину (на дні пробірки залишається небагато нерозчиненої солі). До суміші додати краплями концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду $K_3[Co(NO_2)_6]$. Скласти рівняння реакцій за стадіями, враховуючи, що азотиста кислота, яка виділяється при підкисленні, окислює $Co^{(2+)}$ до $Co^{(3+)}$:

РІВНЯННЯ	$CoCl_2 + KNO_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. **Комплексні сполуки в реакціях обміну.**

3.1. До 4-5-ти крапель розчину будь-якої солі заліза (II) додати 2-3 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Якого кольору утворився осад? Скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.2. До 4-5-ти крапель розчину солі міді (II) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.3. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.4. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину *KSCN* або NH_4SCN. Зазначити колір розчину і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Контрольні завдання до самостійної роботи

281. Які комплексні сполуки називають катіонними і аніонними? Навести приклади таких комплексів.

282. Визначити заряд комплексоутворювача в комплексах:

а) $[PbCl_6]^-$ *і* $[CrCl_6]^{3-}$,

б) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ *і* $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$.

283. Як пояснюється утворення комплексних сполук з точки зору методу валентних зв'язків? Які орбіталі центрального атома можуть брати участь в утворенні зв'язків? Наведіть приклади.

284. До якого типу комплексних сполук відносяться наведені комплексні іони: $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$.

285. Дописати формули комплексних сполук для наведених комплексних іонів : $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$, $[CrCl_6]^{3-}$, $[Co(NO_2)_6]^{3-}$?

286. Визначити заряд комплексоутворювача і лігандів у сполуках: $[Fe(N_2O)F_5]^{3-}$, $[PtCl_4]^{2-}$.

287. На які іони дисоціює комплексний іон $[Zn(OH)_4]^{2-}$?

288. Написати вираз константи нестійкості і стійкості для комплексних іонів: $[NiCl_4]^{2-}$, $[Zn(CN)_4]^{2-}$.

289. Написати вираз константи нестійкості і стійкості для комплексних іонів: $[Mn(CN)_6]^{3-}$, $[Fe(NH_3)_6]^{3+}$.

290. Визначити заряд комплексоутворювача, лігандів, координаційне число комплексів: $[Ni(H_2O)(CN)_5]^{3-}$ *та* $[Co(CN)_6]^{3-}$.

291. Закінчити рівняння реакцій:

а) $Cr(NH_3)_4Cl_3 + HCl =$

б) $SiF + HF =$

в) $K_3[Cr(OH)_6] + HBr =$

г) $Pb(NO_3)_2 + KI_{надлишок} =$

292. На які йони дисоціюють комплексні іони $[Co(H_2O)_2(CN)]^-$ *і* $[Mn(CN)_6]^{3-}$*?*

293. Закінчити рівняння реакцій:

а) $[Ag(NH_3)_2]Cl + Na_2S =$

б) $Fe(NO_3)_3 + KF_{надлишок} =$

в) $K_3[Fe(CN)] + NiSO_4 =$

г) $Zn(NO_3)_2 + NH_4OH_{надлишок} =$

294. На які іони дисоціюють комплекси: $[Fe(H_2O)F_5]^{3-}$ *та* $[Co(NH_3)_4]^{2-}$

295. Із водного розчину, який містить 0,04 моль комплексної сполуки складу $PtCl_3 \times 3NH_3$**, при додаванні** $AgNO_3$ **осаджується 0,04 моль** $AgCl$**? Яка координаційна формула сполуки? Чому дорівнює координаційне число платини? Напишіть рівняння дисоціації комплексної сполуки та комплексного іона.**

296. Закінчити рівняння реакцій:

а) $[Ag(NH_3)_2]Br + HBr =$

б) $Si + HF + HNO_3 =$

в) $AgCl + NaCN_{надлишок} =$

г) $FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] =$

297. Назвіть комплексну сполуку $K_2[CdI_4]$

298. Закінчити рівняння реакцій:

а) $Pb(NO_3)_2 + NaOH_{надлишок} =$

б) $Fe(CN)_3 + KCN =$

в) $[Co(NH_3)_6]Cl_2 + HCl =$

г) $Cu_2O + NH_4OH_{надлишок} =$

299. Написати дисоціацію комплексної сполуки і комплексного іона $[Ag(NH_3)_2]Cl$

300. Закінчити рівняння реакцій:

а) $AgBr + NH_4OH_{надлишок}=$

б) $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH_{надлишок}=$

в) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 + H_2SO_4=$

г) $K_4[Fe(CN)_6] + ZnSO_4=$

301. Із водного розчину, який містить 0,2 моль комплексної сполуки складу $CoBr_3 \times 5H_2O$**, при додаванні** $AgNO_3$ **осаджується 0,4 моль** $AgBr$**? За результатами досліду складіть координаційну формулу сполуки. Чому дорівнює координаційне число кобальту? Напишіть рівняння дисоціації комплексної сполуки та комплексного іона.**

302. Яка сполука більш стійка $K[Ag(NO_2)_2]$ *і* $K[Ag(CN)_2]$**, якщо константи нестійкості комплексів відповідно дорівнюють** $1{,}3\times10^{-3}$ **і** 1×10^{-21}?

303. Який атом є центральним в комплексній сполуці $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$?

а) Zn^{+2};

б) Fe^{+3};

в) Fe^{+2};

г) CN^{-1}.

304. Який ступінь окиснення має комплексоутворювач в сполуці $[Ni(NH_3)_6]_3(PO_4)_2$ *?*

а) +3;

б) +2;

в) +6;

г) +4.

305. Який заряд має ліганд в координаційній сполуці $K_2[HgI_4]$?

а) –2;

б) +2;

в) –4;

г) –1.

306. На які йони дисоціює комплексна сіль $K_3[Fe(CN)_6]$**?**

а) K^{+2}; Fe^{+2}; $6CN^{-1}$;

б) $3K^{+1}$; Fe^{+3}; CN^{-2};

в) $3K^{+1}$; $[Fe(CN)_5]^{-1}$; CN^{-1};

г) $3K^{+1}$; Fe^{+3}; $6CN^{-1}$;

д) $3K^{+1}$; $[Fe(CN)_4]^{-1}$; $2CN^{-1}$.

307. При взаємодії нітрату міді з надлишком аміаку утворюється комплексна сполука складу:

а) $(NH_3)_2[Cu(NO_3)_4]$;

б) $(NH_3)[Cu(NO_3)_3]$;

в) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$;

г) $[Cu(NH_3)_2]NO_3$.

308.Якій формулі відповідає координаційна сполука $3NaF{\cdot}AlF_3$?

а) $Na_2Al[NaF_6]$;

б) $Al[Na_3F_6]$;

в) $Na_3[AlF_6]$;

г) $AlF_2[Na_3F_4]$.

309. На які іони дисоціюють координаційні сполуки: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$; $[Co(NH_3)_5NO_2]Cl_2$; $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$; $K_3[Co(NO_2)_6$? **Як зміниться електропровідність розчинів з однаковою молярною концентрацією вказаних сполук?**

310. Дві сполуки мають однакову емпіричну формулу $PtCl_2Br_2 \cdot 4NH_3$ **і по різному реагують при дії розчину** $AgNO_3$**: в одному випадку випадає осад** $AgCl$, **а в іншому** $AgBr$**. Пояснити вказані відмінності, написати для кожної сполуки координаційну формулу і рівняння реакцій.**

311. Розчин комплексного аміакату кадмію $[Cd(NH_3)_4]SO_4$ **змішали з** KCN**, в результаті чого утворюється комплексний ціанід кадмію.**

Написати рівняння реакції в молекулярному і в йонному вигляді і пояснити причину протікання цієї реакції.

312. Закінчити рівняння реакцій:

а) $AgCl + (NH_4)_2CO_{3\ надл.} \rightarrow$

б) $Zn(OH)_2 + KOH_{надл.} \rightarrow$

в) $CdI_2 + KI_{надл.} \rightarrow$

г) $CoCl_3 + NH_4OH_{надл.} \rightarrow$

д) $Fe(CN)_3 + KCN_{надл.} \rightarrow$

313. Написати рівняння реакцій утворення комплексних сполук при взаємодії:

а) BF_3 *і* HF*;*

б) $AgCl$ *і* HCl*;*

в) SiF_4 *і* HF*;*

г) $Fe(CN)_2$ *і* HCN*;*

д) $Cu(OH)_2$ *і* NH_3*.*

314.Закінчити рівняння реакцій руйнування комплексних сполук:

а) $[Cu(NH_3)_4]SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

б) $K_2[HgI_4] + AgNO_3 \rightarrow$

в) $K_3[Fe(CN)_6] + KOH \rightarrow$

г) $Na_3[Co(NO_2)_6] + NaOH \rightarrow$

315. Написати формулу координаційної сполуки і назвати її, якщо комплексоутворювач – Sn^{+2}**, ліганд –** Cl^-**, координаційне число – 4, іон зовнішньої сфери –** K^+**.**

316. Обчислити заряди комплексних іонів, утворених хромом (III):

$[Cr(H_2O)_5 Cl]$, $[Cr(H_2O)_4 Cl_2]$, $[Cr(H_2O)_2 C_2O_4]$

317. Дати назву комплексній сполуці:

$[Co(NH_3)_5Br]\ Cl_2$, $K_2\ [Pt\ Cl_4]$

318. Скласти рівняння реакцій утворення комплексних сполук:

$Cu\,SO_4 + NH_3 \rightarrow$

$FeCl_2 + KCN \rightarrow$

$Pt\,Cl_2 + H\,Cl \rightarrow$

$Zn + KOH + H_2O \rightarrow$

319. Який тип ізомерії характерний для комплексних сполук?

$[Co(NH_3)_5\,SO_4]\,Br$ *та* $[Co(NH_3)_5\,Br]\,SO_4$

320. Які із наведених комплексів у розчині є електролітами?

$[Fe(NCS)(H_2O)_5]\,Cl_2$, $K\,[AuCl_4]$, $[CoF_3(H_2O)_3]$

Написати реакцію їх дисоціації:

Приклади розв'язку завдань.

1.***Написати вираз константи нестійкості і стійкості для комплексних йонів: $[PtCl_4]^{2-}$, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$***

Розв'язок.

Дисоціація комплексного йона: $[PtCl_4]^{2-} \leftrightarrow Pt^{2+} + 4Cl^-$

$$K_{дис.} = K_{нест.} = \frac{[Pt^{2+}]\cdot[Cl^-]^4}{[PtCl_4]^{2-}}$$

$$K_{ст.} = \frac{[PtCl_4]^{2-}}{[Pt^{2+}]\cdot[Cl^-]^4}$$

Дисоціація комплексного йона: $[Co(NH_3)_6]^{3+} \leftrightarrow Co^{3+} + 6\,NH_3$

$$K_{дис.} = K_{нест.} = \frac{[Co^{3+}]\cdot[NH_3]^6}{[Co(NH_3)_6]^{3+}}$$

$$K_{ст.} = \frac{[Co(NH_3)_6]^{3+}}{[Co^{3+}]\cdot[NH_3]^6}$$

Додаток 1

Густина водних розчинів основ при18 ^{0}С, г/см^3

%	KOH	NaOH	NH_3		%	KOH	NaOH	NH_3
4	1,033	1,046	0,983		**34**	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,069	0,973		**36**	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967		**38**	1,384	1,416	-
10	1,082	1,115	0,960		**40**	1,411	1,437	-
12	1,100	1,137	0,958		**42**	1,437	1,458	-
14	1,118	1,159	0,946		**44**	1,460	1,478	-
16	1,137	1,181	0,939		**46**	1,485	1,499	-
18	1,156	1,203	0,932		**48**	1,511	1,519	-
20	1,176	1,225	0,926		**50**	1,538	1,540	-
22	1,196	1,247	0,919		**52**	1,564	1,560	-
24	1,217	1,268	0,913		**54**	1,590	1,580	-
26	1,240	1,289	0,908		**56**	1,616	1,601	-
28	1,263	1,310	0,903		**58**	-	1,622	-
30	1,286	1,332	0,898		**60**	-	1,643	-
32	1,310	1,352	0,893					

Додаток 2

Густина водних розчинів кислот при 18^0С, г/см^3

%	H_2SO_4	HNO_3	HCl	%	H_2SO_4	HNO_3	HCl
4	1,027	1,020	1,018	**52**	1,415	1,322	-
6	1,038	1,031	1,028	**54**	1,435	1,334	-
8	1,052	1,043	1,038	**56**	1,456	1,345	-
10	1,066	1,054	1,047	**58**	1,477	1,356	-
12	1,080	1,066	1,057	**60**	1,498	1,367	-
14	1,095	1,078	1,068	**62**	1,520	1,377	-
16	1,109	1,090	1,078	**64**	1,542	1,387	-
18	1,124	1,103	1,088	**66**	1,565	1,396	-
20	1,139	1,115	1,098	**68**	1,587	1,405	-
22	1,155	1,128	1,108	**70**	1,611	1,413	-
24	1,170	1,140	1,119	**72**	1,634	1,422	-
26	1,176	1,153	1,129	**74**	1,657	1,430	-
28	1,202	1,167	1,139	**76**	1,681	1,438	-
30	1,219	1,180	1,149	**78**	1,704	1,445	-
32	1,235	1,193	1,159	**80**	1,727	1,452	-
34	1,252	1,207	1,169	**82**	1,749	1,459	-
36	1,268	1,221	1,179	**84**	1,769	1,466	-
38	1,286	1,234	1,189	**86**	1,787	1,372	-
40	1,303	1,246	1,198	**88**	1,802	1,477	-
42	1,,321	1,259	-	**90**	1,814	1,483	-
44	1,338	1,272	-	**92**	1,824	1,487	-
46	1,357	1,285	-	**94**	1,8312	1,491	-
48	1,376	1,298	-	**96**	1,8355	1,495	-
50	1,395	1,310	-	**98**	1,8395	1,501	-
				100	1,8305	1,513	-

Додаток 3

Константи стійкості деяких комплексних іонів

Комплексо-утворювач	Дисоціація комплексного іона	Константа стійкості	pK_c
Ag^+	$[Ag(NH_3)_2]^+ \Leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$	$1{,}1\cdot10^{7}$	7,03
	$[Ag(CN)_2]^- \Leftrightarrow Ag^+ + 2CN^-$	$7{,}2\cdot10^{21}$	21,1
	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} \Leftrightarrow Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$	$4{,}0\cdot10^{13}$	13,6
	$[Ag(SCN)_2]^- \Leftrightarrow Ag^+ + 2SCN^-$	$3{,}7\cdot10^{8}$	7,57
	$[AgEDTA]^{3-} \Leftrightarrow Ag^+ + EDTA^{4-}$	$2{,}1\cdot10^{7}$	7,32
Al^{3+}	$[AlF_6]^{3-} \Leftrightarrow Al^{3+} + 6F^-$	$6{,}9\cdot10^{19}$	19,84
	$[Al(C_2O_4)_3]^{3-} \Leftrightarrow Al^{3+} + 3C_2O_4^{2-}$	$6{,}2\cdot10^{16}$	16,8
	$[AlEDTA]^- \Leftrightarrow Al^{3+} + EDTA^{4-}$	$1{,}4\cdot10^{16}$	16,13
Cd^{2+}	$[Cd(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Cd^{2+} + 4NH_3$	$1{,}3\cdot10^{7}$	7,12
	$[Cd(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-$	$7{,}1\cdot10^{18}$	18,85
	$[CdEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Cd^{2+} + EDTA^{4-}$	$3{,}1\cdot10^{16}$	16,48
Co^{2+}	$[Co(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Co^{2+} + 4NH_3$	$3{,}6\cdot10^{5}$	5,55
	$[Co(NH_3)_6]^{2+} \Leftrightarrow Co^{2+} + 6NH_3$	$1{,}3\cdot10^{5}$	5,11
	$[Co(CN)_6]^{4-} \Leftrightarrow Co^{2+} + 6CN^-$	$1{,}3\cdot10^{17}$	17,11
	$[Co(SCN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Co^{2+} + 4SCN^-$	$6{,}0\cdot10^{1}$	1,78
	$[CoEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Co^{2+} + EDTA^{4-}$	$1{,}3\cdot10^{16}$	16,1
Co^{3+}	$[Co(NH_3)_6]^{3+} \Leftrightarrow Co^{3+} + 6NH_3$	$3{,}2\cdot10^{32}$	32,51
	$[Co(CN)_6]^{3-} \Leftrightarrow Co^{3+} + 6CN^-$	$1{,}0\cdot10^{64}$	64,0
	$[CoEDTA]^- \Leftrightarrow Co^{3+} + EDTA^{4-}$	$1{,}0\cdot10^{36}$	36,0
Cu^{2+}	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Cu^{2+} + 4NH_3$	$4{,}7\cdot10^{12}$	12,67
	$[Cu(C_2O_4)_2]^{2-} \Leftrightarrow Cu^{2+} + 2C_2O_4^{2-}$	$1{,}1\cdot10^{8}$	8,04
	$[Cu(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Cu^{2+} + 4CN^-$	$2{,}0\cdot10^{27}$	27,3
	$[CuEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Cu^{2+} + EDTA^{4-}$	$6{,}3\cdot10^{18}$	18,8
Hg^{2+}	$[Hg(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4NH_3$	$1{,}9\cdot10^{19}$	19,28
	$[HgI_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4I^-$	$6{,}7\cdot10^{29}$	29,83
	$[Hg(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + 4CN^-$	$2{,}5\cdot10^{41}$	41,4
	$[HgEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Hg^{2+} + EDTA^{4-}$	$1{,}4\cdot10^{22}$	22,15
Fe^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{4-} \Leftrightarrow Fe^{2+} + 6CN^-$	$1\cdot10^{24}$	24,0
	$[FeEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Fe^{2+} + EDTA^{4-}$	$9{,}8\cdot10^{14}$	14,45
Fe^{3+}	$[FeF_6]^{3-} \Leftrightarrow Fe^{3+} + 6F^-$	$1{,}3\cdot10^{16}$	16,1
	$[Fe(C_2O_4)_3]^{3-} \Leftrightarrow Fe^{3+} + 3C_2O_4^{2-}$	$1{,}6\cdot10^{20}$	20,2
	$[Fe(CN)_6]^{3-} \Leftrightarrow Fe^{3+} + 6CN^-$	$1{,}0\cdot10^{31}$	31,0
	$[FeEDTA]^- \Leftrightarrow Fe^{3+} + EDTA^{4-}$	$1{,}3\cdot10^{25}$	25,1

Ni^{2+}	$[Ni(NH_3)_6]^{2+} \Leftrightarrow Ni^{2+} + 6NH_3$ $[Ni(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Ni^{2+} + 4CN^-$ $[NiEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Ni^{2+} + EDTA^{4-}$	$5{,}4 \cdot 10^{8}$ $5{,}4 \cdot 10^{13}$ $2{,}8 \cdot 10^{18}$	8,76 13,75 18,45
Pb^{2+}	$[PbEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Pb^{2+} + EDTA^{4-}$	$1{,}6 \cdot 10^{18}$	18,2
Zn^{2+}	$[Zn(NH_3)_4]^{2+} \Leftrightarrow Zn^{2+} + 4NH_3$ $[ZnEDTA]^{2-} \Leftrightarrow Zn^{2+} + EDTA^{4-}$ $[Zn(CN)_4]^{2-} \Leftrightarrow Zn^{2+} + 4CN^-$	$2{,}9 \cdot 10^{9}$ $3{,}1 \cdot 10^{16}$ $7{,}7 \cdot 10^{16}$	9,46 16,5 16,89

Додаток 4.

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}
OH^-	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Н	Н	Н	Н	Н
F^-	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р
J^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	-	Н	-
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Примітка: Р - розчинні у воді; ВР - важкорозчинні (малорозчинні); Н - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Продовження додатку 4.

Аніони	Катіони									
	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Ag^{+}	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Cd^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}
OH^-	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F^-	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J^-	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S^{2-}	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO_4^{3-}	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO_4^{2-}	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO_2^-	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH_3COO^-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Примітка: Р - розчинні у воді; ВР - важкорозчинні (малорозчинні); Н - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Додаток 5.

Константи дисоціації деяких кислот і основ (25^0C)

Сполуки	Вираз константи дисоціації	$K_{дисоціації}$	pK = - lg K
HF	$K = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$	$6{,}8\cdot10^{-4}$	3,20
HCl	$K = \frac{[H^+][Cl^-]}{[HCl]}$	$1{,}0\cdot10^{7}$	-7,00
HBr	$K = \frac{[H^+][Br^-]}{[HBr]}$	$1{,}0\cdot10^{9}$	-9,00
HI	$K = \frac{[H^+][I^-]}{[HI]}$	$1{,}0\cdot10^{11}$	-11,00
HClO	$K = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]}$	$3{,}0\cdot10^{-8}$	7,53
$HClO_2$	$K = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$	$1{,}1\cdot10^{-2}$	1,97
HBrO	$K = \frac{[H^+][BrO^-]}{[HBrO]}$	$2{,}5\cdot10^{-9}$	8,66
HIO	$K = \frac{[H^+][IO^-]}{[HIO]}$	$2{,}3\cdot10^{-11}$	10,64
HIO_3	$K = \frac{[H^+][IO_3^-]}{[HIO_3]}$	$1{,}6\cdot10^{-11}$	10,80
H_2S	$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}$ $K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$	$1{,}0\cdot10^{-7}$ $2{,}5\cdot10^{-18}$	6,99 12,60
H_2SO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$	$1{,}4\cdot10^{-2}$ $6{,}2\cdot10^{-8}$	1,85 7,20
H_2SO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_4^-]}{[H_2SO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$	$1{,}0\cdot10^{3}$ $1{,}2\cdot10^{-2}$	-3,00 1,94
HNO_2	$K = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$	$6{,}9\cdot10^{-4}$	3,16
H_3PO_4	$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$	$7{,}1\cdot10^{-3}$ $6{,}2\cdot10^{-8}$	2,15 7,21

	$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$	$5{,}0\cdot10^{-13}$	12,00
$H_4P_2O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][H_3P_2O_7^-]}{[H_4P_2O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][H_2P_2O_7^{2-}]}{[H_3P_2O_7^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][HP_2O_7^{3-}]}{[H_2P_2O_7^{2-}]}$ $K_4 = \frac{[H^+][P_2O_7^{4-}]}{[HP_2O_7^{3-}]}$	$1{,}2\cdot10^{-1}$ $7{,}9\cdot10^{-3}$ $2{,}0\cdot10^{-7}$ $4{,}8\cdot10^{-10}$	0,91 2,10 6,70 9,32
H_3AsO_4	$K_1 = \frac{[H^+][H_2AsO_4^-]}{[H_3AsO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HAsO_4^{2-}]}{[H_2AsO_4^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][AsO_4^{3-}]}{[HAsO_4^{2-}]}$	$5{,}6\cdot10^{-3}$ $1{,}7\cdot10^{-7}$ $3{,}0\cdot10^{-12}$	2,25 6,77 11,53
$HAsO_2$	$K = \frac{[H^+][AsO_2^-]}{[HAsO_2]}$	$6\cdot10^{-10}$	9,22
HCOOH	$K = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$	$1{,}6\cdot10^{-12}$	11,80
CH_3COOH	$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	$1{,}75\cdot10^{-5}$	4,75
HCN	$K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$	$5{,}0\cdot10^{-10}$	9,30
H_2CO_3 ("уявна константа")	$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$4{,}45\cdot10^{-7}$ $4{,}69\cdot10^{-11}$	6,35 10,33
$H_2C_2O_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]}$	$5{,}6\cdot10^{-2}$ $5{,}4\cdot10^{-5}$	1,25 4,27
H_2SiO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HSiO_3^-]}{[H_2SiO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SiO_3^{2-}]}{[HSiO_3^-]}$	$2{,}2\cdot10^{-10}$ $1{,}6\cdot10^{-12}$	9,66 11,80

H_2SnO_2	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_2^-]}{[H_2SnO_2]}$	10^{-15}	15,00
H_2SnO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_3^-]}{[H_2SnO_3]}$	10^{-10}	10,00
H_2PbO_2	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_2^-]}{[H_2PbO_2]}$	10^{-11}	11,00
H_3BO_3	$K_1 = \frac{[H^+][H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HBO_3^{2-}]}{[H_2BO_3^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][BO_3^{3-}]}{[HBO_3^{2-}]}$	$5{,}8\cdot10^{-10}$ $1{,}8\cdot10^{-13}$ $1{,}6\cdot10^{-14}$	9,22 12,74 13,80
$H_2B_4O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][HB_4O_7^-]}{[H_2B_4O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][B_4O_7^{2-}]}{[HB_4O_7^-]}$	$1{,}0\cdot10^{-4}$ $1{,}0\cdot10^{-9}$	4,00 9,00
$HAlO_2$	$K = \frac{[H^+][AlO_2^-]}{[HAlO_2]}$	$6{,}0\cdot10^{-15}$	14,22
H_2MnO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HMnO_4^-]}{[H_2MnO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MnO_4^{2-}]}{[HMnO_4^-]}$	$\sim10^{-1}$ $7{,}1\cdot10^{-11}$	1 10,15
$HMnO_4$	$K = \frac{[H^+][MnO_4^-]}{[HMnO_4]}$	$2{,}0\cdot10^{2}$	- 2,3
H_2CrO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HCrO_4^-]}{[H_2CrO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CrO_4^{2-}]}{[HCrO_4^-]}$	$1{,}6\cdot10^{-1}$ $3{,}2\cdot10^{-7}$	0,80 6,50
H_2MoO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HMoO_4^-]}{[H_2MoO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MoO_4^{2-}]}{[HMoO_4^-]}$	$2{,}9\cdot10^{-3}$ $1{,}4\cdot10^{-4}$	2,54 3,86
H_2PbO_2	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_2^-]}{[H_2PbO_2]}$	$1\cdot10^{-12}$	12,00
AgOH	$K = \frac{[Ag^+][OH^-]}{[AgOH]}$	$1{,}1\cdot10^{-4}$	3,96

$Al(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Al^{3+}][OH^-]}{[AlOH^{2+}]}$	$1{,}38 \cdot 10^{-9}$	8,86
$Ba(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ba^{2+}][OH^-]}{[Ba(OH)^-]}$	$2{,}3 \cdot 10^{-1}$	0,64
$Ca(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ca^{2+}][OH^-]}{[Ca(OH)^-]}$	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	1,40
$Cd(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Cd^{2+}][OH^-]}{[CdOH^+]}$	$5{,}0 \cdot 10^{-3}$	2,80
$Co(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Co^{2+}][OH^-]}{[CoOH^+]}$	$4{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,4
$Cr(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Cr^{3+}][OH^-]}{[CrOH^{2+}]}$	$1{,}02 \cdot 10^{-10}$	9,99
$Cu(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Cu^{2+}][OH^-]}{[CuOH^+]}$	$3{,}4 \cdot 10^{-7}$	6,47
$Fe(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{[FeOH^+]}$	$1{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,89
$Fe(OH)_3$	$K_2 = \frac{[FeOH^{2+}][OH^-]}{[Fe(OH)_2^+]}$ $K_3 = \frac{[Fe^{3+}][OH^-]}{[FeOH^{2+}]}$	$1{,}8 \cdot 10^{-11}$ $1{,}4 \cdot 10^{-12}$	10,74 11,87
$Hg(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Hg(OH)^+][OH^-]}{[Hg(OH)_2]}$ $K_2 = \frac{[Hg^{2+}][OH^-]}{[HgOH^+]}$	$7 \cdot 10^{-12}$ $2 \cdot 10^{-23}$	11,15 22,70
LiOH	$K = \frac{[Li^+][OH^-]}{[LiOH]}$	$6{,}8 \cdot 10^{-1}$	0,17
$Mn(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Mn^{2+}][OH^-]}{[MnOH^+]}$	$5{,}0 \cdot 10^{-4}$	3,30
$Mg(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Mg^{2+}][OH^-]}{[MgOH^+]}$	$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	2,60
NaOH	$K = \frac{[Na^+][OH^-]}{[NaOH]}$	5,9	- 0,77
$Ni(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ni^{2+}][OH^-]}{[NiOH^+]}$	$2{,}5 \cdot 10^{-5}$	4,60

NH_4OH („уявна константа»)	$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$	4,755
$Pb(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Pb(OH)^+][OH^-]}{[Pb(OH)_2]}$ $K_2 = \frac{[Pb^{2+}][OH^-]}{[Pb(OH)^+]}$	$9{,}6 \cdot 10^{-4}$ $3 \cdot 10^{-8}$	3,02 7,52
$Sr(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Sr^{2+}][OH^-]}{[SrOH^+]}$	$1{,}5 \cdot 10^{-1}$	0,82
$Zn(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Zn^{2+}][OH^-]}{[Zn(OH)^+]}$	$4{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,40

Додаток 6.

ТАБЛИЦЯ ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ ЗА ПОЛІНГОМ

H 2,1							He -		
Li 1,0	**Be** 1,5	**B** 2,0	C 2,5	N 3,0	**O** 3,5	F 4,0	**Ne** -		
Na 0,9	**Mg** 1,2	**Al** 1,5	Si 1,8	P 2,1	**S** 2,5	**Cl** 3,0	**Ar** -		
K 0,8	**Ca** 1,0	**Sc** 1,3	**Ti** 1,5	**V** 1,6	**Cr** 1,6	**Mn** 1,5	**Fe** 1,8	**Co** 1,9	**Ni** 1,9
Cu 1,9	**Zn** 1,6	**Ga** 1,6	Ge 1,8	As 2,0	**Se** 2,4	Br 2,8	Kr -		
Rb 0,8	**Sr** 1,0	**Y** 1,2	**Zr** 1,4	**Nb** 1,6	**Mo** 1,8	**Tc** 1,9	**Ru** 2,2	**Rh** 2,2	**Pd** 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	**Te** 2,1	I 2,5	**Xe** -		
Cs 0,7	**Ba** 0,9	**La-Lu** 1,0-1,2	**Hf** 1,3	**Ta** 1,5	**W** 1,7	**Re** 1,9	**Os** 2,2	**Ir** 2,2	**Pt** 2,2
Au 2,4	**Hg** 1,9	**Tl** 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	**Ru** …		
Fr 0,7	**Ra** 0,9	**Ac** 1,1	*Ku* -	*Ns* -					

Додаток 7

Формули для вираження та перерахунку концентрацій

Типи концентрацій та одиниці вимірювання	**M**	**N**	**T**	**P**
Молярна (**M**), моль/л	$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$	$M = \frac{N \cdot E}{M_m}$	$M = \frac{T \cdot 1000}{M_m}$	$M = \frac{P \cdot 10d}{M_m}$
*Нормальна (**N**), г-екв/л*	$N = \frac{M \cdot M_m}{E}$	$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$	$N = \frac{T \cdot 1000}{E}$	$N = \frac{P \cdot 10d}{E}$
Титр (**T**), г/мл	$T = \frac{M \cdot M_m}{1000}$	$\mathbf{T = \frac{N \cdot E}{1000}}$	$T_1 \cdot V_1 = T_2 \cdot V_2$	$T = \frac{P \cdot d}{100}$
Процентна (**P**), відсотки	$P = \frac{M \cdot M_m}{10d}$	$P = \frac{N \cdot E}{10d}$	$P = \frac{T \cdot 100}{d}$	За правилом хреста
Моляльна (m), моль/1000 г	$\mathbf{m = \frac{M \cdot 1000}{1000d - M \cdot M_m}}$	$\mathbf{m = \frac{N \cdot E \cdot 1000}{(1000d - N \cdot E) \cdot M_m}}$	$m = \frac{T \cdot 1000 \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_m)M_m}$	$m = \frac{P \cdot 10d \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_m)M_m}$

P, % - масова частка; M , моль/л - молярна концентрація;
N, моль/л(н) –молярна концентрація еквіваленту;
T, г/мл – титр розчину; *ρ(d)*, г/см^3 (г/мл) або кг/м^3 - густина розчину;

Рекомендована література

1. Основна

1 . Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2000-2001. – 578 с.
2. О.І. Карнаухов, В.А.Копілевич, Д.О.Мельничук і ін. Загальна хімія . К. „Фенікс”, 2005. – 839 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 702 с.

2. Додаткова

1. Григор’єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., О.А. Голуб. Загальна хімія. – К.: ВШ, 2009. – 471с.
2. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Київський університет, т. 1, 2, 1968. – 439 с.